

OLIMPIADA Y MINIOIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2020 ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN

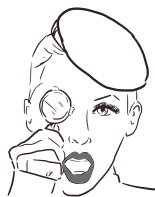
Enrique Álvarez Guerra

Revisores

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



**OLIMPIADA Y MINIOOLIMPIADA
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2020
*ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN***



CONSEJO EDITORIAL

Dña. Sonia Castanedo Bárcena
*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 Ferreño 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 2020
*ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN***

Enrique Álvarez Guerra

Revisores

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

Álvarez Guerra, Enrique, autor

Olimpiada y Miniolimpiada de Química de Cantabria 2020 : enunciados y resolución / Enrique Álvarez Guerra ; revisores, José María Colina Pérez, Gabriel Zarca Lago, Joaquín Salgado del Palacio, Lucía Gómez Coma, Manuel Álvarez Guerra. – Santander : Editorial de la Universidad de Cantabria, 2020.

126 páginas : ilustraciones. – (Manuales Universidad de Cantabria ; 78)

ISBN 978-84-8102-933-8

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

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: emeaov

Revisores: José María Colina Pérez, Gabriel Zarca Lago, Joaquín Salgado del Palacio[‡],
Lucía Gómez Coma, 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: 978-84-8102-933-8 (PDF)

DOI: <https://doi.org/10.22429/Euc2020.021>

Hecho en España - *Made in Spain*

Santander, 2020

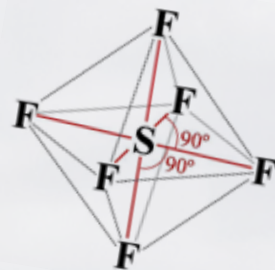
ÍNDICE

<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.....	6
o Cuestionario tipo test – respuestas	8
o Cuestionario tipo test – resolución	10
▪ Cuestión 1	11
▪ Cuestión 2	13
▪ Cuestión 3	14
▪ Cuestión 4	16
▪ Cuestión 5	17
▪ Cuestión 6	19
▪ Cuestión 7	20
▪ Cuestión 8	21
▪ Cuestión 9	22
▪ Cuestión 10	23
▪ Cuestión 11	24
▪ Cuestión 12	26
▪ Cuestión 13	28
▪ Cuestión 14	29
▪ Cuestión 15	30
▪ Cuestión 16	32
▪ Cuestión 17	34
▪ Cuestión 18	37
▪ Cuestión 19	39
▪ Cuestión 20	41
o Problemas – enunciados	42
o Problemas – resolución.....	45
▪ Problema 1	46
▪ Problema 2	48
▪ Problema 3	52
• Miniolimpiada de Química de Cantabria	56
o Cuestionario tipo test (parte I) – enunciado.....	56
o Cuestionario tipo test (parte I) – hoja de respuestas.....	61
o Cuestionario tipo test (parte I) – respuestas.....	63
o Cuestionario tipo test (parte I) – resolución	65
▪ Cuestión 1	66
▪ Cuestión 2	67

Apartado**Pág.**

▪ Cuestión 3	68
▪ Cuestión 4	69
▪ Cuestión 5	70
▪ Cuestión 6	71
▪ Cuestión 7	72
▪ Cuestión 8	73
▪ Cuestión 9	74
▪ Cuestión 10	76
▪ Cuestión 11	78
▪ Cuestión 12	79
▪ Cuestión 13	80
▪ Cuestión 14	81
▪ Cuestión 15	82
▪ Cuestión 16	84
▪ Cuestión 17	85
▪ Cuestión 18	87
▪ Cuestión 19	88
▪ Cuestión 20	89
o Cuestionario tipo test (parte II) – enunciado	90
o Cuestionario tipo test (parte II) – hoja de respuestas.....	96
o Cuestionario tipo test (parte II) – respuestas	98
o Cuestionario tipo test (parte II) – resolución	100
▪ Cuestión 1	101
▪ Cuestión 2	103
▪ Cuestión 3	105
▪ Cuestión 4	107
▪ Cuestión 5	108
▪ Cuestión 6	109
▪ Cuestión 7	110
▪ Cuestión 8	111
▪ Cuestión 9	112
▪ Cuestión 10	113
▪ Cuestión 11	114
▪ Cuestión 12	116
▪ Cuestión 13	117
▪ Cuestión 14	118
▪ Cuestión 15	119
▪ Cuestión 16	120
▪ Cuestión 17	121
▪ Cuestión 18	122

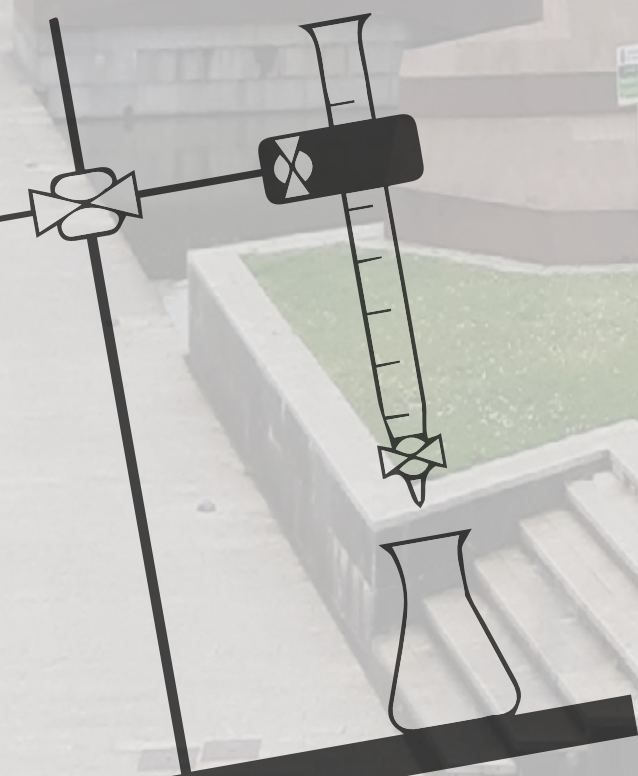
<u>Apartado</u>	<u>Pág.</u>
▪ Cuestión 19	123
▪ Cuestión 20	125



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

ENUNCIADO



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

14 de julio de 2020

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) ¿Qué ley ponderal permite predecir las cantidades de diferentes reactivos que reaccionarán para formar un compuesto determinado y diferenciar entre mezcla y compuesto químico?
 - a) La Ley de Lavoisier.
 - b) La Ley de Avogadro.
 - c) La Ley de Dalton.
 - d) La Ley de Proust.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 2) Señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
 - a) La masa atómica del oxígeno es $16,0 \text{ g mol}^{-1}$.
 - b) La masa molecular del amoníaco es $17,0 \text{ g mol}^{-1}$.
 - c) La masa molar del sulfuro de hidrógeno es $34,1 \text{ g mol}^{-1}$.
 - d) La masa atómica relativa del hidrógeno es $1,0 \text{ g mol}^{-1}$.
 - e) La masa molecular relativa del agua es $18,0 \text{ g mol}^{-1}$.

- 3) Un recipiente cerrado de volumen constante contiene dos gases ideales, A y B. Si la fracción molar de A, x_A , es igual a 0,300 y la presión parcial de B, P_B , es igual a 2,00 atm, la presión total en el recipiente es igual a:
 - a) 6,67 atm.
 - b) 2,86 atm.
 - c) 1,40 atm.
 - d) 0,600 atm.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

- 4) Un hidrocarburo contiene un 85,7 % de carbono. ¿Cuál es la fórmula molecular de este compuesto?
 - a) CH_2 .
 - b) CH_4 .
 - c) C_3H_8 .
 - d) C_4H_6 .
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

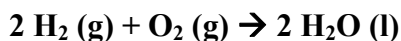
5) Se dispone de tres disoluciones acuosas diluidas a la misma temperatura, que contienen como soluto(s):

- Disolución I: $0,1 \text{ g L}^{-1}$ de Br_2 .
- Disolución II: $0,1 \text{ g L}^{-1}$ de I_2 .
- Disolución III: $0,05 \text{ g L}^{-1}$ de $\text{Br}_2 + 0,05 \text{ g L}^{-1}$ de I_2 .

¿Qué disolución presenta mayor presión osmótica?

- a) Disolución I.
- b) Disolución II.
- c) Disolución III.
- d) La presión osmótica de las tres disoluciones es la misma.
- e) No es posible determinar la respuesta correcta.

6) Se puede obtener agua a partir de hidrógeno y oxígeno según la reacción siguiente:



Si en un recipiente herméticamente sellado se introducen 2 moles de H_2 y 20 g de O_2 , determine la masa final del sistema contenido en dicho recipiente:

- a) 20 g.
- b) 22 g.
- c) 22,5 g.
- d) 24 g.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

7) El método de Ostwald es un proceso de obtención a nivel industrial de:

- a) Amoníaco.
- b) Ácido nítrico.
- c) Ácido sulfúrico.
- d) Hidróxido de sodio.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

8) Indique la afirmación correcta:

- a) Son funciones de estado: Q, H, S y G.
- b) Son funciones de estado: W, Q, U y G.
- c) Son funciones de estado: U, H, S y G.
- d) Son funciones de estado: Q, U, H y G.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

9) ¿En cuál de los siguientes procesos disminuye la entropía?

- a) En procesos de calentamiento.
- b) En procesos de disolución de sólidos en líquidos.
- c) En procesos de mezcla de gases.
- d) En procesos de cambios de estado regresivos.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 10) Considérese una reacción elemental descrita mediante la siguiente ecuación química ajustada:



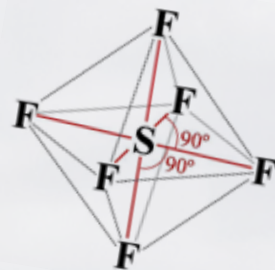
¿Cómo variará la velocidad de reacción si se duplica la concentración molar de A y de B?

- a) La velocidad de reacción permanecerá constante.
 - b) La velocidad de reacción se duplicará.
 - c) La velocidad de reacción se cuadruplicará.
 - d) La velocidad de reacción aumentará en un factor de 8.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.
- 11) La constante cinética (o de velocidad) de una determinada reacción química tiene un valor de $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ min}^{-1}$. El orden total de la reacción es igual a:
- a) 0.
 - b) 1.
 - c) 2.
 - d) 3.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.
- 12) Señale la afirmación falsa:
- a) El modelo atómico de Rutherford permite explicar los resultados de los experimentos de dispersión de partículas α al atravesar una fina lámina de oro.
 - b) El modelo mecano-cuántico del átomo permite explicar el espectro del átomo de hidrógeno.
 - c) El número cuántico secundario o azimutal determina el tamaño y forma del orbital.
 - d) Todo orbital, independientemente de su tamaño o forma, puede albergar un máximo de dos electrones.
 - e) Se denominan orbitales degenerados a aquellos que tienen la misma energía.
- 13) La configuración electrónica de un elemento en su estado fundamental es: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$. ¿Podría indicar de qué elemento se trata?
- a) Sb.
 - b) Te.
 - c) Bi.
 - d) Po.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 14) Un compuesto, MX, está formado por átomos de dos elementos, M y X. Si la diferencia de electronegatividad entre X y M, medida en la escala de Pauling, es igual a 4,8, ¿qué puede afirmar en relación a este compuesto?
- a) Es iónico.
 - b) Es covalente.
 - c) Es metálico.
 - d) No existe.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

- 15) Señale la afirmación falsa en relación a las propiedades de los metales:
- a) Presentan elevada conductividad térmica y eléctrica.
 - b) Son frágiles.
 - c) Son maleables.
 - d) Sus puntos de fusión son variables, pero generalmente altos.
 - e) No se disuelven en los disolventes moleculares ordinarios (p. ej., agua, etanol, tolueno...).
- 16) Indique la hibridación del átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco:
- a) sp^3 .
 - b) sp^2 .
 - c) sp .
 - d) sp^3d .
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 17) Indique el/los ángulo(s) de enlace del SF_6 :
- a) $109,5^\circ$.
 - b) 120° .
 - c) 90° .
 - d) 120° (ecuatoriales) y 90° (axiales).
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 18) ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta mayor temperatura de ebullición?
- a) CH_3COOH .
 - b) CH_3CH_2OH .
 - c) CH_3OCH_3 .
 - d) CH_3CH_2Cl .
 - e) CH_3CH_3 .
- 19) Ordene las siguientes sustancias de menor a mayor temperatura de fusión:
- a) $Cl_2 < He < C$ (diamante) $< NaCl$.
 - b) $He < NaCl < Cl_2 < C$ (diamante).
 - c) $Cl_2 < He < NaCl < C$ (diamante).
 - d) $He < Cl_2 < C$ (diamante) $< NaCl$.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 20) El carácter básico del amoníaco puede ser explicado por las teorías ácido-base de:
- a) Arrhenius.
 - b) Lewis y Arrhenius.
 - c) Lewis y Brönsted-Lowry.
 - d) Arrhenius y Brönsted-Lowry.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

DATOS:

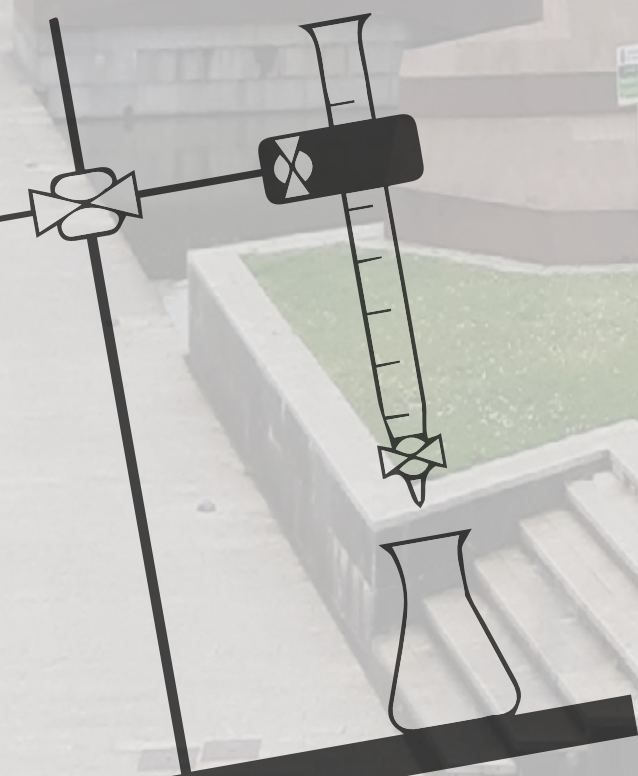
Masas atómicas relativas: $A_r(H) = 1,0$; $A_r(He) = 4,0$; $A_r(C) = 12,0$; $A_r(N) = 14,0$; $A_r(O) = 16,0$; $A_r(Na) = 23,0$; $A_r(S) = 32,1$; $A_r(Br) = 79,9$; $A_r(I) = 126,9$.



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

HOJA DE RESPUESTAS



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

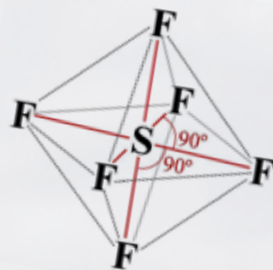
14 de julio de 2020

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

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

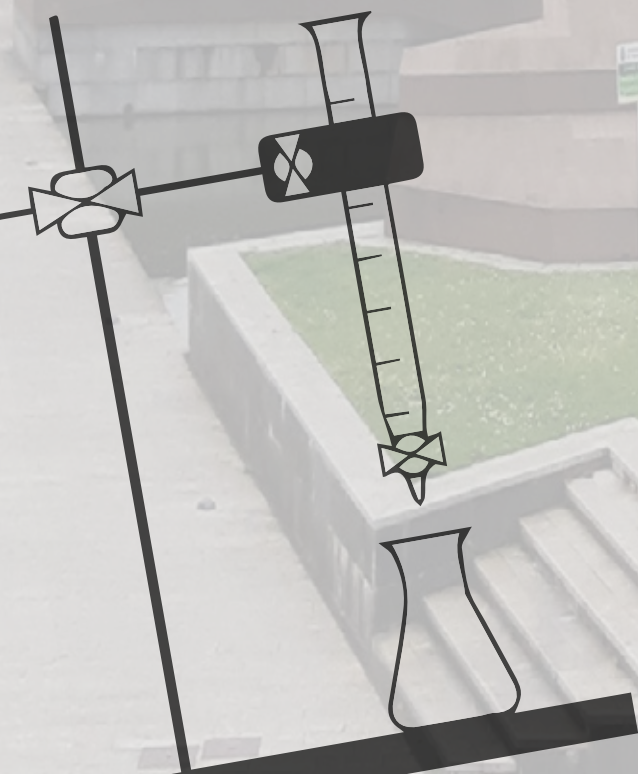
Cuestión	Respuesta
11	
12	
13	
14	
15	
16	
17	
18	
19	
20	



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

RESPUESTAS



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

14 de julio de 2020

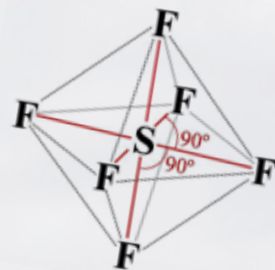
HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST

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

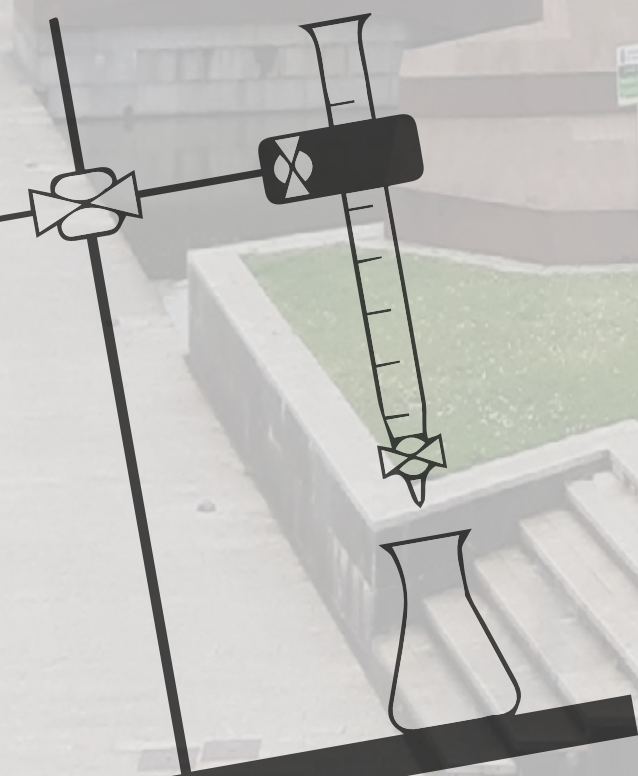
Cuestión	Respuesta
11	d
12	c
13	d
14	d
15	b
16	a
17	c
18	a
19	e
20	c



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

RESOLUCIÓN



CUESTIÓN 1

- 1) ¿Qué ley ponderal permite predecir las cantidades de diferentes reactivos que reaccionarán para formar un compuesto determinado y diferenciar entre mezcla y compuesto químico?
- a) La Ley de Lavoisier.
 - b) La Ley de Avogadro.
 - c) La Ley de Dalton.
 - d) La Ley de Proust.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Las leyes ponderales son leyes generales de las reacciones químicas que las estudian experimental y cuantitativamente en relación a la masa de las sustancias que intervienen en las mismas. En este sentido, la Ley de Avogadro, que establece:

“Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.”

es una ley volumétrica, mientras que la cuestión pregunta por una ley ponderal, por lo que se descarta la respuesta b.

Las leyes de las respuestas a, c y d sí son leyes ponderales, y establecen:

- Ley de Lavoisier: *“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”.*
- Ley de Proust: *“cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto determinado, lo hacen siempre en una relación de pesos definida y constante, independientemente del proceso que se haya requerido para su formación”.*
- Ley de Dalton: *“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”.*

Como puede apreciarse, la Ley de Lavoisier establece la conservación de la masa en las reacciones químicas (de ahí que también se conozca como Ley de conservación de la masa), pero no informa acerca de las cantidades en que reaccionan los reactivos ni su proporción, con lo que se desecha la respuesta a.

Por su parte, la Ley de Proust (o Ley de las proporciones definidas), al establecer que la relación en peso de los elementos que forman un compuesto es definida y constante, permite predecir las cantidades de diferentes reactivos que reaccionarán para formar un compuesto determinado. Así, una vez fijada la masa de un elemento, de la proporción

definida y constante de la masa de los elementos que forman un compuesto, se puede hallar la masa del resto de elementos. Además, al ser esta proporción en masa constante, la Ley de Proust permite distinguir entre mezcla y compuesto químico. Así, mientras las mezclas son sistemas de composición variable, los compuestos químicos siempre tienen una composición fija, que precisamente viene determinada por la proporción constante entre los elementos que forman el compuesto, de acuerdo con la Ley de Proust. De este modo, la respuesta d es correcta, de modo que hace que la respuesta e sea incorrecta.

Finalmente, cabe precisar que la Ley de Dalton (o de las proporciones múltiples) describe los casos en los que dos o más elementos se combinan en varias proporciones para formar varios compuestos, verificándose para cada compuesto la Ley de Proust. Por lo tanto, esta ley tampoco hace referencia a los aspectos señalados en el enunciado de la cuestión, lo que convierte en falsa a la respuesta c.

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

CUESTIÓN 2

- 2) Señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
- a) La masa atómica del oxígeno es $16,0 \text{ g mol}^{-1}$.
 - b) La masa molecular del amoníaco es $17,0 \text{ g mol}^{-1}$.
 - c) La masa molar del sulfuro de hidrógeno es $34,1 \text{ g mol}^{-1}$.
 - d) La masa atómica relativa del hidrógeno es $1,0 \text{ g mol}^{-1}$.
 - e) La masa molecular relativa del agua es $18,0 \text{ g mol}^{-1}$.

Resolución

En primer lugar, se definirán masa atómica, masa molecular, masa atómica relativa, masa molecular relativa y masa molar:

- Masa atómica: es la masa de un átomo de un elemento.
- Masa molecular: es la masa de una molécula o de una unidad fórmula.
- Masa atómica relativa: es el número de veces que la masa de un átomo contiene la unidad de masa atómica (u). Es adimensional.
- Masa molecular relativa: es el número de veces que la masa de una molécula o de una unidad fórmula contiene a la unidad de masa atómica (u). Es adimensional.
- Masa molar: es la masa de un mol de partículas constituyentes (átomos, moléculas, electrones...) de la materia.

Teniendo en cuenta la definición actual de unidad de masa atómica (la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12, ^{12}C) y de mol (cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales –átomos, moléculas, iones...– como átomos hay en $0,012 \text{ kg}$ de carbono-12, ^{12}C), la masa atómica/molecular relativa coincide numéricamente con la masa atómica/molecular cuando se expresa en unidades de masa atómica (u) y con la masa molar cuando se expresa en g mol^{-1} .

De este modo, se pasa a analizar cada una de las afirmaciones del enunciado:

- a) Es falsa, ya que la masa atómica del oxígeno no es $16,0 \text{ g mol}^{-1}$, sino $16,0 \text{ u}$.
- b) Es falsa, ya que la masa molecular del amoníaco no es $17,0 \text{ g mol}^{-1}$, sino $17,0 \text{ u}$.
- c) Es correcta, ya que expresa la masa molar en g mol^{-1} y numéricamente se corresponde con el dato que se obtiene al sumar las masas atómicas disponibles en las tablas periódicas u otras bases de datos habituales.
- d) Es falsa, ya que la masa atómica relativa del hidrógeno no es $1,0 \text{ g mol}^{-1}$, sino $1,0$ (es adimensional).
- e) Es falsa, ya que la masa molecular relativa del agua no es $18,0 \text{ g mol}^{-1}$, sino $18,0$ (es adimensional).

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

CUESTIÓN 3

- 3) Un recipiente cerrado de volumen constante contiene dos gases ideales, A y B. Si la fracción molar de A, x_A , es igual a 0,300 y la presión parcial de B, P_B , es igual a 2,00 atm, la presión total en el recipiente es igual a:
- a) 6,67 atm.
 - b) 2,86 atm.
 - c) 1,40 atm.
 - d) 0,600 atm.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

En toda mezcla, la suma de las fracciones molares de todos los componentes i de la muestra, por definición, es igual a 1:

$$\sum_i x_i = 1$$

En consecuencia, en una mezcla binaria como la de esta cuestión, basta conocer la fracción molar de uno de sus componentes para tener definida la composición del sistema. Así, en este caso se verifica:

$$x_A + x_B = 1 \Rightarrow x_B = 1 - x_A = 1,000 - 0,300 = 0,700$$

Por su parte, la Ley de las presiones parciales de Dalton establece que la presión total, P , de una mezcla de gases ideales no reaccionante es la suma de las presiones ejercidas individualmente por cada uno de ellos si ocupasen el mismo volumen a la misma temperatura. Así, en este caso se verifica:

$$P = P_A + P_B$$

donde P , P_A (presión parcial de A) y P_B (presión parcial de B), de acuerdo a la Ley de las presiones parciales de Dalton y a la Ley de los gases ideales, resultan ser:

$$P = \frac{n RT}{V}$$

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

donde n es el número total de moles de la mezcla de gases, n_A es el número de moles de A y n_B es el número de moles de B. De esta forma, si se dividen miembro a miembro las expresiones de P_B y P , se obtiene:

$$\frac{P_B}{P} = \frac{n_B}{n} = x_B \Rightarrow P_B = x_B P$$

Así, conocidos P_B (2,00 atm) y x_B (0,700) es posible conocer la presión total, P , de la mezcla gaseosa:

$$P = \frac{P_B}{x_B} = \frac{2 \text{ atm}}{0,700} = 2,86 \text{ atm}$$

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

CUESTIÓN 4

- 4) Un hidrocarburo contiene un 85,7 % de carbono. ¿Cuál es la fórmula molecular de este compuesto?
- a) CH₂.
 - b) CH₄.
 - c) C₃H₈.
 - d) C₄H₆.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

Los hidrocarburos son compuestos orgánicos formados únicamente por átomos de carbono e hidrógeno, como su propio nombre indica. Por lo tanto, al conocer el porcentaje (al no indicarse nada, se entiende que es en masa) de C, por diferencia se puede obtener el porcentaje en masa de hidrógeno:

$$\% \text{H} = 100 \% - \% \text{C} = 100,0 \% - 85,7 \% = 14,3 \%$$

De esta forma, a partir del dato del enunciado se ha podido determinar la composición centesimal del compuesto (85,7 % de C y 14,3 % de H). Y a partir de la composición centesimal de un compuesto, se puede obtener su fórmula empírica, que consiste en los símbolos de los elementos que forman la molécula del compuesto acompañados por números enteros en forma de subíndices que indican la relación más sencilla que existe entre los átomos de dichos elementos. Si se consideran 100 g de hidrocarburo:

$$\text{C)} \quad \frac{85,7 \text{ g C}}{12,0 \text{ g C} \cdot \text{mol C}^{-1}} = 7,14 \text{ mol C} \Rightarrow \frac{7,14 \text{ mol C}}{7,14 \text{ mol C}} = 1$$

$$\text{H)} \quad \frac{14,3 \text{ g H}}{1,0 \text{ g H} \cdot \text{mol H}^{-1}} = 14,3 \text{ mol H} \Rightarrow \frac{14,3 \text{ mol H}}{7,14 \text{ mol C}} = 2,00 \text{ mol H} \cdot \text{mol C}^{-1}$$

Se deduce entonces que la fórmula empírica del hidrocarburo es CH₂.

Por su parte, en la fórmula molecular, el subíndice asociado al símbolo de cada elemento expresa el número real de átomos de ese elemento que forma la molécula del compuesto. Por lo tanto, la fórmula molecular coincidirá o será un múltiplo entero de la fórmula empírica.

De este modo, para determinar la fórmula molecular no basta con haber hallado la fórmula empírica, sino también debe conocerse la masa molecular del compuesto, para saber cuántas veces la fórmula molecular es la empírica. Puesto que el enunciado de la cuestión ni proporciona la masa molecular ni da ningún dato para poder calcularla, se concluye que no es posible conocer la fórmula molecular y, por lo tanto, no se puede determinar la respuesta correcta, tal y como afirma la respuesta e.

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

CUESTIÓN 5

- 5) Se dispone de tres disoluciones acuosas diluidas a la misma temperatura, que contienen como soluto(s):
- Disolución I: $0,1 \text{ g L}^{-1}$ de Br_2 .
 - Disolución II: $0,1 \text{ g L}^{-1}$ de I_2 .
 - Disolución III: $0,05 \text{ g L}^{-1}$ de $\text{Br}_2 + 0,05 \text{ g L}^{-1}$ de I_2 .
- ¿Qué disolución presenta mayor presión osmótica?
- a) Disolución I.
 - b) Disolución II.
 - c) Disolución III.
 - d) La presión osmótica de las tres disoluciones es la misma.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

La presión osmótica de una disolución se define como la presión que se debe aplicar a la misma para detener el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable. La presión osmótica es un tipo de propiedad coligativa, que son las propiedades de las disoluciones que dependen de la cantidad de soluto presente en la disolución, más que de la naturaleza del soluto.

Para disoluciones diluidas, como las tres expuestas en el enunciado de la cuestión, Van't Hoff estableció que la presión osmótica, π , ejercida por n moles de sustancia disuelta es igual a la que ejercería esa sustancia, supuesta en estado gaseoso, a la temperatura considerada si ocupara un volumen igual al de la disolución:

$$\pi V = n RT \Rightarrow \pi = \frac{n}{V} R T = c RT$$

donde c es la concentración molar del soluto. En el caso de disoluciones que contengan más de un soluto, como las propiedades coligativas no dependen de la naturaleza de los solutos, c será la suma de las concentraciones molares de los solutos.

En consecuencia, la disolución que presenta una mayor presión osmótica es aquella que tiene una concentración molar de soluto total mayor, al ser π directamente proporcional a c . Por lo tanto, la cuestión se reduce a calcular c para cada disolución, para la cual previamente es preciso determinar la masa molar de Br_2 e I_2 :

$$M_{\text{Br}_2} = 2 \cdot 79,9 \text{ g mol}^{-1} = 159,8 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{I}_2} = 2 \cdot 126,9 \text{ g mol}^{-1} = 253,8 \text{ g mol}^{-1}$$

Conocida la concentración en g L^{-1} de las disoluciones y las masas molares de los solutos, se determina la concentración molar total de soluto de cada disolución:

$$c_1 = \frac{(\text{g L}^{-1})_{\text{Br}_2}}{M_{\text{Br}_2}} = \frac{0,1 \text{ g L}^{-1}}{159,8 \text{ g mol}^{-1}} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$c_{II} = \frac{(g\ L^{-1})_{I_2}}{M_{I_2}} = \frac{0,1\ g\ L^{-1}}{253,8\ g\ mol^{-1}} = 3,9 \cdot 10^{-4}\ M$$

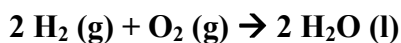
$$c_{III} = \frac{(g\ L^{-1})_{Br_2}}{M_{Br_2}} + \frac{(g\ L^{-1})_{I_2}}{M_{I_2}} = \frac{0,05\ g\ L^{-1}}{159,8\ g\ mol^{-1}} + \frac{0,05\ g\ L^{-1}}{253,8\ g\ mol^{-1}} = 5,1 \cdot 10^{-4}\ M$$

Por consiguiente, puesto que la disolución I es la que mayor concentración molar total de soluto presenta, se corresponde con la disolución cuya presión osmótica es mayor, lo que se corresponde con la respuesta a.

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

CUESTIÓN 6

6) Se puede obtener agua a partir de hidrógeno y oxígeno según la reacción siguiente:



Si en un recipiente herméticamente sellado se introducen 2 moles de H_2 y 20 g de O_2 , determine la masa final del sistema contenido en dicho recipiente:

- a) 20 g.
- b) 22 g.
- c) 22,5 g.
- d) 24 g.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En las reacciones químicas ordinarias, como la de la síntesis del agua a partir de sus elementos gaseosos, que se expone en el enunciado de la cuestión, se verifica la Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier, que establece que la masa total de un sistema cerrado permanece invariable independientemente de la transformación que ocurra dentro de él. De este modo, se concluye que en una reacción química la masa total de las sustancias que intervienen en la misma permanece invariable. Debe precisarse que la única excepción a Ley de Lavoisier se da en aquellas transformaciones en las que tengan lugar reacciones nucleares, ya que en estas lo que se conserva es el conjunto masa-energía, si bien este no es el caso.

En consecuencia, basta con calcular la masa inicial total de los reactivos para determinar la masa final del sistema (independientemente de que los reactivos estén en proporción estequiométrica o haya un reactivo limitante, quedando parte del otro en exceso sin reaccionar), ya que ambas serán coincidentes de acuerdo a la Ley de Lavoisier.

De este modo, conocida la masa molar de H_2 :

$$M_{\text{H}_2} = 2 \cdot 1,0 \text{ g mol}^{-1} = 2,0 \text{ g mol}^{-1}$$

se calcula la masa inicial de hidrógeno:

$$m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} M_{\text{H}_2} = 2 \text{ mol} \cdot 2,0 \text{ g mol}^{-1} = 4 \text{ g}$$

Por consiguiente, la masa inicial del sistema, que por la Ley de Lavoisier es igual a la masa final del mismo, se corresponde con:

$$m_{\text{final}} = m_{\text{inicial}} = m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2} = 4 \text{ g} + 20 \text{ g} = 24 \text{ g}$$

Se concluye así que la masa final del sistema es igual a 24 g, tal y como afirma la respuesta d.

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

CUESTIÓN 7

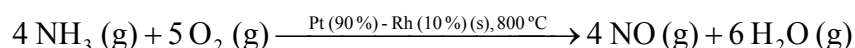
7) El método de Ostwald es un proceso de obtención a nivel industrial de:

- a) Amoníaco.
- b) Ácido nítrico.**
- c) Ácido sulfúrico.
- d) Hidróxido de sodio.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

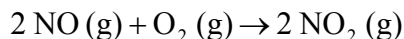
Resolución

El método de Ostwald es un proceso de obtención de ácido nítrico, HNO_3 , a nivel industrial. Fue desarrollado por el químico Freidrich Wilhelm Ostwald (de ahí el nombre del método), patentándolo en 1902. En este método, se produce ácido nítrico a partir de amoníaco, NH_3 , en un proceso que consta de tres etapas:

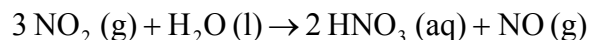
- 1) La oxidación de amoníaco para obtener monóxido de nitrógeno, NO , en la que se emplea un catalizador de platino-rodio dispuesto en forma de malla en el interior del reactor a muy alta temperatura:



- 2) La oxidación del monóxido de nitrógeno a dióxido de nitrógeno, NO_2 , producida en el interior de torres de absorción:

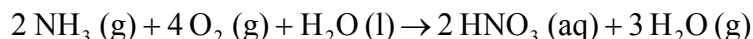


- 3) En la misma torre de absorción, el dióxido de nitrógeno se absorbe en agua, verificándose la dismutación (o desproporción) del NO_2 , ya que parte de él se oxida a ácido nítrico (obteniendo el producto final) y parte se reduce de nuevo a monóxido de nitrógeno, que se separa y recircula para su reutilización en la etapa anterior del proceso:



Finalmente, el ácido nítrico así obtenido, que se encuentra en disolución, se concentra mediante destilación.

De este modo, la reacción global del método Ostwald, en la que se obtiene el ácido nítrico en disolución en una concentración típica aproximada del 60 %, es:



Por consiguiente, de acuerdo con todo lo expuesto, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 8

- 8) Indique la afirmación correcta:
- a) Son funciones de estado: Q, H, S y G.
 - b) Son funciones de estado: W, Q, U y G.
 - c) Son funciones de estado: U, H, S y G.
 - d) Son funciones de estado: Q, U, H y G.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En Termodinámica, las funciones de estado se definen como las magnitudes macroscópicas que caracterizan el estado de un sistema en equilibrio, siendo su valor independiente de la forma o el estado inicial desde el que el sistema alcanzó dicho estado. En consecuencia, las variaciones que experimentan las funciones de estado en un proceso solo dependen de los estados inicial y final, pero no de los estados intermedios alcanzados por el sistema en el desarrollo del proceso; es decir, las variaciones de las funciones de estado no dependen del camino seguido por el sistema en las transformaciones que este sufra.

De este modo, son funciones de estado la energía interna (U), la entalpía (H), la entropía (S) y la energía libre de Gibbs (G), por lo que sus variaciones (ΔU , ΔH , ΔS y ΔG) en un proceso solo dependen de los estados inicial y final, pero no del camino seguido. Por ejemplo, este es el fundamento de la Ley de Hess, en base a la cual la entalpía de una reacción puede calcularse de forma indirecta a partir de la entalpía de reacción de otras.

En cambio, el calor (Q) y el trabajo (W), que son formas de transferir energía entre los sistemas y, en consecuencia, son consustanciales a la idea de transformación, no son funciones de estado. El calor y el trabajo intercambiados en un proceso, en general, sí van a depender del camino seguido por el sistema. Por ejemplo, para trasladar a velocidad constante un cuerpo por una superficie rugosa (con rozamiento) desde una posición A a otra B, el trabajo que debe realizarse es igual y opuesto al trabajo de la fuerza de rozamiento. Así, este trabajo será menor si el cuerpo se mueve en línea recta entre A y B que si sigue una trayectoria zigzagueante, puesto que la fuerza de rozamiento, que se opone siempre al movimiento, será la misma, pero el espacio recorrido es mayor en el segundo caso que en el primero. De igual forma, el calor generado en este proceso por rozamiento será menor cuando el cuerpo sigue una trayectoria rectilínea entre A y B que cuando la trayectoria es zigzagueante.

Por todo lo expuesto, todas las respuestas que contengan Q y/o W son incorrectas, siendo este el caso de las respuestas a, b y d. En cambio, la respuesta c es correcta, ya que cita como funciones de estado U, H, S y G, lo que a su vez convierta a e en falsa.

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

CUESTIÓN 9

- 9) ¿En cuál de los siguientes procesos disminuye la entropía?
- a) En procesos de calentamiento.
 - b) En procesos de disolución de sólidos en líquidos.
 - c) En procesos de mezcla de gases.
 - d) En procesos de cambios de estado regresivos.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La entropía, S , es la magnitud que cuantifica la irreversibilidad de los procesos, ya que en todo sistema aislado que evoluciona de forma irreversible aumenta su entropía, lo que constituye uno de los enunciados del Segundo Principio de la Termodinámica. A su vez, el aumento de entropía asociado a los procesos irreversibles en sistemas aislados va ligado a un aumento del desorden molecular, lo que permite considerar la entropía como una medida del desorden de los sistemas, de modo que cuanto mayor sea el desorden de un sistema, mayor será su entropía.

En base a lo anterior, frecuentemente es posible estimar si un proceso va acompañado por un aumento o una disminución de entropía del sistema a partir de la consideración del grado de desorden en los estados inicial y final. Por ejemplo:

- En procesos de calentamiento, al aumentar la temperatura, se produce un incremento de la agitación térmica, que se traduce en un mayor desorden de los sistemas, aumentando la entropía. Por consiguiente, la respuesta a es incorrecta.
- En general, para una sustancia dada, el orden es mayor en estado sólido, en el que las partículas ocupan posiciones fijas y solo presentan un movimiento de vibración alrededor de las mismas, que en estado líquido o gas, en los que las partículas no mantienen una posición fija. A su vez, mientras que en los líquidos las partículas pueden deslizarse unas sobre otras, pero en todo momento se encuentran juntas, en los gases cada partícula puede moverse de forma aleatoria en las tres direcciones del espacio ocupando todo el volumen del recipiente que lo contiene. En consecuencia, el orden es muy superior en los líquidos que en los gases y se verifica:

$$S_{\text{sólido}} < S_{\text{líquido}} \ll S_{\text{gas}}$$

A su vez, ello implica que en los cambios de estado progresivos (p. ej., vaporización), en los que aumenta el desorden de los sistemas, la entropía aumenta, mientras que en los cambios de estado regresivos (p. ej., condensación), al evolucionar los sistemas a estados de mayor orden, la entropía disminuye. De esta forma, la respuesta d es verdadera, lo que convierte a su vez a la respuesta e en falsa.

- En los procesos de mezcla, aumenta el grado de desorden de los sistemas, por lo que su entropía aumenta. Puesto que dos ejemplos de mezclado son la disolución de sólidos en líquidos y la mezcla de gases, las respuestas b y c son falsas.

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

CUESTIÓN 10

- 10) Considérese una reacción elemental descrita mediante la siguiente ecuación química ajustada:



¿Cómo variará la velocidad de reacción si se duplica la concentración molar de A y de B?

- a) La velocidad de reacción permanecerá constante.
- b) La velocidad de reacción se duplicará.
- c) La velocidad de reacción se cuadruplicará.
- d) La velocidad de reacción aumentará en un factor de 8.
- e) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

La ecuación cinética o ley de velocidad establece la dependencia de la velocidad de reacción con la concentración molar de los reactivos. En este sentido, la ecuación cinética establece que la velocidad de reacción, r , es igual a una constante llamada constante cinética o de velocidad, k , que depende de la temperatura, 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:

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

Cada exponente de la ecuación cinética, al que se eleva la concentración molar de cada uno de los reactivos, constituye el orden parcial de la reacción respecto a dicho reactivo. De forma general, los órdenes parciales de la reacción deben determinarse experimentalmente, ya que no tienen por qué ser iguales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química.

Sin embargo, en el caso de reacciones elementales, los órdenes parciales de la reacción coinciden con los coeficientes estequiométricos, con lo que es posible obtener la ecuación cinética a partir de la ecuación química. Este es el caso de la reacción química de la cuestión, ya que al ser elemental, su ecuación cinética viene dada por:

$$r = k [\text{A}][\text{B}]^2$$

De este modo, si r es la velocidad de reacción para unas concentraciones molares de A y de B, $[\text{A}]$ y $[\text{B}]$, respectivamente, la velocidad de reacción, r' , para las concentraciones $[\text{A}]'$ y $[\text{B}]'$, donde $[\text{A}]' = 2 [\text{A}]$ y $[\text{B}]' = 2 [\text{B}]$, verifica:

$$r' = k [\text{A}]' [\text{B}]'^2 = k (2 [\text{A}]) (2 [\text{B}])^2 = 8 k [\text{A}][\text{B}]^2 = 8 r$$

Por consiguiente, al duplicar la concentración de los reactivos la velocidad de reacción se multiplica por un factor de 8, como es propio de las reacciones con un orden total de la reacción igual a 3 (la suma de los órdenes parciales de reacción es: $1 + 2 = 3$).

Por lo tanto, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 11

- 11) La constante cinética (o de velocidad) de una determinada reacción química tiene un valor de $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ min}^{-1}$. El orden total de la reacción es igual a:
- a) 0.
 - b) 1.
 - c) 2.
 - d) 3.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

La velocidad de una reacción química, r , se define como la variación en el número de moles por unidad de tiempo y de una magnitud extensiva, que se elige dependiendo del tipo de reacción. Analizando las unidades de la constante cinética k ($\text{mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ min}^{-1}$), se concluye que la unidad de tiempo elegida es el minuto (min) y la magnitud extensiva, el volumen, medido en litros (L). Por ejemplo, el volumen suele ser la magnitud extensiva elegida en el caso de las reacciones homogéneas. De acuerdo con lo expuesto, por lo tanto, la unidad de la velocidad de reacción en este caso es: $\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

A su vez, la ecuación cinética o ley de velocidad establece que 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:

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

Dado que toda ecuación debe ser dimensionalmente homogénea (todos sus términos deben tener las mismas dimensiones), si cada magnitud se mide en las mismas unidades, ello equivale a que los dos miembros de la ecuación cinética tengan las mismas unidades. Las unidades del miembro izquierdo de la ecuación cinética son directamente las de la velocidad de reacción ($\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$). Por su parte, las unidades del miembro derecho son el producto de las unidades de la constante cinética ($\text{mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ min}^{-1}$) y de la función de concentraciones. Puesto que el volumen se mide en L, la unidad de concentración es: mol L^{-1} . En consecuencia, la unidad de la función de concentraciones será la concentración molar elevada al orden total de la reacción, n , que es la suma de los órdenes parciales ($\alpha, \beta, \dots$):

$$(\text{mol L}^{-1})^\alpha (\text{mol L}^{-1})^\beta \dots = (\text{mol L}^{-1})^{\alpha+\beta+\dots} = (\text{mol L}^{-1})^n$$

De la igualdad de unidades de los dos miembros de la ecuación cinética, operando y tomando logaritmos, se obtiene el orden total de la reacción, n :

$$\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1} = \text{mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ min}^{-1} (\text{mol L}^{-1})^n$$

$$\text{mol}^3 \text{ L}^{-3} = (\text{mol L}^{-1})^n$$

$$\log(\text{mol}^3 \text{ L}^{-3}) = \log(\text{mol L}^{-1})^n = n \log(\text{mol L}^{-1})$$

$$n = \frac{\log(\text{mol}^3 \text{ L}^{-3})}{\log(\text{mol L}^{-1})} = \frac{\log(\text{mol L}^{-1})^3}{\log(\text{mol L}^{-1})} = \frac{3 \log(\text{mol L}^{-1})}{\log(\text{mol L}^{-1})} = 3$$

Por consiguiente, el orden total de la reacción es 3, lo que se corresponde con la respuesta d.

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

CUESTIÓN 12

12) Señale la afirmación falsa:

- a) El modelo atómico de Rutherford permite explicar los resultados de los experimentos de dispersión de partículas α al atravesar una fina lámina de oro.
- b) El modelo mecano-cuántico del átomo permite explicar el espectro del átomo de hidrógeno.
- c) El número cuántico secundario o azimutal determina el tamaño y forma del orbital.
- d) Todo orbital, independientemente de su tamaño o forma, puede albergar un máximo de dos electrones.
- e) Se denominan orbitales degenerados a aquellos que tienen la misma energía.

Resolución

A continuación, se analizarán individualmente cada una de las afirmaciones del enunciado:

a) En los experimentos de dispersión de partículas α al atravesar una fina lámina de oro (realizadas por Rutherford y sus colaboradores, Geiger y Marsden), se comprueba cómo la mayoría de partículas α atraviesan la lámina sin desviarse, algunas se desvían pequeños ángulos (menores de 10°) y solo una pequeñísima parte se reflejaban o rebotaban en la lámina y retrocedían. De este modo, puesto que la mayoría de partículas α no se desvían, se concluyó que, al no encontrar estos obstáculos en su camino, la mayor parte del volumen de los átomos debe de estar vacío. Precisamente, en base a estos resultados, Rutherford propuso en 1911 su modelo atómico, que establece:

- El átomo está formado por un núcleo en el que se concentra la casi totalidad de la masa atómica, y toda la carga positiva.
- En torno a este núcleo, y a grandes distancias de él, giran los electrones con una velocidad tal que la “fuerza centrífuga” que se origina compense a la fuerza de atracción electrostática (realmente, para que la fuerza electrostática actúe como fuerza centrípeta).
- Para conservar la neutralidad del átomo, el número de cargas positivas del núcleo debe ser igual al de electrones que giran alrededor de él.

De esta forma, queda patente cómo el modelo de Rutherford permite explicar los experimentos de dispersión de partículas α , por lo que esta afirmación es verdadera.

b) Un espectro atómico consta de una serie de líneas que indican las frecuencias a las que los átomos absorben la luz que pasa por ellos (espectro de absorción) o a las que átomos excitados emiten luz (espectros de emisión), coincidiendo las frecuencias de ambos espectros. Así, los espectros atómicos prueban de forma concluyente que la energía es discontinua, de acuerdo con lo que afirma la hipótesis de Planck, con la que arranca la Teoría cuántica. De esta forma, únicamente los modelos atómicos que incorporan ideas cuánticas son capaces de explicar al menos algún espectro atómico. Así, los modelos de Bohr, de Bohr-Sommerfeld y el modelo mecano-cuántico incorporan ideas cuánticas, y todos ellos son capaces de describir el espectro del átomo de hidrógeno, al ser el más sencillo de todos. De hecho, el modelo atómico de Bohr, el primero y el más sencillo de

los tres modelos antes citados, tuvo gran repercusión precisamente por ser capaz de describir el espectro del átomo de hidrógeno, para el que los modelos atómicos enmarcados en su totalidad en la Física clásica (p. ej., el modelo de Rutherford) no encontraban explicación. En consecuencia, el modelo mecano-cuántico también puede explicar este espectro de hidrógeno, con lo que la afirmación b es verdadera.

- c) El número cuántico secundario o azimutal, l , que toma valores enteros entre 0 y $n-1$, determina la forma del orbital. Así, por ejemplo, los orbitales s ($l=0$) tienen forma esférica y los p ($l=1$) corresponden con dos lóbulos esféricos tangentes separados por un plano nodal (plano en el que la probabilidad de encontrar al electrón o densidad electrónica es nula). En cambio, el tamaño de los orbitales viene determinado por el número cuántico principal, n . En consecuencia, la afirmación c es falsa, lo que la convierte en la respuesta correcta.
- d) El Principio de exclusión de Pauli establece que no puede haber dos fermiones (partículas elementales con espín semientero) con todos sus números cuánticos iguales dentro del mismo sistema cuántico. Ello determina que en un mismo átomo no puedan existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales. Los electrones que se hallan en el mismo orbital, solo difieren en el número cuántico de espín, s , compartiendo los valores de los otros tres números cuánticos, que son precisamente los que definen al orbital (número cuántico principal, n ; número cuántico secundario o azimutal, l ; y número cuántico magnético, m). A su vez, dado que el número cuántico de espín, que describe el sentido de giro que puede tener el electrón en torno a su propio eje, solo puede tomar dos valores, $-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$ (hay dos únicos sentidos de giro), se concluye que un orbital puede albergar un máximo de dos electrones. Por lo tanto, la afirmación d es verdadera.
- e) Los orbitales que tienen una misma energía se llaman degenerados. Es el caso de los orbitales que comparten los mismos números cuánticos principal, n , y secundario o azimutal, l , en ausencia de campos externos: por ejemplo, los 3 orbitales p o los 5 orbitales d de un mismo nivel energético (n). En cambio, la presencia de campos magnéticos (efecto Zeeman) o de campos eléctricos intensos (efecto Stark) en una determinada dirección espacial, hace que los orbitales anteriores (que eran degenerados) pasen a tener energías ligeramente diferentes en función de su orientación espacial (definida por el número cuántico magnético, m), justificándose así el desdoblamiento de ciertas líneas espectrales. De acuerdo con lo expuesto, la afirmación e es verdadera.

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

CUESTIÓN 13

- 13) La configuración electrónica de un elemento en su estado fundamental es: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$. ¿Podría indicar de qué elemento se trata?
- a) Sb.
 - b) Te.
 - c) Bi.
 - d) Po.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La configuración electrónica del estado fundamental de un elemento permite identificar su electrón diferenciador, que es aquel que se añade al pasar del elemento anterior de la Tabla Periódica al elemento considerado. En el caso del elemento de la cuestión, los electrones más externos se encuentran en orbitales del sexto nivel energético ($n = 6$), de lo que se deduce que el elemento pertenece al período 6. A su vez, el electrón diferenciador ocupa el subnivel $6p$, que contiene 4 electrones. Puesto que los subniveles np se completan paulatinamente en los elementos de los grupos 13 al 18 de la Tabla Periódica, se concluye que el elemento buscado pertenece al grupo 16.

De esta forma, la resolución de la cuestión exige conocer el elemento que ocupa el período 6 y el grupo 16 de la Tabla Periódica. Para ello, se exponen a continuación los grupos 15 (nitrogenoideos) y 16 (anfígenos, al que pertenece el elemento de la cuestión), ya que los elementos de las posibles respuestas (a-d) pertenecen a uno de estos dos grupos. Debe recordarse que en esta tabla se omite el primer período porque está formado únicamente por el hidrógeno y el helio, de modo que los nitrogenoideos y los anfígenos no poseen ningún elemento en dicho período.

Período	Grupo	
	15	16
2	N (nitrógeno)	O (oxígeno)
3	P (fósforo)	S (azufre)
4	As (arsénico)	Se (selenio)
5	Sb (antimonio)	Te (telurio)
6	Bi (bismuto)	Po (polonio)
7	Mc (moscovio)	Lv (livermorio)

Así, se comprueba que el elemento que ocupa el período 6 y el grupo 16 es el polonio (Po), tal y como afirma la respuesta d.

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

CUESTIÓN 14

- 14) Un compuesto, MX, está formado por átomos de dos elementos, M y X. Si la diferencia de electronegatividad entre X y M, medida en la escala de Pauling, es igual a 4,8, ¿qué puede afirmar en relación a este compuesto?
- a) Es iónico.
 - b) Es covalente.
 - c) Es metálico.
 - d) No existe.
 - e) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

La electronegatividad, χ , es la propiedad periódica que mide la capacidad que tiene el átomo de un elemento para atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos de un enlace covalente cuando forma parte de un compuesto. Existen varias escalas de electronegatividades, siendo la más utilizada la propuesta por Pauling, que establece que la diferencia de electronegatividad entre dos elementos A y B es igual a:

$$|\chi_A - \chi_B| = 0,102 \sqrt{E_{AB} - \frac{1}{2}(E_{AA} + E_{BB})}$$

donde E_{IJ} es la energía de enlace I-J (en kJ/mol). En esta escala, al flúor se le asigna la máxima electronegatividad (3,98), y partiendo de esta se calculan la del resto de elementos. Así, el elemento de menor electronegatividad, el alcalino de mayor número atómico (el francio, Fr), presenta una electronegatividad de 0,7.

Por consiguiente, se concluye que ningún compuesto binario puede presentar una diferencia de electronegatividades de sus dos elementos mayor de 3,3 en la escala de Pauling. De esta forma, no existe ningún compuesto que tenga una diferencia de electronegatividades de los dos elementos que lo forman igual a 4,8, tal y como afirma la respuesta d.

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

CUESTIÓN 15

- 15) Señale la afirmación falsa en relación a las propiedades de los metales:
- a) Presentan elevada conductividad térmica y eléctrica.
 - b) Son frágiles.
 - c) Son maleables.
 - d) Sus puntos de fusión son variables, pero generalmente altos.
 - e) No se disuelven en los disolventes moleculares ordinarios (p. ej., agua, etanol, tolueno...).

Resolución

En primer lugar, se comenzará recordando que, en los metales, los átomos se unen mediante enlace metálico, de modo que los átomos de estos elementos cumplen la regla del octeto mediante la compartición de electrones de valencia de forma colectiva, caracterizados por su libertad para moverse en la estructura tridimensional que forman los cationes metálicos. Así, de acuerdo con la Teoría de Drude-Lorentz, la primera en explicar este enlace y en la que se ignora los niveles energéticos atómicos, los cristales metálicos están formados por cationes ordenados según una estructura regular inmersos en un “gas electrónico” formado por los electrones de valencia, que son comunes a todos los cationes del cristal.

En base a estas ideas, se pueden explicar buena parte de las propiedades de los metales, de modo que se pasa a analizar cada una de las afirmaciones relativas a estas propiedades:

- a) En los metales, los electrones de valencia, que pueden considerarse prácticamente libres para desplazarse en el interior de la estructura tridimensional de cationes, poseen una elevada movilidad, lo que explica que presenten una elevada conductividad térmica y eléctrica. En consecuencia, la afirmación a es verdadera.
- b) La deformación de los metales no implica ni rotura de enlaces ni mayor aproximación de iones de igual carga, ya que entre los cationes metálicos se encuentran los electrones de valencia que evitan una excesiva aproximación de aquellos, por lo que no se generan grandes repulsiones electrostáticas que podrían provocar la separación de planos cristalinos. De este modo, los metales son dúctiles, ya que se pueden deformar plásticamente (de forma permanente) sin experimentar rotura. Por lo tanto, los metales no son frágiles (materiales que se fracturan sin prácticamente deformarse), con lo que la respuesta b es falsa y, por consiguiente, es la respuesta correcta de la cuestión.
- c) La capacidad de los metales para deformarse plásticamente hace que sean también maleables, es decir, que puedan obtenerse de ellos láminas delgadas mediante una deformación por compresión (p. ej., en trenes de laminación). De esta forma, la afirmación c es verdadera.
- d) La estructura cristalina formada por cationes inmersos en un “gas electrónico” goza de gran estabilidad, como lo demuestra su elevada ductilidad, por lo que se requiere de gran energía para romper estas redes cristalinas y conseguir la movilidad de los átomos metálicos. Por ello, sus temperaturas de fusión, aunque variables, son generalmente altas, si bien suelen ser inferiores a las de los compuestos iónicos. Así, se concluye que la afirmación d es verdadera.

- e) De acuerdo con el viejo aforismo “semejante disuelve a semejante”, se espera que los metales, en los que se establecen enlaces metálicos entre sus átomos, se disuelvan bien en sustancias que presenten también enlace metálico, esto es, otros metales. En efecto, se disuelven bien unos metales en otros, dando lugar a aleaciones y amalgamas. En cambio, los metales no se disuelven en disolventes moleculares ordinarios, ni polares (p. ej., agua) ni apolares (p. ej., benceno), ya que presentan una estructura completamente distinta a la de los metales: los átomos de estos disolventes se unen mediante enlaces covalentes formando moléculas, que a su vez interaccionan unas con otras mediante fuerzas intermoleculares. Por lo tanto, la respuesta e también es verdadera.

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

CUESTIÓN 16

16) Indique la hibridación del átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco:

- a) sp^3 .
- b) sp^2 .
- c) sp .
- d) sp^3d .
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

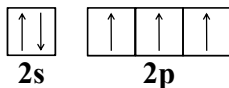
Resolución

Para determinar la hibridación del amoníaco, NH_3 , debe comenzarse por establecer la estructura óptima de Lewis de la molécula. Para ello, se selecciona el átomo central, que puesto que suele ser el átomo más electropositivo, siendo los átomos de hidrógeno, H, y de flúor, F, siempre terminales, se deduce que en este caso es el átomo de nitrógeno, N. A continuación, se escriben las configuraciones electrónicas del hidrógeno y del nitrógeno, representando con el diagrama de orbitales (en el que cada orbital viene representado por una caja y cada electrón por una flecha, cuyo sentido indica su espín) la configuración electrónica de la capa de valencia, para conocer qué orbitales están llenos, cuáles semillenos y cuáles vacíos:

H (Z=1): $1s^1$



N (Z=7): $[He] 2s^2 2p^3$



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, que en el caso del H es el helio, He (con 2 electrones en su capa de valencia, la única que dispone), y en el del N es el neón, Ne (con 8 electrones en su capa de valencia). Así, el número de electrones necesarios para que todos los átomos del amoníaco adquieran la configuración electrónica del gas noble más próximo, N, es:

$$N = 8 + 3 \cdot 2 = 14$$

Sin embargo, el número de electrones disponibles, D, teniendo en cuenta, tal y como se refleja en sus configuraciones electrónicas, que el hidrógeno tiene un único electrón en su capa de valencia (la única que tiene) y el nitrógeno 5 electrones, viene dado por:

$$D = 5 + 3 \cdot 1 = 8$$

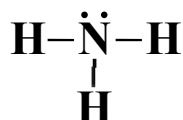
De este modo, el número de electrones compartidos, C, y el número de electrones solitarios, S, de la molécula de amoníaco se calculan a partir de N y D:

$$C = N - D = 14 - 8 = 6$$

$$S = D - C = 8 - 6 = 2$$

Puesto que se comparten 6 electrones y cada enlace covalente está formado por 2 electrones, quiere decir que se pueden formar 3 enlaces covalentes. Puesto que hay 4 átomos en la molécula de NH_3 , y una molécula de n átomos que tenga un átomo central requiere de al menos $n-1$ enlaces para que todos los átomos queden enlazados, se concluye que en el amoníaco se forman 3 enlaces N–H, uno por cada átomo de hidrógeno. En este caso, no es necesario promocionar ningún electrón a orbitales más energéticos en el átomo de nitrógeno (en ese caso, debería tenerse en cuenta que no existen orbitales 2d), ya que en la molécula se forman 3 enlaces N–H y el nitrógeno tiene disponibles 3 electrones desapareados en otros tantos orbitales 2p. Los 3 enlaces N–H son sencillos, por lo que son de tipo σ , al formarse por solapamiento frontal de un orbital híbrido semilleno (que alberga un solo electrón) del nitrógeno y el orbital 1s semilleno de cada átomo de hidrógeno. Y para que el átomo de N tenga los 8 electrones de valencia, al igual que el Ne, el par de electrones solitarios se le asigna al átomo de este elemento.

Por todo lo expuesto, el diagrama de Lewis de la molécula de amoníaco queda:



De esta forma, la hibridación del átomo central, en este caso del N, se determina considerando que el número de orbitales híbridos que deben formarse es igual a la suma del número de enlaces σ que establece el átomo central (3 en este caso) y del número de pares electrones solitarios que posee este (1 en este caso). Por consiguiente, en el amoníaco se requiere la formación de 4 orbitales híbridos, dado que el número de orbitales híbridos formados es igual al número de orbitales atómicos puros que se combinan para formar aquellos. Estos 4 orbitales atómicos puros que se hibridan serán el 2s y los tres orbitales 2p, por lo que se concluye que el átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco presenta hibridación sp^3 , lo que se corresponde con la respuesta a.

Este resultado concuerda con el hecho de que la geometría de la molécula sea del tipo pirámide trigonal. Así, la hibridación sp^3 presenta una geometría tetraédrica, resultado de disponer en el centro del tetraedro al átomo central (N) y hacia cada vértice del tetraedro un orbital híbrido sp^3 . La geometría molecular viene determinada por la posición de los núcleos de los átomos que forman la molécula. En el caso del amoníaco, en 3 de los vértices del tetraedro se disponen los átomos de hidrógeno, cuyo orbital 1s solapa con el orbital híbrido sp^3 orientado hacia dicho vértice, mientras que en un vértice del tetraedro no hay átomo alguno, al corresponder ese vértice al del orbital híbrido sp^3 con un par de electrones solitarios. De esta forma, se concluye la geometría de pirámide trigonal que presenta el amoníaco y que es la responsable de su momento dipolar, lo que confirma la respuesta antes señalada.

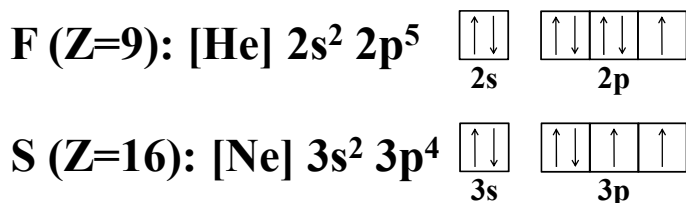
En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 17

- 17) Indique el/los ángulo(s) de enlace del SF₆:
- a) 109,5°.
 - b) 120°.
 - c) 90°.
 - d) 120° (ecuatoriales) y 90° (axiales).
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La obtención del ángulo de enlace del SF₆ implica conocer la geometría molecular, que viene determinada por la posición de los núcleos de los átomos que forman la molécula. A su vez, se ha de partir de la estructura óptima de Lewis de la molécula. Para ello, se selecciona el átomo central, que puesto que suele ser el átomo más electropositivo, siendo los átomos de hidrógeno, H, y de flúor, F, siempre terminales, se deduce que en este caso es el átomo de azufre, S. Seguidamente, se exponen las configuraciones electrónicas del azufre y del flúor, representando con el diagrama de orbitales (en el que cada orbital viene representado por una caja y cada electrón por una flecha, cuyo sentido indica su espín) la configuración electrónica de la capa de valencia, para conocer qué orbitales están llenos, cuáles semillenos y cuáles vacíos:



En general, de acuerdo a la regla del octeto, todos los elementos tienden a alcanzar su máxima estabilidad adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo. Así, en el caso del flúor tiende a adquirir la configuración electrónica del neón, Ne (con 8 electrones en su capa de valencia), y en el caso del S la del argón, Ar (con 8 electrones en su capa de valencia). El número de electrones necesarios para que todos los átomos del hexafluoruro de azufre, SF₆, adquieran la configuración electrónica del gas noble más próximo, N, es:

$$N = 8 + 6 \cdot 8 = 56$$

No obstante, el número de electrones disponibles, D, dado que el flúor tiene 7 electrones en su capa de valencia y el azufre tiene 6, es igual a:

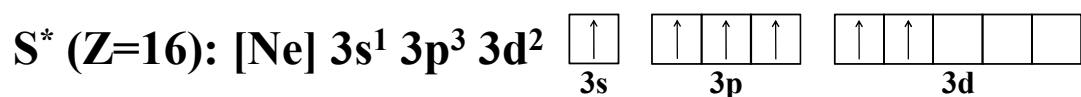
$$D = 6 + 6 \cdot 7 = 48$$

De este modo, el número de electrones compartidos, C, y el número de electrones solitarios, S, de la molécula de SF₆ se calculan a partir de N y D:

$$C = N - D = 56 - 48 = 8$$

$$S = D - C = 48 - 8 = 40$$

Puesto que se comparten 8 electrones y cada enlace covalente está formado por 2 electrones, quiere decir que se pueden formar 4 enlaces covalentes. Puesto que hay 7 átomos en la molécula de SF₆, y una molécula de n átomos que tenga un átomo central requiere de al menos n-1 enlaces para que todos los átomos queden enlazados, se concluye que en el hexafluoruro de azufre deben formarse 6 enlaces S-F, uno por cada átomo de flúor. Para ello, se requiere que el azufre promocione electrones a orbitales más energéticos, de modo que tenga tantos electrones desapareados en sus respectivos orbitales semillenos como enlaces vaya a formar (6 en este caso). En concreto, se promocionan 2 electrones del S (1 del orbital 3s y 1 del orbital 3p que se hallaba completo) a dos orbitales 3d, que se encuentran disponibles para que el azufre pueda expandir su octeto. De este modo, la nueva configuración electrónica del S queda:

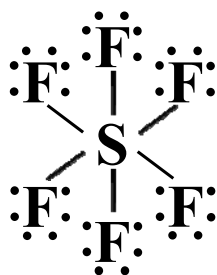


Ahora en la molécula habría 12 electrones compartidos en total: los 6 electrones desapareados del átomo de S y el electrón desapareado de cada uno de los 6 átomos de F. De esta forma, el número de electrones solitarios S es igual a:

$$S = D - C = 48 - 12 = 36$$

En consecuencia, en la molécula de SF₆ se forman 6 enlaces sencillos, por lo que son de tipo σ, al formarse por solapamiento frontal de un orbital híbrido semilleno (que contiene un solo electrón) del azufre y el orbital 2p semilleno de cada átomo de flúor. Y para que cada átomo de F tenga los 8 electrones de valencia se asigna a cada uno 6 electrones no compartidos, lo que permite repartir entre los 6 átomos de flúor los 36 electrones no compartidos.

Por todo lo expuesto, el diagrama de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre queda:



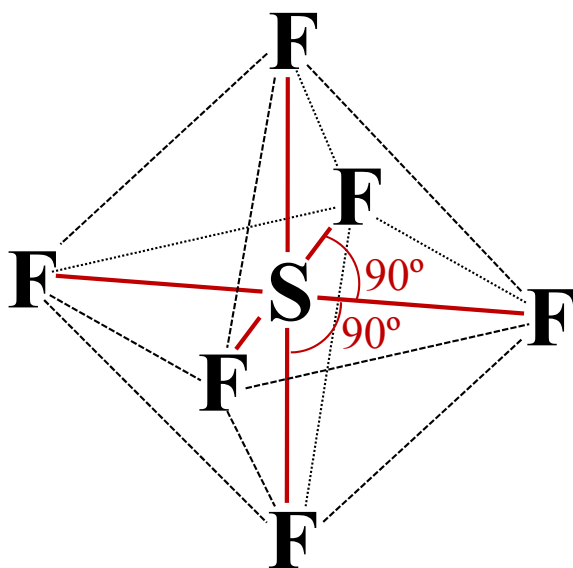
De esta forma, para determinar la geometría molecular de acuerdo a la Teoría del Enlace de Valencia combinada con la Teoría de la Hibridación, debe hallarse la hibridación del átomo de azufre (átomo central). Esta hibridación se determina considerando que el número de orbitales híbridos que deben formarse es igual a la suma del número de enlaces σ que establece el átomo central (6 en este caso) y del número de pares electrones solitarios que posee este (ninguno en este caso). Por consiguiente, en el SF₆ se requiere la formación de 6 orbitales híbridos, y dado que el número de orbitales híbridos formados es igual al número de orbitales atómicos puros que se combinan para

formar aquellos, estos 6 orbitales atómicos puros que se hibridan serán el 2s, los tres orbitales 2p y los dos orbitales 3d semillenos. Se concluye entonces que el átomo de azufre en la molécula de hexafluoruro de azufre presenta hibridación sp^3d^2 .

La hibridación sp^3d^2 , en la que todos los orbitales híbridos en la molécula de SF_6 son enlazantes (y cada uno solapa con el orbital 2p semilleno de un átomo de flúor), conduce a una geometría octaédrica, en la que los ángulos de enlace son todos iguales a 90° , minimizando así las repulsiones electrostáticas.

A la misma conclusión se llegaría aplicando la Teoría de la Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV), ya que al tener el azufre, con su octeto expandido, 6 pares de electrones enlazantes y ningún par de electrones no enlazante (o solitario), responde a una estructura de tipo AB_6 . La geometría de esta estructura es de tipo octaédrico, con ángulos de enlace de 90° , ya que así se minimiza la repulsión de las nubes electrónicas que rodean al átomo central.

De este modo, en base a lo expuesto anteriormente, a continuación se muestra la geometría del hexafluoruro de azufre:



Por consiguiente, todos los ángulos de enlace en la molécula de SF_6 son iguales a 90° , tal y como afirma la respuesta c.

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

CUESTIÓN 18

18) ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta mayor temperatura de ebullición?

- a) CH_3COOH .
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- c) CH_3OCH_3 .
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$.
- e) CH_3CH_3 .

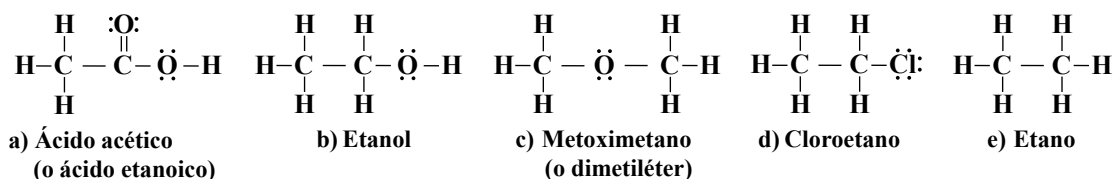
Resolución

Todos los compuestos de la cuestión son sustancias moleculares, esto es, están formados por moléculas: conjuntos definidos de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes, que tienen existencia independiente y fija. En este tipo de sustancias, la temperatura de ebullición depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares, de forma que cuanto más intensas sean estas, mayor es la temperatura de ebullición de las sustancias.

Existen diferentes tipos de fuerzas intermoleculares, destacando el enlace de hidrógeno por ser la de mayor intensidad de todas. Así, la energía del enlace de hidrógeno ($2\text{-}10 \text{ kcal mol}^{-1}$) es muy superior a la energía de las fuerzas de Van der Waals ($0,02\text{-}1 \text{ kcal mol}^{-1}$). De este modo, los compuestos que establezcan enlaces de hidrógeno tendrán temperaturas de ebullición significativamente mayores que la de los compuestos de similar masa molecular que no puedan formar enlaces de hidrógeno. En efecto, todas las sustancias de la cuestión son compuestos orgánicos de dos átomos de carbono, por lo que sus masas moleculares no diferirán en exceso y será el establecimiento (o no) de enlaces de hidrógeno el principal factor del que dependan sus temperaturas de ebullición.

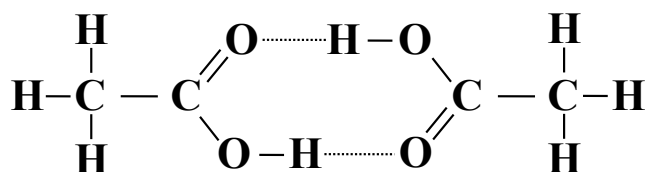
El enlace de hidrógeno se produce por la interacción que se establece entre el átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño (átomo A) con otro átomo muy electronegativo, de pequeño tamaño y con al menos un par de electrones no enlazantes (átomo B) de otra molécula (o de la misma, si se dan las condiciones apropiadas). De esta forma, los dos átomos electronegativos (A y B) quedan unidos a través del átomo de hidrógeno. En consecuencia, para que se establezca un enlace de hidrógeno, tanto el átomo A como el B deben ser flúor, oxígeno o nitrógeno, pudiendo ser A y B iguales (átomos del mismo elemento) o diferentes. Es decir, para que puedan formarse enlaces de hidrógeno entre moléculas iguales, en estas debe haber al menos un átomo de hidrógeno unido a un átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno.

Para conocer de entre los compuestos del enunciado cuáles son capaces de establecer enlaces de hidrógeno, se analizan sus diagramas de Lewis:



Como puede apreciarse, el metoximetano (c), el cloroetano (d) y el etano (e), que no contienen ningún enlace entre un átomo de hidrógeno y uno de flúor, oxígeno o nitrógeno, no pueden formar enlaces de hidrógeno. En cambio, el ácido acético (a) y el etanol (b) sí pueden establecer puentes de hidrógeno, de modo que se descartan las respuestas c-e.

La respuesta a la cuestión se reduce ahora a determinar, entre el ácido acético y el etanol, cuál presenta mayor temperatura de ebullición, puesto que ambos pueden formar enlaces de hidrógeno. Sin embargo, debe considerarse que entre dos moléculas de etanol se forma un único enlace de hidrógeno (entre el H unido al O de una molécula y el O de otra), mientras que el ácido carboxílico puede establecer con facilidad dos enlaces de hidrógeno, pudiendo dar lugar a dímeros:



De esta forma, las interacciones intermoleculares en el ácido acético, al poder formar con facilidad dos enlaces de hidrógeno entre cada par de moléculas, son mayores que en el etanol, en el que solo se da un enlace de hidrógeno por cada par. Además, la polaridad adicional del doble enlace C = O presente en el ácido acético y ausente en el etanol, así como la mayor masa molecular del ácido acético (60 u) frente a la del etanol (46 u), determinan que las fuerzas de Van der Waals sean algo más intensas en el ácido acético que en el etanol. Ello reforzaría la conclusión de que las fuerzas intermoleculares son mayores en el ácido acético que en el etanol.

Por consiguiente, dado que en el ácido acético las fuerzas intermoleculares son mayores que en el etanol, el ácido acético será el que presente la mayor temperatura de ebullición. Esta conclusión viene confirmada por los datos experimentales de las temperaturas de ebullición de los compuestos de la cuestión:

- a) CH₃COOH: 118 °C.
- b) CH₃CH₂OH: 78 °C.
- c) CH₃OCH₃: - 24 °C.
- d) CH₃CH₂Cl: 12 °C.
- e) CH₃CH₃: - 89 °C.

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

CUESTIÓN 19

19) Ordene las siguientes sustancias de menor a mayor temperatura de fusión:

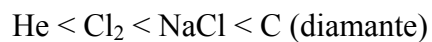
- a) $\text{Cl}_2 < \text{He} < \text{C (diamante)} < \text{NaCl}$.
- b) $\text{He} < \text{NaCl} < \text{Cl}_2 < \text{C (diamante)}$.
- c) $\text{Cl}_2 < \text{He} < \text{NaCl} < \text{C (diamante)}$.
- d) $\text{He} < \text{Cl}_2 < \text{C (diamante)} < \text{NaCl}$.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La resolución de esta cuestión exige conocer el tipo de sustancia que es cada una de las mencionadas en el enunciado, lo que se indica a continuación:

- Helio, He: es un gas noble, por lo que forma una sustancia simple, al estar constituido por átomos individuales, entre los que se establecen débiles fuerzas de dispersión de London (o fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido), que son las más débiles de las fuerzas intermoleculares.
- Cloro, Cl_2 : es una sustancia molecular, en la que cada molécula de cloro está formada por dos átomos de este elemento. Al ser una molécula diatómica homonuclear, es apolar, por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que se establecen son también las fuerzas de dispersión. Puesto que estas fuerzas de dispersión aumentan con la masa molecular, y la masa molecular del Cl_2 es muy superior a la del He, se concluye que las fuerzas intermoleculares serán mayores en el Cl_2 que en el He, por lo que la temperatura de fusión de aquel será mayor que la de este gas noble.
- Cloruro de sodio, NaCl: es un compuesto iónico, ya que está formado por dos elementos de muy diferente electronegatividad: el sodio, un metal alcalino de muy baja electronegatividad, y el cloro, un halógeno muy electronegativo. De este modo, la temperatura de fusión del NaCl será elevada, como corresponde a los compuestos iónicos. Ello se debe a que los compuestos iónicos, debido a la fuerte atracción electrostática de los iones, poseen una alta energía reticular, que debe aportarse al compuesto para que los iones puedan abandonar el cristal y alcanzar la movilidad en estado líquido, para lo que se precisa de elevadas temperaturas (que serán mayores cuanto mayor sea la energía reticular del compuesto). Se deduce de este modo que la temperatura de fusión del NaCl será muy superior a la del helio y a la del cloro.
- Carbono, C (diamante): el diamante es una variedad alotrópica del carbono en la que cada átomo de C, que presenta hibridación sp^3 y ocupa el centro de un tetraedro, se enlaza con otros 4 átomos de C colocados en los vértices de este tetraedro, extendiéndose esta disposición en las tres direcciones del espacio. Por lo tanto, el diamante es un sólido o cristal covalente, al estar formado por átomos de carbono unidos por enlaces covalentes que se extienden en todas las direcciones formando estructuras cristalinas (ordenadas). De esta forma, la temperatura de fusión del diamante, como la de los cristales covalentes en general, es muy elevada, ya que para separar los átomos de carbono de la red al pasarlos a estado líquido es necesario romper enlaces covalentes, lo que precisa de una energía aún mayor que la necesaria para romper los compuestos iónicos típicos, como el NaCl. En consecuencia, la temperatura de fusión del diamante es la mayor de las 4 sustancias expuestas en el enunciado de la cuestión.

De esta forma, se concluye que el orden de las sustancias, de menor a mayor temperatura de fusión, es:



Este orden viene confirmado por los datos experimentales de las temperaturas de fusión de estas sustancias:

- Helio, He: $-272\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Cloro, Cl_2 : $-102\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Cloruro de sodio, NaCl: $801\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Carbono, C (diamante): $3550\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Como puede apreciarse, ninguna de las respuestas a-d expone el orden correcto, lo que hace que la respuesta e pase a ser la correcta.

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

CUESTIÓN 20

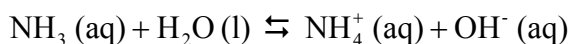
- 20) El carácter básico del amoníaco puede ser explicado por las teorías ácido-base de:
- a) Arrhenius.
 - b) Lewis y Arrhenius.
 - c) Lewis y Brønsted-Lowry.
 - d) Arrhenius y Brønsted-Lowry.
 - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Para responder a esta cuestión, se repasarán las distintas definiciones de base que dan las teorías ácido-base citadas en el enunciado.

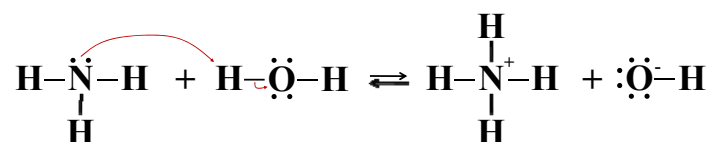
De acuerdo a la Teoría de Arrhenius, base es “toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando lugar a iones hidróxido, OH^- ”. Puesto que el amoníaco no posee ningún grupo OH^- en su molécula, se deduce que su carácter básico no puede ser explicado por la Teoría de Arrhenius, lo que convierte a las respuestas a, b y d en incorrectas.

Por su parte, la Teoría de Brønsted-Lowry establece que una base es “toda sustancia capaz de aceptar protones, H^+ , de otra sustancia”. Así, por ejemplo, el amoníaco en agua sí responde a esta definición de base, ya que el NH_3 acepta un protón del H_2O (que actúa como ácido en este caso), originándose iones OH^- que darían al medio de reacción un carácter alcalino, según:



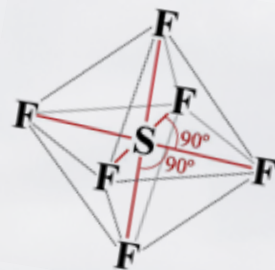
De este modo, la Teoría de Brønsted-Lowry sí permite describir el carácter básico del amoníaco.

Según la Teoría de Lewis, una base es “toda especie que cede, para compartir, un par de electrones”, de modo que las bases de Lewis tienen pares electrónicos solitarios en su capa de valencia. Este es el caso del átomo de nitrógeno de la molécula de amoníaco, que emplea su par de electrones solitario para formar un enlace covalente coordinado con el protón que adiciona al reaccionar con el agua, tal y como se expone a continuación, empleando los respectivos diagramas de Lewis:



En consecuencia, el carácter básico del amoníaco también puede ser explicado por la Teoría de Lewis, lo que es lógico por otro lado, al ser la más general de las tres mencionadas. Ello hace que la respuesta c sea correcta y, por lo tanto, la e sea falsa.

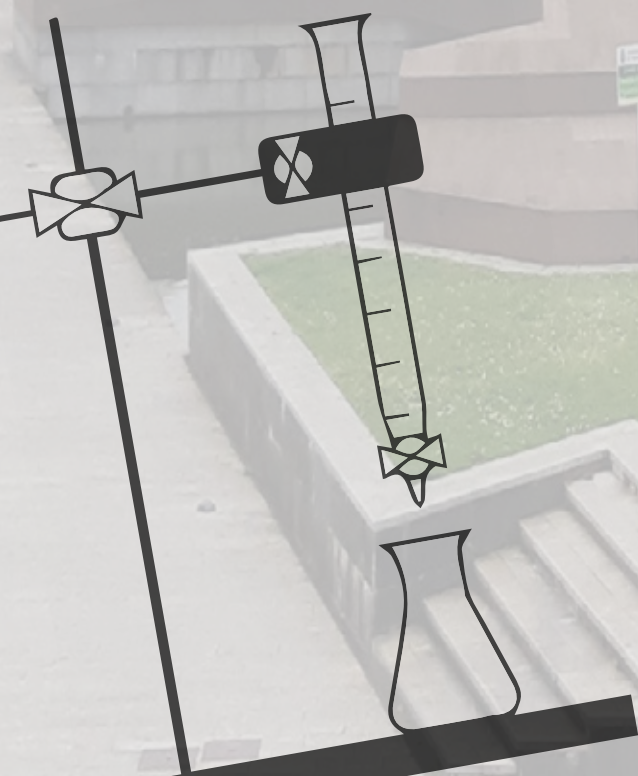
En resumen, **la respuesta correcta es la c.**



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

PROBLEMAS

ENUNCIADOS



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

PROBLEMAS

14 de julio de 2020

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

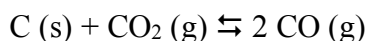
Se dispone de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en oxidano cuya densidad es, a temperatura ambiente, aproximadamente igual a $1,02 \text{ g cm}^{-3}$. Conociendo que la concentración de glucosa es del 2,00 % en masa, calcule:

- a) La concentración molar de la disolución. **(0,5 puntos)**
- b) La temperatura de fusión de la disolución. **(0,75 puntos)**

PROBLEMA 2

El monóxido de carbono es un gas incoloro, inodoro y tóxico, que se genera en gran medida, dentro de las fuentes antropogénicas, en combustiones incompletas, que transcurren con déficit de oxígeno. Sin embargo, este gas es de gran relevancia para la industria química como intermedio en la producción de un amplio abanico de compuestos químicos, así como es de esperar que juegue un importante papel en la obtención de combustibles. En este sentido, en la Universidad de Cantabria, una de las líneas de investigación del grupo PAS (Procesos Avanzados de Separación) precisamente se centra en el diseño de nuevas membranas poliméricas compuestas para recuperar monóxido de carbono (e hidrógeno) de corrientes de postcombustión, permitiendo la valorización energética de estos gases.

Un alumno de Ingeniería Química, con el objetivo de estudiar la síntesis de monóxido de carbono mediante la reacción:



introduce cierta cantidad de carbono y dióxido de carbono en un recipiente de volumen constante igual a 5,00 L, presurizado y ubicado en el interior de un horno, que permite mantener al reactor a una temperatura constante de 900 °C. Alcanzado el equilibrio, este alumno, mediante análisis, determina que en el reactor hay 3,10 g de carbono, 2,29 g de dióxido de carbono y 8,55 g de monóxido de carbono.

- a) Determine la constante de equilibrio K_p de la reacción anterior, a 900 °C. **(0,75 puntos)**
- b) Calcule la masa de dióxido de carbono y de monóxido de carbono que habrá en el reactor transcurrido un tiempo muy largo después de introducir en el mismo reactor vacío 5,00 g de carbono y 60,0 g de dióxido de carbono, a 900 °C. **(0,75 puntos)**

PROBLEMA 3

En un recipiente se disponen 300 mL de una disolución acuosa de amoníaco, de concentración $4,0 \text{ g L}^{-1}$. A continuación se añade a la disolución 1,0 g de cloruro de amonio, se agita con una varilla y se vierte todo ello en un matraz aforado de 1,0 L, en donde se añade agua hasta enrasar. En relación a la disolución final obtenida:

- a) Determine su pH. **(0,5 puntos)**
- b) Determine la solubilidad del hidróxido de magnesio en la misma, asumiendo que el pH permanece en todo momento constante (si no ha podido obtener este dato en el apartado a, considere que $\text{pH} = 10$). **(0,75 puntos)**

DATOS:

Masas atómicas relativas: $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{C}) = 12,0$; $A_r(\text{N}) = 14,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$;

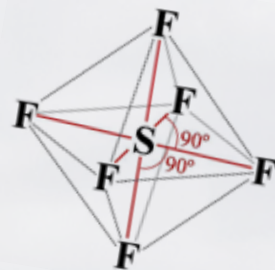
$A_r(\text{Mg}) = 24,3$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

Constante crioscópica, $K_c (\text{K kg mol}^{-1})$: $K_{c,\text{oxidano}} = 1,86$.

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

Producto de solubilidad, K_{ps} : $K_{ps,\text{hidróxido de magnesio}} = 1,2 \cdot 10^{-11}$.

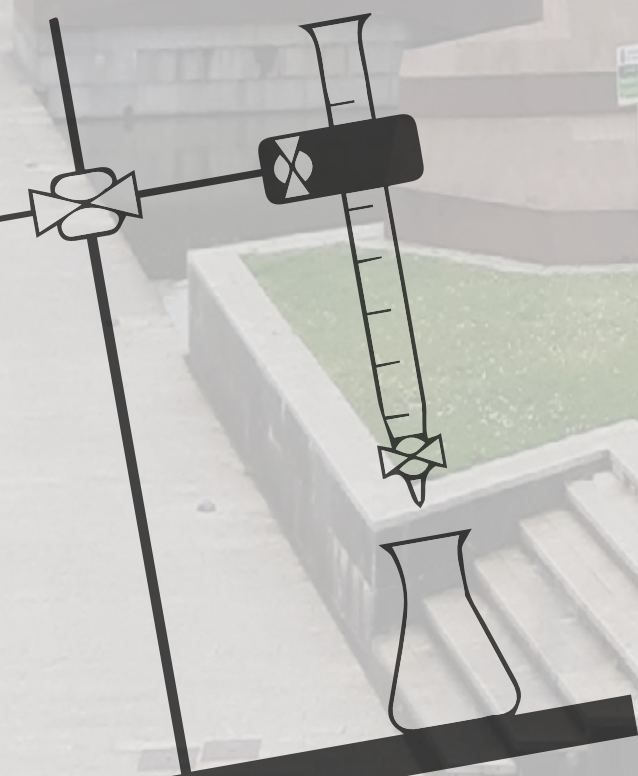
$R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

PROBLEMAS

RESOLUCIÓN



PROBLEMA 1

Se dispone de una disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en oxidano cuya densidad es, a temperatura ambiente, aproximadamente igual a $1,02 \text{ g cm}^{-3}$. Conociendo que la concentración de glucosa es del 2,00 % en masa, calcule:

- a) La concentración molar de la disolución. **(0,5 puntos)**
- b) La temperatura de fusión de la disolución. **(0,75 puntos)**

Resolución

Apartado a:

Como base de cálculo para determinar la concentración molar de la disolución, se tomarán 100 g de esta. Conocida la concentración, expresada como % en masa, se puede determinar la masa de soluto ($C_6H_{12}O_6$) contenida en los 100 g de disolución ($m_{\text{disolución}}$):

$$\% m_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{m_{\text{disolución}}} 100 \Rightarrow m_{C_6H_{12}O_6} = \frac{\% m_{C_6H_{12}O_6} \cdot m_{\text{disolución}}}{100} = \frac{2,00 \cdot 100 \text{ g}}{100} = 2,00 \text{ g} \quad [1.1]$$

A partir de la masa de glucosa, una vez determinada la masa molar de este compuesto, $M_{C_6H_{12}O_6}$:

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 6 \cdot 12,0 \text{ g mol}^{-1} + 12 \cdot 1,0 \text{ g mol}^{-1} + 6 \cdot 16,0 \text{ g mol}^{-1} = 180,0 \text{ g mol}^{-1} \quad [1.2]$$

se calcula el número de moles de glucosa contenidos en 100 g de disolución:

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6}} = \frac{2,00 \text{ g}}{180,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0111 \text{ mol} \quad [1.3]$$

Por su parte, a partir del dato de densidad, ρ , se halla el volumen que ocupan los 100 g de disolución:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{\rho_{\text{disolución}}} = \frac{100 \text{ g}}{1,02 \text{ g cm}^{-3}} = 98,0 \text{ cm}^3 = 0,0980 \text{ L} \quad [1.4]$$

De esta forma, a partir de $n_{C_6H_{12}O_6}$ y de $V_{\text{disolución}}$, se determina la concentración molar de la disolución, $[C_6H_{12}O_6]$:

$$[C_6H_{12}O_6] = \frac{n_{C_6H_{12}O_6}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,0111 \text{ mol}}{0,0980 \text{ L}} = \mathbf{0,113 \text{ mol L}^{-1}} \quad [1.5]$$

Debe resaltarse que este apartado se podría haber resuelto directamente mediante el empleo de factores de conversión, partiendo del dato de concentración en masa:

$$[C_6H_{12}O_6] = \frac{2,00 \text{ g } C_6H_{12}O_6}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180,0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1,02 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,113 \text{ mol L}^{-1} \quad [1.6]$$

Apartado b:

En disoluciones diluidas de no electrolitos (a las que puede aproximarse la disolución del problema), el descenso crioscópico que experimenta la temperatura de fusión (o de congelación) de la disolución respecto de la del disolvente puro (agua u oxidano), ΔT_f , viene dado por:

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f = K_c m \quad [1.7]$$

donde T_f° es la temperatura de fusión del disolvente puro (agua u oxidano, 0 °C), T_f es la temperatura de fusión de la disolución, K_c es la constante crioscópica del disolvente (1,86 K kg mol⁻¹) y m es la molalidad de la disolución. Por definición, m se calcula según:

$$m = \frac{n_{C_6H_{12}O_6} \text{ (mol)}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \quad [1.8]$$

Retomando los 100 g de disolución como base de cálculo, se conoce que $n_{C_6H_{12}O_6} = 0,0111 \text{ mol}$, mientras que $m_{\text{disolvente}}$ se calcula por diferencia:

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{C_6H_{12}O_6} = 100 \text{ g} - 2,00 \text{ g} = 98,0 \text{ g} = 0,0980 \text{ kg} \quad [1.9]$$

Conocidos $n_{C_6H_{12}O_6}$ y $m_{\text{disolvente}}$, se halla m mediante [1.8]:

$$m = \frac{0,0111 \text{ mol}}{0,0980 \text{ kg}} = 0,113 \text{ mol kg}^{-1} \quad [1.10]$$

A su vez, a partir de K_c y m , se calcula ΔT_f según [1.7]:

$$\Delta T_f = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1} \cdot 0,113 \text{ mol kg}^{-1} = 0,210 \text{ K} = 0,210 \text{ °C} \quad [1.11]$$

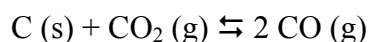
Finalmente, la temperatura de fusión de la disolución se despeja también de la ecuación [1.7]:

$$T_f = T_f^\circ - \Delta T_f = 0 \text{ °C} - 0,210 \text{ °C} = -0,210 \text{ °C} \quad [1.12]$$

PROBLEMA 2

El monóxido de carbono es un gas incoloro, inodoro y tóxico, que se genera en gran medida, dentro de las fuentes antropogénicas, en combustiones incompletas, que transcurren con déficit de oxígeno. Sin embargo, este gas es de gran relevancia para la industria química como intermedio en la producción de un amplio abanico de compuestos químicos, así como es de esperar que juegue un importante papel en la obtención de combustibles. En este sentido, en la Universidad de Cantabria, una de las líneas de investigación del grupo PAS (Procesos Avanzados de Separación) precisamente se centra en el diseño de nuevas membranas poliméricas compuestas para recuperar monóxido de carbono (e hidrógeno) de corrientes de postcombustión, permitiendo la valorización energética de estos gases.

Un alumno de Ingeniería Química, con el objetivo de estudiar la síntesis de monóxido de carbono mediante la reacción:



introduce cierta cantidad de carbono y dióxido de carbono en un recipiente de volumen constante igual a 5,00 L, presurizado y ubicado en el interior de un horno, que permite mantener al reactor a una temperatura constante de 900 °C. Alcanzado el equilibrio, este alumno, mediante análisis, determina que en el reactor hay 3,10 g de carbono, 2,29 g de dióxido de carbono y 8,55 g de monóxido de carbono.

- a) Determine la constante de equilibrio K_p de la reacción anterior, a 900 °C. **(0,75 puntos)**
- b) Calcule la masa de dióxido de carbono y de monóxido de carbono que habrá en el reactor transcurrido un tiempo muy largo después de introducir en el mismo reactor vacío 5,00 g de carbono y 60,0 g de dióxido de carbono, a 900 °C. **(0,75 puntos)**

Resolución

Apartado a:

La expresión de K_p para la reacción reversible del problema, teniendo en cuenta que en estas expresiones de la constante de equilibrio no se tienen en cuenta los componentes en fase sólida ni los líquidos puros, viene dada por:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} \quad [2.1]$$

A su vez, las presiones parciales de CO, P_{CO} , y CO_2 , P_{CO_2} , se hallan mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P_i V = n_i R T \Rightarrow P_i = \frac{n_i R T}{V} \quad [2.2]$$

donde el número de moles del componente i se calcula mediante:

$$n_i = \frac{m_i}{M_i} \quad [2.3]$$

De este modo, se calculan las masas molares de CO y CO₂:

$$M_{\text{CO}} = 12,0 \text{ g mol}^{-1} + 16,0 \text{ g mol}^{-1} = 28,0 \text{ g mol}^{-1} \quad [2.4]$$

$$M_{\text{CO}_2} = 12,0 \text{ g mol}^{-1} + 2 \cdot 16,0 \text{ g mol}^{-1} = 44,0 \text{ g mol}^{-1} \quad [2.5]$$

A partir de estos resultados, empleando la ecuación [2.3] se determinan n_{CO} y n_{CO_2} :

$$n_{\text{CO}} = \frac{8,55 \text{ g}}{28,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,305 \text{ mol} \quad [2.6]$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{2,29 \text{ g}}{44,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0520 \text{ mol} \quad [2.7]$$

Y mediante [2.2], conociendo que $T = 900 \text{ }^\circ\text{C} = 1173 \text{ K}$ y $V = 5,00 \text{ L}$, se hallan P_{CO} y P_{CO_2} :

$$P_{\text{CO}} = \frac{0,305 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 1173 \text{ K}}{5,00 \text{ L}} = 5,87 \text{ atm} \quad [2.8]$$

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{0,0520 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 1173 \text{ K}}{5,00 \text{ L}} = 1,00 \text{ atm} \quad [2.9]$$

Por lo tanto, K_p queda:

$$K_p = \frac{5,87^2}{1,00^2} = 34,5 \quad [2.10]$$

Asimismo, debe aclararse que K_p también puede calcularse a partir de K_c mediante la relación:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad [2.11]$$

donde Δn expresa la variación de moles gaseosos en la reacción ($\Delta n = 2 - 1 = 1$) y K_c se obtiene de la aplicación de la Ley de Acción de Masas:

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{CO}}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{CO}_2}}{V}} = \frac{n_{\text{CO}}^2}{n_{\text{CO}_2} V} = \frac{0,305^2}{0,0520 \cdot 5,00} = 0,358 \quad [2.12]$$

Sustituyendo [2.12] en [2.11], se vuelve a obtener K_p :

$$K_p = 0,358 \cdot 0,082 \cdot 1173 = 34,4 \quad [2.13]$$

La diferencia en la última cifra significativa en el valor de K_p obtenido mediante este segundo procedimiento se debe a errores de redondeo en los cálculos intermedios.

Apartado b:

Antes de plantear el equilibrio químico que se establece en la reacción, se expresan los gramos iniciales en moles, ya que los cálculos estequiométricos se realizan con la magnitud cantidad de sustancia:

$$n_{C,0} = \frac{5,00 \text{ g}}{12,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,417 \text{ mol} \quad [2.14]$$

$$n_{CO_2,0} = \frac{60,0 \text{ g}}{44,0 \text{ g mol}^{-1}} = 1,36 \text{ mol} \quad [2.15]$$

Puesto que no hay nada de CO (el único producto de la reacción), está claro que el sistema se desplazará hacia los productos hasta alcanzar el equilibrio; es decir, puesto que el cociente de la reacción $Q = 0$, $Q < K$, por lo que el sistema se desplaza hacia la derecha de la reacción. De este modo, los cálculos estequiométricos quedan:

	C (s)	+	CO ₂ (g)	⇌	2 CO (g)
Inicial	0,417		1,36		0
Reacciona	- x		- x		2x
Equilibrio	0,417 - x		1,36 - x		2x

Puesto que los cálculos estequiométricos se realizan con moles, se hallarán los moles de los componentes gaseosos en el equilibrio (es decir, se calculará x) mediante la expresión de K_c (en caso de no haberla obtenido en el apdo. a, se determina a partir de K_p empleando la relación [2.11]):

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{n_{CO}^2}{n_{CO_2} V} = \frac{(2x)^2}{(1,36 - x) \cdot 5,00} = 0,358 \quad [2.16]$$

Desarrollando [2.16], se obtiene una ecuación de segundo grado en x:

$$4x^2 + 1,79x - 2,434 = 0 \quad [2.17]$$

con lo que se obtiene:

$$x = \frac{-1,79 \pm \sqrt{1,79^2 - 4 \cdot 4 \cdot (-2,434)}}{2 \cdot 4} = \begin{cases} 0,588 \\ -1,04 \end{cases} \quad [2.18]$$

La solución $x = -1,04$ no es válida, por cuanto conduce a un número de moles en el equilibrio de CO negativo ($2x = -2,08$ mol), lo que carece de significado físico. Por otro lado, la solución $x = 0,588$ conduce también a una cantidad de sustancia negativa para el carbono ($0,417 - x = 0,417 - 0,588 = -0,171$ mol), por lo que tampoco es válida. Se concluye así que el C se agota antes de que el sistema alcance el equilibrio (al no alcanzarse este estado, no se verifican las expresiones de la constante de equilibrio en el estado final), por lo que los cálculos estequiométricos deben repetirse tratando a la reacción como si fuese irreversible con el C como reactivo limitante:

	C (s)	+	CO ₂ (g)	⇌	2 CO (g)
Inicial	0,417		1,36		0
Reacciona	-0,417		-0,417		2·0,417
Final	0		0,943		0,834

En consecuencia, se concluye que en el estado final, para el que ha transcurrido un tiempo muy largo, se tiene:

$n_C = 0$ (como es lógico, al ser el reactivo limitante)

$n_{CO_2} = 0,943$ mol

$n_{CO} = 0,834$ mol

Finalmente, mediante las masas molares ([2.4] y [2.5]), se hallan las masas de CO₂ y CO transcurrido un tiempo muy largo:

$m_{CO_2} = 0,943 \text{ mol} \cdot 44,0 \text{ g/mol} = \mathbf{41,5 \text{ g}}$

$m_{CO} = 0,834 \text{ mol} \cdot 28,0 \text{ g/mol} = \mathbf{23,4 \text{ g}}$

PROBLEMA 3

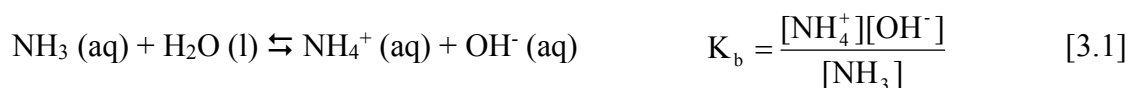
En un recipiente se disponen 300 mL de una disolución acuosa de amoníaco, de concentración $4,0 \text{ g L}^{-1}$. A continuación se añade a la disolución 1,0 g de cloruro de amonio, se agita con una varilla y se vierte todo ello en un matraz aforado de 1,0 L, en donde se añade agua hasta enrasar. En relación a la disolución final obtenida:

- a) Determine su pH. **(0,5 puntos)**
b) Determine la solubilidad del hidróxido de magnesio en la misma, asumiendo que el pH permanece en todo momento constante (si no ha podido obtener este dato en el apartado a, considere que $\text{pH} = 10$). **(0,75 puntos)**

Resolución

Apartado a:

La disolución formada en el problema contiene amoníaco (NH_3) y cloruro de amonio (NH_4Cl). Así, contiene una base débil y una de sus sales, por lo que al estar presentes los dos componentes de un mismo par conjugado ácido-base ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$), se trata de una disolución reguladora:



Por lo tanto, el pH de esta disolución se determina mediante la ecuación de Henderson-Hasselbalch, que establece el pH de las disoluciones reguladoras:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad [3.2]$$

donde pK_a se relaciona con la constante de basicidad, K_b , del amoníaco mediante:

$$\text{pK}_a = -\log(K_a) = -\log\left(\frac{K_w}{K_b}\right) \quad [3.3]$$

donde, a su vez, K_w es el producto iónico del agua, que a 25°C (temperatura a la que se supone que está la disolución del problema, al no informarse de esta variable) es igual a 10^{-14} .

No obstante, la resolución del problema no precisa conocer la ecuación de Henderson-Hasselbalch, ya que el pH se puede deducir sin dificultad a partir de K_b . De este modo, conocido K_b del amoníaco [3.1], la constante de acidez, K_a , asociada a este par conjugado verifica:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad [3.4]$$

Si se despeja $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de [3.4], se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad [3.5]$$

Y si en [3.5] se toma el $-\log$ de los dos miembros de la ecuación, y se tienen en cuenta las definiciones de pH y $\text{p}K_a$, se llega a demostrar la mencionada ecuación de Henderson-Hasselbalch ([3.2] = [3.7]):

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log\left(\frac{K_a [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}\right) = -\log(K_a) - \log\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = -\log(K_a) + \log\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad [3.6]$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad [3.7]$$

Por lo tanto, para calcular el pH se precisa conocer los valores de $\text{p}K_a$ y de las concentraciones molares de amoníaco, $[\text{NH}_3]$, y de amonio $[\text{NH}_4^+]$. Con respecto a $\text{p}K_a$, se obtiene mediante la ecuación [3.3]:

$$\text{p}K_a = -\log\left(\frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}\right) = 9,26 \quad [3.8]$$

Puesto que el NH_3 es una base débil, su equilibrio ácido-base ([3.1]) está poco desplazado hacia los productos, por lo que la mayoría del NH_4^+ procederá de la sal (NH_4Cl), que es un electrolito fuerte y está totalmente disociado, por lo que puede aproximarse que en el equilibrio:

$$[\text{NH}_4^+] \approx [\text{NH}_4\text{Cl}]_0 = \frac{n_{\text{NH}_4\text{Cl},0}}{V} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl},0}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}} V} \quad [3.9]$$

donde la masa molar del cloruro de amonio verifica:

$$M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 14,0 \text{ g mol}^{-1} + 4 \cdot 1,0 \text{ g mol}^{-1} + 35,5 \text{ g mol}^{-1} = 53,5 \text{ g mol}^{-1} \quad [3.10]$$

Por lo tanto, $[\text{NH}_4^+]$ queda:

$$[\text{NH}_4^+] \approx \frac{1,0 \text{ g}}{53,5 \text{ g mol}^{-1} \cdot 1,0 \text{ L}} = 0,0187 \text{ mol L}^{-1} \quad [3.11]$$

Por su parte, la disociación de NH_4Cl , liberando NH_4^+ hace que, por efecto del ion común, el equilibrio del amoníaco se desplace hacia los reactivos aún más, con lo que puede suponerse que la concentración de NH_3 en el equilibrio, $[\text{NH}_3]$, verifica:

$$[\text{NH}_3] \approx [\text{NH}_3]_0 = \frac{n_{\text{NH}_3,0}}{V} = \frac{m_{\text{NH}_3,0}}{M_{\text{NH}_3} V} = \frac{c_{\text{NH}_3,0} \cdot V_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3} V} \quad [3.12]$$

donde $c_{\text{NH}_3,0} = 4,0 \text{ g L}^{-1}$, $V_{\text{NH}_3} = 300 \text{ mL} = 0,300 \text{ L}$ y M_{NH_3} es igual a:

$$M_{\text{NH}_3} = 14,0 \text{ g mol}^{-1} + 3 \cdot 1,0 \text{ g mol}^{-1} = 17,0 \text{ g mol}^{-1} \quad [3.13]$$

De esta forma, $[\text{NH}_3]$ verifica:

$$[\text{NH}_3] \approx \frac{4,0 \text{ g L}^{-1} \cdot 0,300 \text{ L}}{17,0 \text{ g mol}^{-1} \cdot 1,0 \text{ L}} = 0,0706 \text{ mol L}^{-1} \quad [3.14]$$

Así, conocidos pK_a , $[\text{NH}_3]$ y $[\text{NH}_4^+]$, se calcula el pH mediante [3.2]/[3.7]:

$$\text{pH} = 9,26 + \log \left(\frac{0,0706 \text{ mol L}^{-1}}{0,0187 \text{ mol L}^{-1}} \right) = 9,8 \quad [3.15]$$

Otra forma alternativa del resolver este apartado, sin ni siquiera tener conocimiento específico del cálculo de pH en disoluciones reguladoras, consistiría en despejar directamente la concentración $[\text{OH}^-]$ de la expresión de K_b [3.1], manteniendo las hipótesis expresadas en las ecuaciones [3.9] y [3.12]:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad [3.16]$$

Sustituyendo:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,0706}{0,0187} = 6,80 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad [3.17]$$

Mediante el producto iónico del agua, K_w , se determina $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{6,80 \cdot 10^{-5}} = 1,47 \cdot 10^{-10} \text{ M} \quad [3.18]$$

Y mediante su definición, se calcula el pH, coincidiendo con el resultado anteriormente obtenido:

$$\text{pH} = -\log(1,47 \cdot 10^{-10}) = 9,8 \quad [3.19]$$

Apartado b:

En el equilibrio de solubilidad del hidróxido de magnesio, se verifica:



La solubilidad, s , de un compuesto en una disolución se define como la concentración molar del mismo en la disolución saturada. Como en este problema el pH es constante, la concentración de $[\text{OH}^-]$ está fijada, y dado que por cada mol de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ disuelto se libera un mol de Mg^{2+} , se cumplirá que $s = [\text{Mg}^{2+}]$. De esta forma, a partir de la expresión del producto de solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_{\text{ps}} = 1,2 \cdot 10^{-11}$), se obtiene s :

$$s = [\text{Mg}^{2+}] = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{OH}^-]^2} \quad [3.21]$$

Para determinar $[\text{OH}^-]$, en primer lugar se halla el pOH a partir del pH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,8 = 4,2 \quad [3.22]$$

Y de la definición de pOH, se obtiene $[\text{OH}^-]$:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,2} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.23]$$

En consecuencia, de acuerdo con [3.17], la solubilidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es igual a:

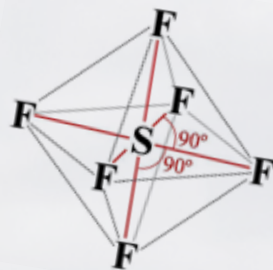
$$s = \frac{1,2 \cdot 10^{-11}}{(6,3 \cdot 10^{-5})^2} = \mathbf{3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}} \quad [3.24]$$

En el caso de que no se hubiese sabido calcular el pH en el apartado a, se habría tomado que $\text{pH} = 10$, por lo que, mediante [3.21-3.23], se determina s para este valor de pH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10 = 4,0 \quad [3.25]$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,0} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \quad [3.26]$$

$$s = \frac{1,2 \cdot 10^{-11}}{(1,0 \cdot 10^{-4})^2} = \mathbf{1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}} \quad [3.27]$$

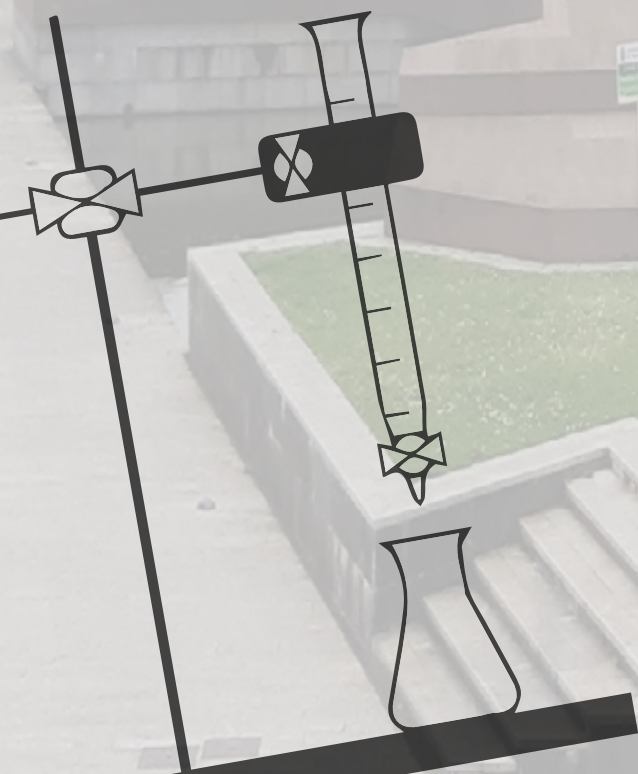


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

ENUNCIADO



VI MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)

26 de junio de 2020

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) Considere las siguientes medidas:

A) $1,5 \cdot 10^{-21} \text{ Mm}^3$ B) $2,0 \cdot 10^5 \mu\text{L}$ C) $1,0 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$ D) 10 daL

El orden de las mismas, de mayor a menor volumen, es:

a) $C > D > B > A$.

b) $D > C > B > A$.

c) $B > A > C > D$.

d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

2) Señale la afirmación falsa:

a) Las sustancias puras forman siempre sistemas homogéneos.

b) Sistemas que contengan átomos de más de un elemento pueden estar formados por una única sustancia pura.

c) Las sustancias puras que constituyen una determinada mezcla pueden separarse mediante procesos físicos.

d) Un sistema que posea las mismas propiedades en todos sus puntos no tiene por qué estar formado por una única sustancia pura.

3) Si un sistema posee la misma apariencia en todos sus puntos y al pasar un rayo de luz por el mismo, los rayos de luz se dispersan, se puede afirmar que el sistema es:

a) Una sustancia pura.

b) Una mezcla homogénea.

c) Una mezcla heterogénea.

d) Una disolución.

4) La Teoría cinético-molecular de la materia establece que las partículas que constituyen la misma tienen un movimiento de vibración alrededor de una posición fija en el caso de:

a) Gases.

b) Líquidos.

c) Sólidos.

d) Más de una respuesta de las anteriores es correcta.

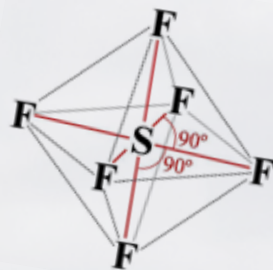
- 5) Si se observa que la relación entre el volumen ocupado por un gas ideal encerrado en un cilindro de émbolo móvil y su temperatura absoluta es constante, se verifica que:
- a) Su densidad es constante.
 - b) Su presión es constante.
 - c) Su densidad y su presión son constantes.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 6) Un gas ideal está contenido en un globo de cumpleaños que en todo momento se encuentra cerrado, evitando cualquier fuga del gas al exterior. Inicialmente el gas se encuentra a 1,00 atm y 20,0 °C. ¿Cuál será la presión si la temperatura del gas aumenta a 40,0 °C?
- a) 2,00 atm.
 - b) 1,07 atm.
 - c) 1,00 atm.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.
- 7) Indique mediante cuál de las siguientes técnicas no podría separarse una mezcla de agua y aceite:
- a) Decantación.
 - b) Filtración.
 - c) Evaporación.
 - d) Todas las respuestas anteriores son correctas.
- 8) En un vaso de precipitados se añaden 100 g de agua, 1,00 g de sal y 1,00 g de azúcar. Asumiendo que los solutos no modifican el volumen del disolvente, la concentración de la sal en la disolución resultante es igual a:
- a) 10,0 g L⁻¹.
 - b) $1,00 \cdot 10^{-2}$ g L⁻¹.
 - c) $9,80 \cdot 10^{-2}$ g L⁻¹.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 9) Una disolución se prepara disolviendo 10,0 g de cloruro de magnesio en agua hasta completar 500 cm³ de disolución. ¿Qué volumen de esta disolución se necesitaría para preparar, mediante dilución con agua desionizada, 1,00 L de disolución de cloruro de magnesio de concentración 0,100 mol L⁻¹?
- a) 476 cm³
 - b) 299 cm³
 - c) 0,201 L
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 10) ¿Qué número es mayor?
- a) El número de átomos que hay en un recipiente de 10 L que contiene oxígeno gaseoso a 1 atm y 25 °C.
 - b) El número de átomos que hay en un recipiente de 12 L que contiene helio a 1 atm y 25 °C.
 - c) El número de moléculas que hay en un recipiente de 18 L que contiene oxígeno gaseoso a 1 atm y 0 °C.
 - d) El número de moléculas que hay en un recipiente de 15 L que contiene ozono (O₃) a 1 atm y 25 °C.

- 11) Un recipiente cerrado contiene 2,5 moles de dióxido de carbono y 1,0 mol de hidróxido de magnesio. El número de átomos de oxígeno que hay en dicho recipiente es igual a:
- a) $2,1 \cdot 10^{24}$
 - b) $2,7 \cdot 10^{24}$
 - c) $3,6 \cdot 10^{24}$
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 12) En la ecuación química de la combustión de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, con oxígeno del aire en la que, tras ajustarla, se asigna al etanol un coeficiente estequiométrico 1, el coeficiente estequiométrico del oxígeno es igual a:
- a) 1
 - b) 3
 - c) 6
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 13) Considérese la siguiente reacción química genérica irreversible:
- $$\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$$
- Cuando se hacen reaccionar 15 g de A con 14 g de B se obtienen 27 g de C, por lo que cabe afirmar que:
- a) No se cumple la Ley de conservación de la masa.
 - b) B es el reactivo limitante.
 - c) Los reactivos no están en proporción estequiométrica.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 14) La reacción de ácido clorhídrico con hidróxido de calcio origina cloruro de calcio y agua. El volumen de la disolución de hidróxido de calcio $0,200 \text{ g L}^{-1}$ para que reaccione completamente (neutralice) con el ácido clorhídrico contenido en 500 mL de otra disolución de concentración $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ en dicho ácido es:
- a) 92,5 mL
 - b) 185 mL
 - c) 370 mL
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 15) Considérese la siguiente reacción química:
- $$2 \text{A (g)} + \text{B (g)} \rightarrow \text{C (g)} + \text{D (g)}$$
- Si se hacen reaccionar 10 L de A con 8 L de B y la reacción transcurre a presión y temperatura constantes, cabe afirmar que:
- a) El volumen de los productos será igual a 18 L.
 - b) El volumen de los productos será igual a 12 L.
 - c) Quedarán 3 L de B sin reaccionar.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 16) En una valoración ácido-base, los dos materiales de laboratorio que resultan imprescindibles durante su realización son:
- a) Pipeta y bureta.
 - b) Bureta y embudo.
 - c) Probeta y matraz aforado.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 17) En la valoración de ácido sulfúrico con hidróxido de sodio empleando fenolftaleína como indicador, el punto final de la valoración se determinará porque la disolución:
- a) Adquiere un color rosáceo.
 - b) Adquiere un color anaranjado.
 - c) Se vuelve incolora.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 18) Indique el paso clave que debe catalizarse en la obtención industrial del ácido sulfúrico mediante el proceso de contacto:
- a) La producción de dióxido de azufre por oxidación de azufre con oxígeno.
 - b) La producción de trióxido de azufre por oxidación de dióxido de azufre.
 - c) La formación del óleum o ácido sulfúrico fumante en las torres de absorción.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 19) Señale cuál de las siguientes fuentes de energía contribuye en menor medida al cambio climático:
- a) Carbón.
 - b) Petróleo.
 - c) Geotérmica.
 - d) Gas natural.
- 20) Señale cuál de las siguientes mejoras en los automóviles contribuye a reducir sus emisiones de dióxido de carbono:
- a) Mejora de su aerodinámica.
 - b) Instalación de convertidores catalíticos de tres vías en el tubo de escape.
 - c) Instalación de aire acondicionado/climatizador.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

DATOS:

Masas atómicas relativas: $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{He}) = 4,0$; $A_r(\text{C}) = 12,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$; $A_r(\text{Mg}) = 24,3$; $A_r(\text{S}) = 32,1$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{Ca}) = 40,1$.

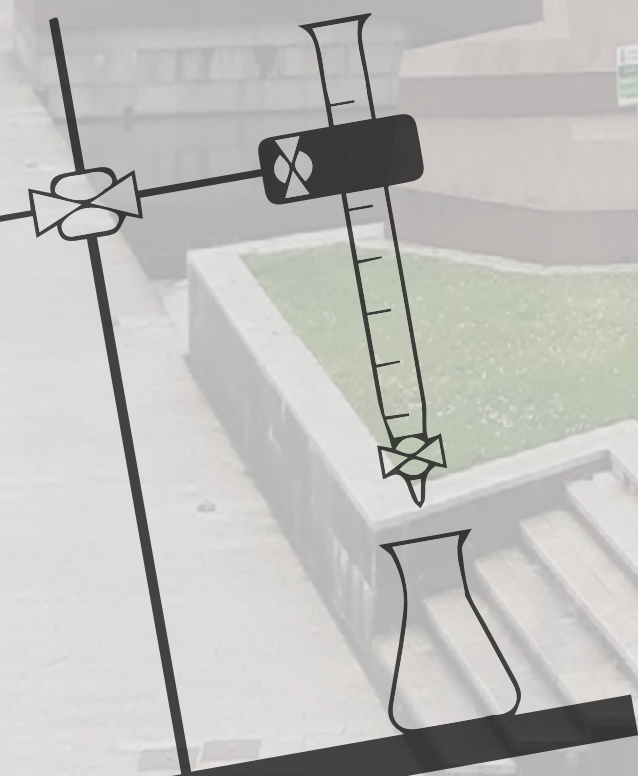


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

HOJA DE RESPUESTAS



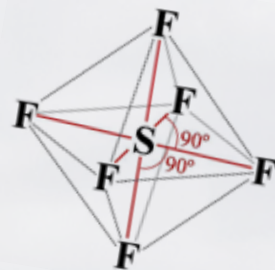
VI MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)
26 de junio de 2020

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	

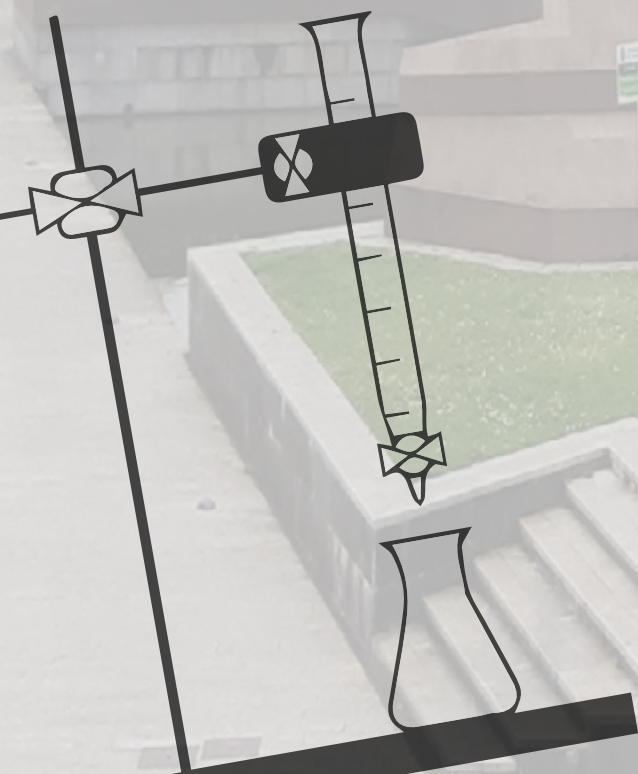


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

RESPUESTAS



VI MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)
26 de junio de 2020

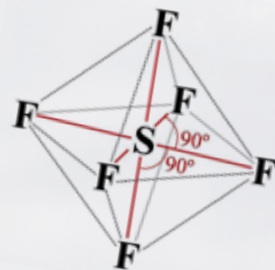
HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)

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

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

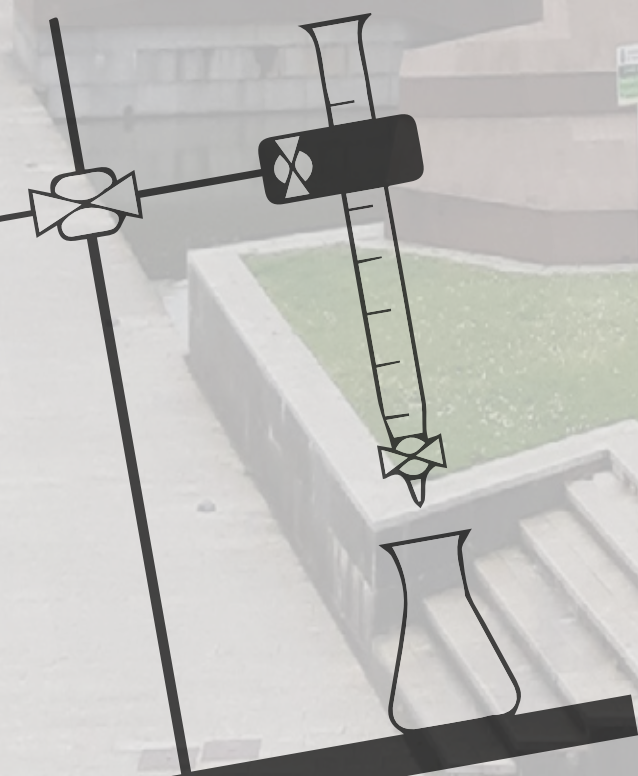


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

RESOLUCIÓN



CUESTIÓN 1

1) Considere las siguientes medidas:

A) $1,5 \cdot 10^{-21} \text{ Mm}^3$ B) $2,0 \cdot 10^5 \mu\text{L}$ C) $1,0 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$ D) 10 daL

El orden de las mismas, de mayor a menor volumen, es:

a) $C > D > B > A$.

b) $D > C > B > A$.

c) $B > A > C > D$.

d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Para ordenar las medidas de la cuestión, de mayor a menor volumen, se deben expresar todas ellas en la misma unidad de medida. Así, las cuatro medidas se expresarán en metros cúbicos (m^3), por ser la unidad de volumen en el Sistema Internacional de unidades (S.I.). De esta forma, si se conoce que $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$, se obtiene:

$$\text{A) } 1,5 \cdot 10^{-21} \text{ Mm}^3 \frac{10^{63} \text{ m}^3}{1 \text{ Mm}^3} = 1,5 \cdot 10^{-21} \text{ Mm}^3 \frac{10^{18} \text{ m}^3}{1 \text{ Mm}^3} = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\text{B) } 2,0 \cdot 10^5 \mu\text{L} \frac{1 \text{ L}}{10^6 \mu\text{L}} \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$\text{C) } 1,0 \cdot 10^6 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = 1,0 \text{ m}^3$$

$$\text{D) } 10 \text{ daL} \frac{10 \text{ L}}{1 \text{ daL}} \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,10 \text{ m}^3$$

Por lo tanto, el orden de las medidas, de mayor a menor volumen, queda:

$$C > D > A > B$$

En consecuencia, como este orden no se corresponde con ninguno de las respuestas a-c, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 2

- 2) Señale la afirmación falsa:
- a) Las sustancias puras forman siempre sistemas homogéneos.
 - b) Sistemas que contengan átomos de más de un elemento pueden estar formados por una única sustancia pura.
 - c) Las sustancias puras que constituyen una determinada mezcla pueden separarse mediante procesos físicos.
 - d) Un sistema que posea las mismas propiedades en todos sus puntos no tiene por qué estar formado por una única sustancia pura.

Resolución

En primer lugar, se ha de tener en cuenta que las sustancias puras constituyen aquellos sistemas que no pueden separarse en otras sustancias mediante procesos físicos, esto es, están formados por un único compuesto o una única sustancia simple (elemento). A continuación, se discutirá la veracidad o falsedad de cada una de las afirmaciones:

- a) El hecho de que un sistema esté formado por una única sustancia pura no implica su homogeneidad. Por ejemplo, las sustancias puras mientras experimentan un cambio de estado de agregación constituyen un sistema heterogéneo, ya que están presentes los dos estados conectados por ese cambio de estado y, evidentemente, las propiedades del sistema son diferentes según se considere un estado u otro. Por ejemplo, sería el caso de la fusión de un cubo de hielo, en cuyo proceso habría tanto hielo (sólido) como agua líquida. En consecuencia, la respuesta a es falsa y, de este modo, la que debe señalarse como correcta.
- b) Un sistema que contenga átomos de más de un elemento sí puede estar formado por una única sustancia pura, ya que sería el caso de los compuestos químicos. Por ejemplo, sería el caso de un sistema formado por únicamente agua, H_2O , que contendría una única sustancia pura pero átomos de dos elementos diferentes (hidrógeno, H, y oxígeno, O). Por lo tanto, la respuesta b es verdadera.
- c) Una mezcla es un sistema formado por más de una sustancia pura. Los procesos de separación de las sustancias puras que forman una mezcla se llevan a cabo mediante procesos físicos, tales como destilación, filtración, decantación... Por consiguiente, la respuesta c es verdadera.
- d) El hecho de que un sistema posea las mismas propiedades en todos sus puntos implica que el sistema es homogéneo. Los sistemas homogéneos pueden estar formados por una sustancia pura o por una mezcla homogénea (disolución). Por definición, las mezclas homogéneas (disoluciones) son sistemas que tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos y están formados por más de una sustancia pura (p. ej., una disolución de sal en agua). Así, se concluye que la respuesta d es verdadera.

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

CUESTIÓN 3

- 3) Si un sistema posee la misma apariencia en todos sus puntos y al pasar un rayo de luz por el mismo, los rayos de luz se dispersan, se puede afirmar que el sistema es:
- a) Una sustancia pura.
 - b) Una mezcla homogénea.
 - c) Una mezcla heterogénea.
 - d) Una disolución.

Resolución

El fenómeno por el que se produce la dispersión de los rayos de luz al atravesar un sistema que tiene la misma apariencia en todos sus puntos se denomina efecto Tyndall y es característico de los coloides (también llamados dispersiones coloidales o suspensiones coloidales), como por ejemplo la niebla. Así, un coloide es una mezcla heterogénea (no tiene las mismas propiedades en todos sus puntos) de aspecto homogéneo, ya que el tamaño de las partículas de la fase dispersa (p. ej., en el caso de la niebla, las diminutas gotas de agua) suele estar comprendido entre 1 y 1000 nm. De este modo, de acuerdo a lo expuesto, el sistema de la cuestión es un coloide, por lo que se trata de una mezcla heterogénea (aunque su apariencia sea homogénea), con lo que **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 4

- 4) La Teoría cinético-molecular de la materia establece que las partículas que constituyen la misma tienen un movimiento de vibración alrededor de una posición fija en el caso de:
- a) Gases.
 - b) Líquidos.
 - c) Sólidos.
 - d) Más de una respuesta de las anteriores es correcta.

Resolución

La Teoría cinético-molecular de la materia considera que esta, en cualquiera de sus estados de agregación, consiste en un conjunto de átomos o moléculas unidos por fuerzas intermoleculares. Así, proporciona una interpretación de los estados de agregación, en los que varía tanto la intensidad de estas fuerzas como la agitación térmica, presentando notables diferencias.

En los sólidos, la Teoría cinético-molecular considera que las fuerzas de atracción (fuerzas de cohesión) entre las partículas que los constituyen, moléculas o átomos, son muy importantes y prevalecen sobre la agitación molecular, por lo que estas están suficientemente cerca unas de otras y hacen que sus posiciones de equilibrio sean fijas en el espacio, si bien vibran alrededor de las mismas. Se justifica así que el volumen y la forma de los sólidos sean constantes, aunque puedan deformarse bajo la acción de fuerzas.

En los líquidos, las partículas de la materia están suficientemente cerca como para que las fuerzas intermoleculares sean grandes, pero no lo suficiente como para que su posición sea fija. Por tanto, su volumen se mantiene constante (los líquidos son difíciles de comprimir) pero no tienen forma propia, adaptándose a la del recipiente que los contiene.

Finalmente, los gases están formados por partículas (moléculas o átomos) separados por distancias mucho mayores que sus dimensiones y se encuentran en continuo movimiento en todas las direcciones, experimentando choques elásticos entre sí y con las paredes del recipiente que los contiene. En consecuencia, los gases no tienen ni volumen ni forma propia, ocupando todo el recipiente que los contiene.

Por consiguiente, se aprecia cómo, en los fluidos (líquidos y gases), las partículas que forman la materia no ocupan posiciones fijas, sino que pueden desplazarse de forma aleatoria: tienen capacidad de fluir, de ahí su nombre. De esta forma, se concluye que solo en los sólidos las partículas tienen una posición fija en torno a la cual realizan un movimiento de vibración (que más acusado cuanto mayor sea su temperatura).

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

CUESTIÓN 5

- 5) Si se observa que la relación entre el volumen ocupado por un gas ideal encerrado en un cilindro de émbolo móvil y su temperatura absoluta es constante, se verifica que:
- a) Su densidad es constante.
 - b) Su presión es constante.
 - c) Su densidad y su presión son constantes.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

De la Ley de los gases ideales, se cumple para gases ideales que formen un sistema cerrado (como el contenido en un cilindro de émbolo móvil) en el que no haya ninguna reacción química:

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

Lo que suele expresarse también como:

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

Puesto que según el enunciado de la cuestión el cociente $\frac{V}{T}$ también es constante, para que se cumpla $\frac{P \cdot V}{T} = \text{cte.}$, se desprende que la presión, P , también ha de ser constante.

Por su parte, se debe tener en cuenta que la masa del gas, al constituir un sistema cerrado, será constante. Sin embargo, el enunciado de la cuestión no impone que el volumen sea constante, sino que únicamente la relación $\frac{V}{T}$ lo sea, de modo que, por ejemplo, al estar en un cilindro de émbolo móvil, el gas puede duplicar su volumen si su temperatura absoluta también se multiplica por dos. De esta forma, de la definición de densidad, d :

$$d = \frac{m}{V}$$

se concluye que esta no tiene por qué permanecer constante, ya que m sí lo será, pero no así V .

En conclusión, puesto que la presión se mantendrá constante pero no la densidad del gas, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 6

- 6) Un gas ideal está contenido en un globo de cumpleaños que en todo momento se encuentra cerrado, evitando cualquier fuga del gas al exterior. Inicialmente el gas se encuentra a 1,00 atm y 20,0 °C. ¿Cuál será la presión si la temperatura del gas aumenta a 40,0 °C?
- a) 2,00 atm.
 - b) 1,07 atm.
 - c) 1,00 atm.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.

Resolución

El gas ideal de la cuestión, al estar en el interior de un globo de cumpleaños cerrado, contiene el mismo número de moléculas en todo momento, es decir, la misma cantidad de sustancia. Por ello, de acuerdo con la Ley de los gases ideales se verifica:

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

donde P es la presión, V es el volumen y T es la temperatura absoluta, denotando los subíndices 1 y 2 los estados inicial y final del gas, respectivamente. De esta forma, se conoce:

$$P_1 = 1,00 \text{ atm}$$

$$T_1 = 20,0 + 273 \text{ K} = 293 \text{ K}$$

$$T_2 = 40,0 + 273 \text{ K} = 313 \text{ K}$$

Sin embargo, el volumen de un globo de cumpleaños no es constante, sino variable, ya que sus paredes son elásticas y puede hincharse más o menos según la cantidad de gas que albergue en su interior y las condiciones en que este se encuentre. En consecuencia, como $V_1 \neq V_2$, se tienen 3 incógnitas (V_1 , V_2 y P_2) y una única ecuación, con lo que no puede determinarse el estado final del gas a 40,0 °C.

En el caso de que el volumen del recipiente cerrado que contiene al gas sí fuera constante, se cumpliría que $V_1 = V_2$, lo que permitiría conocer P_2 mediante la Ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = P_1 \frac{T_2}{T_1}$$

En todo caso, como en este caso el volumen del globo no es constante, al no poderse determinar la presión final del gas ideal contenido en el mismo, se concluye que **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 7

- 7) Indique mediante cuál de las siguientes técnicas no podría separarse una mezcla de agua y aceite:
- a) Decantación.
 - b) Filtración.
 - c) Evaporación.
 - d) Todas las respuestas anteriores son correctas.

Resolución

El agua y el aceite son dos líquidos inmiscibles (entendiendo por inmiscibles extremadamente poco miscibles, ya que todo componente siempre se disuelve algo, por pequeña que sea la cantidad, en un segundo componente), de modo que originan una mezcla heterogénea formada por dos fases diferenciadas: la superior formada por aceite, al ser menos denso que el agua, y la inferior formada por agua. En base a estas ideas, se analizará la idoneidad de las técnicas de separación mencionadas en el enunciado de la cuestión para llevar a cabo la separación de agua y aceite:

- a) La decantación se utiliza para separar por gravedad mezclas heterogéneas, como por ejemplos dos líquidos inmiscibles. De este modo, el líquido más denso ocupará la parte inferior del recipiente mientras el menos denso la parte superior, pudiendo separarse ambos con ayuda de un embudo de decantación. En el caso del agua y el aceite, como son dos líquidos inmiscibles de diferente densidad (el agua es más denso que el aceite), sí pueden separarse por decantación, con lo que la respuesta a no es correcta y, en consecuencia, la respuesta d tampoco lo es.
- b) La filtración se emplea para separar mezclas heterogéneas formadas por un líquido y sólidos insolubles, de forma que las partículas sólidas quedan retenidas sobre el filtro (que actúa como barrera frente a las partículas de mayor tamaño que los huecos o poros de su superficie) mientras que el líquido (constituido por moléculas aisladas, de mucho menor tamaño que las partículas sólidas) lo atraviesa. Puesto que en la mezcla de la cuestión no hay ningún sólido, se concluye que la filtración no se puede utilizar para separar agua y aceite, lo que hace que la respuesta b sea correcta.
- c) La evaporación es una técnica que permite separar componentes con muy diferentes puntos de ebullición (volatilidad). Cuando la mezcla alcanza la temperatura de ebullición del componente más volátil, se produce la evaporación de este componente sin que apenas se produzca vaporización del otro (ya que su volatilidad es mucho menor). Así, el componente menos volátil (de mayor temperatura de ebullición) quedará en la fase líquida, mientras que se obtendrá un gas formado mayoritariamente por el componente más volátil. Como la volatilidad del aceite es mucho menor a la del agua, ambos pueden separarse mediante evaporación, ya que cuando la mezcla alcance los 100 °C, se evaporará el agua sin apenas evaporarse el aceite. De esta forma, se concluye que la respuesta c no es correcta. No obstante, debe señalarse que esta posibilidad de separación se considera solo teóricamente en base a las propiedades de ambos líquidos, sin entrar a valorar cuestiones de tipo práctico (p. ej., con la ebullición del agua pueden producirse salpicaduras de aceite), que hacen que esta no sea la técnica habitual para llevar a cabo esta separación.

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

CUESTIÓN 8

- 8) En un vaso de precipitados se añaden 100 g de agua, 1,00 g de sal y 1,00 g de azúcar. Asumiendo que los solutos no modifican el volumen del disolvente, la concentración de la sal en la disolución resultante es igual a:
- a) $10,0 \text{ g L}^{-1}$.
 - b) $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$.
 - c) $9,80 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Tal y como indica la experiencia, puesto que la sal y el azúcar se disuelven en agua, en el vaso de precipitados se forma una disolución en la que el agua es el disolvente y la sal y el azúcar son los solutos. La concentración de sal en la disolución en g L^{-1} se calcula según la expresión:

$$(\text{g L}^{-1})_{\text{sal}} = \frac{m_{\text{sal}}}{V_{\text{disolución}}}$$

De acuerdo con el enunciado de la cuestión, $m_{\text{sal}} = 1,00 \text{ g}$. En relación al volumen de la disolución, como se indica que los solutos no modifican el volumen del disolvente, se cumple, que $V_{\text{disolución}} = V_{\text{disolvente}}$. Como el disolvente es agua, se conoce que su densidad es aproximadamente igual a 1 g mL^{-1} , lo que permite conocer $V_{\text{disolución}}$ a partir de la masa del disolvente (100 g) y este valor de su densidad:

$$V_{\text{disolución}} = 100 \text{ g} \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ g}} \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 0,100 \text{ L}$$

En consecuencia, sustituyendo la concentración de la sal queda:

$$(\text{g L}^{-1})_{\text{sal}} = \frac{1,00 \text{ g}}{0,100 \text{ L}} = 10,0 \text{ g L}^{-1}$$

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

CUESTIÓN 9

- 9) Una disolución se prepara disolviendo 10,0 g de cloruro de magnesio en agua hasta completar 500 cm³ de disolución. ¿Qué volumen de esta disolución se necesitaría para preparar, mediante dilución con agua desionizada, 1,00 L de disolución de cloruro de magnesio de concentración 0,100 mol L⁻¹?
- a) 476 cm³
 - b) 299 cm³
 - c) 0,201 L
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La preparación de una disolución a partir de otra más concentrada, por dilución de esta con agua desionizada, se basa en la idea de que la cantidad de sustancia de soluto presente en la disolución más concentrada, n_1 , es igual a la cantidad de sustancia de soluto de la disolución más diluida, n_2 :

$$n_1 = n_2$$

Así, de la definición de molaridad, M :

$$M = \frac{n}{V}$$

se deduce:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

donde, de acuerdo al enunciado, se conocen los datos de la disolución diluida: $V_2 = 1$ L y $M_2 = 0,1$ mol L⁻¹. Además, de los datos del enunciado, se puede determinar M_1 :

$$M_1 = \frac{n_1}{V_1} = \frac{m_{\text{MgCl}_2,1}}{M_{\text{MgCl}_2,1} V_1}$$

donde, a su vez:

- $m_{\text{MgCl}_2,1} = 10,0$ g
- $M_{\text{MgCl}_2,1} = 24,3 \text{ g mol}^{-1} + 2 \cdot 35,5 \text{ g mol}^{-1} = 95,3 \text{ g mol}^{-1}$
- $V_1 = 500 \text{ cm}^3 = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$

Sustituyendo, se obtiene M_1 :

$$M_1 = \frac{10,0 \text{ g}}{95,3 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,500 \text{ L}} = 0,210 \text{ mol L}^{-1}$$

Conocidos M_1 , V_2 y M_2 , se obtiene el volumen que se necesita de la disolución concentrada, V_1 :

$$V_1 = \frac{V_2 \cdot M_2}{M_1} = \frac{1,00 \text{ L} \cdot 0,100 \text{ mol L}^{-1}}{0,210 \text{ mol L}^{-1}} = 0,476 \text{ L} = 476 \text{ mL} = 476 \text{ cm}^3$$

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

CUESTIÓN 10

10) ¿Qué número es mayor?

- a) El número de átomos que hay en un recipiente de 10 L que contiene oxígeno gaseoso a 1 atm y 25 °C.
- b) El número de átomos que hay en un recipiente de 12 L que contiene helio a 1 atm y 25 °C.
- c) El número de moléculas que hay en un recipiente de 18 L que contiene oxígeno gaseoso a 1 atm y 0 °C.
- d) El número de moléculas que hay en un recipiente de 15 L que contiene ozono (O₃) a 1 atm y 25 °C.

Resolución

La resolución de la cuestión exige conocer el número al que se refiere cada repuesta:

- a) En primer lugar, mediante la Ley de los gases ideales, se calcula el número de moles de oxígeno gaseoso, O₂, conocidos V = 10 L, P = 1 atm y T = 25 °C = 298 K:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,41 \text{ mol O}_2$$

A su vez, puesto que en 1 mol de O₂ hay N_A = 6,022 · 10²³ moléculas de O₂, y en cada molécula de O₂ hay dos átomos de oxígeno, O, se concluye que el número de átomos de oxígeno, N_O, que hay en este sistema es igual a:

$$N_{\text{O}} = 0,41 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula O}_2} = 4,9 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

- b) La Ley de los gases ideales permite hallar el número de moles de helio, He, conocidos V = 12 L, P = 1 atm y T = 25 °C = 298 K:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 12 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,49 \text{ mol He}$$

A su vez, puesto que en 1 mol de He hay N_A = 6,022 · 10²³ átomos de He (es una sustancia simple formada por átomos individuales), se deduce que el número de átomos de helio, N_{He}, que hay en este sistema es igual a:

$$N_{\text{He}} = 0,49 \text{ mol He} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}$$

- c) Se determina el número de moles de oxígeno gaseoso, O₂, conocidos V = 18 L, P = 1 atm y T = 0 °C = 273 K, mediante la Ley de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 18 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 0,80 \text{ mol O}_2$$

A su vez, puesto que en 1 mol de O_2 hay $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 , se concluye que el número de moléculas de oxígeno, N_{O_2} , que hay en este sistema es igual a:

$$N_{O_2} = 0,80 \text{ mol } O_2 \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 4,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2$$

d) Conocidos $V = 15 \text{ L}$, $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$, el número de moles de ozono, O_3 , se calcula mediante la Ley de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,61 \text{ mol } O_3$$

A su vez, puesto que en 1 mol de O_3 hay $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_3 , se concluye que el número de moléculas de ozono, N_{O_3} , que hay en este sistema es igual a:

$$N_{O_3} = 0,61 \text{ mol } O_3 \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_3}{1 \text{ mol } O_3} = 3,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O_3$$

En conclusión, puesto que el mayor número es $4,9 \cdot 10^{23}$, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 11

- 11) Un recipiente cerrado contiene 2,5 moles de dióxido de carbono y 1,0 mol de hidróxido de magnesio. El número de átomos de oxígeno que hay en dicho recipiente es igual a:
- a) $2,1 \cdot 10^{24}$
 - b) $2,7 \cdot 10^{24}$
 - c) $3,6 \cdot 10^{24}$
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Las fórmulas moleculares del dióxido de carbono y del hidróxido de magnesio son, respectivamente, CO_2 y Mg(OH)_2 . Como ambos compuestos contienen oxígeno, el número total de moles de átomos de oxígeno, n_{O} , será la suma del número de moles de átomos de oxígeno que hay en el CO_2 , $n_{\text{O,CO}_2}$, y en el Mg(OH)_2 , $n_{\text{O,Mg(OH)}_2}$:

$$n_{\text{O}} = n_{\text{O,CO}_2} + n_{\text{O,Mg(OH)}_2}$$

A su vez, puesto que en cada molécula tanto de CO_2 como de Mg(OH)_2 hay 2 átomos de oxígeno, se verifica:

$$n_{\text{O,CO}_2} = 2,5 \text{ mol CO}_2 \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}_2} = 5,0 \text{ mol O}$$

$$n_{\text{O,Mg(OH)}_2} = 1,0 \text{ mol Mg(OH)}_2 \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = 2,0 \text{ mol O}$$

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

$$n_{\text{O}} = n_{\text{O,CO}_2} + n_{\text{O,Mg(OH)}_2} = 5,0 \text{ mol O} + 2,0 \text{ mol O} = 7,0 \text{ mol O}$$

Conocidos los moles de átomos de oxígeno, el número total de átomos de oxígeno, N_{O} , se determina multiplicando n_{O} por el número de Avogadro, $N_{\text{A}} = 6,022 \cdot 10^{23}$:

$$n_{\text{O}} = \frac{N_{\text{O}}}{N_{\text{A}}} \Rightarrow N_{\text{O}} = n_{\text{O}} N_{\text{A}} = 7,0 \text{ mol O} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O (mol O)}^{-1} = 4,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

En consecuencia, como este resultado no se corresponde con ninguna de las respuestas a-c, **la respuesta correcta es la d.**

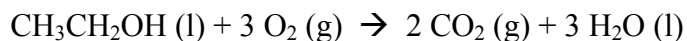
CUESTIÓN 12

- 12) En la ecuación química de la combustión de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, con oxígeno del aire en la que, tras ajustarla, se asigna al etanol un coeficiente estequiométrico 1, el coeficiente estequiométrico del oxígeno es igual a:
- a) 1
 - b) 3
 - c) 6
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En una combustión, el combustible (en este caso, etanol), se quema con oxígeno, O_2 , para formar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), desprendiéndose una gran cantidad de energía en forma de calor (las reacciones de combustión son fuertemente exotérmicas). Los únicos casos particulares en las combustiones se dan con el hidrógeno, cuya combustión solo produce H_2O , y el carbón/carbono, con el que solo se forma CO_2 .

De esta forma, la ecuación química ajustada de la combustión de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, verifica:



Así, el coeficiente estequiométrico del oxígeno es 3 cuando el del etanol es igual a 1.

Por lo tanto, **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 13

13) Considérese la siguiente reacción química genérica irreversible:



Cuando se hacen reaccionar 15 g de A con 14 g de B se obtienen 27 g de C, por lo que cabe afirmar que:

- a) No se cumple la Ley de conservación de la masa.
- b) B es el reactivo limitante.
- c) Los reactivos no están en proporción estequiométrica.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Se analizará a continuación la veracidad de cada respuesta:

- a) La Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier se verifica en cualquier reacción química, siendo las reacciones nucleares los únicos procesos en los que esta ley no se cumple. Puesto que el enunciado habla de una reacción química genérica, en la misma sí se cumplirá la mencionada ley. Debe recordarse que esta 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”*. De esta forma, la respuesta a es falsa.
- b) De la ecuación química proporcionada en la cuestión, se conoce que los reactivos (A y B) reaccionan mol a mol, ya que sus coeficientes estequiométricos son 1. Sin embargo, los datos proporcionados por los reactivos hacen referencia a la masa de los mismos. Puesto que se desconoce las sustancias que son A y B, no se puede conocer su masa molar y, en consecuencia, tampoco pueden expresarse esas masas como cantidad de sustancia. Por ello, no se puede conocer la proporción en moles en la que se encuentran los reactivos y, de este modo, no es posible determinar cuál es el reactivo limitante, con lo que se concluye que la respuesta b es falsa.
- c) De acuerdo a la Ley de conservación de la masa, la masa total del sistema, m_{sistema} , es constante antes, durante y después de la reacción química. A partir de la masa inicial de los reactivos, mediante su suma, se puede determinar m_{sistema} :
$$m_{\text{sistema}} = 15 \text{ g} + 14 \text{ g} = 29 \text{ g}$$

De esta forma, puesto que la reacción es irreversible, esta transcurre hasta que se agota el reactivo limitante. Puesto que se forman 27 g de C y la masa total del sistema es de 29 g, implica que tras la reacción quedan 2 g de exceso de uno de los dos reactivos. Si uno de los reactivos queda en exceso, conlleva que inicialmente los reactivos no estaban en proporción estequiométrica, ya que en este caso se habrían agotado ambos reactivos y la totalidad del sistema estaría formado por el único producto de la reacción (habría 29 g de C). Se concluye entonces que la respuesta c es verdadera, lo que a su vez hace que la respuesta d sea falsa.

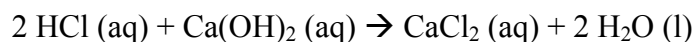
En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 14

- 14) La reacción de ácido clorhídrico con hidróxido de calcio origina cloruro de calcio y agua. El volumen de la disolución de hidróxido de calcio $0,200 \text{ g L}^{-1}$ para que reaccione completamente (neutralice) con el ácido clorhídrico contenido en 500 mL de otra disolución de concentración $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ en dicho ácido es:
- a) 92,5 mL
 - b) 185 mL
 - c) 370 mL
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La ecuación química de la reacción descrita en la cuestión se muestra a continuación:



Conocidos el volumen, $V_{\text{HCl}} = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$, y la concentración de HCl, $[\text{HCl}] = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, la cantidad de sustancia que reacciona de este compuesto es:

$$n_{\text{HCl}} = V_{\text{HCl}} \cdot [\text{HCl}] = 0,500 \text{ L} \cdot 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Mediante la relación de coeficientes estequiométricos, se calculan los moles de Ca(OH)_2 necesarios para neutralizar la disolución de HCl:

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 2,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ca(OH)}_2$$

Conocida la masa molar del hidróxido de calcio:

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 40,1 \text{ g mol}^{-1} + 2 \cdot 16,0 \text{ g mol}^{-1} + 2 \cdot 1,0 \text{ g mol}^{-1} = 74,1 \text{ g mol}^{-1}$$

se puede determinar la masa de Ca(OH)_2 que neutraliza al HCl:

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2}}{M_{\text{Ca(OH)}_2}} \Rightarrow m_{\text{Ca(OH)}_2} = n_{\text{Ca(OH)}_2} M_{\text{Ca(OH)}_2} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 74,1 \text{ g mol}^{-1} = 0,0185 \text{ g}$$

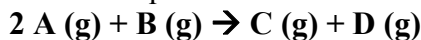
Finalmente, a partir de $m_{\text{Ca(OH)}_2}$ y la concentración de la disolución del hidróxido, $0,200 \text{ g L}^{-1}$, se halla el volumen de la misma necesario para neutralizar la disolución de HCl:

$$\left(\text{g L}^{-1} \right)_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2}}{V_{\text{disolución Ca(OH)}_2}} \Rightarrow V_{\text{disolución Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2}}{\left(\text{g L}^{-1} \right)_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{0,0185 \text{ g}}{0,200 \text{ g L}^{-1}} = 0,0925 \text{ L}$$

Por lo tanto, puesto que $V_{\text{disolución Ca(OH)}_2} = 0,0925 \text{ L} = 92,5 \text{ mL}$, se concluye que **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 15

15) Considérese la siguiente reacción química:



Si se hacen reaccionar 10 L de A con 8 L de B y la reacción transcurre a presión y temperatura constantes, cabe afirmar que:

- a) El volumen de los productos será igual a 18 L.
- b) El volumen de los productos será igual a 12 L.
- c) Quedarán 3 L de B sin reaccionar.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

De acuerdo con 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*”, y dado que la reacción transcurre a presión y temperatura constantes, los coeficientes estequiométricos también establecen en esta cuestión las relaciones en volumen entre reactivos y/o productos.

Para responder a la cuestión, se calcularán las cantidades finales de todos los componentes del sistema. Previamente, dado que se proporcionan volúmenes aleatorios de ambos reactivos, debe identificarse cuál es el reactivo limitante. Así, el volumen de B necesario para reaccionar completamente con el volumen dado de A es:

$$V_B' = 10 \text{ L A} \frac{1 \text{ L B}}{2 \text{ L A}} = 5 \text{ L B}$$

Como el volumen disponible de B, $V_B = 8 \text{ L}$, es superior al que se precisa para reaccionar con A, $V_B' = 5 \text{ L}$, se deduce que B está en exceso y que A es el reactivo limitante. Por ello, los cálculos estequiométricos deben realizarse con A, por ser precisamente el reactivo limitante y agotarse completamente en la reacción (su volumen final será nulo, $V_A = 0 \text{ L}$).

De esta forma, los volúmenes que se han formado de los productos son:

$$V_C = 10 \text{ L A} \frac{1 \text{ L C}}{2 \text{ L A}} = 5 \text{ L C}$$

$$V_D = 10 \text{ L A} \frac{1 \text{ L D}}{2 \text{ L A}} = 5 \text{ L D}$$

Por lo tanto, el volumen total de los productos es igual a:

$$V_{\text{productos}} = V_C + V_D = 5 \text{ L} + 5 \text{ L} = 10 \text{ L}$$

En consecuencia, las respuestas a y b son falsas.

En relación al volumen de B que reacciona, viene dado por $V_B' = 5 \text{ L}$, tal y como se calculó anteriormente. De este modo, por diferencia puede hallarse el exceso de B, que será el volumen de este reactivo que quede tras la reacción:

$$V_{\text{B,exceso}} = V_{\text{B,inicial}} - V_B' = 8 \text{ L} - 5 \text{ L} = 3 \text{ L}$$

De este modo, se comprueba cómo la respuesta c es verdadera, lo que a su vez convierte a la respuesta d en falsa.

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

CUESTIÓN 16

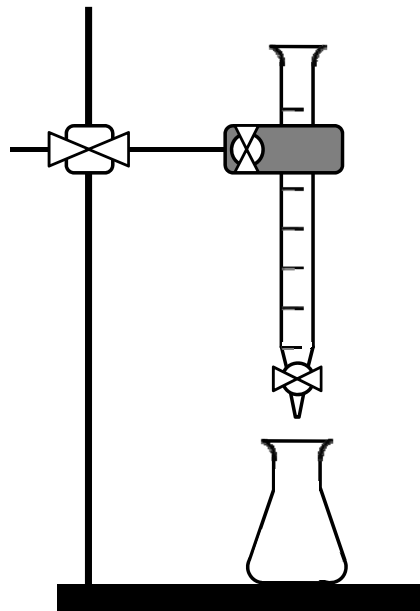
- 16) En una valoración ácido-base, los dos materiales de laboratorio que resultan imprescindibles durante su realización son:
- a) Pipeta y bureta.
 - b) Bureta y embudo.
 - c) Probeta y matraz aforado.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En una valoración ácido-base, una disolución de ácido (o de base) de concentración desconocida (disolución problema) se neutraliza (se hace reaccionar completamente) con una disolución de base (o de ácido) de concentración conocida, denominada patrón o disolución estándar, con el objetivo de determinar la concentración de ácido (o de base) de la disolución problema. Así, se toma un volumen conocido de la disolución problema (que puede ser tanto el ácido como la base) y se sitúa en un matraz erlenmeyer, y se añade gradualmente la solución patrón (de base o de ácido, respectivamente) empleando una bureta, hasta que se produzca la neutralización de la disolución problema presente en el matraz, esto es, hasta que se alcance el punto de equivalencia. Este punto se define como el momento en el que se ha añadido desde la bureta justo la cantidad de base (o de ácido) necesaria para que reaccione completamente con la cantidad de ácido (o de base) que contiene la disolución problema presente en el matraz. Puesto que ambos volúmenes (el volumen gastado de disolución patrón se lee directamente en la bureta) y la concentración de la disolución patrón son conocidos, puede calcularse la concentración de la disolución problema.

De esta forma, tal y como se indica en la figura que representa el esquema experimental de una valoración ácido-base, los dos materiales de laboratorio imprescindibles para llevarla a cabo son la bureta y el matraz erlenmeyer. La bureta permite, por un lado, la adición gradual de la disolución patrón al matraz erlenmeyer, y por otro, medir el volumen gastado de patrón al final de la valoración. En relación al matraz erlenmeyer, gracias a su forma troncocónica, posibilita agitar las mezclas formadas por la disolución problema y el patrón sin que salpiquen, logrando una rápida homogeneización que permite asegurar que se ha producido la reacción ácido-base.

Puesto que ninguna de las respuestas a-c recoge estos dos materiales de laboratorio (bureta y matraz erlenmeyer), se concluye que dichas respuestas son falsas. De esta forma, se concluye que **la respuesta correcta es la d.**



CUESTIÓN 17

- 17) En la valoración de ácido sulfúrico con hidróxido de sodio empleando fenolftaleína como indicador, el punto final de la valoración se determinará porque la disolución:
- a) Adquiere un color rosáceo.
 - b) Adquiere un color anaranjado.
 - c) Se vuelve incolora.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

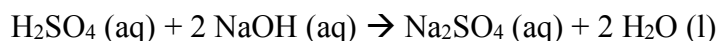
Resolución

En una valoración ácido-base debe poder determinarse cuándo se ha alcanzado el punto de equivalencia, que se define como el momento en el que se ha añadido desde la bureta justo la cantidad de base (o de ácido) necesaria para que reaccione completamente con la cantidad de ácido (o de base) que contiene la disolución problema presente en el matraz. El punto de equivalencia es un punto teórico, denominándose punto final al punto experimental en que se da por finalizada la valoración. En consecuencia, el error experimental de una valoración será tanto menor cuanto más próximo esté el punto final al punto de equivalencia.

Por su parte, las curvas de valoración ácido-base muestran la variación del pH en función del volumen o moles añadidos de patrón desde la bureta a la muestra problema. Se caracterizan por tener una forma sigmoidal y presentar una variación muy acusada del pH en las proximidades del punto de equivalencia, que es tanto más acusada cuanto más fuertes sean el ácido y la base implicados en la valoración.

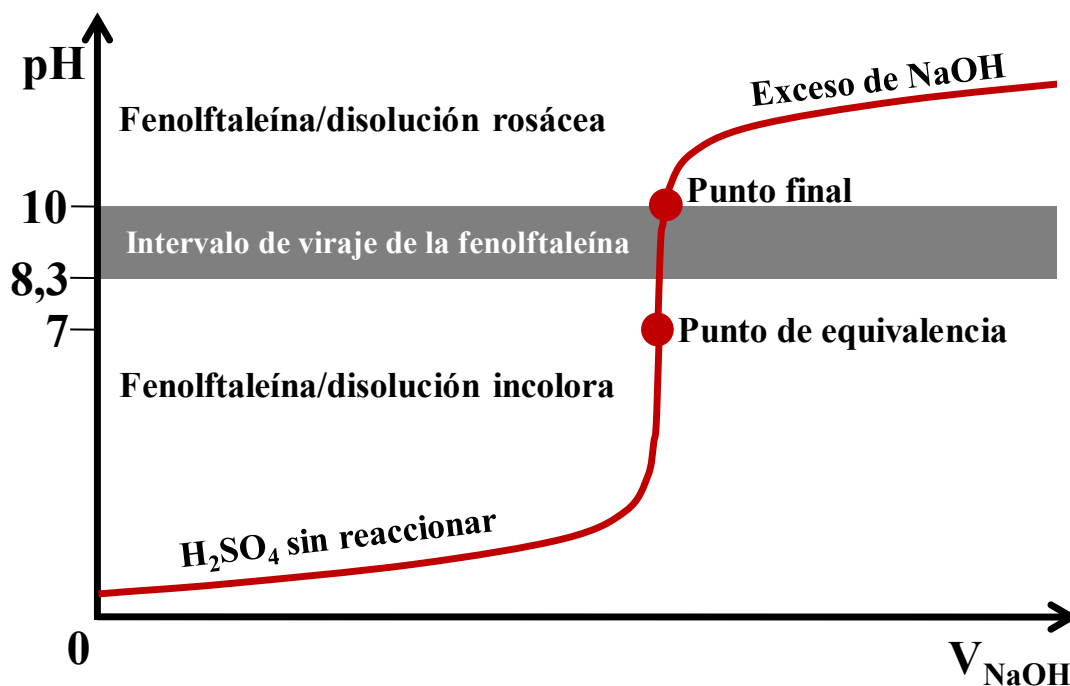
Experimentalmente, el punto final puede determinarse mediante el empleo de indicadores ácido-base, que son ácidos o bases débiles que se caracterizan por poseer diferente coloración en las formas ácida y básica. De este modo, el empleo de un indicador ácido-base cuyo intervalo de viraje esté dentro del salto brusco que experimenta el pH en las proximidades del punto de equivalencia permite determinar el punto final de la valoración. Cuanto mayor y más vertical sea el salto, menor error se cometerá en la valoración, razón por la cual siempre se emplea como disolución patrón un ácido o una base fuerte.

En la valoración del enunciado de la cuestión, se utiliza fenolftaleína como indicador, cuyo intervalo de viraje se encuentra a valores de pH ligeramente básicos (8,3-10), de modo que a $\text{pH} < 8,3$ la fenolftaleína es incolora y a $\text{pH} > 10$ adquiere una coloración rosácea. Además, puesto que se valora ácido sulfúrico, H_2SO_4 , con hidróxido de sodio, NaOH , la reacción ácido-base que tiene lugar es:



De este modo, en el punto de equivalencia, cuando se ha añadido el doble de moles de NaOH desde la bureta que de H_2SO_4 hay en el matraz, solo hay sulfato de sodio, Na_2SO_4 , que al ser una sal procedente de un ácido y de una base fuertes, no experimenta

hidrólisis. De este modo, en el punto de equivalencia el pH es neutro. Así, en el matraz erlenmeyer, antes del punto de equivalencia, aún queda H_2SO_4 sin reaccionar, y dado que es un ácido fuerte, el pH será ácido, permaneciendo la fenolftaleína (y en consecuencia, la propia disolución) incolora. En cambio, tras el punto de equivalencia, las siguientes gotas de la disolución patrón de NaOH que se añade desde la bureta quedan en exceso. Puesto que el hidróxido de sodio es una base fuerte, el pH tras el punto de equivalencia es alcalino, por lo que la fenolftaleína, y con ella la disolución en su conjunto, adquieren un color rosáceo. En la figura que se muestra a continuación, se expresan gráficamente estas ideas:



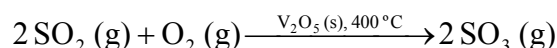
Por consiguiente, la respuesta correcta es la a.

CUESTIÓN 18

- 18) Indique el paso clave que debe catalizarse en la obtención industrial del ácido sulfúrico mediante el proceso de contacto:
- a) La producción de dióxido de azufre por oxidación de azufre con oxígeno.
 - b) La producción de trióxido de azufre por oxidación de dióxido de azufre.
 - c) La formación del óleum o ácido sulfúrico fumante en las torres de absorción.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En la fabricación de ácido sulfúrico, H_2SO_4 a nivel industrial, el paso clave que debe catalizarse es la oxidación de dióxido de azufre, SO_2 , para formar trióxido de azufre, SO_3 . Para ello, aunque el platino, Pt, en forma de esponja metálica muy fina es uno de los mejores catalizadores disponibles, en la industria el más utilizado es el pentaóxido de divanadio, V_2O_5 , soportado sobre sílice porosa, ya que aunque es menos eficaz, es más resistente al envenenamiento por arsénico y tiene un coste menor. De esta forma, la ecuación química de esta etapa de oxidación del SO_2 viene dada por:



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

CUESTIÓN 19

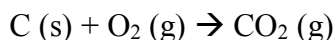
- 19) Señale cuál de las siguientes fuentes de energía contribuye en menor medida al cambio climático:
- a) Carbón.
 - b) Petróleo.
 - c) Geotérmica.
 - d) Gas natural.

Resolución

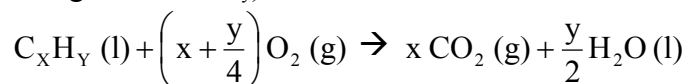
Se conoce por cambio climático al fenómeno global de contaminación que origina un significativo incremento de la temperatura media terrestre debido a la acumulación en la atmósfera de los gases de efecto invernadero, GEIs. De entre los GEIs, destaca por la importancia cuantitativa de sus emisiones el dióxido de carbono, CO₂, que se forma en las reacciones de combustión.

Así, en la quema de combustibles fósiles (carbón, petróleo y gas natural), se desprende CO₂, de acuerdo a las siguientes reacciones:

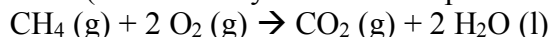
- En el caso del carbón:



- En el caso del petróleo (como es una mezcla de hidrocarburos, se expone la reacción de un hidrocarburo genérico C_xH_y):



- En el caso del gas natural (formado mayoritariamente por metano, CH₄):



De esta forma, se concluye que el carbón, el petróleo y el gas natural son fuentes de energía primaria que contribuyen decididamente al cambio climático, al liberar CO₂ en las reacciones de combustión cuando se queman.

Por su parte, la energía geotérmica se refiere tanto al empleo del vapor de agua que aflora en la superficie terrestre en zonas de inestabilidad volcánica (geotermia de alta temperatura) como al aprovechamiento del aumento de temperatura que se registra al profundizar en el suelo debido al flujo de calor procedente del centro de la Tierra (geotermia de baja temperatura). Así, a diferencia de las fuentes de energía anteriores, la geotérmica es una fuente de energía renovable que no implica la quema de ningún combustible, por lo que no emite de forma directa gases de efecto invernadero como el CO₂. De este modo, se concluye que la energía geotérmica (respuesta c) contribuye en mucha menor medida al cambio climático que el carbón, el petróleo y el gas natural.

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

CUESTIÓN 20

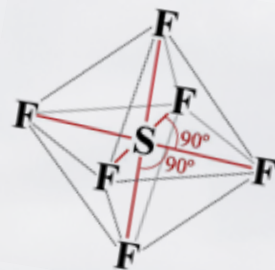
- 20) Señale cuál de las siguientes mejoras en los automóviles contribuye a reducir sus emisiones de dióxido de carbono:
- a) Mejora de su aerodinámica.
 - b) Instalación de convertidores catalíticos de tres vías en el tubo de escape.
 - c) Instalación de aire acondicionado/climatizador.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En primer lugar, puesto que el dióxido de carbono, CO_2 , en los automóviles se produce en la reacción de combustión de la gasolina/gasóleo (combustible), para un automóvil dado se conseguirá una reducción de las emisiones de este compuesto siempre que disminuya el consumo de combustible. Teniendo presente esta idea, se analizará la veracidad de cada una de las posibles respuestas:

- a) Una mejora de la aerodinámica disminuye la fuerza de rozamiento con el aire que experimenta el automóvil. Como esta fuerza se opone al movimiento, cuanto menor sea este rozamiento con el aire, para un desplazamiento dado a una velocidad dada, menor será el trabajo que deberá realizar el motor del automóvil. Y cuanto menor sea este trabajo, disminuirá proporcionalmente el consumo de combustible y, con ello, las emisiones de CO_2 . En consecuencia, la respuesta a es verdadera, lo que automáticamente convierte en falsa a la respuesta d.
- b) Los convertidores catalíticos de tres vías de los automóviles tienen como objetivo tratar los gases que se expulsan a través de los tubos de escape. En concreto, contienen un catalizador que es una combinación de finas partículas de platino y rodio soportadas sobre un entramado cerámico y que elimina tres contaminantes (de ahí su nombre): monóxido de carbono (CO), hidrocarburos inquemados (HC) y óxidos de nitrógeno (NO_x). Así, este catalizador favorece la oxidación completa hasta CO_2 del CO y de HC , mientras que los NO_x se reducen hasta dinitrógeno, N_2 . Por lo tanto, los convertidores catalíticos de tres vías no tienen una influencia significativa en el consumo de combustible, sino que su objetivo es minimizar la influencia de los automóviles en la calidad del aire. De este modo, no afectan de modo significativo a las emisiones de CO_2 , y siendo más rigurosos, se podría afirmar que producen un ligero aumento de las mismas, debido a las propias reacciones de oxidación de CO y HC que cataliza y al muy ligero incremento de combustible asociado al peso adicional que conlleva su instalación. Por lo tanto, la respuesta b es falsa.
- c) La climatización/refrigeración del vehículo implica, en invierno, aportar calor al interior del habitáculo, y en verano, retirar calor del interior (que está a menor temperatura) y cederlo al ambiente (a mayor temperatura). Puesto que ambos procesos requieren de energía para poder llevarlos a cabo, la climatización/refrigeración del vehículo puede implicar un pequeño incremento del consumo de combustible y, en consecuencia, un ligero aumento de las emisiones de CO_2 .

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

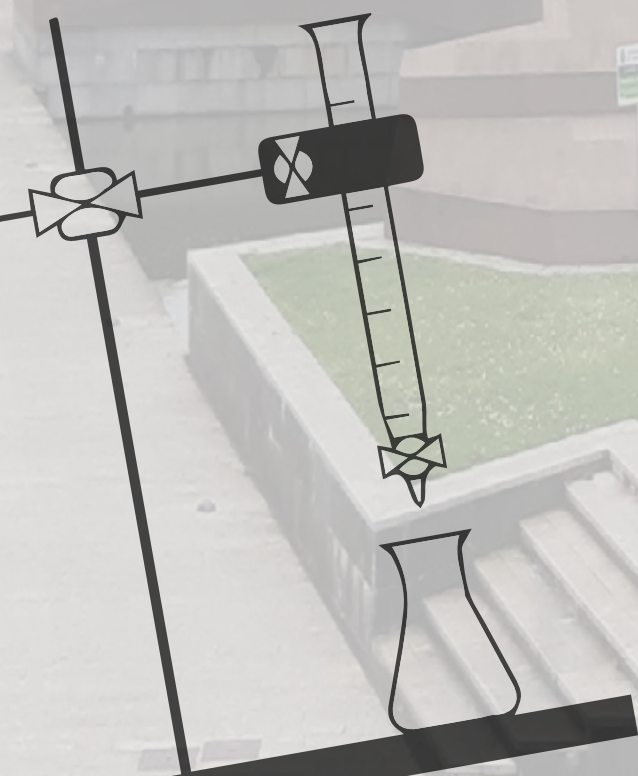


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

ENUNCIADO



VI MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)

26 de junio de 2020

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) Señale el pictograma que debería aparecer en todo envase de un ácido fuerte:

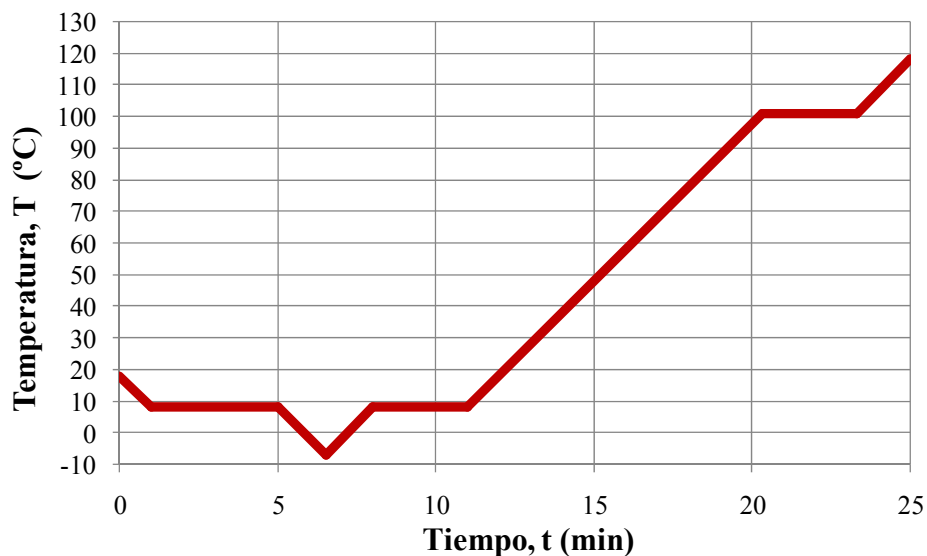


d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

2) Señale, de entre los siguientes, el material de laboratorio que no se utiliza para medir volúmenes:

- a) Matraz erlenmeyer.
- b) Matraz aforado.
- c) Pipeta.
- d) Bureta.

- 3) La gráfica que se muestra a continuación representa la evolución temporal de la temperatura de una sustancia pura a presión constante.



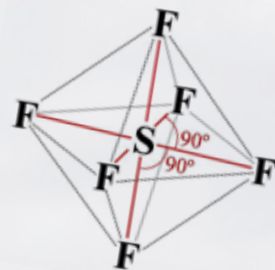
En el instante $t = 10$ min, señale el/los estado(s) de agregación del sistema formado por la mencionada sustancia pura, conocido que en estado sólido presenta una única variedad alotrópica:

- a) Sólido + líquido.
 - b) Líquido.
 - c) Líquido + gas.
 - d) No es posible determinar la respuesta.
- 4) Un átomo de yodo con 127 nucleones y 74 neutrones viene representado por:
- a) $^{127}_{74}\text{I}$.
 - b) $^{201}_{74}\text{I}$.
 - c) $^{74}_{53}\text{I}$.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 5) Indique el modelo/teoría atómico/a que popularmente se conoce como pudín de pasas:
- a) Teoría atómica de Dalton.
 - b) Modelo atómico de Rutherford.
 - c) Modelo atómico de Bohr.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 6) Señale la fórmula molecular del estibano:
- a) SiH_4 .
 - b) SnH_4 .
 - c) SbH_3 .
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 7) El nombre del ácido carbónico de acuerdo a la nomenclatura de hidrógeno introducida por la IUPAC en 2005 es:
- a) Hidrogeno(dioxidocarbonato).
 - b) Dihidrogeno(dioxidocarbonato).
 - c) Dihidrogeno(trioxidocarbonato).
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 8) Si un compuesto orgánico posee un único grupo funcional en el que hay un doble enlace C=O, es seguro que dicho compuesto no puede ser:
- a) Una amida.
 - b) Un alcohol.
 - c) Un ácido carboxílico.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 9) Nombre el siguiente hidrocarburo:
- $$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$$
- a) Propeno.
 - b) Propano.
 - c) Propino.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 10) En relación al elemento químico de número atómico $Z = 56$, se puede afirmar que es:
- a) Un gas noble.
 - b) Un anfígeno.
 - c) Un alcalinotérreo.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 11) La configuración electrónica del antimonio en su estado fundamental es:
- a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$.
 - b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$.
 - c) $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 12) La Tabla Periódica actual posee:
- a) 18 períodos y 7 grupos.
 - b) 18 períodos y 9 grupos.
 - c) 8 períodos y 7 grupos.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 13) Considérense dos anfígenos diferentes contiguos en la Tabla Periódica y de número atómico menor que 30. Se puede afirmar que:
- a) No existen compuestos de estos dos elementos, al tener una reactividad similar.
 - b) Pueden formar compuestos covalentes.
 - c) Pueden formar compuestos metálicos.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 14) Señale, de entre las siguientes, la propiedad característica de los compuestos iónicos:
- a) Son conductores de la corriente eléctrica en estado sólido.
 - b) Suelen ser líquidos a temperatura ambiente.
 - c) Son blandos.
 - d) Son frágiles.
- 15) Indique cuál de las siguientes propiedades no es característica de los metales:
- a) Son maleables.
 - b) Son dúctiles.
 - c) Tienen altos puntos de fusión y de ebullición, generalmente mayores que los de los cristales iónicos.
 - d) No se disuelven en los disolventes moleculares ordinarios, ni polares ni apolares, pero se disuelven bien unos metales en otros.
- 16) Señale la afirmación falsa en relación a las fuerzas intermoleculares:
- a) Entre moléculas apolares, no se establecen fuerzas intermoleculares.
 - b) Entre las moléculas de agua, se establecen enlaces de hidrógeno.
 - c) En general, las fuerzas intermoleculares son más intensas entre moléculas polares que entre moléculas apolares.
 - d) Pueden establecerse entre moléculas de muy diferente polaridad (p. ej., una molécula polar y otra apolar).
- 17) Si la energía de activación de una reacción es menor que la energía de activación de la reacción inversa, aquella reacción puede clasificarse como:
- a) Exotérmica.
 - b) Atérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 18) Una reacción química en la que la energía de los reactivos sea mayor que la de los productos puede clasificarse como:
- a) Exotérmica.
 - b) Atérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 19) Señale en qué condiciones la velocidad de reacción será mayor:
- a) La combustión de un leño en un recipiente cerrado con aire presurizado.
 - b) La combustión de las virutas que resultan de triturar el leño de la respuesta a en un recipiente cerrado con aire presurizado.
 - c) La combustión del leño de la respuesta a en aire.
 - d) La combustión de las virutas que resultan de triturar el leño de la respuesta a en aire.

- 20)** Para disminuir la energía de activación de una reacción química, se puede:
- a)** Aumentar la concentración de reactivos.
 - b)** Emplear un catalizador.
 - c)** Disminuir la presión.
 - d)** Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

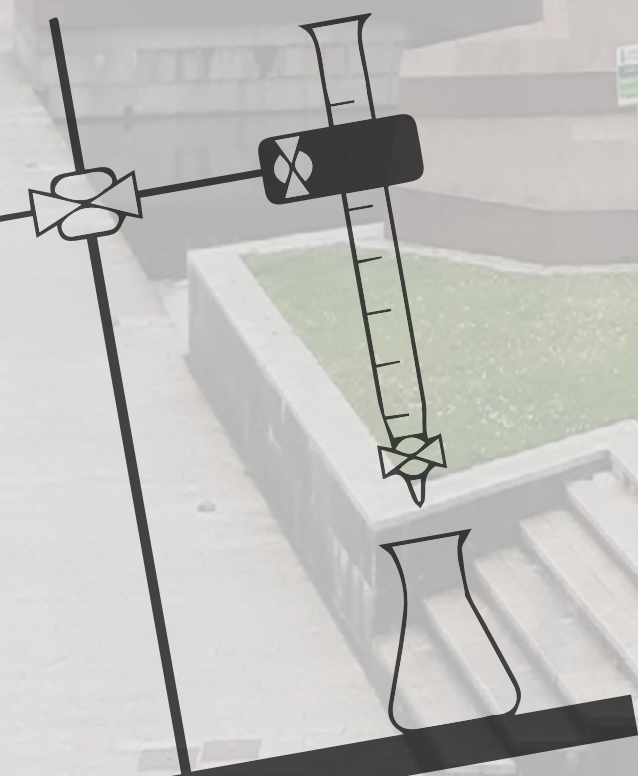


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

HOJA DE RESPUESTAS



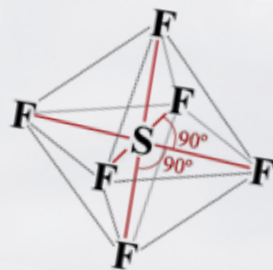
VI MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)
26 de junio de 2020

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	

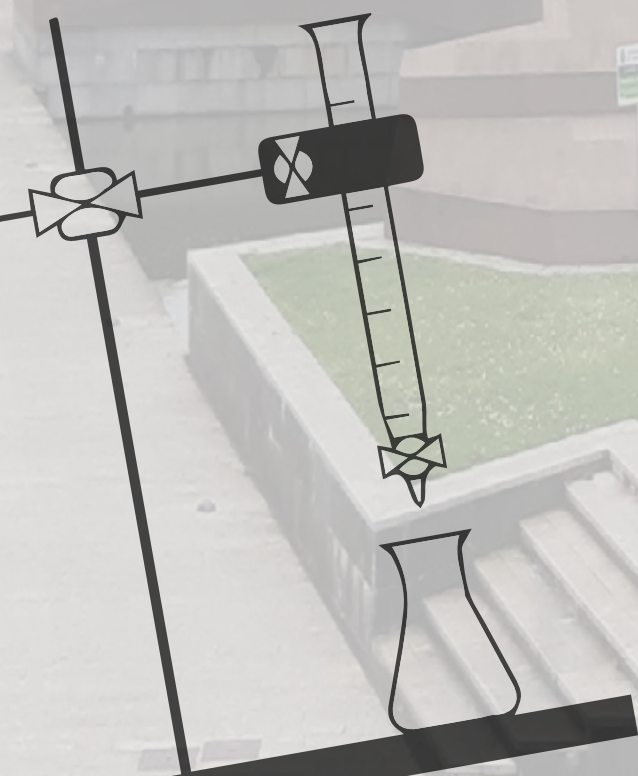


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

RESPUESTAS



VI MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)
26 de junio de 2020

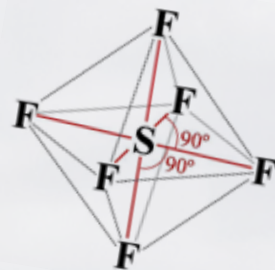
HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)

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

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

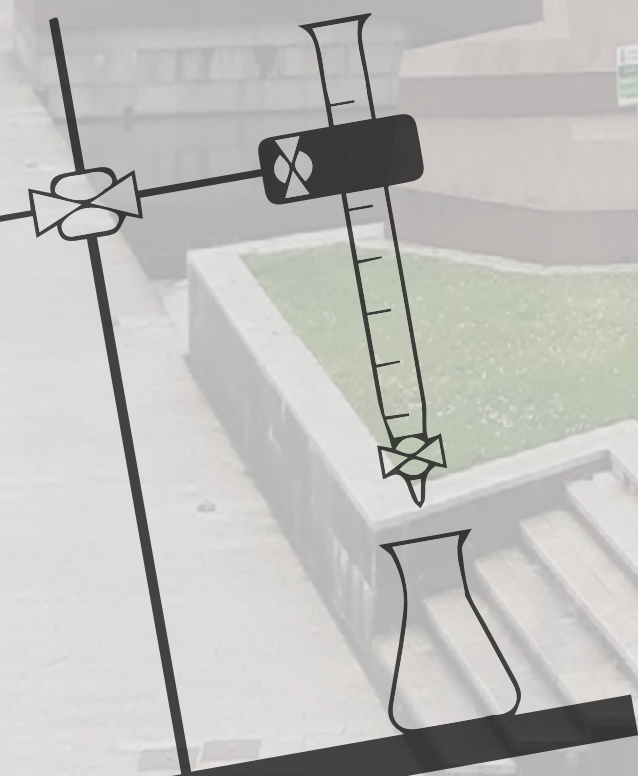


MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

RESOLUCIÓN



CUESTIÓN 1

1) Señale el pictograma que debería aparecer en todo envase de un ácido fuerte:



d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Los ácidos fuertes son corrosivos ya que llevan a cabo un ataque químico que destruye las células de los tejidos sobre los que actúan. De acuerdo con el Reglamento CLP (Classification, Labelling and Packaging), que es el reglamento europeo relativo a la clasificación, etiquetado y envasado de sustancias y mezclas químicas, a las sustancias corrosivas, como un ácido fuerte, se las identifica con el siguiente pictograma de peligro:



Por lo tanto, se concluye que la respuesta correcta es la b.

Por su parte, el pictograma de la respuesta a:



se utiliza para representar las siguientes clases de peligro: “sensibilización respiratoria o cutánea” (la categoría sensibilización cutánea se representa mediante otro pictograma), “mutagenicidad en células germinales”, “carcinogenicidad”, “toxicidad para la reproducción”, “toxicidad específica en determinados órganos por exposición única” (la categoría de menor peligro se representa por otro pictograma), “toxicidad específica en determinados órganos por exposición repetida” y “peligro por aspiración”.

En relación al pictograma de la respuesta c:



se emplea para señalar las siguientes clases de peligro: “gases inflamables (incluidos los gases químicamente inestables)”, “aerosoles”, “líquidos inflamables”, “sólidos inflamables”, “sustancias y mezclas que reaccionan espontáneamente” (las categorías de mayor peligro pueden representarse por otro pictograma), “líquidos pirofóricos”, “sólidos pirofóricos”, “sustancias y mezclas que experimentan calentamiento espontáneo”, “sustancias y mezclas que, en contacto con el agua, desprenden gases inflamables” y peróxidos orgánicos” (las categorías de mayor peligro pueden representarse por otro pictograma).

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

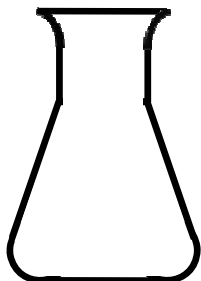
CUESTIÓN 2

- 2) Señale, de entre los siguientes, el material de laboratorio que no se utiliza para medir volúmenes:
- a) Matraz erlenmeyer.
 - b) Matraz aforado.
 - c) Pipeta.
 - d) Bureta.

Resolución

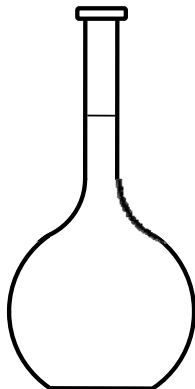
A continuación, se analizará cada uno de los materiales de laboratorio citados en el enunciado de la cuestión:

- a) Matraz erlenmeyer:



Es un material de laboratorio volumétrico cualitativo, puesto que aunque suele estar graduado, la precisión de estas marcas es muy baja y son meramente informativas. Suelen ser de vidrio y tienen forma troncocónica, finalizando en un cuello cilíndrico corto. Esta forma tiene por objeto evitar las salpicaduras cuando se agita las disoluciones que contiene, por lo que se emplea en valoraciones como el recipiente que contiene la disolución problema. En consecuencia, no se utiliza para medir volúmenes, por lo que la respuesta a es la correcta.

- b) Matraz aforado:



Se trata de un material de laboratorio volumétrico de contenido, cuantitativo y de alta precisión. Al contar con un único aforo, permite la medida de un único volumen en cada matraz aforado. Consiste en una pieza de vidrio de forma más o menos esférica, con el fondo plano para facilitar su asiento. En su parte superior, cuenta con una boca cilíndrica y estrecha en la que se encuentra el aforo. Se utiliza para medir volúmenes exactos de líquidos en la preparación de disoluciones. Por lo tanto, la respuesta b no es correcta.

c) Pipeta:



Es un material de laboratorio volumétrico de vertido, cuantitativo y de alta precisión. Si la pipeta está graduada (como la de la figura), el volumen que mide puede ser variable; pero si es aforada, solo puede medir un único volumen fijo. Es un tubo fino de vidrio de alta calidad que en su parte inferior tiene forma cónica. Por su parte superior, se incorpora un aspirador (p. ej., una pera) para absorber el líquido. Se utiliza para trasvasar volúmenes conocidos (mediante la medida en la propia pipeta) entre recipientes. Se concluye así que la respuesta c es falsa.

d) Bureta:

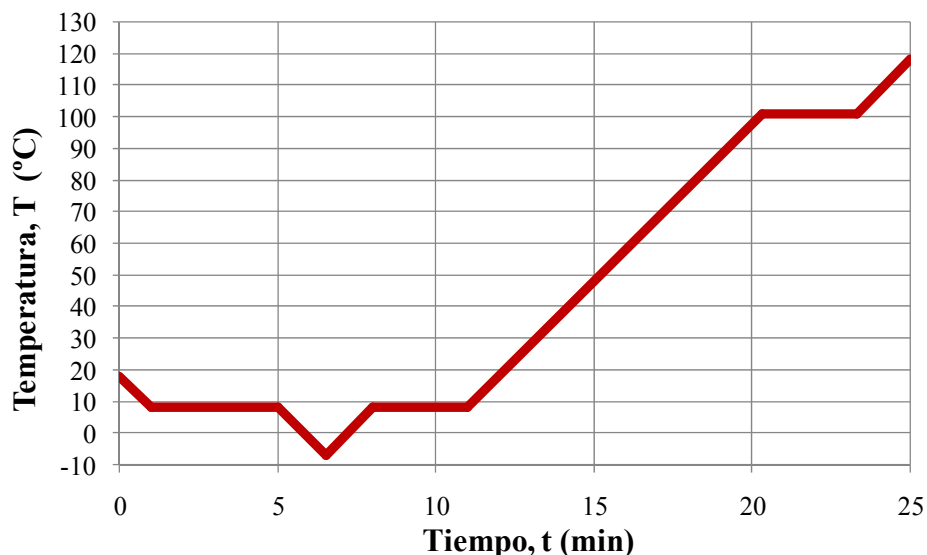


Se trata de un material de laboratorio volumétrico de vertido, cuantitativo y de alta precisión. Gracias a su graduación, puede medir volúmenes variables. Consiste en un tubo fino de vidrio (algo más grueso que la pipeta) que en su parte inferior (en donde se estrecha) tiene una llave que permite abrir o cerrar el paso de líquido, que se introduce por su parte superior. Se emplea en volumetrías para medir con precisión el volumen de reactivo de concentración conocida (disolución estándar o patrón) gastado por la misma. De esta forma, se deduce que la respuesta d es falsa.

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

CUESTIÓN 3

- 3) La gráfica que se muestra a continuación representa la evolución temporal de la temperatura de una sustancia pura a presión constante.



En el instante $t = 10$ min, señale el/los estado(s) de agregación del sistema formado por la mencionada sustancia pura, conocido que en estado sólido presenta una única variedad alotrópica:

- a) Sólido + líquido.
- b) Líquido.
- c) Líquido + gas.
- d) No es posible determinar la respuesta.

Resolución

En la gráfica temperatura-tiempo, puede apreciarse cómo durante los primeros 6,5 minutos se somete a la sustancia a un enfriamiento, ya que la temperatura en general disminuye (en ningún caso aumenta). Por el contrario, a partir de ese instante ($t = 6,5$ min), se procede a calentar la sustancia pura, puesto que, en general, la temperatura aumenta (en ningún caso disminuye).

Además, descartado que la sustancia pueda experimentar transformaciones alotrópicas al presentar una única variedad alotrópica en estado sólido, se concluye que durante los períodos de tiempo en los que la temperatura permanece constante se producen cambios de estado. Ello se debe a que las sustancias puras, a presión constante, efectúan los cambios de estado a temperatura constante. De esta forma, en la gráfica se observan tres cambios de estado: entre los minutos 1 y 5, entre los minutos 8 y 11, y entre los minutos 20,3 y 23,3. El primero de ellos es un cambio regresivo, ya que se produce mientras se enfría la sustancia pura ($t < 6,5$ min), y los dos restantes son progresivos, puesto que se llevan a cabo durante el proceso de calentamiento ($t > 6,5$ min).

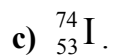
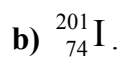
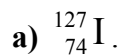
Dado que se efectúan dos cambios de estado progresivos consecutivos, se deduce que estos deben ser fusión (entre los minutos 8 y 11) y evaporación (entre los minutos 20,3 y 23,3). Mientras dura un cambio de estado, coexisten los dos estados conectados por

dicho cambio de estado: en el caso de la fusión, los estados sólido y líquido. Por consiguiente, puesto que en el instante $t = 10 \text{ min}$ se está produciendo la fusión de la sustancia pura, la sustancia pura se encontrará como una mezcla heterogénea de sólido y líquido de la misma.

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

CUESTIÓN 4

4) Un átomo de yodo con 127 nucleones y 74 neutrones viene representado por:



d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Los átomos de un determinado isótopo de un elemento pueden representarse mediante la notación ${}^A_Z\text{X}$, donde X es el símbolo del elemento químico, A es su número másico y Z es su número atómico. Por definición, el número másico, A se corresponde con el número de nucleones (protones y neutrones) del átomo, y el número atómico, Z, representa el número de protones.

En el caso del átomo de yodo, I, de la cuestión, como posee 127 nucleones, se verifica que $A = 127$. A su vez, dado que se conoce su número de neutrones, $N = 74$, el número de protones puede calcularse según:

$$Z = A - N = 127 - 74 = 53$$

De esta forma, la notación ${}^A_Z\text{X}$ que representa el átomo de yodo de la cuestión es: ${}^{127}_{53}\text{I}$.

Como puede apreciarse, esta no se corresponde con ninguna de las respuestas a-c, por lo que son falsas, de modo que **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 5

- 5) Indique el modelo/teoría atómico/a que popularmente se conoce como pudín de pasas:
- a) Teoría atómica de Dalton.
 - b) Modelo atómico de Rutherford.
 - c) Modelo atómico de Bohr.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Se conoce como pudín de pasas al modelo atómico de Thomson, ya que este modelo establece que cada átomo está formado por una esfera con carga positiva uniforme en cuyo interior están embebidos los electrones. Así, los electrones se disponen equidistantes del centro, distribuidos uniformemente para minimizar su repulsión, y en el caso de átomos con muchos electrones, en círculos concéntricos entre sí y con la esfera del propio átomo. En cierto modo recuerda a como se distribuyen las pasas en el interior de un pudín, de ahí su nombre. Puesto que ninguna de las respuestas a-c hace referencia a este modelo atómico, se concluye que la respuesta d es la correcta.

Debe recordarse que, según la Teoría atómica de Dalton, los átomos son indivisibles de modo que ignora la existencia de las partículas subatómicas.

Por otro lado, los modelos atómicos de Rutherford y de Bohr son de tipo planetario, ya que ambos, con sus diferencias, coinciden en señalar que los átomos constan de un núcleo de tamaño muy inferior al del átomo que concentra toda la carga positiva y la práctica totalidad de la masa del átomo. Alrededor de este núcleo central y a gran distancia del mismo en comparación a su tamaño, en la corteza, giran los electrones a gran velocidad. Así, se clasifican ambos modelos atómicos como planetarios por las semejanzas que guardaría el átomo con el Sistema Solar, de modo que el Sol haría el papel de núcleo y los planetas de electrones.

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

CUESTIÓN 6

- 6) Señale la fórmula molecular del estibano:
- a) SiH_4 .
 - b) SnH_4 .
 - c) SbH_3 .
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

El estibano es el nombre que la nomenclatura de sustitución otorga al trihidruro de antimonio (según la nomenclatura de composición), SbH_3 . Por consiguiente, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 7

- 7) El nombre del ácido carbónico de acuerdo a la nomenclatura de hidrógeno introducida por la IUPAC en 2005 es:
- a) Hidrogeno(dioxidocarbonato).
 - b) Dihidrogeno(dioxidocarbonato).
 - c) Dihidrogeno(trioxidocarbonato).
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

El ácido carbónico es el nombre vulgar aceptado de uno de los oxoácidos del carbono. Puesto que el carbono tiene dos posibles números de oxidación (positivos), +2 y +4, los nombres vulgares de sus oxoácidos utilizarán dos sufijos: -oso (para el oxoácido con el menor número de oxidación del carbono, +2) e -ico (para el oxoácido con el mayor número de oxidación del carbono, +4). Por lo tanto, el ácido carbónico es el oxoácido en el que el carbono presenta un número de oxidación de +4.

Este oxoácido se forma a partir del óxido de carbono(IV), CO_2 , añadiéndole una molécula de agua, H_2O :



En consecuencia, la fórmula molecular del ácido carbónico es H_2CO_3 .

En la nomenclatura de hidrógeno introducida por la IUPAC en 2005, se escribe la palabra hidrogeno (sin tilde) y a continuación, entre paréntesis, oxido (sin tilde) y la raíz del tercer elemento (en este caso, el carbono) terminado en -ato. Además, si hubiese más de un átomo de alguno de los elementos, se emplean los prefijos multiplicativos di-, tri-... donde correspondan. De este modo, el nombre de H_2CO_3 según esta nomenclatura de hidrógeno es dihidrogeno(trioxidocarbonato), lo que se corresponde con la respuesta c.

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

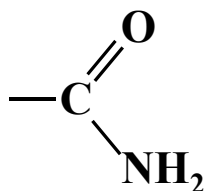
CUESTIÓN 8

- 8) Si un compuesto orgánico posee un único grupo funcional en el que hay un doble enlace C=O, es seguro que dicho compuesto no puede ser:
- a) Una amida.
 - b) Un alcohol.
 - c) Un ácido carboxílico.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La resolución de la cuestión exige conocer la estructura de los grupos funcionales indicados en el enunciado de la misma:

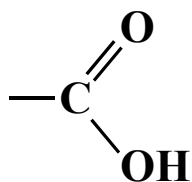
a) Amida:



b) Alcohol:



c) Ácido carboxílico:



Como puede apreciarse, tanto la amida como el ácido carboxílico contienen un doble enlace C=O. En cambio, en los alcoholes no hay ningún doble enlace C=O, ya que el oxígeno se une mediante un enlace sencillo al carbono correspondiente. En consecuencia, la respuesta correcta es la b, lo que convierte en falsa la respuesta d.

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

CUESTIÓN 9

9) Nombre el siguiente hidrocarburo:



- a) Propeno.
- b) Propano.
- c) Propino.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Este hidrocarburo es un alqueno lineal, al tener un doble enlace carbono-carbono, $\text{C}=\text{C}$, y no presentar ramificaciones. Por lo tanto, se nombrará mediante el prefijo relativo al número de carbonos prop- (el correspondiente a tres átomos de carbono) y el sufijo -eno característico de los alquenos: propeno. Debe indicarse que en este caso no es necesario utilizar un localizador para indicar la posición del doble enlace, ya que al haber solo tres átomos de carbono, la cadena se empezará a numerar siempre por el extremo donde se encuentre el doble enlace, de modo que a este le corresponderá en cualquier caso la posición 1. En consecuencia, **la respuesta correcta es la a.**

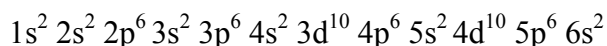
CUESTIÓN 10

- 10) En relación al elemento químico de número atómico $Z = 56$, se puede afirmar que es:
- a) Un gas noble.
 - b) Un anfígeno.
 - c) Un alcalinotérreo.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Conocido el número atómico del elemento, puede determinarse su posición en la Tabla Periódica directamente contando posiciones en la misma o, de forma más eficiente, escribiendo su configuración electrónica y analizándola. Puesto que la primera opción es muy laboriosa pero trivial, se desarrollará a continuación la segunda alternativa de resolución.

La configuración electrónica de un átomo viene determinada por el Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau, según el cual los electrones ocupan sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía, y el Principio de exclusión de Pauli, que establece que en cada orbital puede haber un máximo de dos electrones con espines contrarios. A su vez, el orden de energía de los orbitales viene reflejado por el diagrama de Möeller. De este modo, en base a las ideas anteriores, la configuración electrónica del elemento de número atómico $Z = 56$ es:



Como puede apreciarse, los electrones más externos (los alojados en el orbital de mayor tamaño, en este caso, el orbital 6s) se encuentran en un orbital del sexto nivel energético ($n = 6$), por lo que el elemento pertenece al período 6. Por su parte, puesto que el electrón diferenciador (el electrón adicional que se añade al pasar del elemento anterior, de número atómico $Z-1$, al elemento considerado) se corresponde con el segundo electrón del orbital 6s, quiere decir que el elemento pertenece al segundo grupo (columna) del bloque s de la Tabla Periódica. Como el bloque s lo conforman los alcalinos y alcalinotérreos, se concluye que el elemento de $Z = 56$ pertenece al grupo 2 de la Tabla Periódica, por lo que es un alcalinotérreo, y en concreto, es el bario, Ba.

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

CUESTIÓN 11

11) La configuración electrónica del antimonio en su estado fundamental es:

- a) [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$.
- b) [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$.
- c) [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^3$.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En primer lugar, para conocer la configuración electrónica de un elemento debe conocerse su número atómico, para lo cual, a su vez, resulta de gran ayuda poderlo ubicar en la Tabla Periódica. Por ello, la clave de esta cuestión estriba en conocer la posición del antimonio, Sb, en la Tabla Periódica. Puesto que el antimonio es el nitrogenoideo (grupo 15) que se sitúa debajo del arsénico, As, y encima del bismuto, Bi, se deduce que el antimonio pertenece al período 5 y al grupo 15. En base a esta posición, y teniendo de referencia el número atómico de los gases nobles, puede hallarse el número atómico del Sb. Para ello, a continuación se reproducirá la parte de la Tabla Periódica que resulta de interés (los períodos 1-6 y los grupos 15-18):

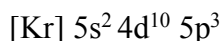
Período	Grupo			
	15	16	17	18
1				² He
2	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
3	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
4	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr
5	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe
6	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn

En consecuencia, se concluye que el número atómico, Z, del Sb es 51.

En el enunciado de la cuestión se emplea la configuración electrónica abreviada o de kernel, que consta de un núcleo de gas noble, que muestra entre paréntesis el símbolo del gas noble que antecede al elemento considerado y representa abreviadamente la distribución de los electrones situados en los orbitales menos energéticos del átomo (en concreto, de un número de electrones igual al número atómico del gas noble anterior). A

continuación del símbolo entre paréntesis del gas noble, se indican los subniveles energéticos ocupados por electrones adicionales a los de dicho gas noble y el número de estos en cada subnivel. De esta forma, en el caso del Sb, el gas noble anterior es el kriptón, Kr, por lo que el núcleo de gas noble de la configuración electrónica del Sb debe representarse mediante [Kr], lo que permite descartar las respuestas a y b.

A su vez, para conocer la distribución de los 15 electrones adicionales ($51 - 36$) que tiene un átomo neutro de Sb respecto a otro de Kr, se deben tener en cuenta el Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau, según el cual los electrones ocupan sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía, y el Principio de exclusión de Pauli, que establece que en cada orbital puede haber un máximo de dos electrones con espines contrarios. A su vez, el orden de energía de los orbitales viene reflejado por el diagrama de Möeller. De acuerdo a todo lo expuesto, la configuración electrónica abreviada o de kernel del antimonio viene dada por:



Como puede apreciarse, esta configuración electrónica se corresponde con la expuesta en la respuesta c.

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

CUESTIÓN 12

12) La Tabla Periódica actual posee:

- a) 18 períodos y 7 grupos.
- b) 18 períodos y 9 grupos.
- c) 8 períodos y 7 grupos.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

En la Tabla Periódica, los elementos químicos se ordenan por orden creciente de número atómico en columnas, denominadas grupos, de modo que, en general, todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración electrónica de la capa de valencia (capa o nivel más externo). De esta forma, los 118 elementos químicos descubiertos hasta la actualidad se ordenan en 18 grupos (columnas) y 7 períodos (filas), tal y como se muestra a continuación:

		Grupos																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Períodos	1																		
	2																		
	3																		
	4																		
	5																		
	6																		
	7																		

Debe recordarse que los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos) se sitúan fuera de la Tabla Periódica (se corresponde con los 28 elementos que se ubican, separada de la misma, en su parte inferior), por lo que no se cuentan a efectos de períodos ni de grupos.

Por consiguiente, puesto que ninguna de las respuestas a-c recoge la que sería la respuesta correcta (7 períodos y 18 grupos), se deduce que **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 13

- 13) Considérense dos anfígenos diferentes contiguos en la Tabla Periódica y de número atómico menor que 30. Se puede afirmar que:
- a) No existen compuestos de estos dos elementos, al tener una reactividad similar.
 - b) Pueden formar compuestos covalentes.
 - c) Pueden formar compuestos metálicos.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

Los anfígenos son los elementos pertenecientes al grupo 16 de la Tabla Periódica, esto es, el grupo encabezado por el oxígeno. A continuación, se exponen los grupos 16-18 (se usan los gases nobles de referencia para asignar los números atómicos) de los 4 primeros períodos:

Período	Grupo		
	16	17	18
1			² He
2	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
3	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
4	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr

Como puede apreciarse, únicamente hay dos anfígenos con un número atómico menor de 30: el oxígeno, O, y el azufre, S. Ambos elementos son no metales, de modo que se unen mediante enlaces covalentes, en los que se comparten los electrones de valencia, para cumplir la regla del octeto y alcanzar la configuración electrónica de gas noble. De este modo, el oxígeno y el azufre pueden formar compuestos covalentes. En concreto, forman entre sí óxidos de azufre: SO, monóxido de azufre u óxido de azufre(II); SO₂, dióxido de azufre u óxido de azufre(IV); y SO₃, trióxido de azufre u óxido de azufre(VI).

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

CUESTIÓN 14

- 14) Señale, de entre las siguientes, la propiedad característica de los compuestos iónicos:
- a) Son conductores de la corriente eléctrica en estado sólido.
 - b) Suelen ser líquidos a temperatura ambiente.
 - c) Son blandos.
 - d) Son frágiles.

Resolución

Para resolver la cuestión, se estudiará cada una de las propiedades mencionadas en relación con los compuestos iónicos:

- a) Respecto a su conductividad eléctrica, los compuestos iónicos típicos son aislantes, ya que los iones están fijos en las posiciones reticulares de la red cristalina. Sin embargo, en disolución o en estado líquido, los iones de un compuesto iónico tienen la movilidad suficiente como para poder desplazarse dentro de un campo eléctrico. Así, aunque los compuestos iónicos fundidos o disueltos (electrolitos) sean conductores de la corriente eléctrica, en estado sólido se consideran aislantes eléctricos. Se concluye entonces que la respuesta a es falsa.
- b) Los compuestos iónicos presentan elevadas temperaturas de fusión y ebullición, debido a la fuerte atracción entre los iones, que hace que se requiera mucha energía para separar a los iones o modificar las posiciones que ocupan en el cristal. Por ello, para que los iones puedan abandonar el cristal y alcanzar la movilidad en el líquido se requieren altas temperaturas (y más aún para pasar a estado gaseoso), lo que hace que a temperatura ambiente los compuestos iónicos se caractericen por hallarse en estado sólido (y no en estado líquido). En consecuencia, la respuesta b es falsa.
- c) La dureza es la propiedad que mide la resistencia que ofrece un sólido a ser rayado por otro. Si se raya un sólido, implica que se han roto cierto número de enlaces en su superficie. Y la rotura de enlaces no es sencilla en los compuestos iónicos debido a la fuerte interacción establecida entre los iones de carga opuesta que hacen que se mantengan fuertemente unidos por interacciones atractivas de naturaleza electrostática. Por lo tanto, los compuestos iónicos no son blandos, sino duros, lo que hace que la respuesta c sea falsa.
- d) La fragilidad de los compuestos iónicos puede explicarse considerando que un ligero desplazamiento de los planos cristalinos produce repulsiones electrostáticas, con la siguiente fractura del cristal: por ejemplo, si un plano cristalino avanzara una distancia interiónica, los iones del mismo signo estarían adyacentes en la red cristalina, repeliéndose entre sí y provocando la separación de estos planos cristalinos, lo que conlleva a su vez la fractura del cristal. Se concluye así que la respuesta d es verdadera.

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

CUESTIÓN 15

15) Indique cuál de las siguientes propiedades no es característica de los metales:

- a) Son maleables.
- b) Son dúctiles.
- c) Tienen altos puntos de fusión y de ebullición, generalmente mayores que los de los cristales iónicos.
- d) No se disuelven en los disolventes moleculares ordinarios, ni polares ni apolares, pero se disuelven bien unos metales en otros.

Resolución

La resolución de la cuestión exige analizar cada una de las propiedades mencionadas en relación con los metales:

- a) Los metales son maleables, es decir, pueden deformarse plásticamente (permanentemente) por compresión para formar láminas delgadas o planchas. Ello es posible porque la deformación de la red cristalina no implica la aparición de fuerzas repulsivas que puedan romper el cristal, como ocurre en los cristales iónicos. En la deformación de un metal, aunque los cationes metálicos se desplacen, siempre está presente entre los mismos la nube electrónica formada por los electrones de valencia que se comparten colectivamente entre todos los átomos del metal, de modo que se evitan dichas repulsiones electrostáticas. Por lo tanto, dado que los metales sí son maleables, la respuesta a es falsa.
- b) Los metales son dúctiles ya que pueden deformarse plásticamente sin romperse bajo la acción de fuerzas, lo que, por ejemplo, permite obtener hilos o alambres. Se debe a que, al deformarse, no aparecen fuerzas de repulsión entre los cationes, como ya se ha comentado en la respuesta anterior de esta misma cuestión. Puesto que los metales son dúctiles, se concluye que la respuesta b es falsa.
- c) Los puntos de fusión y de ebullición son variables, aunque generalmente altos. Sin embargo, los puntos de fusión y de ebullición de los metales son más bajos que los de los cristales iónicos o covalentes, puesto que el enlace metálico es menos fuerte que el enlace iónico o covalente. De este modo, la afirmación de la respuesta c es falsa, lo que hace que sea la respuesta correcta.
- d) Para analizar la solubilidad de las sustancias, en una primera aproximación puede emplearse el viejo aforismo “semejante disuelve a semejante”. Por ello, los metales se disuelven muy bien unos en otros originando numerosas aleaciones y amalgamas, pero no se disuelven en disolventes moleculares ordinarios, ni polares (p. ej., agua) ni apolares (p. ej., benceno). Así, se concluye que la respuesta d es falsa.

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

CUESTIÓN 16

- 16) Señale la afirmación falsa en relación a las fuerzas intermoleculares:
- a) Entre moléculas apolares, no se establecen fuerzas intermoleculares.
 - b) Entre las moléculas de agua, se establecen enlaces de hidrógeno.
 - c) En general, las fuerzas intermoleculares son más intensas entre moléculas polares que entre moléculas apolares.
 - d) Pueden establecerse entre moléculas de muy diferente polaridad (p. ej., una molécula polar y otra apolar).

Resolución

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

- a) Entre cualesquiera dos moléculas, independientemente de su polaridad, siempre se establecen fuerzas intermoleculares. Así, entre moléculas apolares, se establecen fuerzas de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido, que se denominan fuerzas de dispersión de London. Por lo tanto, esta respuesta es falsa, lo que la convierte en la respuesta correcta.
- b) El enlace de hidrógeno se produce entre un átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño (átomo A) con otro átomo muy electronegativo, de pequeño tamaño y con al menos un par de electrones no compartidos (átomo B) de otra molécula (o de la misma, si se dan las condiciones apropiadas). Así, para que se establezca un enlace de hidrógeno, tanto el átomo A como el B deben ser flúor, oxígeno o nitrógeno, pudiendo ser A y B iguales (átomos del mismo elemento) o diferentes. En el caso del agua, se pueden establecer enlaces de hidrógeno entre un átomo de hidrógeno de una molécula de agua (que se encuentra unido al átomo de oxígeno de dicha molécula) y el átomo de oxígeno de otra molécula de agua, teniendo este átomo dos pares de electrones no compartidos. Se concluye así que la respuesta b es verdadera, por lo que no constituye la respuesta correcta.
- c) Las fuerzas intermoleculares entre moléculas polares son más intensas que entre moléculas apolares. Ello se debe a que, además de las fuerzas de dispersión de London que se establecen entre todo tipo de moléculas y que, en general, son las fuerzas intermoleculares más débiles de todas, las moléculas polares pueden interactuar mediante fuerzas dipolo-dipolo y, en algunos casos, mediante enlaces de hidrógeno. En consecuencia, esta afirmación es verdadera, lo que determina que la respuesta c no sea la correcta.
- d) En efecto, pueden establecerse fuerzas intermoleculares entre moléculas de diferente polaridad, como tiene lugar entre una molécula polar y otra apolar. Así, entre moléculas polares y apolares se establecen fuerzas de tipo dipolo-dipolo inducido, en las que los dipolos de las moléculas polares inducen dipolos en las moléculas apolares, viéndose atraídos electrostáticamente ambos tipos de moléculas. De este modo, la respuesta d es verdadera, lo que hace que no sea la respuesta correcta.

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

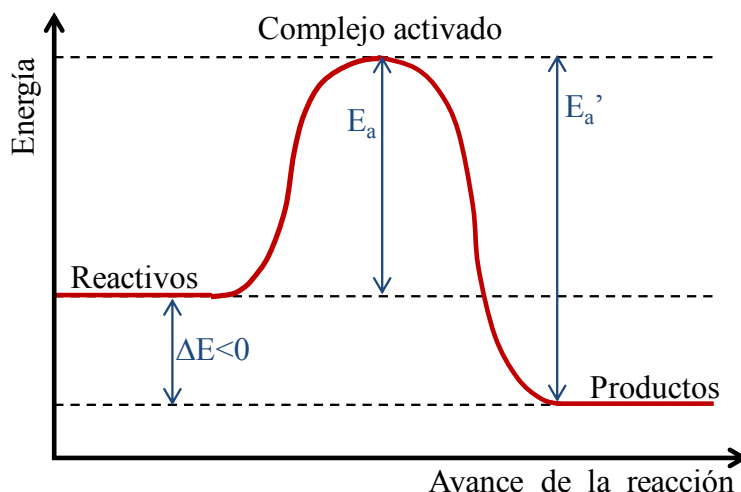
CUESTIÓN 17

- 17) Si la energía de activación de una reacción es menor que la energía de activación de la reacción inversa, aquella reacción puede clasificarse como:
- a) Exotérmica.
 - b) Atérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

De acuerdo con la Teoría del estado de transición, la energía de activación de una reacción química, E_a , es la variación de energía que acompaña a la formación del complejo activado, esto es, la diferencia de energía entre el complejo activado y los reactivos. Debe recordarse que el complejo activado es una estructura química intermedia de elevada energía entre los reactivos y productos de la reacción, en la que se han debilitado los enlaces antiguos y se han comenzado a formar los nuevos.

En base a lo expuesto, la energía de activación de la reacción inversa, E_a' , a una considerada (aquella que transcurre de los productos a los reactivos de la reacción inicialmente considerada) se define como la diferencia de energía entre el complejo activado (el mismo para las reacciones directa e inversa) y los productos de la reacción considerada (directa). De este modo, si la energía de activación de una reacción (directa) es menor que la de la reacción inversa, $E_a < E_a'$, el diagrama en el que se representa la energía del sistema reaccionante en función del avance de la reacción queda:



Se concluye así que la variación de energía de una reacción química, ΔE , puede calcularse como la diferencia de las energías de activación de las reacciones directa, E_a , e inversa, E_a' : $\Delta E = E_a - E_a'$. Puesto que $E_a < E_a'$, se deduce que $\Delta E < 0$, es decir, se desprende energía en la reacción ya que la energía de los productos es menor que la de los reactivos, por lo que la reacción es exotérmica, como afirma la respuesta a.

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

CUESTIÓN 18

- 18) Una reacción química en la que la energía de los reactivos sea mayor que la de los productos puede clasificarse como:
- a) Exotérmica.
 - b) Atérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

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 se calcula según:

$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}}$$

En el caso que se plantea en la cuestión, se verifica que $E_{\text{reactivos}} > E_{\text{productos}}$, lo que implica que $\Delta E < 0$, es decir, se desprende energía en la reacción química. Por definición, aquellas reacciones en la que la energía de los reactivos es superior a la de los productos, de forma que el sistema de reacción cede energía al medio exterior, generalmente en forma de calor, son exotérmicas. Por lo tanto, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 19

19) Señale en qué condiciones la velocidad de reacción será mayor:

- a) La combustión de un leño en un recipiente cerrado con aire presurizado.
- b) La combustión de las virutas que resultan de triturar el leño de la respuesta a en un recipiente cerrado con aire presurizado.
- c) La combustión del leño de la respuesta a en aire.
- d) La combustión de las virutas que resultan de triturar el leño de la respuesta a en aire.

Resolución

En esta cuestión, se estudia la velocidad de reacción de la combustión de la madera con el oxígeno del aire, originando dióxido de carbono, CO_2 , y agua, H_2O . Como puede apreciarse, se analiza la influencia de utilizar un leño o virutas de madera y aire (a presión atmosférica) o aire presurizado. El empleo de un leño o de virutas de madera afecta a la superficie de contacto entre los reactivos, ya que se trata de una reacción heterogénea, en la que los reactivos se encuentran en distintas fases: la madera en fase sólida y el oxígeno del aire en fase gaseosa. Por su parte, la utilización de aire o aire presurizado se relaciona con la concentración de reactivos, ya que en el aire presurizado, al contener más moléculas gaseosas, la concentración molar de oxígeno en la fase gaseosa será mayor respecto a cuando se emplea aire a presión atmosférica.

Para analizar la velocidad de reacción de estos dos factores se recurrirá a la Teoría de colisiones. Esta teoría considera que las reacciones químicas tienen lugar cuando se produce el choque eficaz de las moléculas de reactivos, para lo cual deben cumplirse dos condiciones:

- Las moléculas de reactivos deben contar con la suficiente energía para que en el choque se puedan romper enlaces químicos de estas moléculas de reactivos.
- Las moléculas de reactivos han de disponerse 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.

Así, 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 (en este caso, la superficie madera/aire). Cuanta mayor es la superficie de contacto, mayor número de colisiones totales ocurrirá entre las moléculas de reactivos y, en consecuencia, el número de colisiones eficaces aumentará en la misma proporción, incrementándose la velocidad de reacción. De esta forma, como la superficie de las virutas de madera es mucho mayor que la de la misma madera en forma de leño (la superficie específica o superficie por unidad de volumen aumenta a medida que disminuye el tamaño de las partículas), se concluye que el empleo de virutas de madera conduce a mayores velocidades de reacción. Se descartan así las respuestas a y c, en las que la madera se encuentra en forma de leño.

En relación a la influencia de la concentración de reactivos, debe tenerse en cuenta que cuanto mayor sea esta, mayor número de moléculas de reactivos por unidad de volumen

y, en consecuencia, mayor probabilidad de que se produzcan choques entre las moléculas de reactivos, incrementándose igualmente de forma proporcional el número de choques eficaces. Así, puesto que la concentración del oxígeno gaseoso es mayor en el aire presurizado que en el aire (a presión atmosférica), se deduce que la velocidad de reacción es mayor con aire presurizado que con aire (a presión atmosférica). De esta forma, se descartan las respuestas c y d, ya que en ellas se utiliza aire para proporcionar el oxígeno.

Por consiguiente, la mayor velocidad de reacción se obtendrá cuando reaccionan virutas de madera con aire presurizado, lo que se corresponde con la respuesta b.

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

CUESTIÓN 20

20) Para disminuir la energía de activación de una reacción química, se puede:

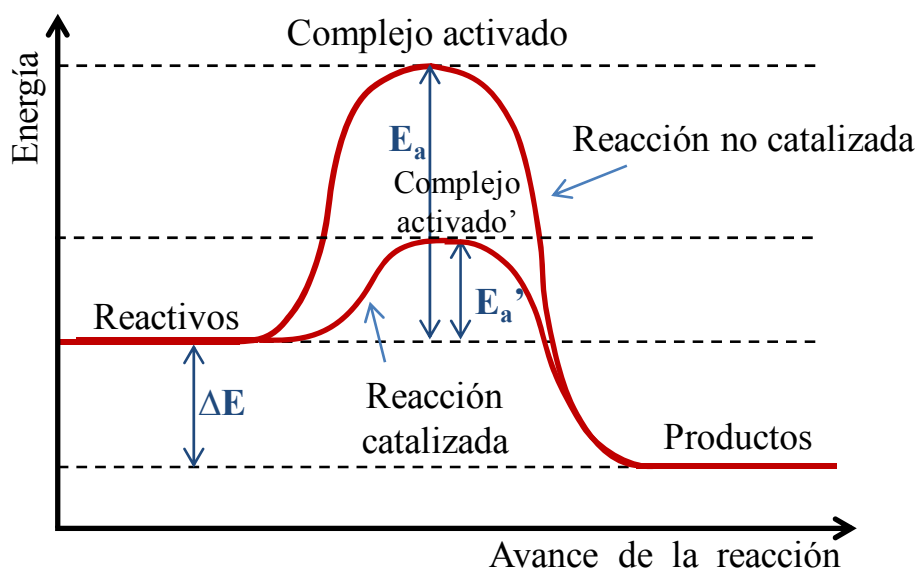
- a) Aumentar la concentración de reactivos.
- b) Emplear un catalizador.
- c) Disminuir la presión.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Resolución

La energía de activación de una reacción química, E_a , según la Teoría del estado de transición, es la variación de energía que acompaña a la formación del complejo activado. A su vez, el complejo activado es una estructura química intermedia de elevada energía entre los reactivos y productos de la reacción, en la que se han debilitado los enlaces antiguos y se han comenzado a formar los nuevos.

La energía de activación de una reacción química depende del mecanismo de la reacción, que es la secuencia de etapas elementales que conducen a la formación del producto, esto es, es una descripción de un camino o secuencia de etapas por las que transcurre la reacción a nivel molecular. En general, ni la concentración de reactivos ni la presión modifican el mecanismo de la reacción, afectando en todo caso a la velocidad de la reacción (la presión solo en reacciones gaseosas en tanto que modifique la concentración de los reactivos).

En cambio, un catalizador es toda sustancia que cambia la velocidad de una reacción química sin ser modificada en el proceso. Habitualmente, el empleo de un catalizador tiene como objetivo aumentar la velocidad de reacción. Para ello, el catalizador posibilita que la reacción química transcurra por otro mecanismo de reacción en el que se forma un complejo activado de menor energía, de modo que produce una disminución de la energía de activación de la reacción, tal y como se ilustra en la imagen siguiente:



En consecuencia, ello permite definir a los catalizadores desde el punto de vista molecular, como aquellas sustancias que no se consumen en la reacción y que son capaces de formar complejos activados de menor energía de activación.

De acuerdo con todo lo expuesto, **la respuesta correcta es la b.**



Junio, 2020

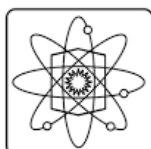


En este libro, se incluyen los enunciados y la estrategia de resolución de las cuestiones tipo test y problemas que formaron las diferentes pruebas de la Olimpiada y de la Miniolimpiada de Química de Cantabria del año 2020. Así, este libro pretende ayudar a los estudiantes de Química preuniversitaria, tanto de Bachillerato como de Educación Secundaria Obligatoria (ESO), a preparar futuras pruebas tanto de la Olimpiada como de la Miniolimpiada, respectivamente. Esta obra también será útil para ayudar a profundizar en el currículo de la disciplina de Química a aquellos alumnos de Bachillerato o ESO con un mayor interés o dominio de esta materia, puesto que las cuestiones y problemas incluidos poseen un nivel de dificultad más elevado que el que generalmente se propone en los centros educativos. De manera más general, este libro puede resultar de interés como material de apoyo para estudiantes universitarios de cualquier asignatura de Química general en titulaciones de grado. Por último, y desde el punto de vista del profesorado, además de poder encontrar en este libro material didáctico con el que facilitar la preparación de su alumnado para ambas competiciones, puede facilitarles también atender a la diversidad del mismo para satisfacer las necesidades educativas del alumnado de mayor capacidad o interés en la materia.

This book includes the exam questions and the strategies to solve test questions and problems that formed the Chemistry Olympiad and Mini-olympiad exams of Cantabria in 2020. Therefore, the aim of this book is to help pre-university Chemistry students, both in Baccalaureate and Compulsory Secondary Education (ESO), to prepare future exams of the Olympiad and the Mini-olympiad, respectively. This work will also be useful to help deepen in the Chemistry curriculum to those students of Baccalaureate or ESO who show more interest or more knowledge in this subject, since the test questions and problems included have a higher level of difficulty than exercises usually proposed in high schools. More generally, this book can be interesting as support material for university students of any basic subject of Chemistry in an undergraduate course. Finally, from the point of view of the teaching staff, in this book teachers will find instructional materials not only for preparing their students for these competitions, but also for providing an adequate diversity outreach that satisfies educational needs of students with higher ability or interest in Chemistry.



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

UC
UNIVERSIDAD
DE CANTABRIA

