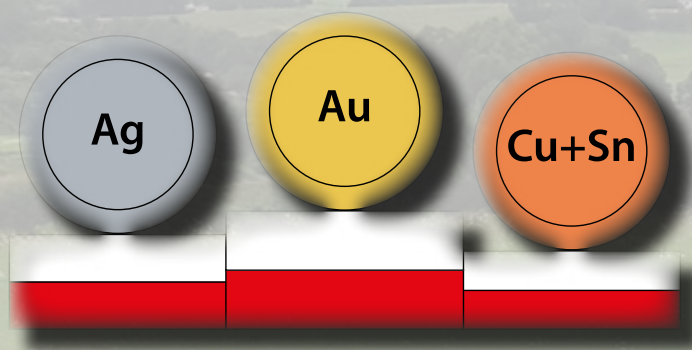


**OLIMPIADA Y MINIOOLIMPIADA
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2021
ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN**

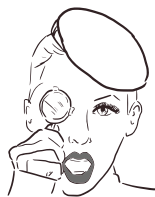
Enrique Álvarez Guerra

Revisores

**José María Colina Pérez
Gabriel Zarca Lago
Joaquín Salgado del Palacio
Manuel Álvarez Guerra**



**OLIMPIADA Y MINIOOLIMPIADA
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2021
*ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN***



CONSEJO EDITORIAL

Dña. Silvia Tamayo Haya
*Presidenta, Secretaria General,
Universidad de Cantabria*

D. Vitor Abrantes
*Facultad de Ingeniería,
Universidad de Oporto*

D. Ramón Agüero Calvo
*ETS de Ingenieros Industriales y
de Telecomunicación,
Universidad de Cantabria*

D. Miguel Ángel Bringas Gutiérrez
*Facultad de Ciencias Económicas y
Empresariales,
Universidad de Cantabria*

D. Diego Ferreiro Blanco
*ETS de Ingenieros de Caminos,
Canales y Puertos,
Universidad de Cantabria*

Dña. Aurora Garrido Martín
*Facultad de Filosofía y Letras,
Universidad de Cantabria*

D. José Manuel Goñi Pérez
*Modern Languages Department,
Aberystwyth University*

D. Carlos Marichal Salinas
*Centro de Estudios Históricos,
El Colegio de México*

D. Salvador Moncada
*Faculty of Biology, Medicine and
Health, The University of Manchester*

D. Agustín Oterino Durán
*Neurología (HUMV), investigador del
IDIVAL*

D. Luis Quindós Poncela
*Radiología y Medicina Física,
Universidad de Cantabria*

D. Marcelo Norberto Rougier
*Historia Económica y Social
Argentina, UBA y CONICET (IIEP)*

Dña. Claudia Sagastizábal
*IMPA (Instituto Nacional de
Matemática Pura e Aplicada)*

Dña. Belmar Gándara Sancho
*Directora, Editorial de la
Universidad de Cantabria*

**OLIMPIADA Y MINIOOLIMPIADA
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2021
*ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN***

Enrique Álvarez Guerra

Revisores

**José María Colina Pérez
Gabriel Zarca Lago
Joaquín Salgado del Palacio
Manuel Álvarez Guerra**

Álvarez Guerra, Enrique, autor

Olimpiada y Miniolimpiada de Química de Cantabria 2021 : enunciados y resolución / Enrique Álvarez Guerra ; revisores, José María Colina Pérez, Gabriel Zarca Lago, Joaquín Salgado del Palacio, Manuel Álvarez Guerra. – Santander : Editorial de la Universidad de Cantabria, 2021.

155 páginas : ilustraciones. – (Manuales Universidad de Cantabria ; 81)

ISBN 978-84-17888-73-2

I. Química-Problemas, ejercicios, etc. I. Colina Pérez, José María, revisor. II. Zarca Lago, Gabriel, revisor. III. Salgado del Palacio, Joaquín, revisor. IV. Álvarez Guerra, Manuel, revisor.

54(07)

THEMA: YPMP3, PN, JNDH, 1DSE-ES-F, 3MRBH, 4CL, 4CN, 4TN

Esta edición es propiedad de la EDITORIAL DE LA UNIVERSIDAD DE CANTABRIA, cualquier forma de reproducción, distribución, traducción, comunicación pública o transformación sólo puede ser realizada con la autorización de sus titulares, salvo excepción prevista por la ley. Diríjase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos, www.cedro.org) si necesita fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra.

Digitalización: Manuel Ángel Ortiz Velasco [emeaov]

Revisores: José María Colina Pérez, Gabriel Zarca Lago, Joaquín Salgado del Palacio*, Manuel Álvarez Guerra [Universidad de Cantabria; *IES Bernardino Escalante]

© Enrique Álvarez Guerra [Universidad de Cantabria]

© Editorial de la Universidad de Cantabria
Avda. de los Castros, 52 - 39005 Santander. Cantabria (España)
www.editorial.unican.es

ISBN: 978-84-17888-73-2 (PDF)

DOI: <https://doi.org/10.22429/Euc2021.038>

Hecho en España-*Made in Spain*

Santander, 2021

ÍNDICE

<u>Apartado</u>	<u>Pág.</u>
• Olimpiada de Química de Cantabria	1
o Cuestionario tipo test – enunciado	1
o Cuestionario tipo test – hoja de respuestas.....	7
o Cuestionario tipo test – respuestas	9
o Cuestionario tipo test – resolución	11
▪ Cuestión 1	12
▪ Cuestión 2	13
▪ Cuestión 3	15
▪ Cuestión 4	16
▪ Cuestión 5	18
▪ Cuestión 6	20
▪ Cuestión 7	22
▪ Cuestión 8	24
▪ Cuestión 9	25
▪ Cuestión 10	27
▪ Cuestión 11	29
▪ Cuestión 12	31
▪ Cuestión 13	32
▪ Cuestión 14	34
▪ Cuestión 15	36
▪ Cuestión 16	37
▪ Cuestión 17	40
▪ Cuestión 18	43
▪ Cuestión 19	45
▪ Cuestión 20	47
o Problemas – enunciados	49
o Problemas – resolución	52
▪ Problema 1	53
▪ Problema 2	57
▪ Problema 3	60
• Miniolimpiada de Química de Cantabria.....	65
o Cuestionario tipo test (parte I) – enunciado	65
o Cuestionario tipo test (parte I) – hoja de respuestas.....	70
o Cuestionario tipo test (parte I) – respuestas	72

Apartado**Pág.**

o Cuestionario tipo test (parte I) – resolución	74
▪ Cuestión 1	75
▪ Cuestión 2	76
▪ Cuestión 3	77
▪ Cuestión 4	79
▪ Cuestión 5	81
▪ Cuestión 6	83
▪ Cuestión 7	84
▪ Cuestión 8	85
▪ Cuestión 9	86
▪ Cuestión 10	88
▪ Cuestión 11	89
▪ Cuestión 12	90
▪ Cuestión 13	91
▪ Cuestión 14	93
▪ Cuestión 15	95
▪ Cuestión 16	97
▪ Cuestión 17	98
▪ Cuestión 18	100
▪ Cuestión 19	101
▪ Cuestión 20	102
o Cuestionario tipo test (parte II) – enunciado	103
o Cuestionario tipo test (parte II) – hoja de respuestas	109
o Cuestionario tipo test (parte II) – respuestas	111
o Cuestionario tipo test (parte II) – resolución	113
▪ Cuestión 1	114
▪ Cuestión 2	116
▪ Cuestión 3	118
▪ Cuestión 4	122
▪ Cuestión 5	123
▪ Cuestión 6	124
▪ Cuestión 7	126
▪ Cuestión 8	127
▪ Cuestión 9	129
▪ Cuestión 10	130
▪ Cuestión 11	131
▪ Cuestión 12	132

<u>Apartado</u>	<u>Pág.</u>
▪ Cuestión 13	133
▪ Cuestión 14	134
▪ Cuestión 15	135
▪ Cuestión 16	136
▪ Cuestión 17	138
▪ Cuestión 18	141
▪ Cuestión 19	142
▪ Cuestión 20	144

**OLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

ENUNCIADO

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

12 de marzo de 2021

Nombre y apellidos: _____

Conteste en la **Hoja de Respuestas**.

Solo hay una respuesta correcta para cada cuestión.

En caso de corrección/anulación de la respuesta, tache la que no desea señalar y escriba la respuesta que crea conveniente de modo que quede claro.

Cada respuesta correcta se valorará con 0,3 puntos, las respuestas incorrectas se valorarán con un valor negativo de 0,075 puntos y las respuestas en blanco con 0 puntos.

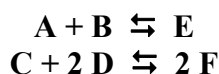
La calificación máxima del ejercicio tipo test son 6 puntos.

No está permitido el uso de calculadoras programables.

- 1) Dos elementos, X y Z, reaccionan entre ellos, pudiendo formar diversos compuestos binarios. Para formar uno de estos compuestos binarios, se combinan 90 g de X con 100 g de Z. ¿Cuál de las siguientes masas de X no es posible que reaccione completamente con 100 g de Z para formar algunos de los compuestos binarios formados por estos dos elementos?

- a) 45 g.
- b) 100 g.
- c) 135 g.
- d) 270 g.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 2) Un recipiente contiene 10 g de A, 20 g de B, 30 g de C y 40 g de D. Estos componentes reaccionan según:



¿Cuál será la masa total de los productos (E y F) que se han formado?

- a) 40 g.
- b) 50 g.
- c) 60 g.
- d) 100 g.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

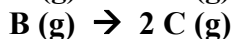
- 3) Un alcohol contiene un 52,2 % de carbono y un 13,0 % de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?

- a) CH₂.
- b) CH₃.
- c) CH₄.
- d) C₂H₃.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 4) Una sal de masa molar $60,0 \text{ g mol}^{-1}$ se disuelve en agua. Si el porcentaje en masa del soluto es el 12,0 % y su concentración molar es igual a $2,20 \text{ mol L}^{-1}$, ¿cuál es la densidad de la disolución resultante?
- a) $15,8 \text{ g L}^{-1}$.
 - b) 132 g L^{-1} .
 - c) $1,10 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$.
 - d) $1,58 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

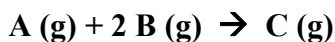
- 5) A 20°C , un recipiente se llena hasta la mitad con 180 g de un líquido volátil A, cuya masa molar es de $20,0 \text{ g mol}^{-1}$ y su presión de vapor a esta temperatura es de 25,0 mmHg. Si se añade al líquido 1,00 mol de un soluto no volátil, se cierra el recipiente y se deja el sistema en reposo durante un tiempo muy largo, ¿cuál será el porcentaje en volumen de A en la fase gaseosa si la presión total en el interior del recipiente es de 1 atm y se asume comportamiento ideal tanto de la disolución como de la fase gaseosa?
- a) 0,33 %.
 - b) 2,96 %.
 - c) 3,29 %.
 - d) 3,65 %.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 6) Considérense las siguientes reacciones:



cuyos rendimientos respectivos son del 60 % y del 75 %. Si desea obtenerse 1,00 mol de C, ¿cuántos moles de A se precisan?

- a) 0,25.
 - b) 0,56.
 - c) 1,80.
 - d) 2,22.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 7) Una muestra de 10 g que contiene el componente A reacciona con 20 g puros de B según:

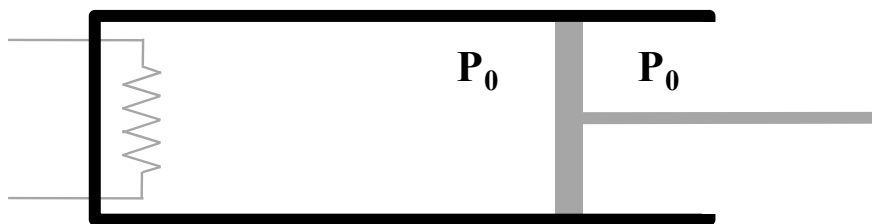


Si A es el reactivo limitante, el rendimiento de la reacción es del 80 % y tras la misma se han formado 21 g de C y quedan 5 g de B, ¿cuál es la pureza de la muestra de A si se asume que el efecto de un rendimiento de la reacción inferior al 100 % es que queden reactivos sin reaccionar?

- a) 10 %.
- b) 48 %.
- c) 60 %.
- d) 75 %.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 8) ¿Qué cantidad de calor se debe suministrar a 1,25 kg de agua para que su temperatura pase de 14 °C a 23 °C?
- 11,2 J.
 - 11,2 kJ.
 - 11,2 cal.
 - 11,2 kcal.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.

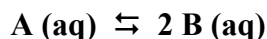
- 9) Considérese un cilindro de émbolo móvil que contiene una cantidad de gas ideal, como se ilustra en la figura:



Inicialmente, el gas ideal ocupa un volumen V_0 y se encuentra a 27 °C. Mediante la resistencia eléctrica que hay en el interior del cilindro, se calienta el gas hasta los 63 °C, expandiéndose el gas de forma reversible a presión constante, P_0 . Considerando el criterio de signos establecido por la IUPAC para el trabajo, ¿cuál es el valor del trabajo de expansión realizado por el gas ideal?

- $-1,33 V_0 P_0$.
 - $-0,12 V_0 P_0$.
 - $1,33 V_0 P_0$.
 - $2,33 V_0 P_0$.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 10) La constante cinética (o de velocidad) de la reacción de descomposición de un compuesto A tiene un valor de $1,80 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ L min}^{-1}$. Si la concentración de A aumenta un 50,0 %, ¿en qué factor aumentará la velocidad de reacción?
- 1,00.
 - 1,50.
 - 2,00.
 - 2,25.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 11) Señale las condiciones en las que la oxidación de 1 kg de hierro transcurre a mayor velocidad, asumiendo que el resto de condiciones no especificadas son las mismas para todos los casos:
- El hierro se encuentra en forma de cubos de 1 cm de arista inmersos en oxígeno puro, a la presión de 1 atm.
 - El hierro se encuentra en forma de esferas de 1 cm de radio inmersas en oxígeno puro, a la presión de 1 atm.
 - El hierro se encuentra en forma de cubos de 1 cm de arista inmersos en aire, a la presión de 1 atm.
 - El hierro se encuentra en forma de esferas de 1 cm de radio inmersas en aire, a la presión de 1 atm.
 - Hay más de una respuesta que conduce a la mayor velocidad de reacción.

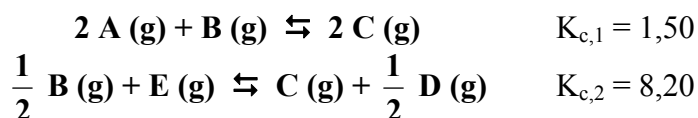
- 12) Para la reacción reversible:



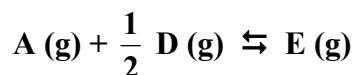
el valor de la constante de equilibrio es $K_c = 2$. Si a la misma temperatura se reduce a la mitad la concentración de A y se duplica la de B, el valor de K_c es igual a:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 8.
- d) 16.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 13) Considérense las siguientes reacciones químicas reversibles:



Calcule el valor de la constante de equilibrio, K_c , de la siguiente reacción química:



- a) 0,149.
 - b) 0,183.
 - c) 10,0.
 - d) 12,3.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 14) En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas se produce por la absorción de energía de mayor longitud de onda, si estas se denotan mediante $n_1 \rightarrow n_2$, donde n_1 es el nivel de energía en el que se encontraba el electrón y n_2 es el nivel de energía al que llega este tras la transición electrónica?
- a) $1 \rightarrow 2$.
 - b) $3 \rightarrow 2$.
 - c) $3 \rightarrow 4$.
 - d) $5 \rightarrow 1$.
 - e) $5 \rightarrow 4$.
- 15) En su estado fundamental, ¿cuántos electrones de valencia tiene el iridio, Ir ($Z = 77$)?
- a) 7.
 - b) 9.
 - c) 10.
 - d) 23.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 16) Indique la hibridación del átomo A en la molécula AB_5 , sabiendo que los elementos A y B tienen en su estado fundamental 7 electrones de valencia:
- a) sp^3 .
 - b) sp^2 .
 - c) sp .
 - d) sp^3d .
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 17) Indique el compuesto que presenta mayor temperatura de fusión:
- a) MgO.
 - b) LiI.
 - c) KBr.
 - d) RbF.
 - e) NaCl.
- 18) Señale la afirmación correcta en relación a las sustancias moleculares:
- a) Tienen puntos de fusión y de ebullición muy variables: desde muy bajos como el de los gases diatómicos hasta muy altos como el del diamante.
 - b) Las polares son buenos conductores eléctricos.
 - c) Si son apolares, presentan menor solubilidad en disolventes polares como el agua y una alta dureza en estado sólido.
 - d) Pueden formar cristales.
 - e) Todas las otras respuestas son falsas.
- 19) ¿Cuántos isómeros estructurales están representados por la fórmula molecular C_3H_6O ?
- a) 3.
 - b) 5.
 - c) 7.
 - d) 9.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 20) ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas conduce a un pOH mayor?
- a) Ácido sulfúrico $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
 - b) Amoníaco $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
 - c) Hidróxido de sodio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
 - d) Ácido nítrico $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
 - e) Ácido clorhídrico $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

DATOS:

Masas atómicas relativas: $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{C}) = 12,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$.

**OLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

HOJA DE RESPUESTAS

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

12 de marzo de 2021

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

Cuestión	Respuesta
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

Cuestión	Respuesta
11	
12	
13	
14	
15	
16	
17	
18	
19	
20	

**OLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

RESPUESTAS

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

12 de marzo de 2021

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST

Cuestión	Respuesta
1	b
2	e
3	e
4	c
5	b
6	b
7	d
8	d
9	b
10	d

Cuestión	Respuesta
11	a
12	b
13	a
14	c
15	e
16	e
17	a
18	d
19	d
20	a

**OLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

RESOLUCIÓN

CUESTIÓN 1

- 1) Dos elementos, X y Z, reaccionan entre ellos, pudiendo formar diversos compuestos binarios. Para formar uno de estos compuestos binarios, se combinan 90 g de X con 100 g de Z. ¿Cuál de las siguientes masas de X no es posible que reaccione completamente con 100 g de Z para formar algunos de los compuestos binarios formados por estos dos elementos?
- a) 45 g.
 - b) 100 g.
 - c) 135 g.
 - d) 270 g.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En esta cuestión, se consideran distintas masas de X que se combinan con la misma cantidad de Z en todos los casos: 100 g. Esta situación es la que describe la Ley de Dalton o Ley de las proporciones múltiples, que establece: *“cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, los pesos de uno de los elementos que se combinan con un mismo peso del otro, están en una relación de números enteros sencillos”*.

Por lo tanto, para comprobar la Ley de Dalton, si m_0 representa la masa de X del enunciado (90 g) y m_i es la masa de X de la respuesta i, se expresarán las distintas relaciones m_i/m_0 como la fracción de números enteros más simple posible:

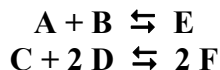
- a) $\frac{m_a}{m_0} = \frac{45 \text{ g}}{90 \text{ g}} = \frac{1}{2}$
- b) $\frac{m_b}{m_0} = \frac{100 \text{ g}}{90 \text{ g}} = \frac{10}{9}$
- c) $\frac{m_c}{m_0} = \frac{135 \text{ g}}{90 \text{ g}} = \frac{3}{2}$
- d) $\frac{m_d}{m_0} = \frac{270 \text{ g}}{90 \text{ g}} = \frac{3}{1}$

Como puede apreciarse, las respuestas a, c y d indican masas de X que sí guardan una relación de números enteros sencillos con la masa de X del enunciado: 1/2, 3/2 y 3/1; por lo que en todas ellas se verifica la Ley de Dalton y es posible que X y Z formen compuestos binarios con esas relaciones de masas. En cambio, la relación m_b/m_0 a la que conduce el apartado b no guarda entre sí una relación de números enteros sencillos, ya que es 10/9, con lo que no cumple la Ley de Dalton. Por lo tanto, puede concluirse que no es posible que 100 g de X se combinen con 100 g de Z para formar un compuesto binario, de modo que la respuesta b es correcta. A su vez, ello convierte en falsa la respuesta e.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 2

- 2) Un recipiente contiene 10 g de A, 20 g de B, 30 g de C y 40 g de D. Estos componentes reaccionan según:



¿Cuál será la masa total de los productos (E y F) que se han formado?

- a) 40 g.
- b) 50 g.
- c) 60 g.
- d) 100 g.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La Ley de conservación de la masa o de Lavoisier establece que *“la masa de un sistema cerrado permanece invariable independientemente de la transformación que ocurra dentro de él; es decir, en términos químicos, la masa de las sustancias reaccionantes o reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción”*. Por ello, puesto que inicialmente la masa total del sistema, m_i , es igual a:

$$m_i = m_A + m_B + m_C + m_D = 10 \text{ g} + 20 \text{ g} + 30 \text{ g} + 40 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

la Ley de Lavoisier asegura que la masa total del sistema será en todo momento de 100 g. Sin embargo, ello no implica que al término de las reacciones la masa total de los productos (E y F) sea de 100 g, por dos motivos:

- Ambas reacciones son reversibles, ya que entre los reactivos y los productos aparece una doble flecha (las reacciones irreversibles vienen representadas por una única flecha que señala el sentido de la reacción). Así, puesto que inicialmente solo hay reactivos, el sistema evolucionará hacia la formación de productos hasta alcanzar el equilibrio químico, cuando las relaciones de concentraciones verifiquen las respectivas constantes de equilibrio. De esta forma, al ser las reacciones reversibles, en el estado final de equilibrio habrá cantidades apreciables tanto de reactivos como de productos, por lo que en ningún caso los 100 g podrán estar constituidos únicamente por productos. Sin embargo, al no disponer de las constantes de equilibrio, no es posible especificar el estado final de equilibrio ni, por consiguiente, la relación entre los productos y reactivos.
- Se dispone de los datos en masa de los reactivos. Sin embargo, las ecuaciones químicas expresan mediante los coeficientes estequiométricos cómo se relacionan las cantidades de reactivos y/o productos en moléculas, en moles y, para sustancias gaseosas, en volúmenes. Dado que no se dispone de las masas molares de los reactivos, no es posible asegurar que estos se hallen en proporciones estequiométricas. Por ello, debe asumirse con generalidad que en cada reacción los reactivos están en una relación cualquiera, por lo que habrá un reactivo limitante y otro que estará en exceso. De esta forma, aunque las reacciones fuesen irreversibles, siempre quedará la cantidad que no haya reaccionado del reactivo que se encuentra en exceso, lo que constituye un motivo adicional para asegurar que en el estado final del sistema no habrá únicamente productos. No obstante, puesto que se desconoce

qué reactivo está en exceso y por cuánto, no es posible calcular las cantidades de productos formados ni la masa de reactivos en exceso que queda sin reaccionar.

Por todo ello, no es posible especificar la composición final del sistema y, en consecuencia, no se puede calcular la masa total de productos (E y F), con lo que cualquier solución numérica de la cuestión es falsa. En consecuencia, **la respuesta correcta es la e.**

CUESTIÓN 3

- 3) Un alcohol contiene un 52,2 % de carbono y un 13,0 % de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?
- a) CH₂.
 - b) CH₃.
 - c) CH₄.
 - d) C₂H₃.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los alcoholes son una clase de compuestos orgánicos que se caracterizan por presentar al menos un grupo hidroxilo (–OH). Por lo tanto, los alcoholes contienen carbono, hidrógeno y oxígeno en su composición. Dado que la fórmula empírica está formada por los símbolos de los elementos que forman la molécula acompañados por números enteros en forma de subíndices que expresan la relación más sencilla que existe entre los átomos de dichos elementos y que ninguna de las fórmulas empíricas de las respuestas a-d contiene oxígeno, se concluye que la respuesta correcta es la e.

Si se quisiera determinar la fórmula empírica de este compuesto, aunque no sea necesario para responder a la cuestión, se comenzará por calcular el porcentaje de oxígeno por diferencia:

$$\% \text{O} = 100 \% - \% \text{C} - \% \text{H} = 100,0 \% - 52,2 \% - 13,0 \% = 34,8 \%$$

Conocida la composición centesimal del compuesto, tomando 100 g del mismo, se calcula su fórmula empírica según:

$$\text{C)} \quad \frac{52,2 \text{ g C}}{12,0 \text{ g C} \cdot \text{mol C}^{-1}} = 4,35 \text{ mol C} \Rightarrow \frac{4,35 \text{ mol C}}{2,18 \text{ mol O}} = 2,00 \text{ mol C} \cdot (\text{mol O})^{-1}$$

H)

$$\frac{13,0 \text{ g H}}{1,0 \text{ g H} \cdot \text{mol H}^{-1}} = 13,0 \text{ mol H} \Rightarrow \frac{13,0 \text{ mol H}}{2,18 \text{ mol O}} = 5,96 \text{ mol H} \cdot (\text{mol O})^{-1} \approx 6 \text{ mol H} \cdot (\text{mol O})^{-1}$$

$$\text{O)} \quad \frac{34,8 \text{ g O}}{16,0 \text{ g O} \cdot \text{mol O}^{-1}} = 2,18 \text{ mol O} \Rightarrow \frac{2,18 \text{ mol O}}{2,18 \text{ mol O}} = 1,00$$

En consecuencia, la fórmula empírica del alcohol se corresponde con C₂H₆O. Como puede apreciarse, se confirma que no coincide con ninguna de las fórmulas recogidas en las respuestas a-d.

En resumen, **la respuesta correcta es la e.**

CUESTIÓN 4

- 4) Una sal de masa molar $60,0 \text{ g mol}^{-1}$ se disuelve en agua. Si el porcentaje en masa del soluto es el 12,0 % y su concentración molar es igual a $2,20 \text{ mol L}^{-1}$, ¿cuál es la densidad de la disolución resultante?
- a) $15,8 \text{ g L}^{-1}$.
 - b) 132 g L^{-1} .
 - c) $1,10 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$.
 - d) $1,58 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Por definición, la densidad de la disolución, d_{dis} , se calcula según:

$$d_{\text{dis}} = \frac{m_{\text{dis}}}{V_{\text{dis}}}$$

donde m_{dis} y V_{dis} son la masa y el volumen de la disolución, respectivamente.

Para la resolución de la cuestión se tomará, arbitrariamente, $V_{\text{dis}} = 1 \text{ L}$, ya que la densidad de las posibles respuestas se expresa en g L^{-1} . De este modo, puesto que la concentración molar de la misma es de $2,20 \text{ mol L}^{-1}$, implica que en 1 L de disolución hay 2,20 moles de soluto. A partir de la relación entre la cantidad de sustancia, n , y la masa, m :

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$$

conocida la masa molar de soluto, $M_{\text{sol}} = 60,0 \text{ g mol}^{-1}$, se puede hallar la masa de soluto, m_{sol} , contenido en 1 L de disolución:

$$m_{\text{sol}} = n_{\text{sol}} \cdot M_{\text{sol}} = 2,20 \text{ mol} \cdot 60,0 \text{ g mol}^{-1} = 132 \text{ g}$$

Una vez calculado m_{sol} y teniendo en cuenta el dato del porcentaje en masa de soluto en la disolución, $\%_{\text{sol}}$, de la expresión de este porcentaje se puede despejar m_{dis} :

$$\%_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{m_{\text{dis}}} 100 \Rightarrow m_{\text{dis}} = \frac{m_{\text{sol}}}{\%_{\text{sol}}} 100$$

Reemplazando valores, se obtiene m_{dis} :

$$m_{\text{dis}} = \frac{132 \text{ g}}{12} 100 = 1,10 \cdot 10^3 \text{ g}$$

De esta forma, una vez conocidos m_{dis} y V_{dis} se determina d_{dis} mediante la definición de densidad, anteriormente expuesta:

$$d_{\text{dis}} = \frac{1,10 \cdot 10^3 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 1,10 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$$

Se concluye así que la densidad de la disolución es igual a $1,10 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$, tal y como expresa la respuesta c.

En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 5

- 5) A 20 °C, un recipiente se llena hasta la mitad con 180 g de un líquido volátil A, cuya masa molar es de 20,0 g mol⁻¹ y su presión de vapor a esta temperatura es de 25,0 mmHg. Si se añade al líquido 1,00 mol de un soluto no volátil, se cierra el recipiente y se deja el sistema en reposo durante un tiempo muy largo, ¿cuál será el porcentaje en volumen de A en la fase gaseosa si la presión total en el interior del recipiente es de 1 atm y se asume comportamiento ideal tanto de la disolución como de la fase gaseosa?
- a) 0,33 %.
 - b) 2,96 %.
 - c) 3,29 %.
 - d) 3,65 %.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En primer lugar, la resolución de la cuestión exige conocer la presión de vapor del componente A (disolvente) en la disolución, una vez añadido el soluto no volátil. Debe recordarse que la presión de vapor de un componente en una fase líquida se define como la presión que ejerce dicho componente en la fase gaseosa que está en equilibrio con la líquida. Puesto que la disolución tiene un comportamiento ideal, es válida la Ley de Raoult para todos sus componentes en todo el intervalo de composiciones. De este modo, si se aplica la Ley de Raoult al disolvente A, su presión de vapor en la disolución, P_A , verifica:

$$P_A = x_A P_A^0$$

donde x_A es la fracción molar de A en la disolución y P_A^0 es la presión de vapor de A en estado puro, que es un dato que se proporciona en el enunciado de la cuestión, $P_A^0 = 25 \text{ mmHg}$. Para hallar x_A , se recurre a la definición de fracción molar:

$$x_A = \frac{n_A}{n_t} = \frac{n_A}{n_A + n_S}$$

donde n_t es el número total de moles de la disolución, n_A es el número de moles de A en la disolución y n_S es el número de moles de soluto en la misma. De acuerdo con el enunciado, $n_S = 1 \text{ mol}$, mientras que n_A se calcula a partir de la masa de A, m_A , y de su masa molar, M_A , según:

$$n_A = \frac{m_A}{M_A} = \frac{180 \text{ g}}{20,0 \text{ g mol}^{-1}} = 9,00 \text{ mol}$$

Conocidos n_A y n_S , se determina x_A :

$$x_A = \frac{9,00 \text{ mol}}{9,00 \text{ mol} + 1,00 \text{ mol}} = 0,900$$

A su vez, mediante la Ley de Raoult, P_A verifica:

$$P_A = x_A P_A^0 = 0,900 \cdot 25 \text{ mmHg} = 22,5 \text{ mmHg}$$

De este modo, por definición de la presión de vapor de A, la presión parcial de A en la fase gaseosa transcurrido un tiempo muy largo (es decir, alcanzado el equilibrio) es de 22,5 mmHg. Por ello, de acuerdo con la Ley de presiones parciales de Dalton, que establece que *“la presión total de una mezcla de gases ideales no reaccionantes es la suma de las presiones ejercidas individualmente por cada uno de ellos si ocupasen el mismo volumen a la misma temperatura”*, y dado que la fase gaseosa tiene comportamiento ideal, puede deducirse la expresión siguiente, que relaciona P_A y la presión total de la fase gaseosa, P :

$$P_A = y_A P$$

donde y_A es la fracción molar de A en la fase gaseosa (la fracción molar suele representarse por x , pero para evitar ambigüedades, en equilibrios líquido-vapor suele representarse la composición de la fase líquida mediante x y la de la fase gaseosa mediante y). Por lo tanto, calculado P_A y conocido que $P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$, y_A queda:

$$y_A = \frac{P_A}{P} = \frac{22,5 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} = 0,0296$$

Por consiguiente, el porcentaje en moles de A en la fase gaseosa es igual a 2,96 %. Además, teniendo en cuenta la Ley de Avogadro, que establece que *“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”*, se concluye que en una mezcla gaseosa ideal el porcentaje en moles de sus componentes es igual al porcentaje en volumen. De esta forma, el porcentaje en volumen de A en la fase gaseosa es del 2,96 %, tal y como afirma la respuesta b.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 6

6) Considérense las siguientes reacciones:



cuyos rendimientos respectivos son del 60 % y del 75 %. Si desea obtenerse 1,00 mol de C, ¿cuántos moles de A se precisan?

a) 0,25.

b) 0,56.

c) 1,80.

d) 2,22.

e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El rendimiento de una reacción química, r , expresando en porcentaje, suele definirse como:

$$r (\%) = \frac{m_{\text{producto, real}}}{m_{\text{producto, teórica}}} 100$$

donde $m_{\text{producto, real}}$ es la masa de producto que se obtiene realmente y $m_{\text{producto, teórica}}$ es la masa de producto predicha por los cálculos estequiométricos a partir de una cantidad dada de reactivo, esto es, asumiendo un rendimiento del 100 %. Puesto que la masa y la cantidad de sustancia (moles) se relacionan a través de la masa molar, que para un producto dado es una constante, r también puede definirse mediante:

$$r (\%) = \frac{n_{\text{producto, real}}}{n_{\text{producto, teórica}}} 100$$

De acuerdo con el enunciado, en la segunda reacción $r_2 = 75 \%$ y $n_{\text{C, real}} = 1,00 \text{ mol}$, por lo que puede calcularse $n_{\text{C, teórica}}$ según:

$$n_{\text{C, teórica}} = \frac{n_{\text{C, real}}}{r (\%)} 100 = \frac{1,00 \text{ mol}}{75} 100 = 1,33 \text{ mol}$$

A su vez, conocida $n_{\text{C, teórica}}$ se puede calcular la cantidad de B necesaria para formar esos 1,33 moles (teóricos) de C, a partir de las relaciones de equivalencia que establecen los respectivos coeficientes estequiométricos, tal y como se muestra a continuación:

$$n_{\text{B}} = 1,33 \text{ mol C} \frac{1 \text{ mol B}}{2 \text{ mol C}} = 0,67 \text{ mol B}$$

Evidentemente, estos moles de B que actúan como reactivo en la segunda reacción química son los obtenidos en la primera. Por lo tanto, desde el punto de vista de la primera reacción química, en la que $r_1 = 60 \%$, los 0,67 moles de B constituyen

$n_{\text{producto,real}}$. De esta forma, se puede hallar $n_{\text{B,teórica}}$ de forma análoga a como se calculó $n_{\text{C,teórica}}$:

$$n_{\text{B,teórica}} = \frac{n_{\text{B,real}}}{r(\%)} 100 = \frac{0,67 \text{ mol}}{60} 100 = 1,12 \text{ mol}$$

Tal y como se hizo anteriormente en la segunda reacción, a partir de $n_{\text{B,teórica}}$ se obtienen los moles de A necesarios mediante la relación de coeficientes estequiométricos:

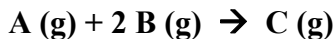
$$n_{\text{A}} = 1,12 \text{ mol B} \frac{1 \text{ mol A}}{2 \text{ mol B}} = 0,56 \text{ mol A}$$

De esta forma, se necesitan 0,56 moles de A para obtener 1,00 mol de C, tal y como afirma la respuesta b.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 7

- 7) Una muestra de 10 g que contiene el componente A reacciona con 20 g puros de B según:



Si A es el reactivo limitante, el rendimiento de la reacción es del 80 % y tras la misma se han formado 21 g de C y quedan 5 g de B, ¿cuál es la pureza de la muestra de A si se asume que el efecto de un rendimiento de la reacción inferior al 100 % es que queden reactivos sin reaccionar?

- a) 10 %.
- b) 48 %.
- c) 60 %.
- d) 75 %.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La Ley de conservación de la masa o de Lavoisier establece que *“la masa de un sistema cerrado permanece invariable independientemente de la transformación que ocurra dentro de él; es decir, en términos químicos, la masa de las sustancias reaccionantes o reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción”*. Por ello, puesto que inicialmente la masa total del sistema, m_t , es igual a:

$$m_t = m_{\text{muestraA},0} + m_{\text{B},0} = 10 \text{ g} + 20 \text{ g} = 30 \text{ g}$$

la Ley de Lavoisier asegura que en todo momento la masa total del sistema será de 30 g. Por lo tanto, conocidas las masas finales de B y C, m_B y m_C , por diferencia se puede hallar lo que queda al final de la muestra A, m_{muestraA} :

$$m_{\text{muestraA}} = m_t - m_B - m_C = 30 \text{ g} - 5 \text{ g} - 21 \text{ g} = 4 \text{ g}$$

A su vez, puesto que inicialmente había 10 g de muestra A, la diferencia de sus masas indica la cantidad de componente A que ha reaccionado (las impurezas de la muestra no reaccionan, ya que solo A reacciona con B, como indica la ecuación química):

$$m_{\text{A, reacciona}} = m_{\text{muestraA},0} - m_{\text{muestraA}} = 10 \text{ g} - 4 \text{ g} = 6 \text{ g}$$

De este modo, y por ser A el reactivo limitante, se concluye la relación estequiométrica en masas de que, en exceso de B, 6 g de A forman 21 g de C.

Por otro lado, debe tenerse en cuenta la definición del rendimiento de una reacción química, r , expresando en porcentaje:

$$r (\%) = \frac{m_{\text{producto, real}}}{m_{\text{producto, teórica}}} 100$$

donde $m_{\text{producto, real}}$ es la masa de producto que se obtiene realmente y $m_{\text{producto, teórica}}$ es la masa de producto predicha por los cálculos estequiométricos a partir de una cantidad

dada de reactivo, esto es, asumiendo un rendimiento del 100 %. Puesto que el enunciado de la cuestión proporciona $r = 80 \%$ y $m_{C,real} = 21 \text{ g}$, puede calcularse $m_{C,teórica}$ según:

$$m_{C,teórica} = \frac{m_{C,real}}{r(\%)} 100 = \frac{21 \text{ g}}{80} 100 = 26,25 \text{ g}$$

Estos 26,25 g de C son los que se formarían si el rendimiento de la reacción fuese del 100 %, es decir, dado que la reacción es irreversible, si se agotase el reactivo limitante (A). En consecuencia, a partir de $m_{C,teórica}$ y de la relación estequiométrica en masa entre A y C se puede determinar la cantidad total de A puro, $m_{A,0}$, que había inicialmente en la muestra:

$$m_{A,0} = 26,25 \text{ g C} \frac{6 \text{ g A}}{21 \text{ g C}} = 7,5 \text{ g A}$$

Finalmente, una vez conocidas las masas iniciales de reactivo, $m_{A,0}$, y de muestra, $m_{muestraA,0}$, se calcula la pureza de esta mediante su definición:

$$\text{Pureza}_{muestraA}(\%) = \frac{m_{A,0}}{m_{muestraA,0}} 100 = \frac{7,5 \text{ g}}{10 \text{ g}} 100 = 75 \%$$

En conclusión, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 8

- 8) ¿Qué cantidad de calor se debe suministrar a 1,25 kg de agua para que su temperatura pase de 14 °C a 23 °C?
- a) 11,2 J.
 - b) 11,2 kJ.
 - c) 11,2 cal.
 - d) 11,2 kcal.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La cantidad de calor, Q , necesaria para modificar la temperatura de una masa m de calor específico c en un valor igual a ΔT viene determinada por la ecuación:

$$Q = m c \Delta T$$

En este caso, la variación de temperatura del agua es igual a:

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}} = 23\text{ °C} - 14\text{ °C} = 9\text{ °C}$$

Por su parte, de la definición de caloría, que establece que 1 caloría (cal) es la energía necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1 °C, de 14,5 a 15,5 °C, se concluye que el calor específico del agua es:

$$c = 1\text{ cal g}^{-1}\text{ °C}^{-1}$$

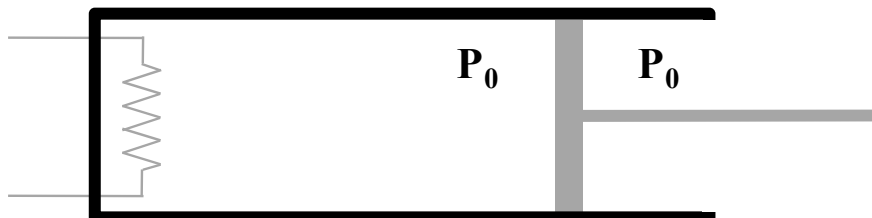
De este modo, puesto que de acuerdo con los datos de la cuestión $m = 1,25\text{ kg} = 1,25 \cdot 10^3\text{ g}$, reemplazando valores se obtiene Q :

$$Q = 1,25 \cdot 10^3\text{ g} \cdot 1\text{ cal g}^{-1}\text{ °C}^{-1} \cdot 9\text{ °C} = 1,12 \cdot 10^4\text{ cal} = 11,2\text{ kcal}$$

Por consiguiente, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 9

- 9) Considérese un cilindro de émbolo móvil que contiene una cantidad de gas ideal, como se ilustra en la figura:



Inicialmente, el gas ideal ocupa un volumen V_0 y se encuentra a $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. Mediante la resistencia eléctrica que hay en el interior del cilindro, se calienta el gas hasta los $63\text{ }^{\circ}\text{C}$, expandiéndose el gas de forma reversible a presión constante, P_0 . Considerando el criterio de signos establecido por la IUPAC para el trabajo, ¿cuál es el valor del trabajo de expansión realizado por el gas ideal?

- a) $-1,33 V_0 P_0$.
- b) $-0,12 V_0 P_0$.
- c) $1,33 V_0 P_0$.
- d) $2,33 V_0 P_0$.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El criterio de signos IUPAC para el trabajo establece que:

- Cuando el trabajo lo realiza el medio exterior (ME) sobre el sistema termodinámico (ST), el signo del trabajo es positivo: $W > 0$.
- Cuando el trabajo lo realiza el ST sobre el ME, el signo del trabajo es negativo: $W < 0$.

En relación con el trabajo de expansión-compresión, puesto que en una expansión ($\Delta V > 0$) lo realiza el ST sobre el ME y en una compresión ($\Delta V < 0$) lo realiza el ME sobre el ST, este trabajo en un proceso reversible viene definido de acuerdo con el criterio de signos IUPAC por la expresión:

$$W = -\int P dV$$

En un proceso isóbaro, la presión es constante, $P_0 = \text{cte.}$, por lo que si los volúmenes final e inicial se denotan por V_f y V_0 , respectivamente, el trabajo de expansión-compresión queda:

$$W = -P_0 \int_0^f dV = -P_0 (V_f - V_0)$$

Puesto que la expansión es isóbara y la cantidad de gas ideal encerrado en el cilindro es constante, se verifica la Ley de Charles (o primera Ley de Gay-Lussac), que establece que el volumen de una cantidad de gas ideal a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f}$$

Así, las temperaturas absolutas inicial, T_0 , y final, T_f , son:

$$T_0 = 27\text{ °C} = 27 + 273\text{ K} = 300\text{ K}$$

$$T_f = 63\text{ °C} = 63 + 273\text{ K} = 336\text{ K}$$

Sustituyendo estas temperaturas en la Ley de Charles, se determina $V_f = f(V_0)$:

$$\frac{V_0}{300} = \frac{V_f}{336} \Rightarrow V_f = \frac{336}{300} V_0 = 1,12 V_0$$

Finalmente, reemplazando V_f en la expresión del trabajo de expansión-compresión, se obtiene $W = f(P_0, V_0)$:

$$W = -P_0(V_f - V_0) = -P_0(1,12 V_0 - V_0) = -0,12 P_0 V_0$$

En consecuencia, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 10

- 10) La constante cinética (o de velocidad) de la reacción de descomposición de un compuesto A tiene un valor de $1,80 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ L min}^{-1}$. Si la concentración de A aumenta un 50,0 %, ¿en qué factor aumentará la velocidad de reacción?
- a) 1,00.
 - b) 1,50.
 - c) 2,00.
 - d) 2,25.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La velocidad de una reacción química, r , es la magnitud definida como la variación del número de moles por unidad de tiempo y de una magnitud extensiva, cuya elección depende del tipo de reacción. Teniendo en cuenta que la constante cinética k se mide en $\text{mol}^{-1} \text{ L min}^{-1}$, se deduce que el tiempo se mide en minutos (min) y la magnitud extensiva utilizada en la definición de r es el volumen, medido en litros (L). De esta forma, se concluye que en este caso la velocidad de reacción se mide en $\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

Por su parte, de acuerdo con la ecuación cinética o ley de velocidad, la velocidad de reacción, r , es igual a la constante cinética multiplicada por una función de concentraciones de los reactivos, que generalmente es el producto de la concentración molar de cada reactivo elevada a una potencia:

$$r = k [A]^{\alpha} [B]^{\beta} \dots$$

Así, para la reacción química de esta cuestión, al ser una descomposición, su ecuación química será del tipo $A \rightarrow \text{Productos}$ y habrá un único reactivo: el compuesto A que se descompone. En consecuencia, en este caso la ecuación cinética responderá a la expresión:

$$r = k [A]^{\alpha}$$

En toda ecuación, todos sus términos deben tener las mismas dimensiones, es decir, debe ser dimensionalmente homogénea. Por consiguiente, los dos miembros de la ecuación cinética deben tener idénticas unidades si todas las magnitudes se expresan en las mismas unidades. Dado que el miembro izquierdo de la ecuación cinética es la velocidad de reacción, sus unidades son $\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$. En cambio, las unidades del miembro derecho son el producto de las unidades de la constante cinética, esto es, $\text{mol}^{-1} \text{ L min}^{-1}$, y de $[A]^{\alpha}$, en donde la unidad de concentración es mol L^{-1} , al medir el volumen en L. De este modo, igualando las unidades de ambos miembros de la ecuación cinética, operando y tomando logaritmos, se obtiene el orden parcial de la reacción respecto de A, α , que además, por ser el único reactivo, coincide con el orden total de la reacción:

$$\begin{aligned} \text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1} &= \text{mol}^{-1} \text{ L min}^{-1} (\text{mol L}^{-1})^{\alpha} \\ \text{mol}^2 \text{ L}^{-2} &= (\text{mol L}^{-1})^{\alpha} \end{aligned}$$

$$\log(\text{mol}^2 \text{ L}^{-2}) = \log(\text{mol L}^{-1})^\alpha = \alpha \log(\text{mol L}^{-1})$$

$$\alpha = \frac{\log(\text{mol}^2 \text{ L}^{-2})}{\log(\text{mol L}^{-1})} = \frac{\log(\text{mol L}^{-1})^2}{\log(\text{mol L}^{-1})} = \frac{2 \log(\text{mol L}^{-1})}{\log(\text{mol L}^{-1})} = 2$$

Por consiguiente, el orden parcial de la reacción respecto a A es 2, con lo que r para una concentración de A genérica, [A], es igual a:

$$r = k [A]^2$$

Si la concentración de A aumenta un 50,0 %, se verifica que $[A]' = 1,50 [A]$, por lo que el nuevo valor de la velocidad de reacción, r' , verifica:

$$r' = k [A]'^2 = k (1,50[A])^2 = k 1,50^2 [A]^2 = 2,25 k [A]^2 = 2,25 r$$

En consecuencia, se deduce que la velocidad de reacción aumentará en un factor de 2,25 cuando la concentración de A aumenta en un 50 %, lo que se corresponde con la respuesta d.

En resumen, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 11

- 11) Señale las condiciones en las que la oxidación de 1 kg de hierro transcurre a mayor velocidad, asumiendo que el resto de condiciones no especificadas son las mismas para todos los casos:
- a) El hierro se encuentra en forma de cubos de 1 cm de arista inmersos en oxígeno puro, a la presión de 1 atm.
 - b) El hierro se encuentra en forma de esferas de 1 cm de radio inmersas en oxígeno puro, a la presión de 1 atm.
 - c) El hierro se encuentra en forma de cubos de 1 cm de arista inmersos en aire, a la presión de 1 atm.
 - d) El hierro se encuentra en forma de esferas de 1 cm de radio inmersas en aire, a la presión de 1 atm.
 - e) Hay más de una respuesta que conduce a la mayor velocidad de reacción.

Resolución

Esta cuestión se centra en el análisis de la velocidad de reacción de la oxidación de hierro con oxígeno, para formar el óxido de hierro correspondiente. De acuerdo con las respuestas a-d, se estudia la influencia de utilizar hierro en forma de cubos de 1 cm de arista o de esferas de 1 cm de radio, así como de emplear oxígeno puro o disuelto en aire. La forma del hierro afecta a la superficie de contacto entre los reactivos, que se encuentran en fases distintas al tratarse de una reacción heterogénea: el hierro en fase sólida y el oxígeno en fase gaseosa. Por su parte, la utilización de oxígeno puro o de aire, puesto que ambos se encuentran a 1 atm, influye en la concentración de reactivos, porque en el aire, al contener únicamente el 21 % (en volumen o en moles) de oxígeno, la concentración molar de este elemento en la fase gaseosa es menor que en los casos en los que se emplea oxígeno puro.

Para el estudio de la dependencia de la velocidad de reacción de estos dos factores se recurre a la Teoría de colisiones, que considera que las reacciones químicas tienen lugar cuando se produce el choque eficaz de las moléculas de reactivos. Para que el choque de las moléculas de reactivos sea eficaz, han de darse dos condiciones:

- Las moléculas de reactivos deben tener la suficiente energía para que en el choque se puedan romper enlaces químicos en estas moléculas de reactivos.
- Las moléculas de reactivos deben contar con la orientación adecuada para que, tras el choque, los átomos o grupos atómicos resultantes puedan enlazarse y dar lugar a la formación de los productos.

En reacciones heterogéneas, como la de oxidación de esta cuestión, las colisiones entre las moléculas de reactivos se producen, en general, en la interfase o superficie de contacto entre las fases que contienen a los reactivos (la superficie entre el hierro y el oxígeno o el aire, en este caso). Así, una mayor superficie de contacto posibilitará un mayor número de colisiones totales entre moléculas de reactivos, por lo que el número de colisiones eficaces aumentará en la misma proporción, incrementándose la velocidad de reacción. Como en todos los casos se dispone de 1 kg de hierro, y la densidad de este también es constante, se concluye que en las respuestas a-d se cuenta con el mismo volumen de hierro. En consecuencia, para analizar las respuestas que cuentan con mayor

superficie de hierro basta con analizar la relación superficie/volumen, S/V , de las partículas de este metal. De este modo, teniendo en cuenta las fórmulas de la superficie y del volumen del cubo y de la esfera, y sabiendo que los cubos tienen 1 cm de arista, a , y las esferas 1 cm de radio, r , se obtiene:

$$(S/V)_{\text{cubo}} = \frac{S_{\text{cubo}}}{V_{\text{cubo}}} = \frac{6a^2}{a^3} = \frac{6}{a} = \frac{6}{1\text{ cm}} = 6\text{ cm}^{-1}$$

$$(S/V)_{\text{esfera}} = \frac{S_{\text{esfera}}}{V_{\text{esfera}}} = \frac{4\pi r^2}{\frac{4}{3}\pi r^3} = \frac{3}{r} = \frac{3}{1\text{ cm}} = 3\text{ cm}^{-1}$$

Por consiguiente, como el cubo presenta mayor superficie por unidad de volumen y en todos los casos el volumen de hierro es el mismo, se deduce que en los casos en que el hierro se encuentra en forma de cubos de 1 cm de arista hay más superficie entre el hierro y el aire o el oxígeno, y será en estos casos en los que la velocidad de reacción es mayor. Se descartan así las respuestas b y d, en las que el hierro se presenta en forma de esferas de 1 cm de radio.

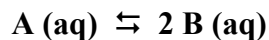
Con respecto a la influencia de la concentración de reactivos, cuanto mayor sea esta, el número de moléculas de reactivos por unidad de volumen aumenta y, por lo tanto, existe mayor probabilidad de que se produzcan choques entre las moléculas de reactivos, incrementándose igualmente de forma proporcional el número de choques eficaces. Dado que la concentración de oxígeno es mayor cuando este se utiliza puro que cuando se encuentra mezclado con nitrógeno y otros gases en el aire, se concluye que la velocidad de reacción es mayor con oxígeno puro que con aire (ambos a 1 atm). De este modo, las respuestas c y d, en las que se utiliza aire para proporcionar el oxígeno de la oxidación, también pueden descartarse.

De acuerdo con todo lo expuesto, la mayor velocidad de reacción se obtiene cuando reaccionan cubos de hierro de 1 cm de arista con oxígeno puro, lo que se corresponde con la respuesta a.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 12

12) Para la reacción reversible:



el valor de la constante de equilibrio es $K_c = 2$. Si a la misma temperatura se reduce a la mitad la concentración de A y se duplica la de B, el valor de K_c es igual a:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 8.
- d) 16.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

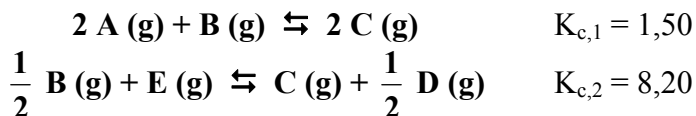
Resolución

La constante de equilibrio K_c solo es función de la temperatura, siendo independiente de las concentraciones iniciales de reactivos y productos. Por lo tanto, aunque se modifiquen las concentraciones de A (reactivo) y B (producto), al mantenerse la temperatura constante, el valor de K_c no varía y continúa siendo 2. Por lo tanto, la modificación de las concentraciones de A y de B haría que cambiase el valor del cociente de reacción, Q, pero no el de la constante de equilibrio, K_c .

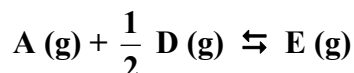
En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 13

13) Considérense las siguientes reacciones químicas reversibles:



Calcule el valor de la constante de equilibrio, K_c , de la siguiente reacción química:



- a) 0,149.
- b) 0,183.
- c) 10,0.
- d) 12,3.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

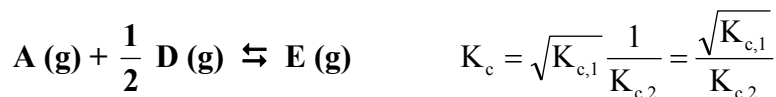
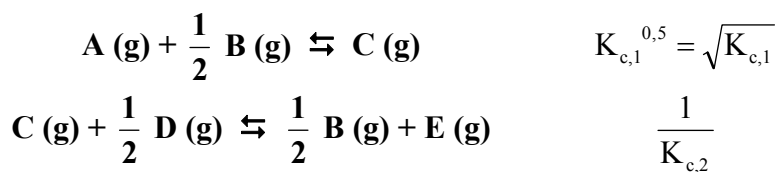
La resolución de esta cuestión implica conocer las siguientes propiedades de la constante de equilibrio:

- El valor numérico de la constante de equilibrio depende de los valores de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química correspondiente, por lo que si una ecuación química se multiplica por un factor, su constante de equilibrio será igual a la constante de la ecuación original elevada a dicho factor.
- Las constantes de equilibrio de la ecuación directa de una reacción reversible, K_d , y de su ecuación inversa, K_i , se relacionan según:

$$K_d = \frac{1}{K_i}$$

- Cuando dos o más reacciones se suman para obtener otra reacción global, las respectivas constantes de equilibrio de las reacciones individuales deben multiplicarse para obtener la constante de equilibrio de la reacción global.

A continuación, se acondicionarán las dos ecuaciones químicas cuyo valor de K_c se proporciona en el enunciado de la cuestión para que, al combinarlas, se obtenga la ecuación química cuya constante de equilibrio se desconoce. De este modo, teniendo presentes las ideas anteriores relativas a la constante de equilibrio, se determina el valor de la constante de equilibrio de las reacciones individuales una vez acondicionadas, así como la de la reacción que resulta de su combinación:



Reemplazando los valores de $K_{c,1}$ y de $K_{c,2}$, se determina el valor de K_c :

$$K_c = \frac{\sqrt{K_{c,1}}}{K_{c,2}} = \frac{\sqrt{1,50}}{8,20} = 0,149$$

Tal y como puede apreciarse, la solución de $K_c = 0,149$ se corresponde con la expuesta en la respuesta a.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 14

- 14) En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas se produce por la absorción de energía de mayor longitud de onda, si estas se denotan mediante $n_1 \rightarrow n_2$, donde n_1 es el nivel de energía en el que se encontraba el electrón y n_2 es el nivel de energía al que llega este tras la transición electrónica?
- a) $1 \rightarrow 2$.
 - b) $3 \rightarrow 2$.
 - c) $3 \rightarrow 4$.
 - d) $5 \rightarrow 1$.
 - e) $5 \rightarrow 4$.

Resolución

En la resolución de la cuestión, se recurrirá al modelo atómico de Bohr, por ser el más sencillo que permite describir con precisión el espectro atómico del hidrógeno. En este sentido, el tercer postulado de este modelo atómico establece: *“la energía liberada al saltar el electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón, cuya frecuencia viene dada por la ecuación de Planck: $\Delta E = E_2 - E_1 = h \nu$ ”*.

Así, cuando el átomo absorbe energía (radiación), el electrón pasa de una órbita de menor energía (menor número cuántico principal, n) a otra de mayor energía (mayor n), y la diferencia entre ambas órbitas se corresponderá con una línea del espectro de absorción. Por ello, siguiendo la notación expuesta en el enunciado de la cuestión y teniendo en cuenta que en la transición electrónica considerada el átomo absorbe energía (es decir, la línea espectral asociada a dicha transición corresponde al espectro de absorción), se verifica que $n_1 < n_2$. De esta forma, se pueden descartar las respuestas b, d y e, ya que en ellas $n_1 > n_2$, por lo que en esas transiciones electrónicas el átomo emite energía (radiación), perteneciendo las correspondientes líneas espectrales al espectro de emisión.

Para dilucidar entre las respuestas a y c cuál es la correcta, debe considerarse que, en el espectro de absorción del átomo de hidrógeno, el número de ondas (es decir, el inverso de la longitud de onda) de las líneas espectrales viene establecido por la fórmula de Rydberg para este elemento:

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

donde R_H es la constante de Rydberg. En consecuencia, la longitud de onda de la radiación absorbida se relaciona con n_1 y n_2 mediante:

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

De este modo, reemplazando los valores de n_1 y n_2 correspondientes a las transiciones electrónicas de las respuestas a y c, se puede evaluar cuál de las dos se produce por absorción de energía de mayor longitud de onda:

$$\lambda_a = \frac{1}{R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)} = \frac{1,33}{R_H}$$

$$\lambda_c = \frac{1}{R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right)} = \frac{20,6}{R_H}$$

Como puede apreciarse, $\lambda_c > \lambda_a$, por lo que se concluye que **la respuesta correcta es la c.**

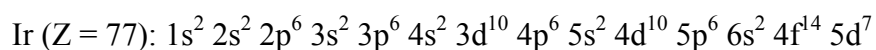
CUESTIÓN 15

- 15) En su estado fundamental, ¿cuántos electrones de valencia tiene el iridio, Ir ($Z = 77$)?
- a) 7.
 - b) 9.
 - c) 10.
 - d) 23.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La configuración electrónica de un átomo viene determinada por el Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau, el Principio de exclusión de Pauli y la Regla de máxima multiplicidad de Hund, si bien esta última no es necesaria aplicarla para la resolución de la cuestión. Así, el Principio de Aufbau establece que los electrones irán ocupando sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía. A su vez, la energía de los orbitales atómicos aumenta, en general, con el valor de $n+l$, y a igualdad de $n+l$, tiene mayor energía aquel con un valor más alto de n , donde n es el número cuántico principal y l es el número cuántico secundario o acimutal. De este modo, el diagrama de Möeller no es más que la aplicación de este principio al orden de llenado de los orbitales de los diferentes subniveles de energía. Por su parte, el Principio de exclusión de Pauli determina que cada orbital pueda alojar un máximo de dos electrones,

Teniendo todo ello presente, se deduce la siguiente configuración electrónica para el iridio, Ir ($Z = 77$):



Los electrones de valencia son aquellos situados en orbitales del nivel de energía más alto, esto es, en orbitales que vengan definidos por el número cuántico principal mayor. En el caso del iridio en su estado fundamental, el mayor nivel energético que contiene electrones es el definido por $n = 6$, y dado que en este nivel de energía solo se encuentran los dos electrones alojados en el único orbital del subnivel $6s$, se concluye que este elemento en su estado fundamental tiene 2 electrones de valencia.

Puesto que ninguna de las respuestas a-d recoge esta solución, se concluye que **la respuesta correcta es la e.**

CUESTIÓN 16

- 16) Indique la hibridación del átomo A en la molécula AB_5 , sabiendo que los elementos A y B tienen en su estado fundamental 7 electrones de valencia:
- a) sp^3 .
 - b) sp^2 .
 - c) sp .
 - d) sp^3d .
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El primer paso para hallar la hibridación de átomo A en la molécula AB_5 pasa por determinar la estructura óptima de Lewis de la molécula. A su vez, ello implica seleccionar el átomo central, que suele ser el átomo más electropositivo, siendo los átomos de hidrógeno, H, y de flúor, F, terminales. En este caso, como ambos elementos (A y B) tienen 7 electrones de valencia en su estado fundamental, solo les falta un electrón para tener la configuración electrónica de gas noble (tener la capa de valencia llena con 8 electrones), por lo que ambos pertenecen al grupo 17 de la Tabla Periódica, esto es, son halógenos. En concreto, como en la formulación de compuestos binarios se escribe en primer lugar el elemento más electropositivo, se concluye que en este caso el más electropositivo y, por lo tanto, el átomo central, es el átomo del elemento A. De esta forma, algunos ejemplos de compuestos que podrían corresponderse con AB_5 son ClF_5 , $BrCl_5$, IF_5 , $BrCl_5$ o ICl_5 .

Además, puesto que los dos elementos pertenecen al mismo grupo y tienen el mismo número de electrones de valencia (7), presentan idéntica configuración electrónica de la capa de valencia. De este modo, para conocer qué orbitales de esta capa de valencia están llenos, cuáles semillenos y cuáles vacíos, se representa su diagrama de orbitales (en el que cada orbital viene representado por una caja y cada electrón por una flecha, cuyo sentido indica su espín), que es el mismo para ambos elementos:



De acuerdo a la regla del octeto, en general, todos los elementos tienden a alcanzar su máxima estabilidad adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo. Para adquirir dicha configuración electrónica, los átomos tanto de A como de B deben tener 8 electrones en su capa de valencia. Por consiguiente, el número de electrones necesarios para que todos los átomos de la molécula de AB_5 posean la configuración electrónica de gas noble es:

$$N = 8 + 5 \cdot 8 = 48$$

Sin embargo, el número de electrones disponibles, D, es igual a:

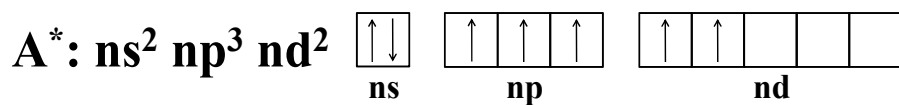
$$D = 7 + 5 \cdot 7 = 42$$

De igual manera, a partir de N y D se determinan el número de electrones compartidos, C, y el número de electrones solitarios, S, de AB₅:

$$C = N - D = 48 - 42 = 6$$

$$S = D - C = 42 - 6 = 36$$

Cada enlace covalente está formado por 2 electrones, por lo que se pueden formar 3 enlaces covalentes al compartirse 6 electrones en la molécula. En la molécula hay 6 átomos y dado que en una molécula de n átomos, siendo uno de ellos el átomo central, se precisan de al menos n-1 enlaces sencillos para que todos los átomos queden enlazados, se concluye que deben formarse 5 enlaces A-B. Se requiere entonces que el átomo central, A, promocione electrones a orbitales de mayor energía, de forma que tenga tantos electrones desapareados en sus respectivos orbitales semillenos como enlaces vaya a formar (5 en este caso). Para ello, se promocionan 2 electrones del átomo A, uno por cada orbital np lleno, a dos orbitales nd. Debe señalarse que el átomo puede expandir su octeto, ya que al ser A y B halógenos y ser A más electropositivo, A no puede ser el flúor, por lo que A debe pertenecer como mínimo al tercer período de la Tabla Periódica, en los que los elementos ya tienen disponibles orbitales d a los que promocionar electrones. De esta forma, la configuración electrónica de la capa de valencia del átomo de A excitado es:

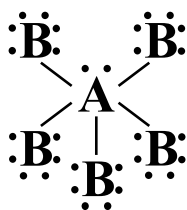


En la molécula pasaría a haber entonces 10 electrones compartidos en total: los 5 electrones desapareados del átomo de A y el electrón desapareado de cada uno de los 5 átomos de B. De esta forma, el número de electrones solitarios S es igual a:

$$S = D - C = 48 - 10 = 38$$

Por consiguiente, en la molécula de AB₅ se forman 5 enlaces sencillos, por lo que son de tipo σ. Estos enlaces se forman por solapamiento frontal de un orbital híbrido semilleno (que contiene un solo electrón) del átomo central A y el orbital np semilleno de cada átomo B. Ello implica que para que cada átomo de B tenga los 8 electrones de valencia, se debe asignar a cada uno de ellos 6 electrones no compartidos, lo que implicaría 36 electrones no compartidos. Y los 2 electrones solitarios restantes hasta completar los 38 se corresponden con los dos que llenan el orbital ns del elemento A.

Por todo lo expuesto, la molécula AB₅ viene representada por el siguiente diagrama de Lewis:



Una vez conocido el diagrama de Lewis de la molécula, ya puede procederse a determinar la hibridación del átomo central. El número de orbitales híbridos que deben formarse es igual a la suma del número de enlaces σ que establece el átomo central (en este caso, 5) y del número de pares electrones solitarios que este tiene (1). En consecuencia, en la molécula de AB_5 se forman 6 orbitales híbridos. Dado que el número de orbitales híbridos formados es igual al número de orbitales atómicos puros que se combinan para formar aquellos, se utilizan para la hibridación 6 orbitales atómicos puros. Estos 6 orbitales atómicos puros serán el ns, los tres orbitales np y los dos orbitales que alojan electrones del subnivel nd, por lo que se concluye que, en la molécula de AB_5 , el átomo A presenta hibridación sp^3d^2 . Como puede apreciarse, ninguna de las respuestas a-d se corresponde con esta hibridación, por lo que la respuesta correcta pasa a ser la e.

En resumen, **la respuesta correcta es la e.**

CUESTIÓN 17

17) Indique el compuesto que presenta mayor temperatura de fusión:

- a) MgO.
- b) LiI.
- c) KBr.
- d) RbF.
- e) NaCl.

Resolución

Todos los compuestos de la cuestión son sustancias iónicas, al estar formado cada uno por dos elementos: uno con un claro carácter metálico y otro con un marcado carácter no metálico. La temperatura de fusión de estos compuestos depende del valor de su energía reticular, U_0 , de forma que cuanto mayor es el valor absoluto de esta, los compuestos iónicos ofrecen mayor resistencia a las acciones que tiendan a separar los iones o modificar las posiciones que ocupan en el cristal. Por ello, la temperatura necesaria para que los iones puedan abandonar el cristal y alcanzar la movilidad en el líquido, es decir, su temperatura de fusión, se incrementa con el valor absoluto de U_0 . De este modo, la resolución de la cuestión exige conocer el compuesto con mayor valor absoluto de energía reticular.

A su vez, la energía reticular de un compuesto iónico, U_0 , puede describirse mediante la Ecuación de Born-Landé:

$$U_0 = -A \cdot k \frac{N_A |Z^+ Z^-| e^2}{d_0} \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

donde:

- A es la constante de Madelung, que depende del tipo de estructura cristalina.
- k es la constante de Coulomb.
- N_A es la constante o número de Avogadro.
- Z^+ y Z^- son las cargas del catión y del anión, respectivamente.
- d_0 es la distancia interiónica, esto es, la separación entre iones de signo contrario más próximos en el compuesto iónico.
- n es el exponente de Born, un parámetro que toma valores comprendidos entre 5 y 12 y que depende de la configuración electrónica de los iones.

Generalmente, en una primera aproximación, la influencia de la constante de Madelung y del exponente de Born suelen obviarse en el análisis de U_0 . Ello se debe a que el factor más importante de los que depende U_0 es la carga de los iones, ya que fácilmente puede involucrar diferencias en un factor de 2, 4... Además, aunque la carga de los iones sea el factor más relevante, también es frecuente analizar la dependencia de U_0 con d_0 . De esta forma, a continuación, se estudiará la influencia en U_0 de estos dos factores.

Así, seguidamente se muestran los iones que forman cada compuesto iónico, para poder analizar su carga:

- a) MgO: Mg^{2+} y O^{2-} .
- b) LiI: Li^+ e I^- .
- c) KBr: K^+ y Br^- .
- d) RbF: Rb^+ y F^- .
- e) NaCl: Na^+ y Cl^- .

Se puede constatar cómo en el óxido de magnesio, MgO, las cargas del catión y del anión son el doble que en el resto de compuestos iónicos, por lo que la carga de los iones determina un incremento del valor absoluto de la energía reticular del MgO en un factor de 4 respecto al de las otras sustancias iónicas. Debido a esta clara diferencia, sería suficiente el análisis de este factor para responder a la cuestión, concluyendo que el MgO es el que presenta mayor valor absoluto de U_0 y, en consecuencia, mayor temperatura de fusión. Sin embargo, por seguridad y completitud de la resolución, se estudiará también la influencia de d_0 .

La distancia interiónica, d_0 , puede considerarse como la suma de los radios del catión y del anión, de forma que cuanto más pequeños sean estos, menor es d_0 y, de acuerdo con la Ecuación de Born-Landé, U_0 es mayor (en valor absoluto). Debe tenerse en cuenta que, en un grupo, el radio atómico se incrementa con el número atómico, Z , ya que los electrones de valencia de los elementos de dicho grupo se alojan en orbitales de número cuántico principal, n , mayor, ocupando orbitales más voluminosos y, en consecuencia, encontrándose más alejados del núcleo. Por otro lado, el radio atómico disminuye con Z en un mismo período, ya que todos los electrones de valencia de los elementos de ese período se localizan en la misma capa (mismo nivel energético, n) pero la carga nuclear efectiva aumenta al avanzar en el período, debido al escaso apantallamiento de los electrones de valencia entre sí. De este modo, los electrones de valencia están sometidos a una fuerza de atracción mayor por parte del núcleo debido a esa creciente carga nuclear efectiva, por lo que a medida que se avanza en el período los electrones de valencia están más próximos al núcleo, justificándose la reducción del radio atómico a lo largo del período. Además, en el caso de iones, el radio de un catión será siempre menor que el de su elemento, ya que al disminuir el número de electrones se reduce la repulsión entre los mismos por lo que se incrementa la carga nuclear efectiva, con la consiguiente contracción del ion. De forma contraria, el radio de un anión siempre será mayor que el de su elemento. En consecuencia, tendiendo estas ideas presentes, así como la ubicación de los elementos que conforman los compuestos iónicos en la Tabla Periódica:

Período	Grupo				
	1	2	...	16	17
2	Li			O	F
3	Na	Mg			Cl
4	K				Br
5	Rb				I

se concluye:

$$r_{\text{Li}^+} < r_{\text{Mg}^{2+}} < r_{\text{Na}^+} < r_{\text{K}^+} < r_{\text{Rb}^+}$$

$$r_{\text{F}^-} < r_{\text{O}^{2-}} < r_{\text{Cl}^-} < r_{\text{Br}^-} < r_{\text{I}^-}$$

Debe aclararse que los iones O^{2-} , F^- , Na^+ y Mg^{2+} , son especies isoelectrónicas, por lo que sus electrones experimentan las mismas fuerzas de repulsión. De este modo, cuanto mayor sea Z , el núcleo tiene más protones (cargas positivas) y más atrae a ese mismo número de electrones, reduciéndose su radio. Por ello, se verifica que $r_{\text{Mg}^{2+}} < r_{\text{Na}^+} < r_{\text{F}^-} < r_{\text{O}^{2-}}$. Además, debe precisarse que en base a la tendencia general cabría esperar que $r_{\text{Li}^+} < r_{\text{Mg}^{2+}}$, si bien, realmente los datos experimentales establecen que ambos son prácticamente idénticos, siendo el radio iónico de Mg^{2+} ligeramente inferior.

En todo caso, como puede apreciarse, el óxido de magnesio presenta radios iónicos pequeños en comparación con los del resto de sustancias iónicas, que en todos los casos presentan al menos un ion con un radio superior. De este modo, la relativamente pequeña distancia interiónica de MgO refuerza la conclusión de que este compuesto presentará el mayor valor absoluto de U_0 y, en consecuencia, tendrá la mayor temperatura de fusión, lo que conduce a señalar como correcta la respuesta a. De hecho, esta conclusión queda corroborada por los datos experimentales de las temperaturas de fusión de estas sustancias iónicas:

- a) MgO : 2825 °C.
- b) LiI : 469 °C.
- c) KBr : 734 °C.
- d) RbF : 795 °C.
- e) NaCl : 801 °C.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 18

18) Señale la afirmación correcta en relación a las sustancias moleculares:

- a) Tienen puntos de fusión y de ebullición muy variables: desde muy bajos como el de los gases diatómicos hasta muy altos como el del diamante.
- b) Las polares son buenos conductores eléctricos.
- c) Si son apolares, presentan menor solubilidad en disolventes polares como el agua y una alta dureza en estado sólido.
- d) Pueden formar cristales.
- e) Todas las otras respuestas son falsas.

Resolución

Las sustancias moleculares están formadas por moléculas unidas mediante fuerzas intermoleculares. Teniendo esta idea presente, a continuación se analizará individualmente la veracidad de cada una de las afirmaciones expuestas en las respuestas a-d de la cuestión:

- a) Dado que las fuerzas intermoleculares que mantienen a las moléculas son débiles comparadas con los enlaces químicos, se requiere poca energía para separar a las moléculas individuales, por lo que las sustancias moleculares son generalmente volátiles, con bajos puntos de fusión y ebullición. De esta forma, no es correcto indicar que los puntos de fusión y ebullición de las sustancias moleculares son muy variables, pudiendo llegar a ser muy altos. Además, debe resaltarse que el diamante, que sí tiene un punto de fusión muy elevado, no es una sustancia molecular, sino un cristal covalente, cuya estructura es completamente diferente (no existen moléculas en la misma). Por todo ello, la respuesta a es falsa.
- b) Las sustancias moleculares son buenos aislantes eléctricos, ya que las moléculas no poseen carga eléctrica y los electrones están localizados alrededor de un número específico de núcleos, por lo que no hay portadores de carga libres para desplazarse al aplicar un campo eléctrico. El hecho de que la molécula sea o no polar no afecta a la neutralidad eléctrica de las moléculas: las moléculas polares presentan momento dipolar permanente, debido a una asimetría en su distribución de cargas, pero en el conjunto de la molécula, hay el mismo número de cargas positivas que negativas, por lo que su desplazamiento no implica el transporte de carga neta. Por consiguiente, las sustancias moleculares polares no conducen bien la corriente eléctrica, con lo que la respuesta b es falsa.
- c) Para estudiar la solubilidad de las sustancias, se puede comenzar por aplicar el viejo aforismo “semejante disuelve a semejante”. Ello implica que las sustancias moleculares polares se disolverán bien en disolventes polares como el agua, mientras que las sustancias moleculares apolares se disolverán en mayor medida en disolventes apolares (como el tetracloruro de carbono o el benceno). Por ello, la idea “si son apolares, presentan menor solubilidad en disolventes polares como el agua” es correcta. En cambio, en relación a la dureza, la afirmación expone que los sólidos moleculares apolares tienen alta dureza, lo que es falso. Ello se debe a que la dureza mide la resistencia de un sólido a ser rayado. Así, para rayar un sólido molecular solo se necesita romper los enlaces intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de la superficie, que en el caso de moléculas apolares suelen ser particularmente débiles. Por lo tanto, los sólidos moleculares, y especialmente los

apolares, se rayan con facilidad, por lo que su dureza es baja. En consecuencia, la respuesta c es falsa, ya que la idea concerniente a la dureza es incorrecta.

- d) Algunas sustancias moleculares en estado sólido presentan estructura cristalina. Constituyen los denominados cristales moleculares, como los que forman I_2 , P_4 , S_8 ... Estos cristales moleculares son más quebradizos y presentan menores puntos de fusión (generalmente inferiores a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$) que los cristales iónicos o covalentes. De este modo, la afirmación de que las sustancias moleculares pueden formar cristales es correcta, por lo que la respuesta d es verdadera.

En resumen, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 19

- 19) ¿Cuántos isómeros estructurales están representados por la fórmula molecular C_3H_6O ?
- a) 3.
 - b) 5.
 - c) 7.
 - d) 9.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los isómeros estructurales son aquellos compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero difieren en su estructura básica, es decir, presentan diferente fórmula estructural. A su vez, pueden ser de tres tipos:

- De posición: presentan el mismo esqueleto carbonado principal y los mismos grupos funcionales, pero la disposición relativa de estos en el esqueleto principal varía de un isómero a otro.
- De cadena (o esqueleto): poseen los mismos grupos funcionales, pero presentan diferencias estructurales en cuanto a la ordenación del esqueleto carbonado.
- De función: poseen grupos funcionales distintos.

Para intentar una búsqueda más sistemática de los isómeros estructurales de fórmula molecular C_3H_6O , se calculará su grado de insaturación o el índice de deficiencia de hidrógeno (IDH), que mide el número de anillos o enlaces múltiples, dobles o triples (un triple enlace aumentaría el grado de insaturación en dos unidades), presentes en un compuesto dado. Este grado de insaturación o índice de deficiencia de hidrógeno puede calcularse mediante la siguiente expresión general:

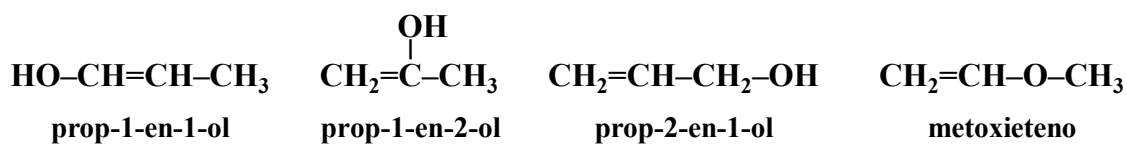
$$IDH = C + 1 - \frac{1}{2}(H + X - N)$$

donde C, H, X y N son los números de átomos de carbono, hidrógeno, halógenos y nitrógeno en el compuesto, respectivamente. Así, el IDH para los isómeros de fórmula molecular C_3H_6O es igual a:

$$IDH = 3 + 1 - \frac{1}{2}(6 + 0 - 0) = 1$$

De esta forma, se concluye que los compuestos de fórmula molecular C_3H_6O o tienen un único doble enlace (ya sea $C=C$ o $C=O$) o un único anillo o ciclo.

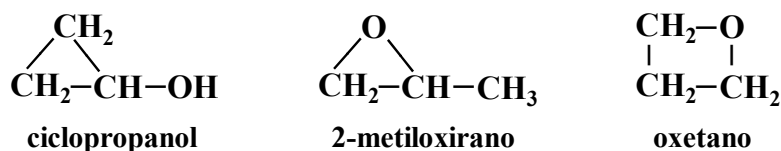
En consecuencia, los isómeros que presenten un doble enlace $C=C$ deben tener un grupo alcohol o éter, ya que estos son los dos únicos grupos con oxígeno y sin participación de ningún otro heteroátomo en el que solo hay enlaces sencillos, lo que conduce a los siguientes isómeros:



Por su parte, si el enlace doble es $\text{C}=\text{O}$, debe presentar un grupo carbonilo, por lo que puede ser aldehído o cetona:



Finalmente, en los isómeros en los que hay un anillo o ciclo, todos los enlaces deben ser sencillos, por lo que nuevamente el átomo de oxígeno debe pertenecer a un grupo alcohol o éter, con lo que la fórmula molecular del enunciado da lugar a los siguientes compuestos:



Así, tal y como se ha demostrado, existen 9 isómeros estructurales que están representados por la fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. Por consiguiente, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 20

20) ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas conduce a un pOH mayor?

- a) Ácido sulfúrico 0,1 mol L⁻¹.
- b) Amoníaco 0,1 mol L⁻¹.
- c) Hidróxido de sodio 0,1 mol L⁻¹.
- d) Ácido nítrico 0,1 mol L⁻¹.
- e) Ácido clorhídrico 0,1 mol L⁻¹.

Resolución

Por definición, el pOH se relaciona con la concentración molar de iones hidróxido, [OH⁻], según:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

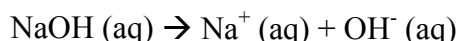
En consecuencia, cuanto mayor sea [OH⁻], menor es el pOH, y viceversa. Además, [OH⁻] y la concentración molar de los iones oxidanio u oxonio, [H₃O⁺], se relacionan a través del producto iónico del agua, K_w (que a 25 °C vale 10⁻¹⁴), según:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

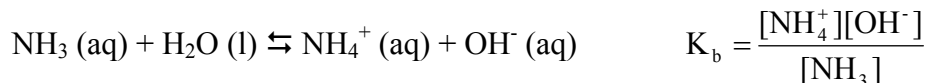
De este modo, al ser [H₃O⁺] y [OH⁻] inversamente proporcionales, cuanto mayor es [H₃O⁺], menor es [OH⁻] y el pOH es más alto.

En conclusión, el pOH es mayor cuanto mayor sea [H₃O⁺] y menor sea [OH⁻].

Así, en el caso del amoníaco, NH₃, y del hidróxido de sodio, NaOH, al ser bases, en disolución acuosa provocarán un aumento de [OH⁻] y, por lo tanto, una disminución del pOH, que será menor que 7. En concreto, en el caso del NaOH, al ser una base fuerte, su disociación es total según la Teoría de Arrhenius:



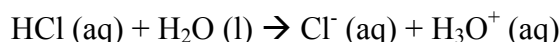
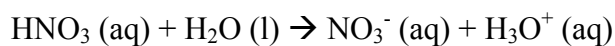
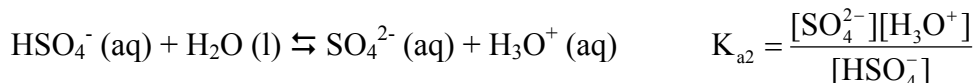
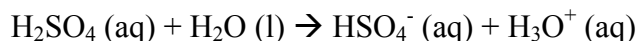
En cambio, el amoníaco es una base débil, por lo que, según la Teoría de Brønsted-Lowry, su reacción con el agua no es total, estableciéndose un equilibrio entre reactivos y productos que viene regido por la correspondiente constante de basicidad, K_b:



En ambos casos se aprecia cómo, en efecto, se generan OH⁻, haciendo que el pOH sea menor que 7.

En relación al ácido sulfúrico, H₂SO₄, al ácido nítrico, HNO₃, y al ácido clorhídrico, HCl, en tanto que ácidos, de acuerdo a la definición de ácido de Brønsted-Lowry, son sustancias que son capaces de producir protones, H⁺, que serán aceptados por las sustancias con las que se enfrentan y que actúan como bases. Es decir, en los tres casos

aumenta $[\text{H}_3\text{O}^+]$, por lo que disminuye $[\text{OH}^-]$ y se incrementa el pOH, que será mayor que 7. En concreto, los tres, al ser ácidos fuertes, en disolución acuosa reaccionan completamente con el agua, según las siguientes reacciones:



Debe resaltarse que, en relación con el H_2SO_4 , que es diprótico (frente al HNO_3 y HCl , que son monopróticos), solo el primer protón es fuerte, ya que en la pérdida del segundo protón, el hidrogenosulfato, HSO_4^- , no reacciona completamente con el agua, sino que establece el correspondiente equilibrio entre reactivos y productos (si bien, como el valor de K_{a2} es relativamente alto, es frecuente que en la resolución de problemas, por simplicidad, se considere el hidrogenosulfato también como ácido fuerte).

De esta forma, por ser ácidos fuertes y reaccionar completamente con el agua en una reacción que transcurre mol a mol, tanto el ácido nítrico como el ácido clorhídrico producirían una concentración de H_3O^+ igual a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Por su parte, el ácido sulfúrico, además de producir una concentración de H_3O^+ igual a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ debido a su primer protón, que es fuerte, hay que sumar la concentración adicional de iones oxidanio que produciría el equilibrio debido a la pérdida del segundo protón.

Por consiguiente, de los tres ácidos, el ácido sulfúrico es el que origina mayor $[\text{H}_3\text{O}^+]$. De esta forma, la disolución de ácido sulfúrico es en la que $[\text{OH}^-]$ presenta el menor valor y, de este modo, el pOH es mayor.

En conclusión, **la respuesta correcta es la a.**

**OLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

**PROBLEMAS
ENUNCIADOS**

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

PROBLEMAS

12 de marzo de 2021

Nombre y apellidos: _____

Conteste cada problema en una hoja distinta.

Al final de la hoja puede encontrar datos de interés para resolver los problemas.

La evaluación máxima del ejercicio de problemas son 4 puntos.

No está permitido el uso de calculadoras programables.

PROBLEMA 1

En un recipiente rígido de 10 L a 20 °C, se introduce cierta cantidad de octano y aire. Se cierra el recipiente y se produce la combustión del octano con el oxígeno del aire, estando ambos componentes en proporción estequiométrica. Tras la combustión, se deja enfriar el recipiente, de forma que transcurrido un tiempo suficientemente largo la temperatura en su interior vuelve a ser de 20 °C y la presión total de 1 atm. Asumiendo que el volumen de las fases condensadas (sólidas y líquidas) es despreciable:

- Escriba la ecuación química ajustada de la combustión del octano. **(0,25 puntos)**
- Calcule la fracción molar de CO₂ que hay en la fase gaseosa del recipiente una vez que este ha alcanzado las condiciones finales tras la combustión. **(0,5 puntos)**
- Calcule la masa de agua líquida que queda en el recipiente una vez que este ha alcanzado las condiciones finales tras la combustión. **(0,5 puntos)**

PROBLEMA 2

Un recipiente contiene 0,500 L de agua a 25 °C. Se añaden 20,0 g de cloruro de sodio y 10,0 g de cloruro de plata.

- Calcule la solubilidad del cloruro de plata en la disolución resultante si se asume que la adición de las sales no supone ningún cambio de volumen. **(0,75 puntos)**
- Alcanzado el equilibrio, el contenido del recipiente se filtra, retirándose completamente cualquier sólido que pudiera haberse formado. A continuación, al filtrado se le añaden 5 g de cloruro de plata. Determine la masa de precipitado que se formará en el filtrado. **(0,50 puntos)**

PROBLEMA 3

El amoníaco, NH₃, es uno de los compuestos químicos más producidos a nivel mundial debido a su gran número de aplicaciones, ya que se utiliza directa o indirectamente en la fabricación de fertilizantes, productos de limpieza, cosméticos... Entre estas aplicaciones, también debe mencionarse su uso histórico como refrigerante. Sin embargo, la toxicidad y el poder corrosivo del amoníaco determinaron que a partir de los años 30 del s. XX su utilización como refrigerante en bienes de consumo (p. ej., frigoríficos) disminuyese al verse paulatinamente sustituido por clorofluorocarbonos

(CFCs). Sin embargo, décadas más tarde se descubrió que los CFCs eran en gran medida responsables del agujero de la capa de ozono, ya que al alcanzar la estratosfera, por acción de la radiación ultravioleta, se descomponen liberando átomos de cloro, que a su vez catalizan la conversión de ozono en oxígeno molecular. Por ello, en 1987 el Protocolo de Montreal prohibió la producción y empleo de los CFCs.

Como refrigerante alternativo a los CFCs, se comenzaron a utilizar hidrofluorocarbonos (HFCs), pero presentan el problema de tener un elevado potencial como gases de efecto invernadero, por lo que incluso emisiones a la atmósfera relativamente bajas de estos compuestos conllevarían una contribución significativa al calentamiento global. De este modo, en 2019 entró en vigor la enmienda de Kigali al Protocolo de Montreal, que exige una reducción de las emisiones de HFCs del 80-85 % para 2047. Ante la ausencia de refrigerantes alternativos claros, una opción es la utilización de mezclas formadas por HFCs y HFO (hidrofluoroolefinas). Además de la formulación de nuevas mezclas que reduzcan su contenido en HFCs, otra prometedora alternativa para conseguir la drástica reducción de emisiones de estos compuestos establecida por la enmienda de Kigali consiste en la recuperación y reutilización de los componentes de estos refrigerantes. En este sentido, en la Universidad de Cantabria, una de las líneas de investigación del grupo TAB (Tecnologías Ambientales y Bioprocesos) se centra en el desarrollo de tecnologías de regeneración avanzada de los compuestos que forman parte de las mezclas refrigerantes más utilizadas. Para ello, se necesita recurrir a tecnologías de separación no convencionales, como las tecnologías de membranas.

En este contexto, un investigador en formación quiere comparar la capacidad refrigerante de los componentes recuperados mediante tecnología de membranas con el amoníaco. Para ello, en el curso de los experimentos, tiene que preparar una disolución de amoníaco $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ y quiere conocer su pH para evaluar las medidas de protección que tiene que tomar frente a ella.

a) Determine el pH de esta disolución de amoníaco $0,50 \text{ mol L}^{-1}$. (0,75 puntos)

Mientras trabajaba en el laboratorio, en un descuido, este investigador tiró una gradilla en la que había un tubo de ensayo que acababa de preparar otro compañero que realiza su tesis doctoral en otra temática diferente. El contenido de este tubo de ensayo, $4,00 \text{ mL}$ de una disolución acuosa de $\text{NaOH } 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$, se derrama y se vierte en un fregadero que estaba lleno con $50,0 \text{ L}$ de agua.

b) ¿Cuál será el pH que tendrá el agua retenida en el fregadero tras el vertido del contenido del tubo de ensayo? (0,75 puntos)

DATOS:

Masas atómicas relativas: $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{C}) = 12,0$; $A_r(\text{N}) = 14,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$; $A_r(\text{Na}) = 23,0$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{Ar}) = 39,9$; $A_r(\text{Ag}) = 107,9$.

Composición del aire (% en volumen): 78 % de N_2 , 21 % de O_2 y 1 % de Ar.

Presión de vapor, P^0 (20°C): $P_{\text{H}_2\text{O}}^0 = 2,34 \text{ kPa}$.

Producto de solubilidad, K_{ps} (25°C): $K_{\text{ps,cloruro de plata}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Constante de basicidad, K_b : $K_{b,\text{amoníaco}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

$R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

**OLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

PROBLEMAS

RESOLUCIÓN

PROBLEMA 1

En un recipiente rígido de 10 L a 20 °C, se introduce cierta cantidad de octano y aire. Se cierra el recipiente y se produce la combustión del octano con el oxígeno del aire, estando ambos componentes en proporción estequiométrica. Tras la combustión, se deja enfriar el recipiente, de forma que transcurrido un tiempo suficientemente largo la temperatura en su interior vuelve a ser de 20 °C y la presión total de 1 atm. Asumiendo que el volumen de las fases condensadas (sólidas y líquidas) es despreciable:

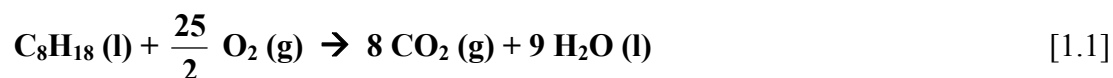
- a) Escriba la ecuación química ajustada de la combustión del octano. **(0,25 puntos)**
- b) Calcule la fracción molar de CO₂ que hay en la fase gaseosa del recipiente una vez que este ha alcanzado las condiciones finales tras la combustión. **(0,5 puntos)**
- c) Calcule la masa de agua líquida que queda en el recipiente una vez que este ha alcanzado las condiciones finales tras la combustión. **(0,5 puntos)**

Resolución

Apartado a:

El octano es el alcano lineal de 8 átomos de carbono, que en las condiciones del problema es líquido (los alcanos lineales que tienen entre 5 y 17 átomos de carbono son líquidos en condiciones ambientales). Como la fórmula general de los alcanos es C_nH_{2n+2}, donde n es el número de átomos de carbono, se concluye que la fórmula molecular del octano (n = 8) es C₈H₁₈. La combustión del octano es la reacción química en la que este compuesto se oxida completamente con oxígeno, O₂ (g), para obtener dióxido de carbono, CO₂ (g), y agua, H₂O (l). Debe señalarse que a 1 atm y 20 °C, el agua es líquida (tal y como se indica en el propio enunciado del problema), de ahí el estado de agregación señalado para este compuesto. No obstante, aunque resulte conveniente especificar el estado de agregación de las sustancias que intervienen en una reacción química, no es estrictamente necesario especificarlo en las ecuaciones químicas (aunque sí en las ecuaciones termoquímicas).

Teniendo en cuenta lo expuesto en el párrafo anterior, la ecuación química ajustada de la combustión del octano queda:



Apartado b:

Tras la combustión, puesto que se trata de una reacción irreversible y el octano y el oxígeno del aire se encuentran en proporción estequiométrica, solo habrá en el recipiente los productos de la reacción, CO₂ y H₂O, así como el nitrógeno, N₂, y el argón, Ar, del aire. Estos dos componentes del aire son gaseosos y ambos actúan como inertes al no intervenir en la reacción de combustión, por lo que asumiendo un comportamiento ideal de los mismos y teniendo en cuenta la Ley de Avogadro (*“volúmenes iguales de gases diferentes, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”*), el nitrógeno y el argón se pueden tratar en el problema de forma conjunta bajo el nombre de “inertes”. Por su parte, aunque como se ha comentado anteriormente, a 1 atm y 20 °C el agua es líquida, dado que se dispone

del dato de la presión de vapor de este compuesto a 20 °C (2,34 kPa), debería considerarse el equilibrio de vaporación por el que parte de esta agua líquida pasa a la fase gaseosa. Así, en el equilibrio, se verificaría que la presión parcial del agua coincidiría con su presión de vapor a esa temperatura.

Por consiguiente, la fase gaseosa resultante de la reacción de combustión estará formada por CO₂, los inertes del aire (N₂ y Ar) y el agua vaporizada a 20 °C. Para conocer la fracción molar de CO₂, x_{CO_2} , se calcularán los moles de este compuesto (n_{CO_2}) de inertes (n_{inertes}) y de agua vaporizada ($n_{\text{H}_2\text{O},v}$), para lo cual, dado que se desconoce la cantidad inicial de octano, se tomará como base de cálculo el número inicial de moles de este hidrocarburo, n_0 .

A su vez, previamente, la determinación de n_{inertes} exige conocer los moles de oxígeno (n_{O_2}) que reaccionan con el octano. De esta forma, n_{CO_2} y n_{O_2} se hallan en función de n_0 a partir de las relaciones estequiométricas establecidas por los coeficientes estequiométricos de la reacción de combustión:

$$n_{\text{CO}_2} = n_0 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \frac{8 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 8n_0 \text{ mol CO}_2 \quad [1.2]$$

$$n_{\text{O}_2} = n_0 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \frac{\frac{25}{2} \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 12,5n_0 \text{ mol O}_2 \quad [1.3]$$

Puesto que el aire tiene una composición volumétrica igual a 78 % de N₂, 21 % de O₂ y 1 % de Ar, se puede simplificar afirmando que está formado por un 79 % de inertes y un 21 % de O₂. Además, puesto que, de acuerdo con la Ley de Avogadro, el % en volumen coincide con el % en moles, se concluye que por cada 21 moles que reaccionan de O₂, habrá 79 moles de inertes. De esta forma, n_{inertes} verifica:

$$n_{\text{inertes}} = 12,5n_0 \text{ mol O}_2 \frac{79 \text{ mol inertes}}{21 \text{ mol O}_2} = 47,0n_0 \text{ mol inertes} \quad [1.4]$$

En relación a $n_{\text{H}_2\text{O},v}$, puesto que en el estado final en el recipiente se habrá alcanzado el equilibrio, la presión parcial del agua será igual a la presión de vapor a esa temperatura (20 °C), $P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{H}_2\text{O}}^0 = 2,34 \text{ kPa}$. Asumiendo un comportamiento ideal, se hallará $n_{\text{H}_2\text{O},v}$ mediante la Ley de los gases ideales:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} V = n_{\text{H}_2\text{O},v} R T \quad [1.5]$$

$$n_{\text{H}_2\text{O},v} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}} V}{R T} = \frac{2,34 \text{ kPa} \frac{10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ kPa}} \frac{1 \text{ atm}}{101300 \text{ Pa}} 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (20 + 273) \text{ K}} = 9,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad [1.6]$$

De esta forma, el número total de moles en la fase gaseosa, $n_{\text{total,g}}$, es igual a:

$$n_{\text{total,g}} = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{inertes}} + n_{\text{H}_2\text{O,v}} = 8 n_0 + 47,0 n_0 + 9,61 \cdot 10^{-3} = 55,0 n_0 + 9,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad [1.7]$$

Conocido $n_{\text{total,g}}$ en función de n_0 , y dado que el volumen de la fase gaseosa es el del recipiente al despreciar el volumen de las fases condensadas, se puede conocer el valor absoluto de $n_{\text{total,g}}$ al aplicar la Ley de los gases ideales al conjunto de la mezcla gaseosa existente en el recipiente tras la reacción:

$$P_{\text{total}} V = n_{\text{total,g}} R T \quad [1.8]$$

$$n_{\text{total,g}} = \frac{P_{\text{total}} V}{R T} = \frac{1 \text{ atm } 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (20 + 273) \text{ K}} = 0,416 \text{ mol} \quad [1.9]$$

Igualando [1.7] y [1.9], permite hallar n_0 :

$$n_{\text{total,g}} = 55,0 n_0 + 9,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,416 \text{ mol} \quad [1.10]$$

$$n_0 = \frac{0,416 \text{ mol} - 9,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{55,0} = 7,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad [1.11]$$

Conocido n_0 , se puede calcular el valor absoluto de n_{CO_2} sustituyendo en [1.2]:

$$n_{\text{CO}_2} = 8 \cdot 7,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 = 0,0591 \text{ mol CO}_2 \quad [1.12]$$

Finalmente, conocidos n_{CO_2} y $n_{\text{total,g}}$, puede determinarse x_{CO_2} mediante su definición:

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{total,g}}} = \frac{0,0591 \text{ mol CO}_2}{0,416 \text{ mol}} = \mathbf{0,142} \quad [1.13]$$

Apartado c:

A partir de los moles iniciales de octano, $n_0 = 7,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, se puede hallar la cantidad total de agua formada, $n_{\text{H}_2\text{O}}$, mediante las relaciones estequiométricas establecidas por los coeficientes estequiométricos de la reacción de combustión:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 7,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \frac{9 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 0,0665 \text{ mol H}_2\text{O} \quad [1.14]$$

Debe resaltarse que, ya que se forman 0,0665 moles de H_2O y en fase gaseosa hay $9,61 \cdot 10^{-3}$ moles de este compuesto, el 14 % del total del agua se halla en dicha fase gaseosa. Por lo tanto, en este problema no es posible considerar despreciable la cantidad de agua que hay en fase gaseosa respecto de la que queda en estado líquido.

Puesto que $n_{\text{H}_2\text{O}}$ será igual a la suma de los moles de agua presentes en la fase gaseosa, $n_{\text{H}_2\text{O,v}}$, y en estado líquido, $n_{\text{H}_2\text{O,l}}$, conocidos $n_{\text{H}_2\text{O}}$ y $n_{\text{H}_2\text{O,v}}$, $n_{\text{H}_2\text{O,l}}$ se calcula por diferencia:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O},v} + n_{\text{H}_2\text{O},l} \quad [1.15]$$

$$n_{\text{H}_2\text{O},l} = n_{\text{H}_2\text{O}} - n_{\text{H}_2\text{O},v} = 0,0665 \text{ mol} - 9,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,0569 \text{ mol H}_2\text{O} \quad [1.16]$$

Por último, la determinación de la masa de agua líquida, $m_{\text{H}_2\text{O},l}$, una vez hallado $n_{\text{H}_2\text{O},l}$, se realiza mediante la expresión:

$$n_{\text{H}_2\text{O},l} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O},l}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O},l} = n_{\text{H}_2\text{O},l} M_{\text{H}_2\text{O}} \quad [1.17]$$

donde la masa molar del agua, $M_{\text{H}_2\text{O}}$, se calcula a partir de los datos de masas atómicas según:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1,0 \text{ g mol}^{-1} + 16,0 \text{ g mol}^{-1} = 18,0 \text{ g mol}^{-1} \quad [1.18]$$

Así, sustituyendo valores en [1.17] se obtiene $m_{\text{H}_2\text{O},l}$:

$$\mathbf{m_{H_2O,l} = 0,0569 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 18,0 \text{ g mol}^{-1} = \mathbf{1,02 \text{ g H}_2\text{O}}} \quad [1.19]$$

PROBLEMA 2

Un recipiente contiene 0,500 L de agua a 25 °C. Se añaden 20,0 g de cloruro de sodio y 10,0 g de cloruro de plata.

- a) Calcule la solubilidad del cloruro de plata en la disolución resultante si se asume que la adición de las sales no supone ningún cambio de volumen. **(0,75 puntos)**
- b) Alcanzado el equilibrio, el contenido del recipiente se filtra, retirándose completamente cualquier sólido que pudiera haberse formado. A continuación, al filtrado se le añaden 5 g de cloruro de plata. Determine la masa de precipitado que se formará en el filtrado. **(0,50 puntos)**

Resolución

Apartado a:

En primer lugar, se determina la cantidad de sustancia, en moles, a partir de la masa, m , que se dispone de las dos sales del problema: cloruro de sodio, NaCl, y cloruro de plata, AgCl. Para ello, se calculan las masas molares de ambos compuestos, conocidas las masas atómicas de los elementos que los integran, que se proporcionan como dato:

$$M_{\text{NaCl}} = 23,0 \text{ g mol}^{-1} + 35,5 \text{ g mol}^{-1} = 58,5 \text{ g mol}^{-1} \quad [2.1]$$

$$M_{\text{AgCl}} = 107,9 \text{ g mol}^{-1} + 35,5 \text{ g mol}^{-1} = 143,4 \text{ g mol}^{-1} \quad [2.2]$$

De esta forma, el número de moles, n , de estas sales se halla mediante:

$$n = \frac{m}{M} \quad [2.3]$$

Así, reemplazando valores se obtiene:

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{20,0 \text{ g}}{58,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,342 \text{ mol} \quad [2.4]$$

$$n_{\text{AgCl}} = \frac{10,0 \text{ g}}{143,4 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0697 \text{ mol} \quad [2.5]$$

Dado que el cloruro de sodio es un compuesto iónico, es un electrolito fuerte que en disolución acuosa se disuelve disociándose por completo en sus iones (esta es la razón por la que no se proporciona el valor del producto de solubilidad, K_{ps} , de esta sal):



Puesto que por cada mol de NaCl (s) se forma un mol de cationes Na^+ (aq) y de aniones Cl^- (aq), se verifica:

$$n_{\text{NaCl}} = n_{\text{Na}^+} = n_{\text{Cl}^-} = 0,342 \text{ mol} \quad [2.7]$$

Por lo tanto, la concentración molar inicial de estos iones debido a la disolución de NaCl queda:

$$[\text{Na}^+]_0 = [\text{Cl}^-]_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,342 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,684 \text{ mol L}^{-1} \quad [2.8]$$

En relación al cloruro de plata, puesto que su producto de solubilidad es muy bajo, $K_{\text{ps,AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$, se disolverá una fracción extremadamente pequeña de esta sal, según el siguiente equilibrio:



Esta sal, que es un electrolito débil ya que está parcialmente dissociado, comparte un ion con el cloruro de sodio, ya que ambos poseen el anión cloruro, Cl^- , en su composición. En consecuencia, tendrá lugar el efecto del ion común, según el cual, debido al aumento de la concentración de Cl^- procedente del electrolito fuerte (NaCl), por el Principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del cloruro de plata se desplazará hacia la formación de AgCl (s) para contrarrestar esta mayor concentración de iones cloruro, por lo que disminuirá la solubilidad de esta sal.

A continuación, se realizarán los cálculos estequiométricos asociados al equilibrio de solubilidad del cloruro de plata. Puesto que el volumen de la disolución acuosa es constante en todo momento ($V = 0,500 \text{ L}$), estos cálculos podrán realizarse con concentraciones molares. De esta forma, considerando que se disuelve, por definición, una concentración molar igual a la solubilidad, s , del cloruro de plata y que había una concentración inicial de cloruro, $[\text{Cl}^-]_0 = 0,684 \text{ mol L}^{-1}$, procedente de la disolución del cloruro de sodio, se tiene:

	AgCl (s)	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ (\text{aq})$	+	$\text{Cl}^- (\text{aq})$
Inicial			0		0,684
Se disuelve			s		s
Equilibrio			s		$0,684 + s$

Puesto que el valor de $K_{\text{ps,AgCl}}$ es muy bajo, la solubilidad de AgCl también será muy pequeña, por lo que, dado que es previsible que $s \ll 0,684 \text{ M}$, puede realizarse la siguiente aproximación para la concentración de iones cloruro en el equilibrio:

$$[\text{Cl}^-] = 0,684 + s \approx 0,684 \text{ mol L}^{-1} \quad [2.10]$$

Teniendo en cuenta esta aproximación, a partir de [2.9] se determina s :

$$K_{\text{ps,AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10} \approx s \cdot 0,684 \quad [2.11]$$

$$s = \frac{1,8 \cdot 10^{-10}}{0,684} = 2,63 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1} \quad [2.12]$$

En efecto, puede comprobarse que la aproximación expuesta en [2.10] es correcta, ya que $s = 2,63 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1} \ll 0,684 \text{ mol L}^{-1}$.

Si desea verificarse cuánto hubiese diferido el resultado de no haber llevado a cabo dicha aproximación, en la expresión [2.9] se reemplaza $[Cl^-]$ por $0,684 + s$ y se resuelve la ecuación de segundo grado resultante:

$$K_{ps,AgCl} = [Ag^+][Cl^-] = 1,8 \cdot 10^{-10} = s \cdot (0,684 + s) = s^2 + 0,684 s \quad [2.13]$$

$$s^2 + 0,684 s - 1,8 \cdot 10^{-10} = 0 \quad [2.14]$$

$$s = \frac{-0,684 \pm \sqrt{0,684^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-1,8 \cdot 10^{-10})}}{2 \cdot 1} = \begin{cases} 2,63 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1} \\ -0,684 \text{ mol L}^{-1} \end{cases} \quad [2.15]$$

Puesto que la solución negativa carece de significado física, se concluye que $s = 2,63 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$, lo que es coincidente con el resultado (expresado con tres cifras significativas) obtenido anteriormente utilizando la aproximación, lo que evidencia la bondad de esta.

Apartado b:

La disolución del apartado a está en equilibrio con un precipitado de $AgCl$, lo que implica que esta disolución está saturada en esta sal. Es decir, cualquier adición de $AgCl$ haría que la disolución estuviese sobresaturada en esta sal, por lo que no sería estable y precipitaría el cloruro de plata añadido para que las concentraciones de los iones plata y cloruro vuelvan a verificar la expresión de $K_{ps,AgCl}$, esto es, retorne a un estado de equilibrio.

Mediante la filtración, únicamente se retira el precipitado de $AgCl$ pero no se modifica en nada la composición de la disolución. De esta forma, puesto que el filtrado seguiría siendo una disolución saturada en $AgCl$, de acuerdo con lo expuesto en el párrafo anterior, toda la masa de $AgCl$ que se añadiese a ese filtrado precipitaría. En conclusión, la masa de precipitado que se formará en el filtrado será igual a **5 g**.

PROBLEMA 3

El amoníaco, NH_3 , es uno de los compuestos químicos más producidos a nivel mundial debido a su gran número de aplicaciones, ya que se utiliza directa o indirectamente en la fabricación de fertilizantes, productos de limpieza, cosméticos... Entre estas aplicaciones, también debe mencionarse su uso histórico como refrigerante. Sin embargo, la toxicidad y el poder corrosivo del amoníaco determinaron que a partir de los años 30 del s. XX su utilización como refrigerante en bienes de consumo (p. ej., frigoríficos) disminuyese al verse paulatinamente sustituido por clorofluorocarbonos (CFCs). Sin embargo, décadas más tarde se descubrió que los CFCs eran en gran medida responsables del agujero de la capa de ozono, ya que al alcanzar la estratosfera, por acción de la radiación ultravioleta, se descomponen liberando átomos de cloro, que a su vez catalizan la conversión de ozono en oxígeno molecular. Por ello, en 1987 el Protocolo de Montreal prohibió la producción y empleo de los CFCs.

Como refrigerante alternativo a los CFCs, se comenzaron a utilizar hidrofluorocarbonos (HFCs), pero presentan el problema de tener un elevado potencial como gases de efecto invernadero, por lo que incluso emisiones a la atmósfera relativamente bajas de estos compuestos conllevarían una contribución significativa al calentamiento global. De este modo, en 2019 entró en vigor la enmienda de Kigali al Protocolo de Montreal, que exige una reducción de las emisiones de HFCs del 80-85 % para 2047. Ante la ausencia de refrigerantes alternativos claros, una opción es la utilización de mezclas formadas por HFCs y HFO (hidrofluoroolefinas). Además de la formulación de nuevas mezclas que reduzcan su contenido en HFCs, otra prometedora alternativa para conseguir la drástica reducción de emisiones de estos compuestos establecida por la enmienda de Kigali consiste en la recuperación y reutilización de los componentes de estos refrigerantes. En este sentido, en la Universidad de Cantabria, una de las líneas de investigación del grupo TAB (Tecnologías Ambientales y Bioprocesos) se centra en el desarrollo de tecnologías de regeneración avanzada de los compuestos que forman parte de las mezclas refrigerantes más utilizadas. Para ello, se necesita recurrir a tecnologías de separación no convencionales, como las tecnologías de membranas.

En este contexto, un investigador en formación quiere comparar la capacidad refrigerante de los componentes recuperados mediante tecnología de membranas con el amoníaco. Para ello, en el curso de los experimentos, tiene que preparar una disolución de amoníaco $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ y quiere conocer su pH para evaluar las medidas de protección que tiene que tomar frente a ella.

a) Determine el pH de esta disolución de amoníaco $0,50 \text{ mol L}^{-1}$. (0,75 puntos)

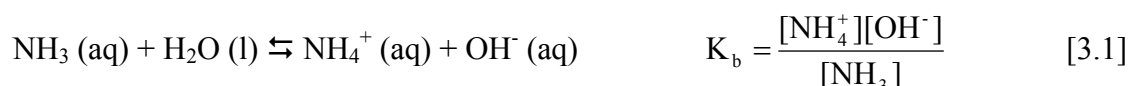
Mientras trabajaba en el laboratorio, en un descuido, este investigador tiró una gradilla en la que había un tubo de ensayo que acababa de preparar otro compañero que realiza su tesis doctoral en otra temática diferente. El contenido de este tubo de ensayo, $4,00 \text{ mL}$ de una disolución acuosa de $\text{NaOH } 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$, se derrama y se vierte en un fregadero que estaba lleno con $50,0 \text{ L}$ de agua.

b) ¿Cuál será el pH que tendrá el agua retenida en el fregadero tras el vertido del contenido del tubo de ensayo? (0,75 puntos)

Resolución

Apartado a:

El amoníaco, NH_3 , es una base débil, como lo demuestra el hecho de que se proporcione su constante de basicidad, K_b , y su valor sea bajo, $1,8 \cdot 10^{-5}$. De esta forma, según la Teoría de Brønsted-Lowry, la reacción entre NH_3 y el agua, H_2O , que constituye el disolvente, no es total, sino parcial, estableciéndose el siguiente equilibrio que está poco desplazado hacia la formación de productos:



Puesto que el volumen de la disolución acuosa de amoníaco es constante, se pueden realizar los cálculos estequiométricos asociados a este equilibrio ácido-base con concentraciones molares. Por lo tanto, dado que la concentración inicial de amoníaco es $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ (claramente superior a $10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$), y el valor de K_b es varios órdenes de magnitud mayor que 10^{-11} , se pueden despreciar las concentraciones de iones oxonio u oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, e hidróxido, $[\text{OH}^-]$, debidas al equilibrio de autoionización del agua, verificándose:

	$\text{NH}_3 (\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ (\text{aq})$	+	$\text{OH}^- (\text{aq})$
Inicial	$0,5 \text{ mol L}^{-1}$				0		0
Reacciona	- x				x		x
Equilibrio	$0,5 - x$				x		x

De este modo, reemplazando las concentraciones molares en el equilibrio en la expresión de K_b , se obtiene una ecuación de segundo grado que permite obtener el valor de x:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{0,5 - x} = \frac{x^2}{0,5 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad [3.2]$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 9 \cdot 10^{-6} = 0 \quad [3.3]$$

$$x = \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-9 \cdot 10^{-6})}}{2 \cdot 1} = \begin{cases} 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \\ -3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \end{cases} \quad [3.4]$$

La solución negativa se desecha al conducir a valores negativos de $[\text{NH}_4^+]$ y de $[\text{OH}^-]$, lo que carecería de significativo físico. Por lo tanto, se concluye que:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = x = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.5]$$

Debe señalarse que el cálculo de x podría haberse simplificado al realizar la aproximación de que $0,5 - x \approx 0,5$, ya que al ser $K_b \leq 10^{-4}$ y el amoníaco no estar muy diluido, la fracción del mismo que reaccionará con el agua será muy pequeña. De hecho, la validez de esta aproximación se pone de manifiesto al calcular de nuevo x aplicando esta simplificación, puesto que se obtiene el mismo valor de x, expresado con 2 cifras significativas:

$$K_b = \frac{x^2}{0,5 - x} \approx \frac{x^2}{0,5} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad [3.6]$$

$$x = \sqrt{0,5 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.7]$$

Conocido $[\text{OH}^-]$, se obtiene el pOH de su definición:

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(3,0 \cdot 10^{-3}) = 2,5 \quad [3.8]$$

En disolución acuosa a 25 °C, a partir del producto iónico del agua a esta temperatura, puede deducirse que el pH y el pOH se relacionan según:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad [3.9]$$

En consecuencia, el pH de la disolución de NH_3 es igual a:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,5 = \mathbf{11,5} \quad [3.10]$$

Apartado b:

En primer lugar, se calculará la concentración molar inicial de hidróxido de sodio, NaOH, en los 50,0 L de agua (V_f) que llenan el fregadero, $[\text{NaOH}]_{f,0}$. Para ello, debe calcularse a su vez el número de moles de NaOH que hay en el tubo de ensayo, $n_{\text{NaOH},t}$, que a su vez se determinan a partir del volumen de disolución en este, V_t , y su concentración molar $[\text{NaOH}]_t$:

$$[\text{NaOH}]_{f,0} = \frac{n_{\text{NaOH},t}}{V_f + V_t} = \frac{[\text{NaOH}]_t V_t}{V_f + V_t} \quad [3.11]$$

Teniendo en cuenta que $V_f = 50,0 \text{ L} \gg V_t = 4,00 \text{ mL} = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}$, puede realizarse la aproximación $V_f + V_t \approx V_f$, por lo que [3.11] quedaría:

$$[\text{NaOH}]_{f,0} \approx \frac{[\text{NaOH}]_t V_t}{V_f} \quad [3.12]$$

Reemplazando valores:

$$[\text{NaOH}]_{f,0} \approx \frac{1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \cdot 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{50,0 \text{ L}} = 8,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.13]$$

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte, por lo que en disolución acuosa se disocia completamente según la Teoría de Arrhenius:



De esta forma, las concentraciones iniciales de Na^+ y OH^- debidas al vertido del tubo de ensayo son:

$$[\text{Na}^+]_0 = [\text{OH}^-]_0 = [\text{NaOH}]_{f,0} = 8,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.15]$$

Como puede apreciarse, $[\text{OH}^-]_0 = 8,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} < 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$, por lo que la concentración de iones hidróxido debida a la autoionización del agua no puede despreciarse, ya que en una disolución neutra es igual a $10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$. Por consiguiente, dado que en el estado final de equilibrio las concentraciones de iones oxidanio, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, e hidróxido, $[\text{OH}^-]$ deben verificar el producto iónico del agua, K_w ($1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25°C), se cumple:



Además, la disolución del fregadero debe cumplir también la condición de neutralidad eléctrica, según la cual la concentración total de los cationes (Na^+ y H_3O^+) debe ser igual a la de los aniones (OH^-):

$$[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad [3.17]$$

La concentración de Na^+ es igual a la inicial debido al vertido de hidróxido de sodio, ya que no reacciona con ningún otro componente de la disolución, por lo que $[\text{Na}^+] = 8,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$. Así, [3.17] queda:

$$8,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad [3.18]$$

De esta forma, se tiene un sistema de dos ecuaciones ([3.16] y [3.18]) con dos incógnitas, cuya resolución permite calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en el estado final de equilibrio. Para ello, sustituyendo [3.18] en [3.16], se obtiene:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+](8,00 \cdot 10^{-8} + [\text{H}_3\text{O}^+]) = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad [3.19]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + 8,00 \cdot 10^{-8} [\text{H}_3\text{O}^+] - 1,0 \cdot 10^{-14} = 0 \quad [3.20]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-8,00 \cdot 10^{-8} \pm \sqrt{(8,00 \cdot 10^{-8})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-1,0 \cdot 10^{-14})}}{2 \cdot 1} = \begin{cases} 6,77 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \\ -1,48 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \end{cases} \quad [3.21]$$

Una concentración negativa carece de significado físico, por lo que se concluye que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,77 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$. En consecuencia, a partir de este resultado y de la definición de pH, este resulta ser igual a:

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(6,77 \cdot 10^{-8}) = 7,17 \quad [3.22]$$

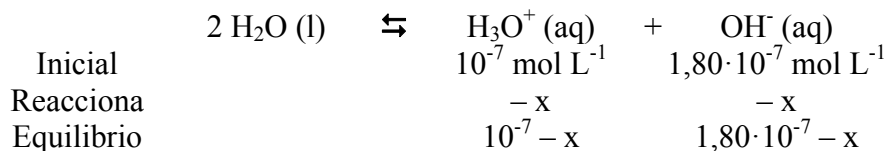
Analizando el resultado, se concluye que este pH ligeramente alcalino es coherente con el hecho de verter una pequeña cantidad de base a un volumen grande de agua (cuyo pH inicialmente era neutro). De este modo, aun sin realizar cálculo alguno, a la vista de que la concentración de la base era tan pequeña, podía estimarse que el pH final de la disolución sería ligeramente mayor de 7.

Este apartado podría haberse resuelto también sin necesidad de recurrir a la condición de neutralidad eléctrica, utilizando un enfoque más convencional de los problemas de equilibrio químico. De este modo, se consideraría que inicialmente, a la concentración de $10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ de los iones oxidanio e hidróxido, se le suma $8,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ en el caso del ion OH^- debido al vertido de NaOH. De este modo, inicialmente se tendría:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.23]$$

$$[\text{OH}^-]_0 = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} + 8,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} = 1,80 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.24]$$

Debido al aumento de $[\text{OH}^-]$, el producto $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] > K_w$, por lo que no es un estado de equilibrio. De esta forma, tal y como establece el Principio de Le Châtelier, para contrarrestar el incremento de $[\text{OH}^-]$, el equilibrio de autoionización del agua se desplazará hacia la formación de $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$, disminuyendo en la misma cantidad las concentraciones de H_3O^+ y de OH^- hasta que su producto vuelva a verificar K_w en el nuevo estado de equilibrio que se alcance. Así, el planteamiento para resolver de esta forma el apartado establece:



Puesto que en el equilibrio se verifica K_w , de acuerdo con [3.16] se tiene:

$$K_w = (10^{-7} - x)(1,80 \cdot 10^{-7} - x) = 1,80 \cdot 10^{-14} - 10^{-7}x - 1,80 \cdot 10^{-7}x + x^2 = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad [3.25]$$

$$x^2 - 2,80 \cdot 10^{-7}x + 8 \cdot 10^{-15} = 0 \quad [3.26]$$

$$x = \frac{-(-2,80 \cdot 10^{-7}) \pm \sqrt{(-2,80 \cdot 10^{-7})^2 - 4 \cdot 1 \cdot 8 \cdot 10^{-15}}}{2 \cdot 1} = \begin{cases} 2,48 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \\ 3,23 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \end{cases} \quad [3.27]$$

La solución $x = 2,48 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ conduciría a concentraciones negativas de ambos iones, lo que no tiene sentido físico. Por ello, se toma la solución $x = 3,23 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$, con lo que la concentración de iones oxidanio queda:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} - 3,23 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} = 6,77 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.28]$$

Como puede apreciarse, se obtiene el mismo resultado que con el otro procedimiento, $6,77 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$, lo que conduce al mismo resultado de pH (7,17).

MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

ENUNCIADO



VII MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)

7 de mayo de 2021

Nombre y apellidos: _____

Conteste en la **Hoja de Respuestas**.

Solo hay una respuesta correcta para cada cuestión.

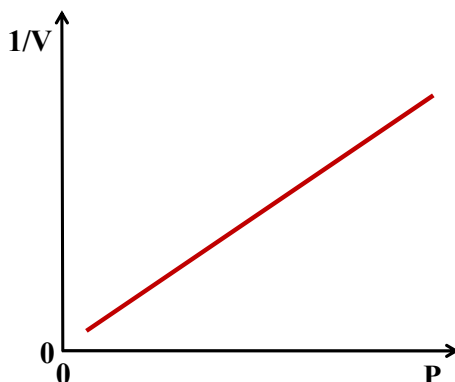
En caso de corrección/anulación de la respuesta, tache la que no desea señalar y escriba la respuesta que crea conveniente de modo que quede claro.

Cada respuesta correcta se valorará con 0,25 puntos, las respuestas incorrectas se valorarán con un valor negativo de 1/3 de 0,25 puntos y las respuestas en blanco con 0 puntos.

La calificación máxima de la Parte I del cuestionario tipo test son 5 puntos.

No está permitido el uso de calculadoras programables.

- 1) Expresar $2 \cdot 10^{-10} \text{ km}^3$ en μL :
 - a) $200 \mu\text{L}$.
 - b) $2 \cdot 10^5 \mu\text{L}$.
 - c) $2 \cdot 10^8 \mu\text{L}$.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 2) Indique la respuesta que contiene únicamente unidades fundamentales del S.I.:
 - a) kg, K, mol.
 - b) m, L, s.
 - c) m, g, s.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 3) Señale la respuesta que contiene únicamente magnitudes intensivas:
 - a) Temperatura, volumen, densidad y concentración.
 - b) Densidad, temperatura de fusión, cantidad de sustancia y concentración.
 - c) Temperatura, temperatura de fusión, concentración y resistencia eléctrica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 4) ¿Qué ley establece la relación recogida en la siguiente gráfica, si se conoce también que la temperatura permanece constante?



- a) Ley de Gay-Lussac.
b) Ley de Boyle-Mariotte.
c) Ley de Charles.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 5) Una cantidad de gas ideal ocupa 10,0 L a 1,50 atm y 50,0 °C. ¿Qué volumen ocupará esa misma cantidad de gas ideal a 740 mmHg y 100 °C?
a) 17,3 L.
b) 17,8 L.
c) 30,8 L.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 6) ¿Qué volumen ocuparán las moléculas de dióxígeno si se encuentran a 300 °C y 2,00 atm y se conoce que hay $3,01 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno?
a) 58,7 L.
b) 61,5 L.
c) 117 L.
d) No es posible determinar la respuesta correcta.
- 7) Señale la afirmación falsa:
a) Todo sistema heterogéneo está formado por al menos dos sustancias puras.
b) Toda sustancia simple es una sustancia pura.
c) Todo compuesto químico es una sustancia pura.
d) Toda sustancia pura que pueda descomponerse por métodos químicos en sus elementos constituyentes es un compuesto químico.
- 8) De las siguientes técnicas de separación, señale la opción en que todas ellas pueden utilizarse para separar componentes de mezclas homogéneas:
a) Destilación, decantación y extracción con disolventes.
b) Decantación, extracción con disolventes y evaporación.
c) Destilación, extracción con disolventes y evaporación.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 9) Se prepara una disolución acuosa de sal y azúcar. Para ello, se disolvieron 22,5 g de sal y una cantidad desconocida de azúcar en 125 mL de agua pura. Si se conoce que la disolución contiene un 15 % de sal y que la densidad del agua pura es igual a 1000 kg m^{-3} , ¿qué masa de azúcar se disolvió?
a) 1,67 g.
b) 2,5 g.
c) 25 g.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 10) ¿Qué cantidad de átomos de carbono hay en una muestra de 12 kg de carbono puro?
a) 10^{-3} moles de átomos de carbono.
b) 1 mol de átomos de carbono.
c) 10^3 moles de átomos de carbono.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 11) Un recipiente cerrado contiene 2,0 moles de ácido sulfúrico y 3,0 moles de azano. El número de átomos de hidrógeno que hay en dicho recipiente es igual a:
- a) $7,8 \cdot 10^{24}$.
 - b) $6,6 \cdot 10^{24}$.
 - c) $3,0 \cdot 10^{24}$.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 12) En la ecuación química de la combustión de octano, C_8H_{18} , con oxígeno del aire en la que, tras ajustarla, se asigna al octano un coeficiente estequiométrico 1, la suma de los coeficientes estequiométricos de todos los reactivos y productos de la reacción es igual a:
- a) 12,5.
 - b) 30.
 - c) 44.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 13) Considérese la siguiente reacción química irreversible:
- $$A + B \rightarrow C + H_2$$
- Si se conoce que uno de los dos productos que se forman es H_2 (masa atómica relativa de H: 1), A y B se encuentran en proporción estequiométrica, reaccionan 10 g de A y se forman 25 g de C, calcule la masa de B que ha reaccionado:
- a) 10 g.
 - b) 15 g.
 - c) 17 g.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 14) En un recipiente cerrado se dispone de 7 moles de A y 12 moles de B, y se conoce que reaccionan según:
- $$A + 3 B \rightarrow 2 C$$
- Si A, B y C son sustancias moleculares, ¿cuál es el número total de moles de moléculas que hay en el recipiente?
- a) 8 moles.
 - b) 11 moles.
 - c) 19 moles.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 15) A 120 °C y 1 atm, se combinan 10 L de O_2 con 10 L de H_2 para formar agua. ¿Qué volumen, medido a 120 °C y 1 atm, ocupará el sistema gaseoso resultante tras producirse la reacción química?
- a) 10 L.
 - b) 15 L.
 - c) 20 L.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 16) Señale cuál de los siguientes compuestos se clasifica como un ácido según la Teoría de Arrhenius:
- a) CO_2 .
 - b) CH_3COOH .
 - c) PH_3 .
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 17) Indique qué compuesto formaría la disolución de menor pH, si todas las disoluciones tuvieran la misma concentración de los respectivos compuestos:
- a) KOH .
 - b) H_2SO_4 .
 - c) HF .
 - d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 18) ¿Cuántas reacciones químicas intervienen en la síntesis de amoníaco por el método de Haber-Bosch?
- a) 1.
 - b) 2.
 - c) 3.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 19) Señale cuál de las siguientes fuentes de energía es renovable:
- a) Gas natural.
 - b) Nuclear.
 - c) Biomasa.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 20) Señale cuál de los siguientes compuestos o familias de compuestos tiene o ha tenido una importante contribución en la formación del agujero de la capa de ozono:
- a) CO_2 .
 - b) SO_2 .
 - c) Hidrocarburos.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

HOJA DE RESPUESTAS



VII MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)
7 de mayo de 2021

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

Cuestión	Respuesta
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

Cuestión	Respuesta
11	
12	
13	
14	
15	
16	
17	
18	
19	
20	

**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

RESPUESTAS

VII MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)
7 de mayo de 2021

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)

Cuestión	Respuesta
1	c
2	a
3	d
4	b
5	b
6	a
7	a
8	c
9	b
10	c

Cuestión	Respuesta
11	a
12	d
13	d
14	b
15	b
16	b
17	b
18	a
19	c
20	d

MCQ
**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

RESOLUCIÓN



CUESTIÓN 1

- 1) Expresa $2 \cdot 10^{-10} \text{ km}^3$ en μL :
- a) $200 \mu\text{L}$.
 - b) $2 \cdot 10^5 \mu\text{L}$.
 - c) $2 \cdot 10^8 \mu\text{L}$.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para realizar la conversión de km^3 a μL debe tenerse en cuenta que cada unidad de volumen expresada como una longitud al cubo (p. ej., km^3) es 1000 veces mayor que su submúltiplo inmediato (hm^3 , en el caso de km^3) y que $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$. De este modo, se obtiene:

$$2 \cdot 10^{-10} \text{ km}^3 \frac{10^3 \text{ dm}^3}{1 \text{ km}^3} \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} \frac{10^6 \mu\text{L}}{1 \text{ L}} = 2 \cdot 10^{-10} \text{ km}^3 \frac{10^{12} \text{ dm}^3}{1 \text{ km}^3} \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} \frac{10^6 \mu\text{L}}{1 \text{ L}} = 2 \cdot 10^8 \mu\text{L}$$

Por consiguiente, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 2

- 2) Indique la respuesta que contiene únicamente unidades fundamentales del S.I.:
- a) kg, K, mol.
 - b) m, L, s.
 - c) m, g, s.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El Sistema Internacional de unidades (abreviadamente, S.I.) se fundamenta en siete unidades fundamentales o básicas, que son independientes desde el punto de vista dimensional, por lo que considera fundamentales a sus respectivas magnitudes:

- El metro (m), como unidad de longitud.
- El kilogramo (kg), como unidad de masa.
- El segundo (s), como unidad de tiempo.
- El amperio (A), como unidad de intensidad de corriente.
- El kelvin (K), como unidad de temperatura.
- La candela (cd), como unidad de intensidad luminosa.
- El mol (mol), como unidad de cantidad de sustancia.

En consecuencia, en el S.I. no son unidades fundamentales ni el litro (L) ni el gramo (g, submúltiplo del kg), lo que hace que las respuestas b y c sean incorrectas. En cambio, sí son fundamentales el kg, K y mol, lo que determina que la respuesta a sea correcta, que a su vez hace que la respuesta d sea falsa.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 3

- 3) Señale la respuesta que contiene únicamente magnitudes intensivas:
- a) Temperatura, volumen, densidad y concentración.
 - b) Densidad, temperatura de fusión, cantidad de sustancia y concentración.
 - c) Temperatura, temperatura de fusión, concentración y resistencia eléctrica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Se denomina magnitud a toda propiedad que es susceptible de ser medida, y por ello, de ser expresada cuantitativamente. Las magnitudes pueden clasificarse atendiendo a diferentes características, de modo que una posible clasificación distingue entre magnitudes intensivas y extensivas. Las magnitudes intensivas son aquellas cuyo valor no depende de la cantidad de materia que contenga el sistema (es decir, no dependen de la masa o de la cantidad de sustancia), por lo que su valor es constante en todas las partes de un sistema homogéneo en equilibrio. En cambio, las magnitudes extensivas sí dependen de la cantidad de materia que tiene el sistema (esto es, sí dependen de la masa o de la cantidad de sustancia del mismo), de forma que para conocer su valor hay que sumar los valores de dicha magnitud en todas las partes del sistema.

Teniendo presente estas diferencias entre magnitudes intensivas y extensivas, se analizará individualmente cada una de las magnitudes incluidas en las respuestas de la cuestión, indicando si son intensivas o extensivas:

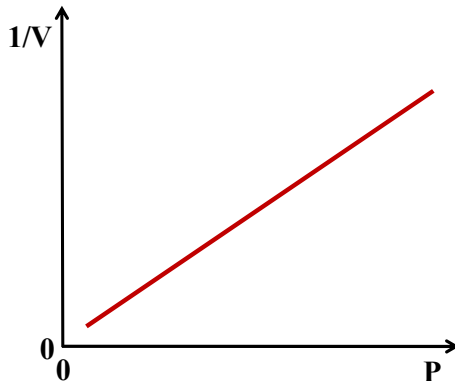
- Temperatura: es una medida del valor medio de la energía cinética interna de un sistema, es decir, de la energía cinética promedio de sus átomos o moléculas. Puesto que es un promedio y no el valor total de la energía cinética de los átomos o moléculas del sistema, no depende de la cantidad de materia presente en el sistema, por lo que es una magnitud intensiva.
- Volumen: mide la extensión tridimensional que ocupa un sistema en el espacio. Para un mismo tipo de sustancia, cuanto mayor sea la cantidad de materia de un sistema, mayor será su volumen, por lo que se concluye que el volumen sí depende de la masa o cantidad de sustancia del sistema. En consecuencia, es una magnitud extensiva, de modo que convierte en falsa la respuesta a, que incluye al volumen como magnitud intensiva.
- Densidad: se define como la masa contenida en la unidad de volumen de un sistema, por lo que no depende de la cantidad de materia presente: para un mismo tipo de sustancia, cuanto más materia haya en el sistema, tanto su masa como su volumen aumentarán proporcionalmente, de forma que el cociente de ambas magnitudes (que precisamente define la densidad), se mantiene constante. Por ello, todos los sistemas con la misma composición y que se encuentren en las mismas condiciones presentarán la misma densidad, independientemente de su masa o de su cantidad de sustancia. Así, la densidad es una magnitud intensiva.
- Concentración: en una disolución (o de forma general, una mezcla) se define como la cantidad de un componente existente en una cantidad de disolución o disolvente. Por lo tanto, expresa una relación de componentes (de un componente frente al total de ellos o de un componente frente al mayoritario), por lo que no depende de la cantidad de materia del sistema y se concluye que la concentración es una magnitud intensiva.

- Temperatura de fusión: es la temperatura a la que, a una presión dada (si no se indica lo contrario, a presión atmosférica), una sustancia pura realiza el cambio de estado de sólido a líquido. Esta temperatura a la que se realiza dicho cambio de estado no depende de la masa ni de la cantidad de sustancia del sistema (p. ej., la temperatura de fusión del hielo –agua solidificada– es de 0 °C, independientemente del tamaño o masa del mismo), por lo que la temperatura de fusión es una magnitud intensiva.
- Cantidad de sustancia: esta magnitud permite contar macroscópicamente las partículas constituyentes de la materia, que pertenecen al mundo microscópico, y su unidad en el Sistema Internacional de unidades es el mol. Tal y como se ha expuesto al comienzo de la resolución de esta cuestión, las magnitudes extensivas son aquellas que dependen de la cantidad de sustancia (o masa) del sistema, y por lo tanto, ello determina que esta magnitud (que obviamente depende de sí misma) se clasifique como extensiva. En consecuencia, puesto que la cantidad de sustancia se incluye en el listado de magnitudes de la respuesta b, hace que esta respuesta no sea correcta.
- Resistencia eléctrica: es una medida de la oposición que ejerce un material dado al flujo de carga a su través: cuanto mayor sea la resistencia, para una diferencia de potencial dada, la intensidad de corriente que circulará por ese conductor será menor. La resistencia eléctrica depende del tamaño, forma y naturaleza del material (a través de la resistividad eléctrica del mismo, que sí es una magnitud intensiva y característica de cada sustancia). Así, para un determinado material, el tamaño es directamente proporcional a la masa o cantidad de sustancia del mismo; y si se fija también su forma, por ejemplo, como forma filiforme de una sección transversal dada, el tamaño equivaldría a la longitud del cable. Evidentemente, en este ejemplo se puede apreciar cómo cuanto mayor sea la longitud del cable, mayor será la resistencia eléctrica. Por ejemplo, la diferencia de potencial que debe aplicarse entre los extremos de un cable de 10 m para conseguir una intensidad de corriente dada es muy inferior a la necesaria para transportar esa corriente a través de un conductor de cientos de kilómetros de longitud (como cuando se transporta la corriente desde centros de generación de energía eléctrica muy alejados de los grandes centros de consumo), ya que en este segundo caso la resistencia eléctrica del cable será muy superior. Así, queda patente cómo la resistencia eléctrica depende de la masa o cantidad de sustancia del sistema (además de la forma y del tipo de material), por lo que se trata de una magnitud extensiva. Ello hace que la respuesta c sea falsa, al aparecer la resistencia eléctrica en el listado de magnitudes de esta respuesta.

Por consiguiente, puesto que las respuestas a-c son falsas, tal y como se ha expuesto con anterioridad, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 4

- 4) ¿Qué ley establece la relación recogida en la siguiente gráfica, si se conoce también que la temperatura permanece constante?



- a) Ley de Gay-Lussac.
- b) Ley de Boyle-Mariotte.
- c) Ley de Charles.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En la gráfica de la cuestión, se aprecia cómo las variables de ambos ejes (P y 1/V) son directamente proporcionales, es decir, se relacionan mediante una función lineal sin ordenada en el origen (la recta pasa por el origen de coordenadas), del tipo:

$$y = k x$$

donde k es la constante de proporcionalidad entre ambas variables. Si identificamos términos, se tiene:

$$\begin{aligned} y &= 1/V \\ x &= P \end{aligned}$$

Por lo que la gráfica responde a la siguiente ecuación:

$$\frac{1}{V} = k P \quad (T = \text{constante})$$

O lo que es lo mismo:

$$P V = \frac{1}{k} = \text{constante} \quad (T = \text{constante})$$

Esta ecuación constituye la expresión matemática de la Ley de Boyle-Mariotte, que establece que “a temperatura constante, el volumen de una masa de gas (ideal) es inversamente proporcional a la presión”. En efecto, la expresión $P V = \text{constante}$ (a $T = \text{constante}$) indica que cuanto mayor sea la presión, menor debe ser el volumen, y

viceversa, ya que el producto de ambas variables debe ser constante mientras no se modifique la temperatura del gas. Se concluye así que la respuesta correcta es la b, lo que hace que la respuesta d sea necesariamente falsa.

Además, se puede comprobar cómo las respuestas a y c también son incorrectas, ya que la Ley de Charles indica que *“a presión constante, el volumen de una masa de gas (ideal) es directamente proporcional a su temperatura absoluta”*, mientras que la Ley de Gay-Lussac afirma que *“a volumen constante, la presión de una masa de gas (ideal) es directamente proporcional a su temperatura absoluta”*. De este modo, se puede apreciar cómo ni la Ley de Charles ni la Ley de Gay-Lussac establecen la relación entre la presión y el volumen, como sí lo hace la Ley de Boyle-Mariotte.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 5

- 5) Una cantidad de gas ideal ocupa 10,0 L a 1,50 atm y 50,0 °C. ¿Qué volumen ocupará esa misma cantidad de gas ideal a 740 mmHg y 100 °C?
- a) 17,3 L.
 - b) 17,8 L.
 - c) 30,8 L.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La Ley general o combinada de los gases ideales resume en una única ecuación las Leyes de Boyle-Mariotte, Charles y Gay-Lussac, y establece para gases ideales que constituyan un sistema cerrado (cuya masa o cantidad de sustancia sea constante) en el que no haya ninguna reacción química:

$$\frac{P V}{T} = \text{constante}$$

O lo que es lo mismo:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Estas expresiones pueden deducirse de la Ley de los gases ideales, ya que en esta ecuación de estado, si se impone que la cantidad de sustancia, n , es constante y se tiene presente que R es la constante universal de los gases ideales ($0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$), se obtiene:

$$P V = n R T \Rightarrow \frac{P V}{T} = n R = \text{constante}$$

A partir del enunciado de la cuestión, se conocen:

$$V_1 = 10,0 \text{ L}$$

$$P_1 = 1,50 \text{ atm}$$

$$T_1 = 50,0 \text{ °C} = 50,0 + 273 \text{ K} = 323 \text{ K}$$

$$P_2 = 740 \text{ mmHg} \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,974 \text{ atm}$$

$$T_2 = 100 \text{ °C} = 100 + 273 \text{ K} = 373 \text{ K}$$

Debe resaltarse que en estas leyes de los gases ideales debe expresarse siempre la temperatura absoluta, siendo esta la razón por la que la temperatura debe expresarse en kelvin (K) y no en grados Celsius o centígrados (°C).

Así, a partir de los datos del enunciado y mediante la Ley general de los gases ideales se obtiene V_2 según:

$$V_2 = \frac{T_2}{T_1} \frac{P_1}{P_2} V_1$$

Reemplazando valores:

$$V_2 = \frac{373 \text{ K}}{323 \text{ K}} \frac{1,50 \text{ atm}}{0,974 \text{ atm}} 10,0 \text{ L} = 17,8 \text{ L}$$

En conclusión, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 6

- 6) ¿Qué volumen ocuparán las moléculas de dióxígeno si se encuentran a 300 °C y 2,00 atm y se conoce que hay $3,01 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno?
- a) 58,7 L.
 - b) 61,5 L.
 - c) 117 L.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

El cálculo del volumen, V, de las moléculas de dióxígeno, O₂, se realiza con la Ley de los gases ideales, ecuación de estado que establece:

$$P V = n R T \Rightarrow V = \frac{n R T}{P}$$

donde:

- n es la cantidad de sustancia (mol).
- R es la constante universal de los gases ideales (0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹).
- T es la temperatura absoluta (K).
- P es la presión (atm).

La cantidad de sustancia puede hallarse si se conoce que una molécula de dióxígeno, O₂, contiene dos átomos de oxígeno, O, y el valor de la constante o número de Avogadro ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales · mol⁻¹) según:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{24} \text{ átomos O} \cdot \frac{1 \text{ molécula O}_2}{2 \text{ átomos O}}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 (\text{mol O}_2)^{-1}} = 2,50 \text{ mol O}_2$$

Por su parte, se especifica que P = 2,00 atm y T queda:

$$T = 300 + 273 \text{ K} = 573 \text{ K}$$

De esta forma, reemplazando valores en la Ley de gases ideales, se determina V:

$$V = \frac{2,50 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 573 \text{ K}}{2,00 \text{ atm}} = 58,7 \text{ L}$$

En consecuencia, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 7

- 7) Señale la afirmación falsa:
- a) Todo sistema heterogéneo está formado por al menos dos sustancias puras.
 - b) Toda sustancia simple es una sustancia pura.
 - c) Todo compuesto químico es una sustancia pura.
 - d) Toda sustancia pura que pueda descomponerse por métodos químicos en sus elementos constituyentes es un compuesto químico.

Resolución

A continuación, se analizará la veracidad o falsedad de cada una de las afirmaciones de la cuestión:

- a) Un sistema heterogéneo es aquel que presenta dos o más fases, por lo que su composición y/o propiedades no son constantes en todos los puntos del sistema. Sin embargo, la heterogeneidad no precisa de diferentes sustancias puras: se puede conseguir dos fases con una única sustancia pura durante sus cambios de estado. P. ej., un sistema formado por agua (líquida) y hielo (agua sólida) constituye un sistema heterogéneo (presenta dos fases: sólida y líquida) formado por una única sustancia pura (agua). Por lo tanto, se concluye que la afirmación de la respuesta a es falsa y, en consecuencia, constituye la respuesta correcta.
- b) Las sustancias puras son aquellas formadas por un único componente, por lo que presentan propiedades definidas y características, y no pueden separarse en otras sustancias mediante procesos físicos. A su vez, las sustancias puras pueden clasificarse como sustancias simples, si están formadas por átomos o moléculas de un único elemento químico, o como compuestos químicos, si están constituidas por átomos de más de un elemento químico, combinados en proporción fija y que pueden descomponerse en sus elementos constituyentes mediante procesos químicos. En consecuencia, puesto que las sustancias simples son un tipo de sustancia pura, la afirmación b es verdadera, por lo que esta no es la respuesta correcta.
- c) De acuerdo con lo que se ha expuesto con anterioridad, los compuestos químicos son un tipo de sustancias puras, por lo que, tal y como expone esta afirmación, todo compuesto químico es una sustancia pura. Puesto que la afirmación c es verdadera, se concluye que esta no es la respuesta correcta.
- d) Tal y como se indicó al analizar la respuesta b, los compuestos químicos pueden descomponerse en los elementos que los constituyen mediante procedimientos químicos. En cambio, las sustancias simples no pueden descomponerse en elementos mediante estos procedimientos al estar formadas ya por un único elemento químico. De esta forma, de acuerdo con lo expuesto en la respuesta d, los compuestos químicos son el único tipo de sustancias puras que pueden descomponerse en sus elementos mediante procesos químicos. Así, la afirmación d es verdadera, por lo que no constituye la respuesta correcta.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 8

- 8) De las siguientes técnicas de separación, señale la opción en que todas ellas pueden utilizarse para separar componentes de mezclas homogéneas:
- a) Destilación, decantación y extracción con disolventes.
 - b) Decantación, extracción con disolventes y evaporación.
 - c) Destilación, extracción con disolventes y evaporación.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para responder a la cuestión, se analizará cada una de las técnicas de separación que figuran en las respuestas de la misma:

- Destilación: se basa en la separación de los componentes de una mezcla líquida con diferente temperatura de ebullición (volatilidad), por lo que puede separar los componentes de una disolución (mezcla homogénea) con diferente volatilidad: p. ej., una mezcla de agua y alcohol. En consecuencia, sí puede emplearse para separar componentes de mezclas homogéneas.
- Decantación: se emplea para separar por gravedad mezclas heterogéneas, como puede ser el caso de sólidos suspendidos en líquidos o de dos líquidos inmiscibles. En este último caso (p. ej., agua y aceite), el líquido de mayor densidad (en este ejemplo, el agua) se situará en la parte inferior del recipiente mientras que el de menor densidad (en este ejemplo, el aceite) se encontrará en la parte superior, de modo que ambos pueden separarse utilizando un embudo de decantación. Así, esta técnica precisa que los componentes que se quieren separar se encuentren en fases diferentes, por lo que no puede aplicarse a mezclas homogéneas, lo que determina que las respuestas a y b sean falsas.
- Extracción con disolventes: se utiliza para separar uno o algunos de los componentes de una mezcla líquida o sólida, mediante un disolvente adecuado en el que aquel o aquellos componentes presenten una solubilidad mayor que la de los restantes componentes de la mezcla. Por ejemplo, puede aplicarse para separar un componente de una disolución, como en la extracción de la cafeína de un café o un té, por lo que sí permite separar componentes de mezclas homogéneas.
- Evaporación: permite separar componentes con muy diferentes puntos de ebullición (volatilidad), de modo que los más volátiles pasen a la fase gaseosa mientras que los componentes menos volátiles queden en la fase líquida. P. ej., es común utilizar esta técnica para separar solutos no volátiles del disolvente, como es el caso de las disoluciones acuosas de sales, en las que se evapora el agua y se consigue su separación de las sales disueltas, que quedan como sólidos en el equipo donde se produce la evaporación. En consecuencia, esta técnica sí puede separar componentes de mezclas homogéneas.

De esta forma, solo la respuesta c menciona en todos los casos técnicas que pueden utilizarse en la separación de mezclas homogéneas, lo que determina que la respuesta d sea falsa. En conclusión, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 9

- 9) Se prepara una disolución acuosa de sal y azúcar. Para ello, se disolvieron 22,5 g de sal y una cantidad desconocida de azúcar en 125 mL de agua pura. Si se conoce que la disolución contiene un 15 % de sal y que la densidad del agua pura es igual a 1000 kg m^{-3} , ¿qué masa de azúcar se disolvió?
- a) 1,67 g.
 - b) 2,5 g.
 - c) 25 g.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

A partir de los datos de porcentaje en masa de sal en la disolución (% sal = 15 %) y de masa de sal ($m_{\text{sal}} = 22,5 \text{ g}$), y de la definición de esta forma de expresar la concentración:

$$\% \text{ sal} = \frac{m_{\text{sal}}}{m_{\text{disolución}}} 100$$

se determina la masa de la disolución:

$$m_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{sal}}}{\% \text{ sal}} 100 = \frac{22,5 \text{ g}}{15} 100 = 150 \text{ g}$$

Por definición, la masa de la disolución es igual a la masa de sus componentes (en este caso, agua, sal y azúcar), por lo que se verifica:

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{agua}} + m_{\text{sal}} + m_{\text{azúcar}}$$

con lo que $m_{\text{azúcar}}$ puede calcularse por diferencia:

$$m_{\text{azúcar}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{agua}} - m_{\text{sal}}$$

Así, solo falta por determinar m_{agua} , que se calcula a partir del volumen de agua, $V_{\text{agua}} = 125 \text{ mL}$ y la densidad de este compuesto, $d_{\text{agua}} = 1000 \text{ kg m}^{-3}$, según:

$$d_{\text{agua}} = \frac{m_{\text{agua}}}{V_{\text{agua}}} \Rightarrow m_{\text{agua}} = d_{\text{agua}} V_{\text{agua}}$$

Reemplazando valores:

$$m_{\text{agua}} = 1000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot 125 \text{ mL} \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 125 \text{ g}$$

Conocidos $m_{\text{disolución}}$, m_{agua} y m_{sal} , se halla $m_{\text{azúcar}}$:

$$m_{\text{azúcar}} = 150 \text{ g} - 125 \text{ g} - 22,5 \text{ g} = 2,5 \text{ g}$$

En conclusión, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 10

- 10) ¿Qué cantidad de átomos de carbono hay en una muestra de 12 kg de carbono puro?
- a) 10^{-3} moles de átomos de carbono.
 - b) 1 mol de átomos de carbono.
 - c) 10^3 moles de átomos de carbono.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La resolución de la cuestión se llevará a cabo sin utilizar el valor de la masa atómica del carbono, ya que no se proporciona este dato ni en el enunciado de la cuestión ni en ninguna otra de la prueba. Para ello, se recurrirá a la definición de mol, que establece: “*un mol se define como la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones...) que átomos hay en 0,012 kg de carbono-12, ^{12}C* ”. Debe especificarse que el isótopo ^{12}C es claramente el mayoritario en la naturaleza (su abundancia isotópica es del 98,9 %), por lo que cuando el enunciado habla de carbono puro puede realizarse la aproximación de que toda la muestra está formada por este isótopo.

Una vez conocida la relación $0,012 \text{ kg C (mol átomos C)}^{-1}$, se determina el número de moles de átomos de carbono, C, que hay en la muestra, n:

$$n = 12 \text{ kg C} \frac{1 \text{ mol átomos C}}{0,012 \text{ kg C}} = 10^3 \text{ mol átomos C}$$

Desde luego, también se podría haber resuelto esta cuestión si se conociese que la masa atómica del carbono es de 12 u, o lo que es lo mismo, su masa molar, M, es igual a $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12 \text{ kg C} \frac{10^3 \text{ g C}}{1 \text{ kg C}}}{12 \text{ g C (mol átomos C)}^{-1}} = 10^3 \text{ mol átomos C}$$

En conclusión, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 11

- 11) Un recipiente cerrado contiene 2,0 moles de ácido sulfúrico y 3,0 moles de azano. El número de átomos de hidrógeno que hay en dicho recipiente es igual a:
- a) $7,8 \cdot 10^{24}$.
 - b) $6,6 \cdot 10^{24}$.
 - c) $3,0 \cdot 10^{24}$.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Las fórmulas moleculares del ácido sulfúrico y del azano (o amoníaco) son H_2SO_4 y NH_3 , respectivamente. Así, el número total de moles de átomos de hidrógeno, n_{H} , es igual a la suma del número de moles de átomos de hidrógeno que hay en el H_2SO_4 , $n_{\text{H,H}_2\text{SO}_4}$, y en el NH_3 , $n_{\text{H,NH}_3}$:

$$n_{\text{H}} = n_{\text{H,H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H,NH}_3}$$

A su vez, dado que en una molécula de H_2SO_4 hay 2 átomos de hidrógeno y una de NH_3 contiene 3 átomos de hidrógeno, se cumple:

$$n_{\text{H,H}_2\text{SO}_4} = 2,0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 4,0 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{H,NH}_3} = 3,0 \text{ mol NH}_3 \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol NH}_3} = 9,0 \text{ mol H}$$

Por lo tanto, n_{H} es igual a:

$$n_{\text{H}} = n_{\text{H,H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H,NH}_3} = 4,0 \text{ mol H} + 9,0 \text{ mol H} = 13,0 \text{ mol H}$$

De esta forma, se calcula el número total de átomos de hidrógeno, N_{H} , multiplicando el número total de moles de átomos de hidrógeno, n_{H} , por la constante o número de Avogadro, $N_{\text{A}} = 6,022 \cdot 10^{23}$:

$$n_{\text{H}} = \frac{N_{\text{H}}}{N_{\text{A}}} \Rightarrow N_{\text{H}} = n_{\text{H}} N_{\text{A}} = 13,0 \text{ mol H} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H (mol H)}^{-1} = 7,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

Por consiguiente, **la respuesta correcta es la a.**

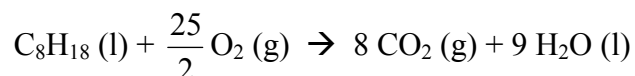
CUESTIÓN 12

- 12) En la ecuación química de la combustión de octano, C_8H_{18} , con oxígeno del aire en la que, tras ajustarla, se asigna al octano un coeficiente estequiométrico 1, la suma de los coeficientes estequiométricos de todos los reactivos y productos de la reacción es igual a:
- a) 12,5.
 - b) 30.
 - c) 44.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En esta reacción de combustión, el octano (C_8H_{18}) actúa como combustible y el oxígeno del aire (O_2) como oxidante para formar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), con liberación de gran cantidad de energía, como es propio de este tipo de reacciones químicas.

De este modo, si se ajusta la ecuación química de la combustión del octano de forma que a este compuesto se le asigne un coeficiente estequiométrico 1 (que no se escribe en la ecuación química, al omitirse los coeficientes iguales a 1), se obtiene:



Por lo tanto, la suma de los coeficientes estequiométricos de todos los reactivos y productos de esta reacción de combustión es igual a:

$$\text{Suma coeficientes estequiométricos} = 1 + \frac{25}{2} + 8 + 9 = 30,5$$

En consecuencia, como este valor no coincide con ninguno de los expuestos en las respuestas a-c, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 13

13) Considérese la siguiente reacción química irreversible:



Si se conoce que uno de los dos productos que se forman es H_2 (masa atómica relativa de H: 1), A y B se encuentran en proporción estequiométrica, reaccionan 10 g de A y se forman 25 g de C, calcule la masa de B que ha reaccionado:

- a) 10 g.
- b) 15 g.
- c) 17 g.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En principio, el cálculo de la masa de B podría llevarse a cabo mediante dos procedimientos distintos. Por un lado, a partir de la ecuación química de la reacción, que establece que A y B (letras que, al igual que para C, representan sustancias genéricas sin concretar) reaccionan mol a mol, y del dato que informa de que ambos componentes están en proporción estequiométrica, se conoce que en el sistema hay el mismo número de moles de A que de B. Sin embargo, puesto que no se conoce la naturaleza de A ni de B y no se proporcionan los datos de las masas molares de estos componentes, a partir de la masa de A no es posible determinar la cantidad de sustancia de A. Además, ni siquiera partiendo de este último resultado se podría calcular la masa de B, al no disponer de la masa molar de esta sustancia. Por lo tanto, no es posible hallar la masa de B mediante este procedimiento al no disponer de las masas molares de A y de B.

El segundo método se basa en la aplicación de la Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier, que establece que, para cualquier proceso en el que no se produzca una reacción nuclear, *“la masa de un sistema cerrado permanece invariable independientemente de la transformación que ocurra dentro de él; es decir, en términos químicos, la masa de las sustancias reaccionantes o reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción”*. De este modo, en el caso de la reacción química de la cuestión, se verifica:

$$m_A + m_B = m_C + m_{H_2}$$

De esta forma, la masa de B, m_B podría obtenerse por diferencia:

$$m_B = m_C + m_{H_2} - m_A$$

Sin embargo, a pesar de que m_C (25 g) y m_A (10 g) son conocidos, no se proporciona el dato de la masa de hidrógeno (m_{H_2}) ni tampoco es posible calcularlo, al ser el resto sustancias genéricas de las que se desconocen sus masas molares. De este modo, se concluye que tampoco es posible determinar la masa de B mediante este procedimiento.

Por consiguiente, puesto que no es posible determinar la masa de B a partir de la información proporcionada en el enunciado de la cuestión, ninguna de las respuestas a-c, que contienen resultados numéricos, es correcta, de modo que **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 14

- 14) En un recipiente cerrado se dispone de 7 moles de A y 12 moles de B, y se conoce que reaccionan según:



Si A, B y C son sustancias moleculares, ¿cuál es el número total de moles de moléculas que hay en el recipiente?

- a) 8 moles.
- b) 11 moles.
- c) 19 moles.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El número total de moles de moléculas que hay en el recipiente, n_T , es igual a la suma de los moles de cada uno de los componentes (A, B y C):

$$n_T = n_A + n_B + n_C$$

A su vez, para el cálculo de los moles que hay de cada componente al término de la reacción debe identificarse cuál es el reactivo limitante (A o B), esto es, cuál se encuentra en menor proporción relativa y, por lo tanto, se consume en su totalidad en la reacción y limita la cantidad de producto que se forma. En consecuencia, para identificar el reactivo limitante se opta por calcular la cantidad de producto, C, que se puede obtener a partir de la cantidad disponible de cada reactivo, de forma que el reactivo limitante es el componente que conduzca a la menor cantidad de C:

$$n_{C(A)} = 7 \text{ mol A} \frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol A}} = 14 \text{ mol C}$$

$$n_{C(B)} = 12 \text{ mol B} \frac{2 \text{ mol C}}{3 \text{ mol B}} = 8 \text{ mol C}$$

De esta forma, se concluye que B es el reactivo limitante, de modo que tras la reacción se verifica:

$$n_B = 0 \text{ mol}$$

$$n_C = 8 \text{ mol}$$

Puesto que A es el reactivo en exceso, n_A se calcula mediante la diferencia entre los moles iniciales de este componente, $n_{A,0}$, y los que reaccionan con B, $n_{A, \text{reac}}$:

$$n_A = n_{A,0} - n_{A, \text{reac}}$$

donde:

$$n_{A,0} = 7 \text{ mol A}$$

$$n_{A, \text{reac}} = 12 \text{ mol B} \frac{1 \text{ mol A}}{3 \text{ mol B}} = 4 \text{ mol A}$$

Reemplazando valores:

$$n_A = 7 \text{ mol} - 4 \text{ mol} = 3 \text{ mol}$$

Así, conocidos n_A , n_B y n_C , n_T queda:

$$n_T = n_A + n_B + n_C = 3 \text{ mol} + 0 \text{ mol} + 8 \text{ mol} = 11 \text{ mol}$$

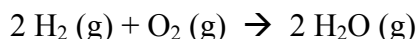
En conclusión, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 15

- 15) A 120 °C y 1 atm, se combinan 10 L de O₂ con 10 L de H₂ para formar agua. ¿Qué volumen, medido a 120 °C y 1 atm, ocupará el sistema gaseoso resultante tras producirse la reacción química?
- a) 10 L.
 - b) 15 L.
 - c) 20 L.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En esta reacción química de formación del agua, tanto los dos reactivos (H₂ y O₂) como el producto (H₂O) se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura: 1 atm y 120 °C, respectivamente. En estas condiciones, el agua se encuentra en estado gaseoso, por lo que la ecuación química que describe la reacción establece:



De esta forma, el volumen total del sistema de la reacción, V_T, de acuerdo con la Ley de Amagat, que establece que *“el volumen total de una mezcla de gases ideales no reaccionante es la suma de los volúmenes ocupados individualmente por cada uno de ellos si estuviesen a la misma presión y temperatura”*, es igual a la suma de los volúmenes que ocupan cada uno de los componentes gaseosos (H₂, O₂ y H₂O):

$$V_T = V_{\text{H}_2} + V_{\text{O}_2} + V_{\text{H}_2\text{O}}$$

Además, puesto que todas las sustancias implicadas en la reacción son gaseosas y sus volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y de temperatura, teniendo en cuenta la Ley de Avogadro, que establece que *“volúmenes iguales de gases diferentes, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”*, se concluye que los cálculos estequiométricos pueden realizarse directamente con dichos volúmenes, ya que en estos casos los coeficientes estequiométricos también establecen las relaciones en volumen entre reactivos y/o productos.

De este modo, para el cálculo del volumen de cada sustancia al final de la reacción debe identificarse cuál es el reactivo limitante (O₂ o H₂), es decir, cuál se encuentra en menor proporción relativa y, por lo tanto, se consume en su totalidad en la reacción y limita la cantidad de H₂O que se forma. Aplicando el propio concepto de reactivo limitante, para identificarlo se opta por calcular el volumen de H₂O que se puede sintetizar a partir del volumen de cada reactivo existente inicialmente, de forma que el reactivo limitante es el componente que produzca el menor volumen de H₂O:

$$V_{\text{H}_2\text{O}(\text{H}_2)} = 10 \text{ L H}_2 \frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{2 \text{ L H}_2} = 10 \text{ L H}_2\text{O}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}(\text{O}_2)} = 10 \text{ L O}_2 \frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ L O}_2} = 20 \text{ L H}_2\text{O}$$

Se concluye entonces que H_2 es el reactivo limitante, de modo que tras la reacción se verifica:

$$V_{\text{H}_2} = 0 \text{ L}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ L}$$

Dado que O_2 es el reactivo en exceso, V_{O_2} se calcula mediante la diferencia entre el volumen inicial de este reactivo, $V_{\text{O}_2,0}$, y el que reacciona con H_2 , $V_{\text{O}_2,\text{reac}}$:

$$V_{\text{O}_2} = V_{\text{O}_2,0} - V_{\text{O}_2,\text{reac}}$$

donde:

$$V_{\text{O}_2,0} = 10 \text{ L O}_2$$

$$V_{\text{O}_2,\text{reac}} = 10 \text{ L H}_2 \frac{1 \text{ L O}_2}{2 \text{ L H}_2} = 5 \text{ L O}_2$$

Reemplazando valores:

$$V_{\text{O}_2} = 10 \text{ L} - 5 \text{ L} = 5 \text{ L}$$

Así, conocidos V_{H_2} , V_{O_2} y $V_{\text{H}_2\text{O}}$, V_{T} queda:

$$V_{\text{T}} = V_{\text{H}_2} + V_{\text{O}_2} + V_{\text{H}_2\text{O}} = 0 \text{ L} + 5 \text{ L} + 10 \text{ L} = 15 \text{ L}$$

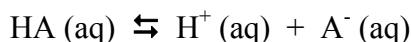
En consecuencia, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 16

- 16) Señale cuál de los siguientes compuestos se clasifica como un ácido según la Teoría de Arrhenius:
- a) CO_2 .
 - b) CH_3COOH .
 - c) PH_3 .
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

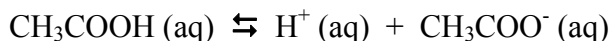
Según la Teoría de Arrhenius, ácido es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando lugar a iones hidrógeno, H^+ :



Por lo tanto, para esta teoría, todo ácido debe contar con hidrógeno en su composición, lo que permite descartar al CO_2 y, de este modo, la respuesta a (a pesar de que el CO_2 sí es una molécula ácida, de acuerdo con otras teorías ácido-base).

Por su parte, el fosfano, PH_3 , a pesar de que tiene átomos de hidrógeno, está estructuralmente relacionado con el amoníaco, NH_3 , que es conocido por ser una base débil. Así, puede concluirse fácilmente que el PH_3 también presenta propiedades básicas, aunque sea una base más débil que el NH_3 . Aunque el fosfano no puede clasificarse ni como un ácido de Arrhenius (no se disocia dando lugar a un ion hidrógeno para formar PH_2^-) ni como una base de Arrhenius (no se disocia dando lugar a un ion hidróxido, OH^- , ya que no contiene oxígeno en su composición), sí es una base de acuerdo con otras teorías ácido-base. Así, la respuesta c también es falsa.

En cambio, el ácido acético, CH_3COOH , como su propio nombre indica, es un ácido orgánico, ya que contiene un hidrógeno con propiedades ácidas (el del grupo carboxílico). De este modo, puede disociarse parcialmente dando lugar a un ion hidrógeno, H^+ , y un ion acetato, CH_3COO^- , estableciéndose un equilibrio entre reactivo y productos como corresponde a todo ácido débil (todos los ácidos carboxílicos son débiles):



En consecuencia, se ha podido comprobar cómo el ácido acético responde a la definición de ácido según la Teoría de Arrhenius, lo que determina que la respuesta b sea correcta y, por lo tanto, la respuesta d sea falsa.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 17

17) Indique qué compuesto formaría la disolución de menor pH, si todas las disoluciones tuvieran la misma concentración de los respectivos compuestos:

- a) KOH.
- b) H₂SO₄.
- c) HF.
- d) Ca(OH)₂.

Resolución

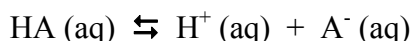
El pH (*power of the Hydrogen ion*) fue definido por Sørensen como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno, H⁺, en mol L⁻¹, [H⁺]:

$$\text{pH} = -\log([H^+])$$

o, lo que es lo mismo, del ion oxidanio u oxonio, H₃O⁺, que es la especie que realmente existe en disolución:

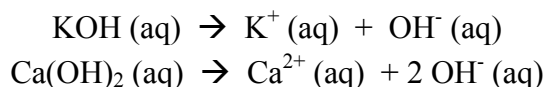
$$\text{pH} = -\log([H_3O^+])$$

Debido al signo menos que hay en su definición, el pH será menor cuanto mayor sea la concentración de iones H⁺ (o H₃O⁺). A su vez, [H⁺] será mayor cuanto mayor sea la acidez y la concentración de la especie presente, ya que de acuerdo con la Teoría de Arrhenius, un ácido es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando lugar a iones hidrógeno, H⁺:



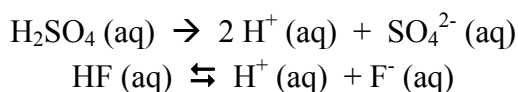
Debe especificarse que, en esta cuestión, al considerarse la misma concentración para todos los compuestos, el caso que conduzca a un menor pH será aquel que produzca una mayor concentración de iones hidrógeno en función de su fuerza como ácido y de la fórmula del compuesto (del número de protones ácidos –que puedan liberarse al disociarse– que contenga).

En el caso de los hidróxidos, KOH y Ca(OH)₂, son sustancias básicas, ya que, de acuerdo con la Teoría de Arrhenius, base es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando lugar a iones hidróxido, OH⁻:



Debe especificarse que, en estos dos casos, se escribe una flecha sencilla ya que tanto el KOH como el Ca(OH)₂ son bases fuertes, por lo que la disociación es completa. De este modo, ambas sustancias conducen a pH altos, justo lo contrario de lo que se pide en la cuestión, por lo que las respuestas a y d son incorrectas.

Por su parte, tanto el H_2SO_4 como el HF responden a la definición de ácido según la Teoría de Arrhenius, tal y como se comprueba a continuación:



En este sentido, el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , es un ácido fuerte, por lo que su disociación es total (realmente, en la pérdida del segundo H^+ se establece un equilibrio, pero es común considerar la disociación total de los dos iones H^+ del H_2SO_4). En cambio, el ácido fluorhídrico (HF en disolución acuosa) es un ácido débil, en el que la disociación no es total, estableciéndose un equilibrio entre los iones H^+ y F^- , y el ácido sin disociar. Además, de acuerdo con las fórmulas moleculares de estos dos compuestos, por cada molécula de H_2SO_4 se obtienen dos iones H^+ , mientras que cada molécula de HF da lugar a un máximo de un ion H^+ . Por todo ello, se concluye que, en el caso del ácido sulfúrico, $[\text{H}^+]$ es igual a prácticamente el doble de la concentración inicial de H_2SO_4 , mientras que, en la disolución de ácido fluorhídrico, $[\text{H}^+]$ es menor a la concentración inicial de HF. Así, se concluye que el mayor valor de $[\text{H}^+]$ se obtiene con H_2SO_4 , por lo que es este compuesto el que proporciona la disolución de menor valor de pH, tal y como afirma la respuesta b.

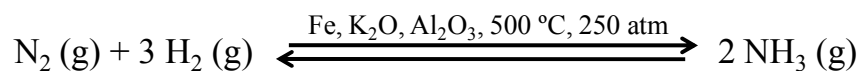
En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 18

- 18) ¿Cuántas reacciones químicas intervienen en la síntesis de amoníaco por el método de Haber-Bosch?
- a) 1.
 - b) 2.
 - c) 3.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

A nivel industrial, el amoníaco se obtiene mediante el método de Haber-Bosch por síntesis directa a partir de los elementos que lo forman:



Esta reacción se lleva a cabo a temperaturas moderadamente elevadas y altas presiones, junto con un catalizador de hierro activado con pequeñas cantidades de K_2O y Al_2O_3 , para conseguir una velocidad de reacción suficientemente rápida y un equilibrio químico que no esté muy desplazado hacia los reactivos. Es decir, se consigue así un compromiso entre la Termodinámica y la Cinética química.

De este modo, se aprecia cómo en el método de Haber-Bosch solo interviene una reacción química, por lo que se concluye que **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 19

19) Señale cuál de las siguientes fuentes de energía es renovable:

- a) Gas natural.
- b) Nuclear.
- c) Biomasa.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Las fuentes de energía renovable son aquellas que se consideran virtualmente inagotables, bien porque son capaces de regenerarse por medios naturales a un ritmo similar al que se consumen, bien porque contienen una inmensa cantidad de energía.

En el caso del gas natural y de los materiales radiactivos (p. ej., uranio) que se emplean en las centrales nucleares de fisión, se trata de fuentes no renovables, ya que la cantidad disponible de ambas es finita en la Tierra, de forma que se prevé que se agoten en un plazo del orden de varias decenas de años. Ello se debe a que la formación de gas natural se produce por la descomposición de restos vegetales y animales bajo tierra, sometidos a elevadas temperaturas y presiones, en procesos que requieren millones de años. Por su parte, los materiales radiactivos como el uranio, al igual que otros elementos químicos de elevado número atómico, tienen su origen en explosiones estelares (supernovas), en las que se libera la energía necesaria para posibilitar, mediante procesos de fusión nuclear, la síntesis de elementos tan pesados. Se concluye así que las respuestas a y b son falsas.

En cambio, la biomasa como fuente de energía hace referencia al aprovechamiento energético, ya sea por métodos termoquímicos (p. ej., combustión directa) o bioquímicos (síntesis de bioetanol), de residuos forestales, agrícolas... Puesto que la formación de esta biomasa es relativamente rápida (en el caso de residuos agrícolas, incluso inferior al año), se puede continuar aprovechando de forma indefinida. De hecho, la utilización de biomasa con fines energéticos se ha llevado a cabo desde la Prehistoria. En consecuencia, la biomasa se clasifica como una fuente de energía renovable, de acuerdo con lo que establece la respuesta c, lo que a su vez conlleva que la respuesta d sea incorrecta.

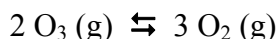
En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 20

- 20) Señale cuál de los siguientes compuestos o familias de compuestos tiene o ha tenido una importante contribución en la formación del agujero de la capa de ozono:
- a) CO₂.
 - b) SO₂.
 - c) Hidrocarburos.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Se denomina agujero de la capa de ozono a la disminución de la capa de ozono estratosférico sobre la Antártida, que ha originado un aumento de la radiación ultravioleta que alcanza la superficie terrestre, causando, por ejemplo, un aumento de los cánceres de piel. A su vez, la capa de ozono, que se encuentra en la estratosfera, se corresponde con la capa de la atmósfera donde se concentra este componente, que se encuentra en equilibrio con el oxígeno molecular o dioxígeno:



Así, el ozono se forma por fotodisociación del oxígeno molecular, provocada por la intensa radiación solar de longitud de onda $\lambda < 240 \text{ nm}$ presente en la estratosfera. Pero el ozono también se fotodisocia originando oxígeno molecular cuando absorbe radiación ultravioleta con longitudes de onda comprendidas entre los 200 y 300 nm. Por lo tanto, hay un equilibrio entre la formación y la destrucción de ozono. Sin embargo, la descomposición del ozono puede ser catalizada por otras especies, como los clorofluorocarbonos (CFC), alterando este equilibrio y produciendo una disminución de la concentración del ozono estratosférico. Se puede comprobar cómo los CFC no figuran entre las respuestas de la cuestión.

En cambio, ninguno de los compuestos que se mencionan en la cuestión intervienen en la formación del agujero en la capa de ozono, aunque sí en otros fenómenos de contaminación: el CO₂ es un gas de efecto invernadero que contribuye al calentamiento global; el SO₂ tiene carácter ácido, de modo que puede oxidarse y disolverse en las gotas de lluvia formando ácido sulfúrico, produciendo lluvia ácida; y los hidrocarburos constituyen uno de los contaminantes primarios que, en presencia de luz solar, origina el smog fotoquímico (una mezcla de contaminantes altamente oxidante, compuesta principalmente por ozono troposférico, radicales libres...). De esta forma, se aprecia cómo las respuestas a-c son falsas, lo que determina que la respuesta d sea la correcta.

En resumen, **la respuesta correcta es la d.**

**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

ENUNCIADO

VII MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)

7 de mayo de 2021

Nombre y apellidos: _____

Conteste en la **Hoja de Respuestas**.

Solo hay una respuesta correcta para cada cuestión.

En caso de corrección/anulación de la respuesta, tache la que no desea señalar y escriba la respuesta que crea conveniente de modo que quede claro.

Cada respuesta correcta se valorará con 0,25 puntos, las respuestas incorrectas se valorarán con un valor negativo de 1/3 de 0,25 puntos y las respuestas en blanco con 0 puntos.

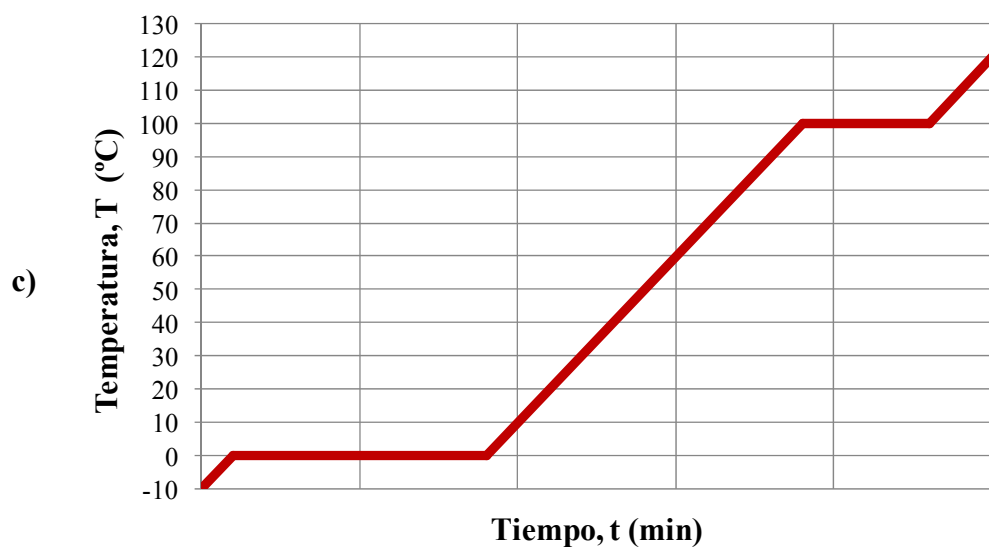
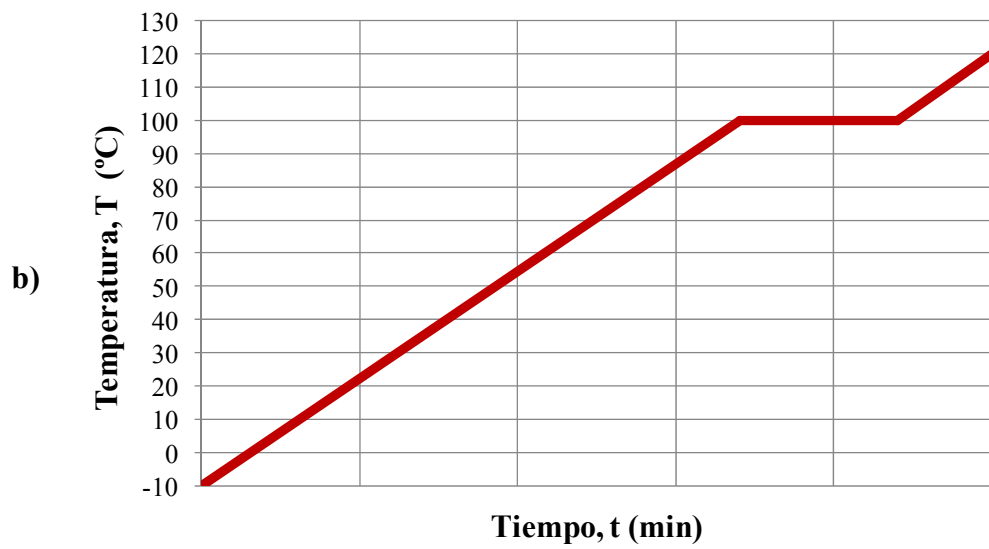
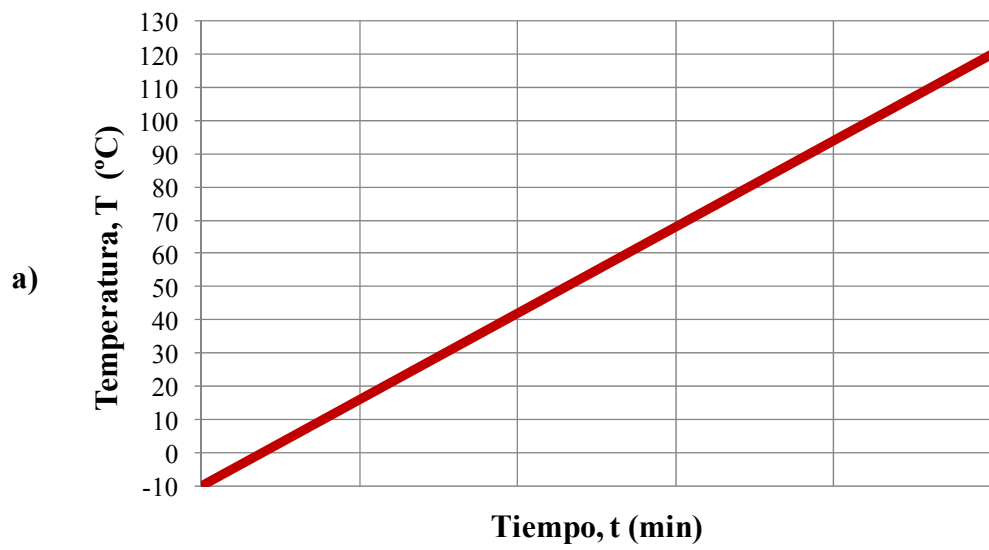
La calificación máxima de la Parte I del cuestionario tipo test son 5 puntos.

No está permitido el uso de calculadoras programables.

- 1) Según el Reglamento CLP, ¿qué tipo de sustancias deberían llevar en su etiqueta el pictograma de peligro que se muestra a continuación?



- a) Explosivos.
b) Inflamables.
c) Comburentes.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 2) Indique, de entre los siguientes, el material de laboratorio que contiene una llave:
a) Pipeta.
b) Probeta.
c) Matraz aforado.
d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 3) A presión atmosférica, se tiene una muestra pura de H_2O . Durante todo el proceso se suministra a la muestra energía a un ritmo constante, de forma que la temperatura de la muestra pasa de $-10\text{ }^\circ\text{C}$ a $120\text{ }^\circ\text{C}$. Sabiendo que para fundir 1 kg de H_2O se requieren 334 kJ y que para vaporizarlo se precisan $2,26 \cdot 10^3$ kJ, señale la gráfica que representa la evolución temporal de la temperatura en el proceso de calentamiento descrito anteriormente:



d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 4) Si un átomo de un elemento genérico X viene representado por ${}^{76}_{84}\text{X}$, se puede afirmar que ese átomo:
- a) No existe.
 - b) Contiene 76 neutrones y 84 protones.
 - c) Contiene 84 neutrones y 76 protones.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 5) Indique la respuesta en la que todos los modelos/teorías atómicas/as contemplan la existencia de electrones en el átomo:
- a) Rutherford, Dalton y Bohr.
 - b) Dalton y Bohr.
 - c) Rutherford, Thomson y Bohr.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 6) ¿Con qué elemento, al combinarse el yodo, el símbolo del yodo, I, se escribe en último lugar en la fórmula química del compuesto resultante, de acuerdo con las normas de la IUPAC?
- a) Oxígeno.
 - b) Cloro.
 - c) Bromo.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 7) ¿En qué clase de compuestos el azufre presenta un número de oxidación negativo?
- a) Óxidos.
 - b) Sales binarias.
 - c) Oxoácidos.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 8) La fórmula molecular de un hidrocarburo es C_8H_{14} . Indique la respuesta falsa:
- a) Puede ser un alcano.
 - b) Puede ser un alqueno.
 - c) Puede ser un cicloalcano.
 - d) Puede corresponder a más de una clase de hidrocarburo.
- 9) ¿Qué grupo funcional presenta el compuesto orgánico de fórmula molecular CH_2O ?
- a) Alcohol.
 - b) Aldehído.
 - c) Cetona.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 10) Si un elemento químico tiene 4 electrones en su capa de valencia, se puede afirmar que es:
- a) Un no metal.
 - b) Un metal.
 - c) Un gas noble.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 11) Si se consideran átomos de aluminio, yodo y bario en su estado fundamental, ¿qué tipo de orbitales no alojan a ningún electrón en estos átomos?
- a) Orbitales d.
 - b) Orbitales s.
 - c) Orbitales p.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 12) En la Tabla Periódica actual, el criterio de clasificación de los elementos es el orden creciente de:
- a) Masa atómica.
 - b) Número de protones.
 - c) Número másico.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 13) Si M es un elemento alcalinotérreo y X es un halógeno, ¿qué compuesto formarán ambos elementos?
- a) MX.
 - b) M_2X .
 - c) MX_2 .
 - d) Ninguna de las otras respuestas anteriores es correcta.
- 14) Indique qué tipo de enlace químico hay en un compuesto que en estado sólido es aislante eléctrico pero cuyas disoluciones conducen la electricidad:
- a) Iónico.
 - b) Metálico.
 - c) Covalente.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.
- 15) Indique qué tipo de enlace químico hay en un compuesto con un punto de ebullición muy bajo:
- a) Iónico.
 - b) Metálico.
 - c) Covalente.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.
- 16) Señale la afirmación correcta en relación a las fuerzas intermoleculares:
- a) Entre moléculas de agua solo se establecen enlaces de hidrógeno.
 - b) Entre moléculas de agua se establecen, además de enlaces de hidrógeno, otras fuerzas intermoleculares.
 - c) Entre moléculas de agua, H_2O , se establecen el/los mismo(s) tipo(s) de fuerza(s) intermolecular(es) que entre moléculas de sulfuro de hidrógeno, H_2S .
 - d) Las moléculas de agua establecen fuerzas intermoleculares entre sí mismas, pero no con otros tipos de moléculas.

- 17) Si, para una reacción química dada, la energía de activación es menor que el valor absoluto del calor de reacción (o de la energía de reacción), puede afirmarse que la reacción es:
- a) Muy energética.
 - b) Exotérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 18) Si el calor de reacción (o energía de reacción) es negativo, se puede afirmar que esa reacción química es:
- a) Muy energética.
 - b) Exotérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 19) Señale la afirmación falsa según lo establecido por la Teoría de colisiones:
- a) El producto o los productos de una reacción química se forma(n) siempre que chocan las moléculas de reactivos entre sí.
 - b) La velocidad de reacción aumenta cuando se incrementa el número de choques entre moléculas de reactivos por unidad de tiempo.
 - c) El incremento de la velocidad de reacción con la temperatura no se debe únicamente al aumento del número de choques entre moléculas de reactivos por unidad de tiempo.
 - d) Una mayor concentración de las moléculas de reactivos origina un incremento en el número de choques entre ellas, que determina a su vez un aumento en la velocidad de reacción.
- 20) Para tratar de disminuir la oxidación de una manzana ya pelada, se debería:
- a) Cortar la manzana en trozos muy pequeños.
 - b) Calentar la manzana.
 - c) Desmenuzar la manzana con un rayador.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

HOJA DE RESPUESTAS

VII MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)
7 de mayo de 2021

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

Cuestión	Respuesta
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

Cuestión	Respuesta
11	
12	
13	
14	
15	
16	
17	
18	
19	
20	

**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

RESPUESTAS

VII MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)
7 de mayo de 2021

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)

Cuestión	Respuesta
1	c
2	d
3	d
4	a
5	c
6	a
7	b
8	a
9	b
10	d

Cuestión	Respuesta
11	d
12	b
13	c
14	a
15	c
16	b
17	b
18	b
19	a
20	d

**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

RESOLUCIÓN

CUESTIÓN 1

- 1) Según el Reglamento CLP, ¿qué tipo de sustancias deberían llevar en su etiqueta el pictograma de peligro que se muestra a continuación?



- a) Explosivos.
- b) Inflamables.
- c) Comburentes.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Según el Reglamento CLP (Classification, Labelling and Packaging), que es el reglamento europeo relativo a la clasificación, etiquetado y envasado de sustancias y mezclas químicas, el pictograma de la cuestión, que se corresponde con una llama sobre un círculo, representa a las siguientes clases de peligro: “gases comburentes”, “líquidos comburentes” y “sólidos comburentes”, por lo que debe aparecer en la etiqueta de las sustancias y mezclas que presenten estas clases de peligro. En consecuencia, serán los comburentes los que deban llevar en su etiqueta el pictograma de la cuestión, tal y como indica la respuesta c, lo que a su vez determina que la respuesta d sea incorrecta.

En cambio, de acuerdo con el Reglamento CLP, los explosivos (respuesta a) se identifican mediante el siguiente pictograma de peligro (bomba explotando):



Por su parte, el pictograma de peligro que deben llevar las sustancias inflamables (respuesta b) consiste en una llama:



por lo que no presenta el círculo que aparece en el pictograma de las sustancias comburentes. Debe resaltarse esta diferencia, ya que es frecuente ignorarla y confundir ambos pictogramas. De este modo, se aprecia cómo las respuestas a y b también son incorrectas.

En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 2

- 2) Indique, de entre los siguientes, el material de laboratorio que contiene una llave:
- a) Pipeta.
 - b) Probeta.
 - c) Matraz aforado.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

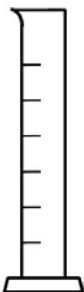
Para responder a la cuestión, se describirá brevemente el material de laboratorio citado en las respuestas a-c:

- a) Pipeta:



Se trata de un material de laboratorio volumétrico de vertido, cuantitativo y de alta precisión, que se utiliza para trasvasar volúmenes conocidos entre recipientes. Está formado por un fino tubo de vidrio que, en su parte inferior, adopta forma cónica y, en su parte superior, se le acopla un aspirador (como una pera) para absorber el líquido e introducirlo en la pipeta. Puede estar graduada, tal y como se muestra en la figura, en cuyo caso puede medir volúmenes variables. En cambio, medirá un solo volumen fijo si la pipeta es aforada. Así, se puede comprobar cómo este material no contiene ninguna llave y, en consecuencia, esta respuesta es incorrecta.

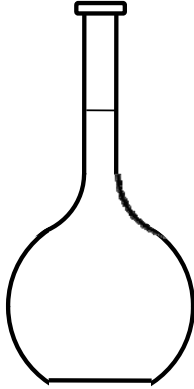
- b) Probeta:



Es un material de laboratorio volumétrico, cuantitativo, de baja precisión y exactitud, que mide volúmenes por vertido de forma rápida y sencilla. Está formado por un recipiente cilíndrico graduado, que cuenta con un pie en su base para dotarlo de estabilidad y evitar así su caída o que haya que sujetarlo de continuo. De esta forma,

queda patente que la probeta tampoco contiene ninguna llave y, por lo tanto, esta respuesta también es incorrecta.

c) Matraz aforado:



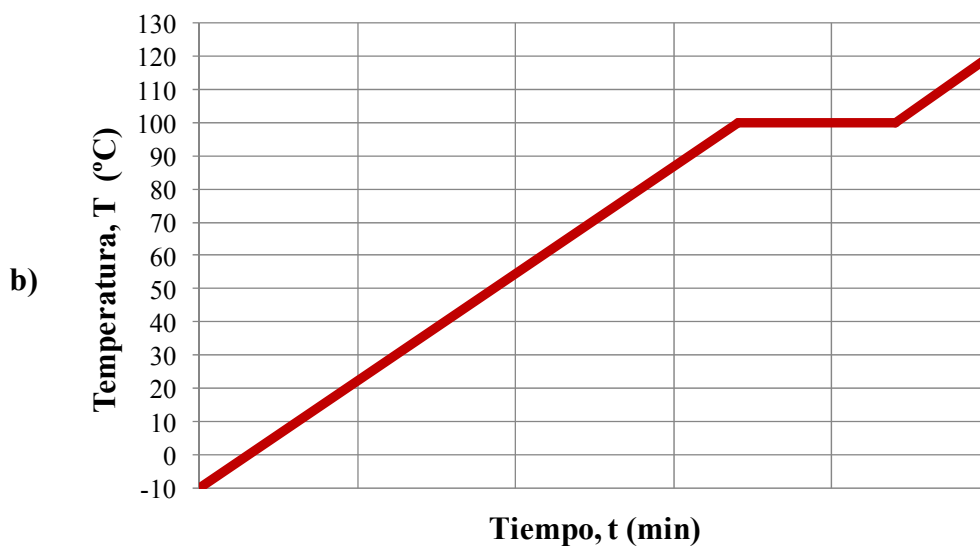
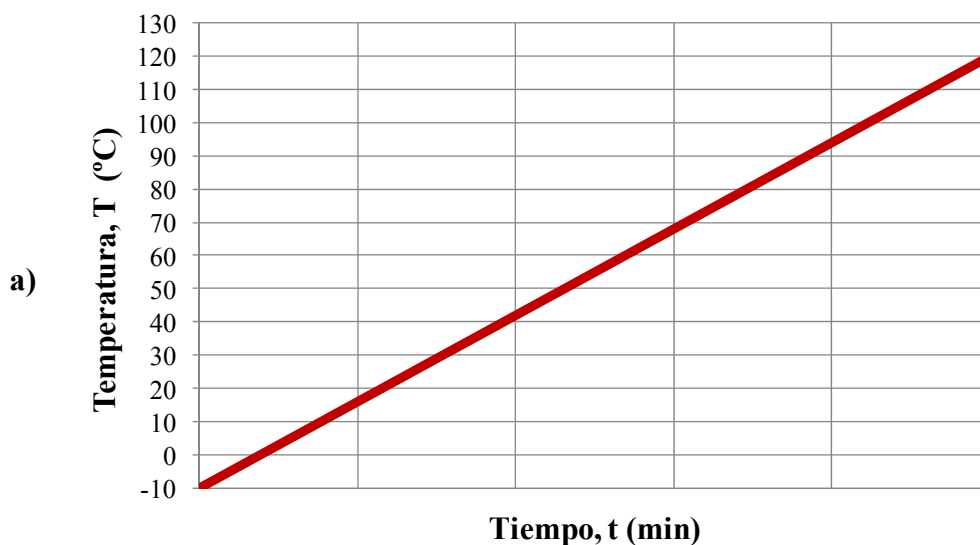
Es un material de laboratorio volumétrico de contenido, cuantitativo y de alta precisión, que gracias al aforo con el que cuenta, permite la medida de un volumen fijo en cada matraz y se utiliza especialmente en la preparación de disoluciones. Está formado por una pieza de vidrio con forma aproximadamente esférica, con un fondo plano que posibilite su asiento sin apoyos y una boca cilíndrica y estrecha en su parte superior, que es precisamente donde se ubica el aforo. De nuevo, se verifica que este material tampoco posee ninguna llave, por lo que se concluye que la respuesta c es incorrecta.

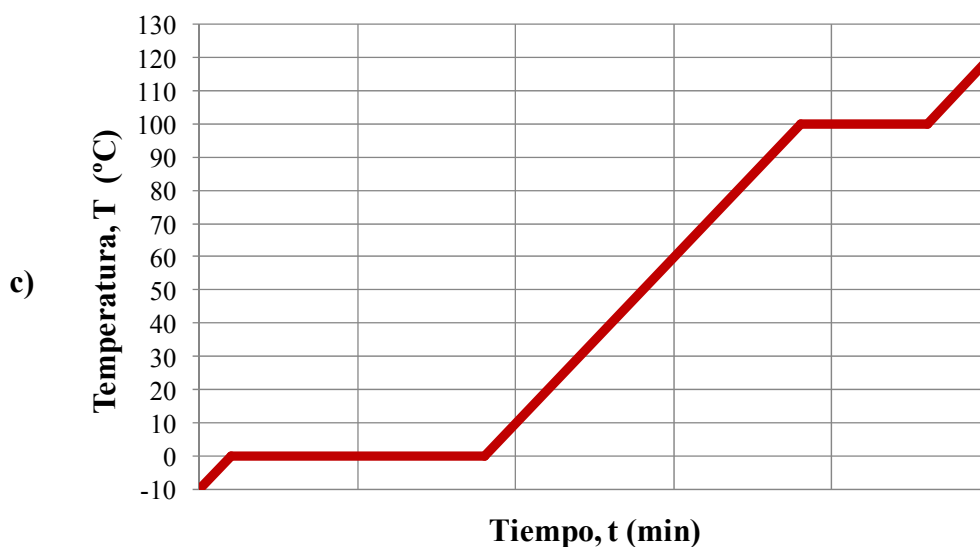
d) Puesto que las respuestas a-c son incorrectas, se concluye que esta es la respuesta correcta. Así, como ejemplo de un material de laboratorio que contenga una llave podría citarse la bureta o el embudo de decantación, que no figuran en ninguna de las respuestas de la cuestión.

En resumen, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 3

- 3) A presión atmosférica, se tiene una muestra pura de H_2O . Durante todo el proceso se suministra a la muestra energía a un ritmo constante, de forma que la temperatura de la muestra pasa de $-10\text{ }^\circ\text{C}$ a $120\text{ }^\circ\text{C}$. Sabiendo que para fundir 1 kg de H_2O se requieren 334 kJ y que para vaporizarlo se precisan $2,26 \cdot 10^3\text{ kJ}$, señale la gráfica que representa la evolución temporal de la temperatura en el proceso de calentamiento descrito anteriormente:





d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En la cuestión, se produce el calentamiento de agua pura, H_2O , desde $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $120\text{ }^{\circ}\text{C}$ a presión atmosférica. Puesto que las temperaturas de fusión y de ebullición del H_2O a presión atmosférica son $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, se concluye que inicialmente se tiene agua sólida (hielo) y al final se halla en estado gaseoso (vapor), de forma que en el proceso descrito en la cuestión tienen lugar dos cambios de estado: en primer lugar, fusión, y posteriormente, ebullición. Además, si se tiene en cuenta que, a presión constante, las sustancias puras efectúan los cambios de estado a temperatura constante, en la gráfica temperatura-tiempo de la cuestión se deben apreciar dos escalones o tramos horizontales (en los que $T = \text{cte.}$), uno por cada cambio de estado que acontece. Ello permite concluir que las respuestas a y b son incorrectas, ya que en estas gráficas no se aprecia ningún cambio de estado o uno solo, respectivamente.

Por su parte, en la cuestión se indica que, en el calentamiento, la energía (o, puesto que produce un cambio de temperatura a presión constante, calor) se suministra a un ritmo o velocidad constante, y se proporcionan los calores latentes (o de forma más apropiada, entalpías, aunque este término no suele impartirse en ESO) de fusión y de vaporización del agua: $L_f = 334\text{ kJ kg}^{-1}$ y $L_v = 2,26 \cdot 10^3\text{ kJ kg}^{-1}$, respectivamente. Debe tenerse en cuenta que el calor intercambiado en un cambio de estado (aportado si es progresivo, como los de la cuestión, y liberado si es regresivo), Q , verifica:

$$Q = m L$$

donde m es la masa del sistema. Así, si el calor suministrado por unidad de tiempo, $\dot{Q}$, viene dado por:

$$\dot{Q} = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{m L}{\Delta t}$$

En consecuencia, el intervalo de tiempo que dura cada cambio de estado, Δt , es igual a:

$$\Delta t = \frac{m L}{\dot{Q}}$$

Tal y como se ha comentado, $\dot{Q}$ es constante, y puesto que en todo momento se calienta la misma cantidad de agua pura, m también lo es. Por consiguiente, la duración de cada cambio de estado es directamente proporcional al calor latente de ese cambio de estado. Así, la relación de tiempos entre la fusión y la ebullición queda:

$$\frac{\Delta t_f}{\Delta t_v} = \frac{L_f}{L_v} = \frac{334 \text{ kJ kg}^{-1}}{2,26 \cdot 10^3 \text{ kJ kg}^{-1}} = 0,148$$

Es decir, el tiempo que dura la fusión es solo el 14,8 % del tiempo empleado en llevar a cabo la ebullición, ya que el calor latente de ebullición es muy superior al de fusión. En cambio, en la respuesta c se puede apreciar cómo, al contrario, la fusión emplea un tiempo considerablemente mayor al de la ebullición. De esta forma, se concluye que la respuesta c también es falsa y, en consecuencia, la respuesta d es la correcta.

Si se deseara conocer cómo debería ser la gráfica temperatura-tiempo real, una vez determinados los cambios de estado, faltaría por evaluar los períodos de calentamiento del agua en sus tres estados: sólido (de -10°C a 0°C), líquido (de 0°C a 100°C) y gaseoso (de 100°C a 120°C). Así, el calor, Q , necesario para producir un cambio de temperatura ΔT en una masa m viene dado por:

$$Q = m c \Delta T$$

donde c es el calor específico o capacidad calorífica específica de la sustancia. Así, en este caso, $\dot{Q}$ responde a la fórmula:

$$\dot{Q} = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{m c \Delta T}{\Delta t}$$

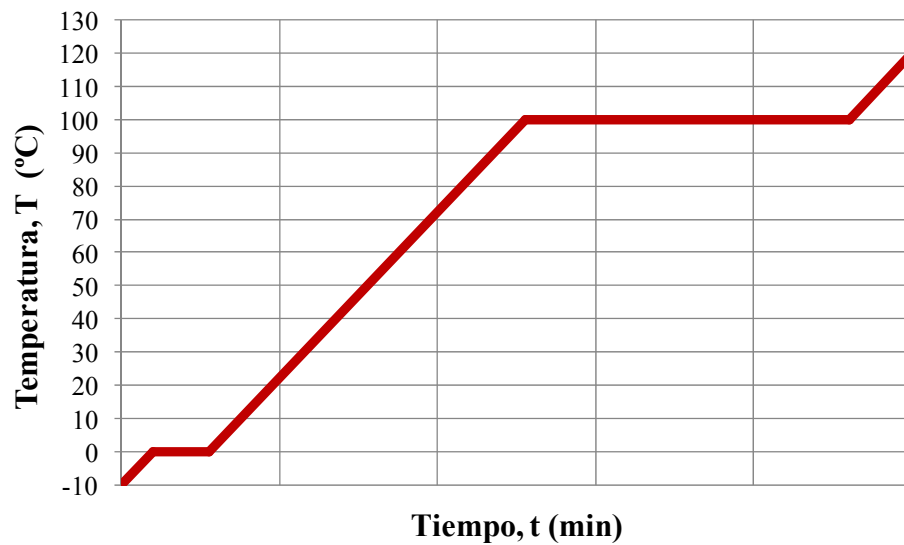
En consecuencia, la pendiente de la gráfica temperatura-tiempo, que representa la variación de temperatura por unidad de tiempo, verifica:

$$\frac{\Delta T}{\Delta t} = \frac{\dot{Q}}{m c}$$

De nuevo, considerando que en la cuestión $\dot{Q}$ y m son constantes, se determina que la pendiente es inversamente proporcional a c . El calor específico del agua es diferente dependiendo del estado de agregación en el que se encuentre e incluso, para el mismo estado, también presenta una ligera variación con la temperatura. Sin embargo, puesto que en el enunciado de la cuestión no se proporcionan los datos de calor específico en los diferentes estados ni, dentro de cada uno, cómo varían estos con la temperatura, se puede ignorar este variable y asumir que c es la misma en todo el proceso de

calentamiento, de modo que la pendiente sería la misma en todos los puntos en que solo hay una fase en el sistema (fuera de los periodos en que se verifiquen los cambios de estado).

Así, teniendo en cuenta todo lo expuesto, la gráfica temperatura-tiempo que se correspondería al calentamiento de la cuestión debería ser:



Se comprueba cómo no coincide con las respuestas a-c, tal y como se había avanzado.

En resumen, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 4

- 4) Si un átomo de un elemento genérico X viene representado por ${}^{76}_{84}\text{X}$, se puede afirmar que ese átomo:
- a) No existe.
 - b) Contiene 76 neutrones y 84 protones.
 - c) Contiene 84 neutrones y 76 protones.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Un átomo de un elemento genérico X viene representado por la notación:



donde A es el número másico, que representa el número de nucleones del átomo (suma de protones y neutrones), y Z es el número atómico, que se define como el número de protones.

En consecuencia, en el caso del átomo de la cuestión, se indica que $A = 76$ y $Z = 84$. De este modo, este átomo presenta 84 protones y, teniendo en cuenta que el número de neutrones, N, verifica:

$$N = A - Z$$

necesariamente tendría un número negativo de neutrones, $N = 76 - 84 = -8$. Puesto que es imposible que un átomo posea un número negativo de neutrones, se concluye que este átomo no existe, tal y como afirma la respuesta a.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 5

- 5) Indique la respuesta en la que todos los modelos/teorías atómicas/as contemplan la existencia de electrones en el átomo:
- a) Rutherford, Dalton y Bohr.
 - b) Dalton y Bohr.
 - c) Rutherford, Thomson y Bohr.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En la resolución de esta cuestión, se analizarán los modelos/teorías atómicas/as que aparecen en las diferentes respuestas de la misma. Así, la Teoría atómica de Dalton establece que la materia es discontinua y está formada por pequeñas partículas indivisibles, denominadas átomos. Puesto que Dalton establece la indivisibilidad del átomo, no contempla la existencia de las partículas subatómicas y, por lo tanto, tampoco de los electrones. De hecho, el descubrimiento del electrón no tuvo lugar hasta casi un siglo después de que Dalton enunciara su teoría atómica. Por lo tanto, las respuestas a y b son falsas, ya que incluyen a esta teoría atómica como una de las que contempla la existencia del electrón en el átomo.

Por su parte, Thomson, que en 1897 había descubierto los electrones, estableció su modelo atómico en 1904, que considera que el átomo está formado por una esfera con carga positiva uniforme en cuyo interior están embebidos los electrones, de forma similar a un “pudin de pasas”, motivo por el que también se denomina así coloquialmente a este modelo atómico. En este átomo, los electrones, cuyo número sería proporcional a la masa atómica, se encuentran distribuidos uniformemente por el átomo, de modo que se minimice su repulsión electrostática. Por lo tanto, queda patente que este modelo atómico sí contempla la existencia de los electrones.

Con respecto a los modelos atómicos de Rutherford y de Bohr, ambos presentan sus diferencias, ya que el de Bohr combina ideas de la Física clásica y de la Mecánica cuántica para intentar justificar la estabilidad de los átomos y los espectros atómicos, mientras que el modelo de Rutherford se enmarca en su totalidad en la Física clásica. Sin embargo, estos dos modelos atómicos son de tipo planetario y coinciden esencialmente en la estructura del átomo: para ambos, el átomo consta de una parte central (núcleo) en la que se halla localizada la carga positiva, así como la casi totalidad de la masa, y en torno a la cual giran los electrones, de modo similar a como los planetas giran en torno al Sol (de ahí que se clasifique a estos modelos atómicos como planetarios). Además, para asegurar la neutralidad eléctrica del átomo, establecen que la carga negativa de los electrones es igual en valor absoluto a la carga positiva del núcleo. En consecuencia, los modelos de Rutherford y de Bohr también contemplan la existencia de electrones en el átomo.

Puesto que la respuesta c menciona a los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr, y los tres consideran la existencia de los electrones, se concluye que la respuesta c es correcta, lo que hace que la d sea falsa.

En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 6

- 6) ¿Con qué elemento, al combinarse el yodo, el símbolo del yodo, I, se escribe en último lugar en la fórmula química del compuesto resultante, de acuerdo con las normas de la IUPAC?
- a) Oxígeno.
 - b) Cloro.
 - c) Bromo.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

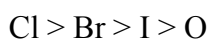
Resolución

En los compuestos binarios, la IUPAC establece como norma general que la fórmula química se forma escribiendo en primer lugar el símbolo del elemento menos electronegativo y, a continuación, el del elemento más electronegativo, añadiendo los subíndices numéricos correspondientes. Sin embargo, el orden de electronegatividades no viene marcado por el valor de esta propiedad periódica, sino por el orden de electronegatividades que la IUPAC estableció por convenio en sus normas de formulación inorgánica del año 2005. En base a este convenio, los elementos de un grupo de la Tabla Periódica tendrán siempre una electronegatividad mayor que otro elemento situado en otro grupo de menor número (a la izquierda en la Tabla Periódica), con excepción de los gases nobles (grupo 18), a los que se asigna la menor electronegatividad de todos. Dentro de un mismo grupo, la electronegatividad disminuye al descender en el mismo (conforme aumenta el número atómico de los elementos que lo forman), debiendo precisarse que el hidrógeno se intercala entre los grupos 15 y 16, de forma que se considera que posee menor electronegatividad que los elementos del grupo 16 pero mayor que la de los elementos del grupo 15.

De acuerdo con lo expuesto, y teniendo en cuenta las posiciones en la Tabla Periódica de los elementos mencionados en el enunciado de la cuestión:

- Yodo, I: período 5, grupo 17.
- Oxígeno, O: período 2, grupo 16.
- Cloro, Cl: período 3, grupo 17.
- Bromo, Br: período 4, grupo 17.

se concluye el siguiente orden de electronegatividades según el convenio de la IUPAC:



Por consiguiente, en las combinaciones del yodo con el cloro y el bromo, el yodo se escribirá en primer lugar en la fórmula química, al ser menos electronegativo que los otros dos elementos (el yodo pertenece al mismo grupo que el cloro y el bromo, pero está situado debajo de estos en la Tabla Periódica). En cambio, según el convenio de la IUPAC, el oxígeno es menos electronegativo que el yodo (que cualquier halógeno, en general), por lo que en este caso será el oxígeno el que deba escribirse en primer lugar y, por lo tanto, el yodo ocupará el último lugar en la fórmula química, de acuerdo con lo que establece la respuesta a. Es por ello que, desde la publicación de las citadas normas de 2005, las combinaciones binarias de oxígeno y un halógeno no se consideran óxidos,

sino haluros de oxígeno. En concreto, en el caso del yodo, se nombran como yoduros de oxígeno (con los prefijos multiplicativos correspondientes) y presentan las siguientes fórmulas químicas, dependiendo del estado de oxidación (o número de oxidación, que a este nivel pueden considerarse sinónimos) del yodo: OI_2 , O_3I_2 , O_5I_2 e O_7I_2 . Finalmente, debe aclararse que, aunque según el convenio de la IUPAC, el oxígeno sea menos electronegativo que el yodo, de acuerdo con el valor real de esta propiedad según la escala de Pauling, realmente el oxígeno es el segundo elemento más electronegativo (solo por detrás del flúor).

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 7

- 7) ¿En qué clase de compuestos el azufre presenta un número de oxidación negativo?
- a) Óxidos.
 - b) Sales binarias.
 - c) Oxoácidos.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los óxidos son combinaciones binarias del oxígeno con otro elemento que no pertenezca al grupo 17 (ya que en este caso, debido a que según el orden de electronegatividades establecido por la IUPAC en las normas de formulación inorgánica de 2005, al considerar a los halógenos como elementos de mayor electronegatividad que el oxígeno, serían haluros de oxígeno). En estas combinaciones, el oxígeno es el elemento más electronegativo, por lo que es el que presenta el estado de oxidación (que en estudios preuniversitarios puede considerarse sinónimo al número de oxidación, que es el término que suele utilizarse en este nivel educativo) negativo, mientras que el otro elemento presenta un estado de oxidación positivo. En efecto, el azufre, al pertenecer al mismo grupo que el oxígeno (16) pero situarse debajo de este, presenta una menor electronegatividad que el oxígeno de acuerdo con el orden de electronegatividades determinado en el convenio de la IUPAC, por lo que en los óxidos el azufre presenta un estado de oxidación positivo. En concreto, en los óxidos el azufre puede actuar con estados de oxidación +2, +4 y +6 para formar SO , SO_2 y SO_3 , respectivamente. Así, se puede comprobar cómo la respuesta a es incorrecta.

En relación con las sales binarias, también conocidas como combinaciones binarias metal-no metal, constituyen compuestos binarios formados por la unión de un metal y de un no metal. En las mismas, puesto que, con generalidad, los metales presentan menor electronegatividad que los no metales, el no metal presentará un estado de oxidación negativo y el metal uno positivo. Considerando que el azufre es un no metal, se puede concluir que en esta clase de compuestos presentará un estado de oxidación negativo. A modo de ejemplo, en el sulfuro de calcio, CaS , se comprueba cómo el calcio (metal) actúa con un estado de oxidación +2 y el azufre con un estado de oxidación -2. En consecuencia, la respuesta b es correcta, lo que a su vez determina que la respuesta d sea falsa.

Finalmente, se comprobará cómo la respuesta c también es incorrecta. Los oxoácidos son compuestos formado por hidrógeno, H, oxígeno, O, y un no metal, X (azufre, S, en este caso), de modo que responden a la fórmula general $\text{H}_a\text{X}_b\text{O}_c$. En los mismos, el estado de oxidación del H siempre es +1, el O actúa siempre con un estado de oxidación igual a -2 y el del no metal, será en todo caso positivo, de tal modo que, como en toda molécula neutra, la suma de los estados de oxidación de los átomos que lo forman debe ser igual a 0. Así, en el caso del azufre, los oxoácidos más habituales de este elemento son el ácido sulfuroso, H_2SO_3 , y el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , en los que el azufre presenta estados de oxidación +4 y +6, respectivamente. Por lo tanto, se ha verificado que la respuesta c también es falsa.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 8

- 8) La fórmula molecular de un hidrocarburo es C_8H_{14} . Indique la respuesta falsa:
- a) Puede ser un alcano.
 - b) Puede ser un alqueno.
 - c) Puede ser un cicloalcano.
 - d) Puede corresponder a más de una clase de hidrocarburo.

Resolución

La fórmula general de los alcanos (hidrocarburos acíclicos saturados) es C_nH_{2n+2} . Si, como es habitual, se toma a esta clase de compuestos de referencia, la introducción de un doble enlace o un ciclo en la molécula implica la pérdida de 2 átomos de hidrógeno respecto de la fórmula del alcano de referencia, mientras que cada triple enlace conlleva la pérdida de 4 átomos de hidrógeno en total. Así, por ejemplo, C_nH_{2n} (que tiene 2 átomos de hidrógeno menos que el alcano de referencia) se corresponde con la fórmula general de un alqueno que contenga un doble enlace o un cicloalcano con un solo ciclo, y C_nH_{2n-2} (que presenta 4 átomos de hidrógeno menos que el alcano de referencia) es la fórmula general tanto de un alqueno con dos dobles enlaces, de un cicloalqueno que contenga un doble enlace y un ciclo, de un alquino con un triple enlace como de un cicloalcano con dos ciclos.

En el caso de la cuestión y de acuerdo con lo expuesto, la fórmula molecular de los alcanos de 8 átomos de carbono es C_8H_{18} , mientras que la fórmula molecular que se expone en el enunciado es C_8H_{14} . Ello implica que el compuesto presenta 4 átomos de hidrógeno menos que los alcanos de igual número de átomos de carbono y posee una fórmula del tipo C_nH_{2n-2} . Como se ha indicado con anterioridad, los hidrocarburos con este tipo de fórmula pueden pertenecer a diferentes clases de compuestos (cicloalcanos, alquenos, cicloalquenos, alquinos), de acuerdo con lo establecido por la respuesta d. Igualmente, son verdaderas las afirmaciones de las respuestas b y c, mientras que la de la respuesta a es falsa, ya que en ningún caso este compuesto puede corresponderse con un alcano.

Esta cuestión también puede resolverse mediante el cálculo del grado de insaturación o índice de deficiencia de hidrógeno, IDH, que se define como:

$$IDH = C + 1 - \frac{1}{2}(H + X - N)$$

donde C, H, X y N son los números de átomos de carbono, hidrógeno, halógenos y nitrógeno en el compuesto, respectivamente. Cada doble enlace o cada ciclo cuentan como un grado de insaturación, mientras que un triple enlace equivale a dos grados de insaturación. Si se calcula el IDH para el compuesto de la cuestión, se obtiene:

$$IDH = 8 + 1 - \frac{1}{2}(14 + 0 - 0) = 2$$

De este modo, un hidrocarburo con un IDH = 2 puede contener dos ciclos (cicloalcano), dos dobles enlaces (alqueno), un doble enlace y un ciclo (cicloalqueno) o un triple enlace (alquino), tal y como se ha deducido anteriormente. En consecuencia, se comprueba de nuevo cómo las afirmaciones recogidas en las respuestas b, c y d son verdaderas, mientras que la expuesta en la respuesta a es falsa, ya que en ningún caso puede tratarse de un alcano.

Puesto que en la cuestión se pide identificar la respuesta falsa, se concluye que **la respuesta correcta es la a.**

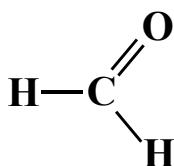
CUESTIÓN 9

- 9) ¿Qué grupo funcional presenta el compuesto orgánico de fórmula molecular CH_2O ?
- a) Alcohol.
 - b) Aldehído.
 - c) Cetona.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El compuesto orgánico de fórmula molecular CH_2O tiene un único átomo de carbono y una función oxigenada, debido al átomo de oxígeno que posee. Analizando las posibles respuestas de la cuestión, debe tenerse en cuenta que los alcoholes se caracterizan por tener un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$). Puesto que el grupo hidroxilo sustituye a un único hidrógeno y que, en general, el átomo de carbono en compuestos orgánicos es tetravalente, se concluye que la fórmula del alcohol de un átomo de carbono (metanol) es CH_3OH , o como fórmula molecular, CH_4O . Por lo tanto, como esta fórmula molecular no coincide con el enunciado, queda patente que la respuesta a es incorrecta.

Por su parte, los aldehídos y cetonas se caracterizan por presentar un grupo carbonilo (un átomo de oxígeno enlazado a un carbono mediante un doble enlace), pero mientras en los aldehídos este grupo se enlaza a un único resto orgánico, por lo que ocupa una posición terminal de la cadena ($-\text{CHO}$), en las cetonas está unido a dos restos orgánicos, de modo que nunca ocupa una posición terminal ($-\text{CO}-$). Así, resulta evidente que al requerir las cetonas dos restos orgánicos y haber un único átomo de carbono en el compuesto de la cuestión, este no puede ser una cetona, lo que permite descartar la respuesta c. En cambio, el átomo de carbono de un grupo carbonilo terminal posee una única valencia libre, que en el caso del aldehído de un carbono (formaldehído) la emplea para enlazarse a un segundo átomo de hidrógeno. Por ello, la fórmula estructural del formaldehído es:



o de forma abreviada, HCHO . En consecuencia, se demuestra que la fórmula molecular del formaldehído es CH_2O , por lo que este es el compuesto orgánico al que hace referencia el enunciado. De este modo, se trata de un aldehído (respuesta b), lo que determina que la respuesta d sea también falsa.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 10

- 10) Si un elemento químico tiene 4 electrones en su capa de valencia, se puede afirmar que es:
- a) Un no metal.
 - b) Un metal.
 - c) Un gas noble.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento (se asume que en su estado fundamental) que posea 4 electrones en ella verifica:

$$ns^2 np^2$$

Debe tenerse presente que, en el caso de los elementos de transición (que constituyen los grupos 3-12 de la Tabla Periódica) y de transición interna (que se ubican fuera de la Tabla Periódica), los electrones diferenciadores se van alojando en orbitales de capas interiores (en los niveles $n-1$ y $n-2$, respectivamente). De este modo, a la vista de la configuración electrónica de la capa de valencia, se concluye que este elemento químico pertenece al segundo grupo del bloque p de la Tabla Periódica, esto es, al grupo 14 de la misma.

Los elementos del grupo 14, también llamados carbonoides, pueden ser no metales (carbono), metales (estaño y plomo) y semimetales (silicio y germanio). Debe especificarse que en el caso del flerovio, aunque por su posición en la Tabla Periódica sería un metal, la mayoría de sus propiedades son aún estimaciones en base a predicciones y hay estudios que afirman que su comportamiento químico puede ser más similar al de los gases nobles. En todo caso, no es posible afirmar que el elemento de la cuestión sea metal o no metal, por lo que las respuestas a y b no son correctas por sí solas. Puesto que el elemento tampoco pertenece al grupo de los gases nobles (18), la respuesta c también es falsa, de forma que la respuesta correcta debe ser la d.

Igualmente, si no se hubiese asumido que el átomo de la cuestión se encuentra en su estado fundamental, este podría pertenecer a cualquier grupo de la Tabla Periódica (los 4 electrones de la capa de valencia podrían proceder de la promoción de electrones desde orbitales de menor energía), de modo que de nuevo no podría conocerse de qué tipo de elemento se trata y la respuesta correcta seguiría siendo la d.

Por consiguiente, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 11

- 11) Si se consideran átomos de aluminio, yodo y bario en su estado fundamental, ¿qué tipo de orbitales no alojan a ningún electrón en estos átomos?
- a) Orbitales d.
 - b) Orbitales s.
 - c) Orbitales p.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para responder la cuestión, es necesario determinar la configuración electrónica de los átomos de estos elementos en su estado fundamental, lo que a su vez requiere conocer el número atómico, Z , de dichos elementos. Puesto que este dato no se proporciona en el enunciado de la cuestión ni en ninguna otra del test, se debe obtener contando posiciones en la Tabla Periódica si se conoce el lugar que ocupan en ella estos elementos:

- Aluminio, Al: período 3, grupo 13 $\rightarrow Z = 13$.
- Yodo, I: período 5, grupo 17 $\rightarrow Z = 53$.
- Bario, Ba: período 6, grupo 2 $\rightarrow Z = 56$.

De este modo, una vez conocido Z , que determina el número de electrones que poseen los átomos de la cuestión (al ser neutros tienen el mismo número de protones que de electrones), y teniendo en cuenta el orden de llenado de los orbitales que refleja el diagrama de Möeller (que a su vez se deriva de la aplicación del Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau y del Principio de exclusión de Pauli), se pueden obtener las configuraciones electrónicas de estos átomos:

- Al ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- I ($Z = 53$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$.
- Ba ($Z = 56$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$.

Se comprueba así cómo, en el caso de los tres elementos, poseen electrones ocupando orbitales s y p, y además en el caso del yodo y del bario, también orbitales d, lo que determina que las respuestas a-c sean falsas.

En consecuencia, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 12

- 12) En la Tabla Periódica actual, el criterio de clasificación de los elementos es el orden creciente de:
- a) Masa atómica.
 - b) Número de protones.
 - c) Número másico.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En la Tabla Periódica, los elementos químicos se ordenan por orden creciente de número atómico, esto es, por orden creciente de número de protones, tal y como señala la respuesta b. Aunque en la Tabla Periódica de Mendeleiev, precursora de la actual, el criterio de ordenación de los elementos químicos era el orden creciente de masas atómicas, tras el trabajo de Moseley en el que correlacionó el número atómico con la frecuencia característica de los rayos X emitidos por cada elemento al ser bombardeados con electrones de alta energía, se concluyó la necesidad de utilizar el número atómico y no la masa atómica como criterio de ordenación. De esta forma, se explica por qué algunas parejas de elementos químicos (Ar - K, Co - Ni, Te - I) se disponen en orden inverso al de las masas atómicas crecientes en la Tabla Periódica actual.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 13

- 13) Si M es un elemento alcalinotérreo y X es un halógeno, ¿qué compuesto formarán ambos elementos?
- a) MX.
 - b) M_2X .
 - c) MX_2 .
 - d) Ninguna de las otras respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Las configuraciones electrónicas de la capa de valencia de los alcalinotérreos (elementos pertenecientes al grupo 2 de la Tabla Periódica) y de los halógenos (grupo 17 de la Tabla Periódica) son:

Alcalinotérreos: ns^2
Halógenos: $ns^2 np^5$

Para conocer cómo se combinarán los átomos de ambos elementos, debe considerarse que todos los elementos tienden a alcanzar su máxima estabilidad adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo. De este modo, M, como elemento alcalinotérreo, cuando se combina con elementos no metálicos (de electronegatividad considerablemente mayor, como el halógeno X) tenderá a alcanzar dicha estabilidad cediendo los dos electrones de su capa de valencia a esos átomos más electronegativos, por lo que formará el ion M^{2+} . Puesto que en iones monoatómicos el estado de oxidación (que en estudios preuniversitarios puede considerarse sinónimo del número de oxidación, que es el término que suele utilizarse en este nivel educativo) coincide con su carga, actuará con el estado de oxidación +2, como corresponde a todo átomo alcalinotérreo.

Por su parte, los átomos del halógeno X, al combinarse con elementos metálicos (con una electronegatividad sensiblemente menor, como el alcalinotérreo M), alcanzan la estabilidad de gas noble aceptando un electrón de los átomos metálicos, ya que así forman el anión X^- y pasan a tener 8 electrones en la capa de valencia, cumpliéndose la regla del octeto. De este modo, se deduce que X^- presentará un estado de oxidación igual a -1, como es propio de los halógenos cuando se combinan con átomos menos electronegativos.

Una vez deducidos los estados de oxidación con los que actuarán ambos elementos, si se tiene presente que en un compuesto la suma algebraica de los estados de oxidación de los átomos que forman una molécula es igual a 0 y que en compuestos binarios se escribe primero el símbolo del elemento menos electronegativo, se concluye que la fórmula del compuesto químico que formarán M y X es MX_2 , tal y como afirma la respuesta c.

En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 14

- 14) Indique qué tipo de enlace químico hay en un compuesto que en estado sólido es aislante eléctrico pero cuyas disoluciones conducen la electricidad:
- a) Iónico.
 - b) Metálico.
 - c) Covalente.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

El comportamiento eléctrico descrito en la cuestión es característico de las sustancias iónicas, es decir, de compuestos formados por átomos unidos mediante enlace iónico. Ello se debe a que, en estado sólido, los compuestos iónicos son aislantes eléctricos, puesto que los iones se encuentran fijos en las posiciones reticulares de la red cristalina, por lo que no hay desplazamiento de cargas eléctricas al aplicar un campo eléctrico. En cambio, en las disoluciones de compuestos iónicos, los iones pueden moverse por la acción de un campo eléctrico, y puesto que los iones son portadores de carga neta, se establece en las mismas una corriente eléctrica, lo que es característico de los conductores eléctricos. De esta forma, se puede apreciar cómo la respuesta a es correcta.

En cambio, las sustancias metálicas, cuyos átomos se unen mediante enlace metálico, son conductoras en cualquier estado de agregación, gracias a los electrones de valencia que son compartidos de manera colectiva por todos los átomos metálicos y pueden considerarse como prácticamente libres para desplazarse al aplicar un campo eléctrico. Además, debe considerarse que las sustancias metálicas no pueden disolverse en disolventes moleculares ordinarios, aunque sí pueden disolverse bien unos metales en otros para formar aleaciones y amalgamas, que también son conductoras de la electricidad. En consecuencia, la respuesta b es incorrecta.

En relación con las sustancias que presentan enlace covalente, ya sean sólidos (o cristales) covalentes o sustancias moleculares, son aislantes eléctricos en cualquier estado. Ello se debe a que ni estos cristales ni las moléculas tienen carga neta y a que los electrones de valencia están localizados en los enlaces covalentes alrededor de un número específico de núcleos, por lo que no hay portadores de carga libres que puedan generar una corriente eléctrica cuando se aplica un campo eléctrico. De este modo, se deduce que la respuesta c también es incorrecta.

Finalmente, tal y como se ha expuesto, se ha podido determinar la respuesta correcta, por lo que la respuesta d es falsa.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 15

- 15) Indique qué tipo de enlace químico hay en un compuesto con un punto de ebullición muy bajo:
- a) Iónico.
 - b) Metálico.
 - c) Covalente.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

Aunque en la cuestión no se concrete, cuando en el enunciado se indica un punto de ebullición muy bajo es claro que, al menos, se refiere a puntos de ebullición inferiores a la temperatura ambiente. De este modo, se pueden descartar tanto los enlaces iónicos como metálicos. Así, las sustancias iónicas, en las que se establecen enlaces iónicos, presentan elevados puntos de fusión y ebullición debido a la fuerte atracción que se ejercen los iones de signo contrario entre sí (y se pone de manifiesto en la elevada energía reticular de este tipo de compuestos). Ello determina que se requieran muy altas temperaturas para que los iones puedan abandonar sus posiciones en el cristal y alcanzar la movilidad del estado gaseoso (cuando se llega al punto de ebullición). De igual forma, en el caso de los metales, aunque sus puntos de fusión y ebullición son variables, son generalmente altos. De hecho, no hay ningún metal que en condiciones ambientales se encuentre en estado gaseoso. Por lo tanto, se ha demostrado que las respuestas a y b son falsas.

En relación con los compuestos que presentan enlace covalente, debe especificarse que en las sustancias covalentes se distinguen dos grandes categorías: los sólidos o cristales covalentes, formados por átomos unidos por enlaces covalentes que se extienden, por lo general, en las tres direcciones del espacio y originan estructuras cristalinas (ordenadas), no pudiendo distinguir moléculas individuales en dichos cristales; y sustancias moleculares, constituidas por moléculas (agrupaciones definidas y ordenadas de átomos unidos por enlaces covalentes) unidas por fuerzas intermoleculares. Así, los puntos de fusión y ebullición de los cristales covalentes son muy elevados ya que su paso a los estados líquido o gaseoso implica romper enlaces covalentes, para lo que se requiere de gran cantidad de energía. En cambio, en el caso de las sustancias moleculares, puesto que las fuerzas intermoleculares son débiles, se precisa de poca energía para separar a las moléculas individuales, por lo que en general son volátiles, y por lo tanto, sus puntos de fusión y ebullición suelen ser bajos. Por consiguiente, se deduce que si un compuesto presenta un punto de ebullición muy bajo se trata de una sustancia molecular, por lo que entre sus átomos se establecen enlaces covalentes, tal y como expone la respuesta c. A su vez, ello implica que la respuesta d no es correcta.

En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 16

- 16) Señale la afirmación correcta en relación a las fuerzas intermoleculares:
- a) Entre moléculas de agua solo se establecen enlaces de hidrógeno.
 - b) Entre moléculas de agua se establecen, además de enlaces de hidrógeno, otras fuerzas intermoleculares.
 - c) Entre moléculas de agua, H_2O , se establecen el/los mismo(s) tipo(s) de fuerza(s) intermolecular(es) que entre moléculas de sulfuro de hidrógeno, H_2S .
 - d) Las moléculas de agua establecen fuerzas intermoleculares entre sí mismas, pero no con otros tipos de moléculas.

Resolución

Para responder a la cuestión, se comenzará considerando que tanto la molécula de agua, H_2O , como de sulfuro de hidrógeno, H_2S , presentan análoga estructura: son moléculas angulares, en las que el átomo central (oxígeno o azufre, según el caso) presenta dos pares de electrones no compartidos y se une a los dos átomos de hidrógeno mediante sendos enlaces sencillos, que forman entre sí un ángulo menor a $109,5^\circ$:



Por otro lado, debe tenerse en cuenta que los enlaces de hidrógeno son un tipo de fuerza intermolecular especialmente intensa que se establece entre un átomo de hidrógeno, unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, y otro átomo muy electronegativo, de pequeño tamaño y con al menos un par de electrones no compartidos de otra molécula (o de la misma, si se dan las condiciones apropiadas). En el caso de ambos átomos electronegativos, las características que deben tener para que puedan establecerse enlaces de hidrógeno hace que estos solo puedan ser flúor, oxígeno o nitrógeno. Por lo tanto, las moléculas de agua, que contienen dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno, sí pueden formar enlaces de hidrógeno, entre sí o con otras moléculas (p. ej., amoníaco). En cambio, el sulfuro de hidrógeno, aunque presenta átomos de hidrógeno, al no contener flúor, oxígeno ni nitrógeno (los átomos de hidrógeno se unen al átomo de azufre), no puede establecer enlaces de hidrógeno. De esta forma, se concluye que entre las moléculas de agua y las de sulfuro de hidrógeno no puedan establecerse las mismas fuerzas intermoleculares, ya que en las primeras podrán darse enlaces de hidrógeno y en las segundas no, por lo que la respuesta c es incorrecta.

No obstante, entre las moléculas de agua, además de los enlaces de hidrógeno, también se establecen otras fuerzas intermoleculares, como las de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido, que se denominan fuerzas de dispersión de London, y que se establecen entre cualesquiera dos moléculas, independientemente de su polaridad. Ello es lo que afirma precisamente la respuesta b, que resulta ser correcta, lo que a su vez conlleva que la respuesta a sea falsa.

Finalmente, tal y como acaba de indicarse, entre dos moléculas cualesquiera siempre se van a establecer fuerzas intermoleculares, ya que al menos se ejercerán las fuerzas de dispersión de London. En consecuencia, las moléculas de agua también establecerán fuerzas intermoleculares con otras moléculas diferentes. Por ejemplo, entre moléculas de agua y moléculas apolares se podrán establecer, además de las fuerzas de dispersión, interacciones del tipo dipolo-dipolo inducido; o si las otras moléculas presentasen átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno con al menos un par de electrones no compartido, también se podrían formar enlaces de hidrógeno. Así, se ha comprobado cómo la respuesta d también es incorrecta.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

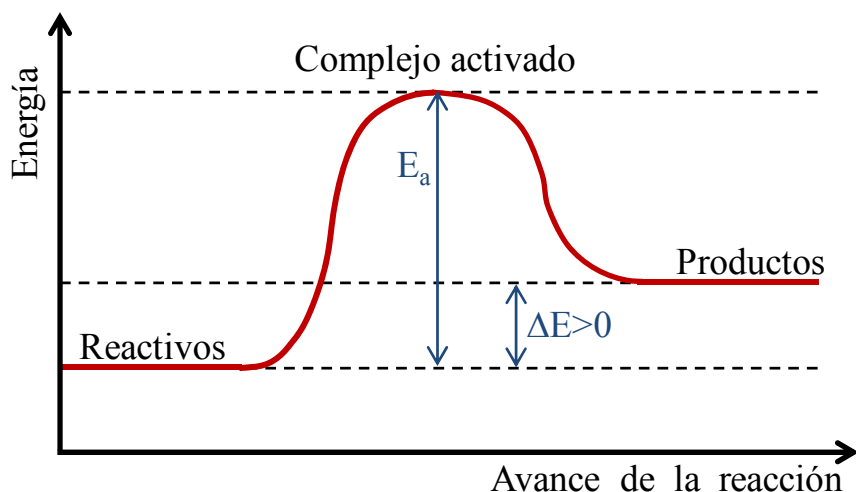
CUESTIÓN 17

- 17) Si, para una reacción química dada, la energía de activación es menor que el valor absoluto del calor de reacción (o de la energía de reacción), puede afirmarse que la reacción es:
- a) Muy energética.
 - b) Exotérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La energía de activación, E_a , según la Teoría del estado de transición, es igual a la diferencia de energía entre el complejo activado (estructura química intermedia de elevada energía entre los reactivos y productos de la reacción) y los reactivos, por lo que se corresponde con la variación de energía que acompaña a la formación del complejo activado y tiene siempre signo positivo, ya que es la energía mínima que necesitan los reactivos para que puedan verificar esa reacción. Por su parte, el calor de reacción o la energía de reacción, ΔE , se define como el cambio de energía que se experimenta en el transcurso de una reacción química, de modo que es igual a la diferencia de energía entre productos y reactivos.

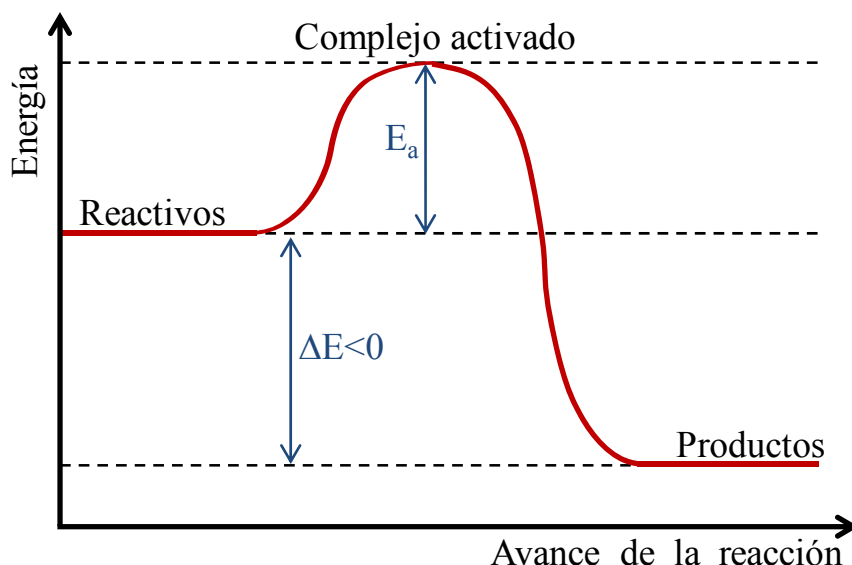
En consecuencia, en el caso de reacciones endotérmicas no es posible que, en valor absoluto, la energía de activación sea menor que el calor de reacción, ya que la energía necesaria para que se forme el complejo activado a partir de los reactivos es mayor que la que, en global, se precisa para obtener los productos, porque la formación de estos a partir del complejo activado siempre implica la liberación de cierta cantidad de energía, tal y como se muestra en la figura siguiente:



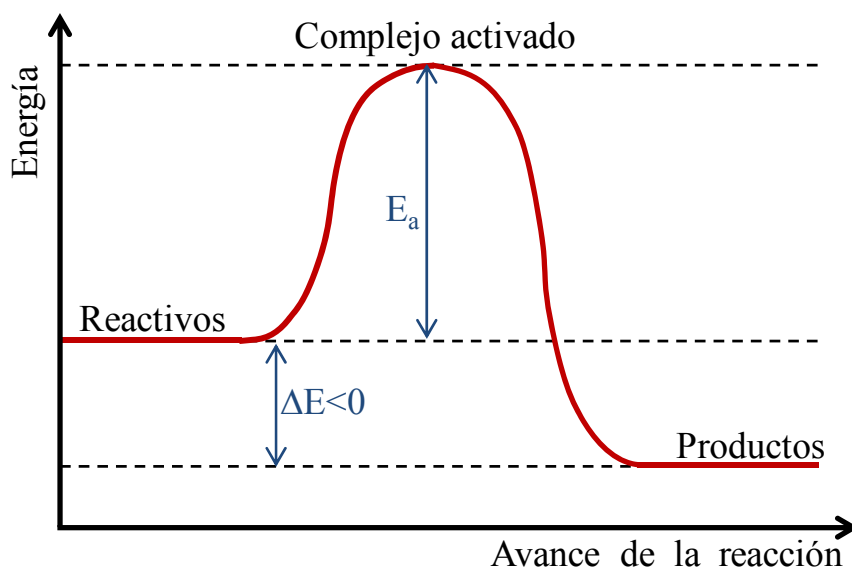
De esta forma, se comprueba cómo la respuesta c es falsa.

En cambio, en el caso de reacciones exotérmicas, en las que la energía de los productos es menor que la de los reactivos, sí es posible que la energía de activación sea menor

que el valor absoluto del calor de reacción, siempre que este sea suficientemente elevado, como en el caso que se muestra a continuación:



No obstante, ello no implica que en todas las reacciones exotérmicas la energía de activación sea menor que la energía de reacción (en valor absoluto), ya que el valor de este último puede ser también pequeño (lo único que define el que una reacción sea exotérmica es el signo del calor de reacción, que debe ser negativo), tal y como se ilustra en el siguiente ejemplo:



Sin embargo, siempre que se dé el caso que expone la cuestión ($E_a < |\Delta E|$), la reacción será exotérmica (aunque el recíproco no sea cierto), tal y como afirma la respuesta b, determinando, a su vez, que la respuesta d sea falsa. Igualmente, conviene aclarar que, aunque es frecuente referirse en contextos coloquiales a reacciones fuertemente exotérmicas como muy energéticas, esta clasificación de “muy energética” no posee una definición precisa ni es común su uso en Química. De este modo, la

categoría de reacción “muy energética”, si se atiende de forma estricta al significado de sus términos, podría aplicarse también a reacciones endotérmicas de elevado calor de reacción. Por ello, no es posible aceptar la respuesta a como correcta.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 18

- 18) Si el calor de reacción (o energía de reacción) es negativo, se puede afirmar que esa reacción química es:
- a) Muy energética.
 - b) Exotérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El calor de reacción o la energía de reacción, ΔE , se define como el cambio de energía que se experimenta en el transcurso de una reacción química, de modo que es igual a la diferencia de energía entre productos y reactivos, y permite clasificar a las reacciones químicas atendiendo a este calor de reacción como:

- Endotérmicas, si ΔE es positivo ($\Delta E > 0$), por lo que la energía de los productos es mayor que la de los reactivos y precisan de un aporte de energía para que estas reacciones se produzcan.
- Exotérmicas, si ΔE es negativo ($\Delta E < 0$), por lo que la energía de los reactivos es mayor que la de los productos y se llevan a cabo con liberación de energía al medio exterior, generalmente en forma de calor.

De esta forma, si el calor de reacción (o energía de reacción) es negativo, la reacción es exotérmica, tal y como afirma la respuesta b. Conviene aclarar que la categorización de reacciones muy energéticas podría aplicarse, en contextos de bajo rigor terminológico, a aquellas que presentan un calor de reacción muy elevado, especialmente cuando este se desprende (la reacción es muy exotérmica). Sin embargo, en el enunciado solo se indica que el calor de reacción es negativo, por lo que también incluye a las reacciones exotérmicas con una energía de reacción pequeña en valor absoluto (que podrían clasificarse como “poco energéticas”), por lo que no puede aceptarse la respuesta a como correcta.

En resumen, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 19

19) Señale la afirmación falsa según lo establecido por la Teoría de colisiones:

- a) El producto o los productos de una reacción química se forma(n) siempre que chocan las moléculas de reactivos entre sí.
- b) La velocidad de reacción aumenta cuando se incrementa el número de choques entre moléculas de reactivos por unidad de tiempo.
- c) El incremento de la velocidad de reacción con la temperatura no se debe únicamente al aumento del número de choques entre moléculas de reactivos por unidad de tiempo.
- d) Una mayor concentración de las moléculas de reactivos origina un incremento en el número de choques entre ellas, que determina a su vez un aumento en la velocidad de reacción.

Resolución

Antes de analizar la veracidad o falsedad de cada una de las afirmaciones, se considera conveniente exponer las ideas básicas de la Teoría de colisiones. De acuerdo con esta teoría, las reacciones químicas se verifican, para formar los productos de la reacción, cuando las moléculas de reactivos colisionan de forma eficaz. A su vez, han de darse dos condiciones para que el choque de los reactivos sea eficaz:

- Las moléculas de reactivos que colisionan deben tener la energía suficiente para que puedan romperse enlaces químicos en las mismas.
- Las moléculas de reactivos han de tener la orientación adecuada para que puedan formarse los productos al enlazarse los átomos o grupos atómicos resultantes tras el choque.

En base a estas ideas generales, se pasa a razonar la veracidad o falsedad de lo que expone cada una de las respuestas:

- a) Tal y como se ha expuesto, no siempre que las moléculas de reactivos chocan entre sí se forman productos, ya que ello solo ocurre cuando los choques son eficaces, para lo cual deben darse simultáneamente las dos condiciones ya comentadas. Así, hay muchas colisiones de moléculas de reactivos (las que no son eficaces) que no conducen a la formación de producto, de modo que la afirmación de esta respuesta es falsa, y puesto que es la afirmación falsa la que precisamente se busca en la cuestión, constituye la respuesta correcta. En todo caso, se analizará el resto de respuestas para asegurarse de la veracidad de las afirmaciones que deben contener.
- b) En unas condiciones dadas, solo una proporción de colisiones moleculares entre reactivos es eficaz y permite que progrese la reacción química. De este modo, en general, si aumenta el número de colisiones totales y no se indica nada, se asume que esa proporción de choques eficaces se mantiene constante, por lo que el número de colisiones eficaces también se incrementará en la misma proporción, aumentando así la velocidad de reacción. Se comprueba así cómo esta afirmación es verdadera y, en consecuencia, hace que la respuesta b sea incorrecta.
- c) De acuerdo con la Teoría cinética, al aumentar la temperatura se incrementa la energía promedio de las moléculas de reactivos, de modo que la proporción de choques eficaces aumenta y, para un mismo número de choques totales, el número de

choques eficaces se incrementa. Además, cuanto mayor es la temperatura, la Teoría cinética establece que también aumenta el número de choques entre las moléculas. Por ello, las velocidades de reacción, al aumentar la temperatura, se incrementan ya que el número de choques eficaces aumenta por dos motivos: se incrementa tanto el número total de colisiones entre las moléculas de reactivos como la fracción de las mismas que es eficaz, al tener las moléculas mayor energía. Por lo tanto, la afirmación c es verdadera, lo que determina que esta respuesta sea incorrecta.

- d) Cuanta mayor es la concentración de moléculas de reactivos, por definición, mayor será el número de moléculas de reactivo por unidad de volumen y, en consecuencia, mayor probabilidad de que se produzcan choques entre las moléculas de reactivos. Así, un aumento del número total de choques conduce a un incremento en la velocidad de reacción, tal y como se ha expuesto al analizar la respuesta b. De esta forma, se concluye que la concentración de reactivos conlleva incrementos de la velocidad de reacción, en línea con lo que establece esta respuesta que, en consecuencia, es incorrecta.

En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 20

20) Para tratar de disminuir la oxidación de una manzana ya pelada, se debería:

- a) Cortar la manzana en trozos muy pequeños.
- b) Calentar la manzana.
- c) Desmenuzar la manzana con un rayador.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En esta cuestión, se analiza la influencia de dos factores sobre la velocidad de reacción, en este caso, de oxidación de la manzana. Por un lado, se considera la superficie de contacto entre los reactivos, ya que al cortar la manzana en trozos muy pequeños o desmenuzarla se incrementa la superficie entre la manzana y el aire, donde se encuentra el oxígeno que produce la oxidación de esta fruta. Por otro lado, se analiza el efecto de la temperatura al calentarla.

Para entender cualitativamente la influencia que la superficie de contacto y la temperatura tienen sobre la velocidad de reacción, se aplicará la Teoría de colisiones, según la cual, las reacciones químicas se llevan a cabo, originando los productos de la misma, cuando las moléculas de reactivos colisionan de forma eficaz. Para que los reactivos choquen de modo eficaz han de darse dos condiciones:

- Las moléculas de reactivos deben tener la energía suficiente como para que, en el choque, puedan romperse enlaces químicos en dichas moléculas.
- Las moléculas de reactivos han de tener la orientación adecuada para que puedan formarse los productos al enlazarse los átomos o grupos atómicos resultantes tras el choque.

Por ello, en reacciones heterogéneas, las colisiones entre las moléculas de reactivos se producen, en líneas generales, en la interfase o superficie de contacto entre las fases que contienen a los reactivos (la superficie manzana/aire en el caso de la cuestión). Una mayor superficie de contacto permite que se incremente el número de colisiones totales entre las moléculas de reactivos y, proporcionalmente también, el número de colisiones eficaces, aumentando la velocidad de reacción. En este caso, tanto al cortar la manzana como al desmenuzarla con un rayador se incrementa de manera notable la superficie de contacto de esta fruta con el aire, aumentando la velocidad de la reacción de oxidación de la manzana. Por consiguiente, ni la respuesta a ni la c permiten reducir la oxidación de la manzana, sino todo lo contrario, acelerarla, por lo que son incorrectas.

Con respecto a la temperatura, cuando esta variable aumenta, de acuerdo con la Teoría cinética, se incrementa la energía promedio de las moléculas de reactivos, por lo que la proporción de choques eficaces entre ellas aumenta y, para un mismo número de choques totales, el número de choques eficaces se incrementa. Pero además, según la Teoría cinética, cuanto mayor es la temperatura, también aumenta el número de choques entre las moléculas. Por ello, los incrementos de temperatura producen aumentos muy notables de las velocidades de reacción al aumentar por dos motivos el número de choques eficaces: se incrementa tanto el número total de colisiones entre las moléculas de reactivos como la fracción de las mismas que es eficaz, al tener las moléculas mayor

energía. Entonces, queda claro que un calentamiento de la manzana aumentará la velocidad de oxidación de la misma, justo lo contrario de lo que se persigue en la cuestión. De este modo, la respuesta c también es incorrecta.

En consecuencia, puesto que las respuestas a-c son falsas, se concluye que **la respuesta correcta es la d.**



Septiembre, 2021

Este libro muestra los enunciados y la estrategia de resolución de las cuestiones tipo test y de los problemas que formaron las diferentes pruebas de la Olimpiada y de la Miniolimpiada de Química de Cantabria del año 2021. Así, el manual persigue ser una herramienta eficaz para que los estudiantes de Química preuniversitaria, tanto de Bachillerato como de Educación Secundaria Obligatoria, puedan preparar futuras pruebas tanto de la Olimpiada como de la Miniolimpiada, respectivamente. Adicionalmente, también permitirá profundizar en el currículo de la disciplina de Química a los alumnos que muestren un mayor interés o dominio de esta materia, puesto que los ejercicios del manual tienen un grado de dificultad mayor al propuesto habitualmente en los institutos. En consecuencia, el profesorado podrá utilizar este libro como un recurso que facilite no solo la preparación de su alumnado para ambas competiciones, sino también la atención a la diversidad del mismo para satisfacer las necesidades educativas de los estudiantes más aventajados en Química. De manera más general, este manual puede resultar de interés como apoyo para estudiantes universitarios de cualquier asignatura de Química general en titulaciones de grado.

This book contains the exam questions and the strategies to solve the test questions and the problems that formed the Chemistry Olympiad and Mini-olympiad exams of Cantabria in 2021. In this way, this handbook aims to be an effective tool to allow pre-university Chemistry students, both in Baccalaureate and Compulsory Secondary Education (ESO), to prepare future exams of the Olympiad and the Mini-olympiad, respectively. Additionally, it will also be useful to go in depth in the study of the Chemistry curriculum for those students who show more interest or more knowledge in this subject, since the exercises of this handbook are more difficult than those usually proposed in high schools. Consequently, teaching staff will be able to use this book as a resource that will ease not only the students' preparation for both competitions, but also diversity outreach to satisfy educational needs of outstanding students in Chemistry. More generally, this handbook could be of interest as support for university students of any basic subject of Chemistry in an undergraduate course.

ORGANIZAN



AQUIQÁN
Asociación de Química e
Ingeniería Química
de Cantabria
ANQUE



Sección Territorial de Cantabria de la
RSEQ
Real Sociedad Española de Química
El Sitio de la Química en España

COLABORA

