

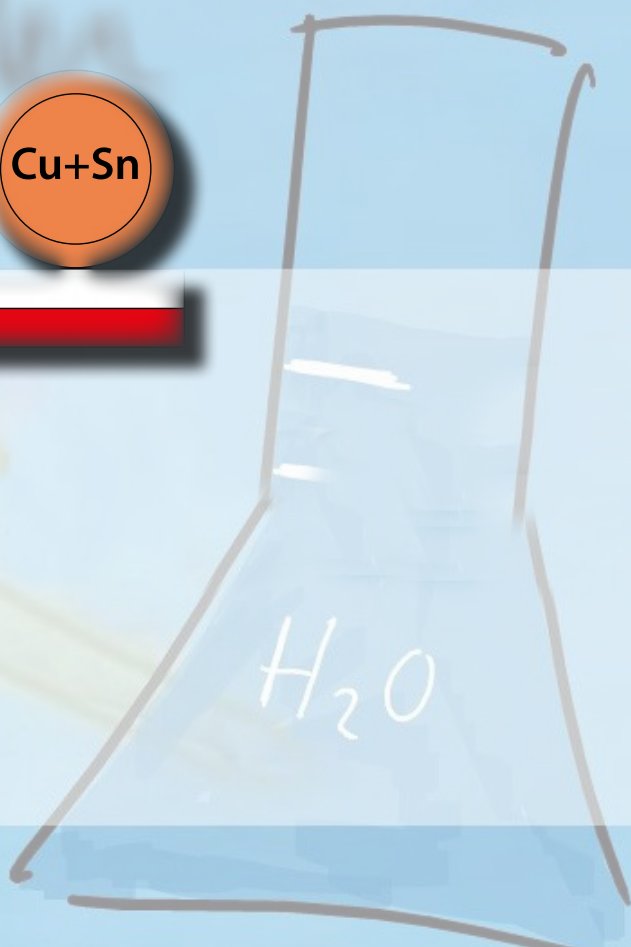
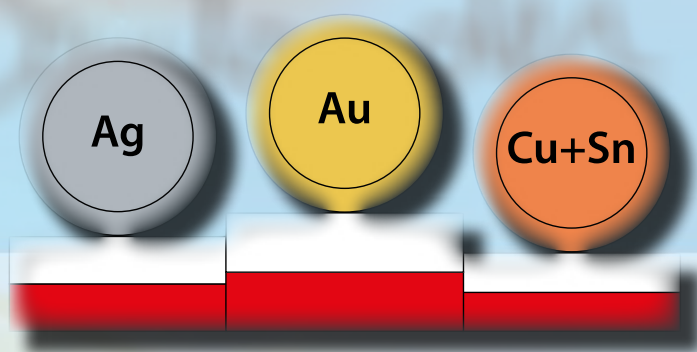
# OLIMPIADA Y MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2019

## 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 MINIOLIMPIADA  
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2019  
*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,  
Universidad de Cantabria*

**OLIMPIADA Y MINIOLIMPIADA  
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2019  
*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 2019 : 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, 2019.

120 páginas : ilustraciones. – (Manuales ; 76)

ISBN 978-84-8102-896-6 (PDF)

1. Química-Problemas, ejercicios, etc.

54(07)

IBIC: PN, JNKD, YQSC, 4GCB

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](http://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<sup>‡</sup>,  
Lucía Gómez Coma, Manuel Álvarez Guerra [Universidad de Cantabria;  
<sup>‡</sup>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.editorialuc.es](http://www.editorialuc.es)

ISBN: 978-84-8102-896-6 (PDF)

DOI: <https://doi.org/10.22429/Euc2019.016>

Hecho en España - *Made in Spain*

Santander, 2019

# ÍNDICE

<u>Apartado</u>	<u>Pág.</u>
• <b>Olimpiada de Química de Cantabria</b>	
○ Cuestionario tipo test – enunciado .....	1
○ Cuestionario tipo test – hoja de respuestas.....	7
○ Cuestionario tipo test – respuestas .....	9
○ Cuestionario tipo test – resolución .....	11
▪ Cuestión 1 .....	12
▪ Cuestión 2 .....	14
▪ Cuestión 3 .....	15
▪ Cuestión 4 .....	17
▪ Cuestión 5 .....	18
▪ Cuestión 6 .....	19
▪ Cuestión 7 .....	20
▪ Cuestión 8 .....	21
▪ Cuestión 9 .....	22
▪ Cuestión 10 .....	23
▪ Cuestión 11 .....	24
▪ Cuestión 12 .....	25
▪ Cuestión 13 .....	27
▪ Cuestión 14 .....	28
▪ Cuestión 15 .....	29
▪ Cuestión 16 .....	31
▪ Cuestión 17 .....	32
▪ Cuestión 18 .....	34
▪ Cuestión 19 .....	35
▪ Cuestión 20 .....	37
○ Problemas – enunciados .....	39
○ Problemas – resolución .....	42
▪ Problema 1 .....	43
▪ Problema 2 .....	47
▪ Problema 3 .....	49
• <b>Miniolimpiada de Química de Cantabria</b>	
○ Cuestionario tipo test (parte I) – enunciado .....	52
○ Cuestionario tipo test (parte I) – hoja de respuestas.....	58
○ Cuestionario tipo test (parte I) – respuestas .....	60

## **Apartado**

## **Pág.**

○ Cuestionario tipo test (parte I) – resolución .....	62
▪ Cuestión 1 .....	63
▪ Cuestión 2 .....	64
▪ Cuestión 3 .....	66
▪ Cuestión 4 .....	67
▪ Cuestión 5 .....	68
▪ Cuestión 6 .....	69
▪ Cuestión 7 .....	70
▪ Cuestión 8 .....	71
▪ Cuestión 9 .....	72
▪ Cuestión 10 .....	73
▪ Cuestión 11 .....	75
▪ Cuestión 12 .....	76
▪ Cuestión 13 .....	77
▪ Cuestión 14 .....	79
▪ Cuestión 15 .....	81
▪ Cuestión 16 .....	82
▪ Cuestión 17 .....	83
▪ Cuestión 18 .....	84
▪ Cuestión 19 .....	85
▪ Cuestión 20 .....	86
○ Cuestionario tipo test (parte II) – enunciado .....	87
○ Cuestionario tipo test (parte II) – hoja de respuestas .....	93
○ Cuestionario tipo test (parte II) – respuestas .....	95
○ Cuestionario tipo test (parte II) – resolución .....	97
▪ Cuestión 1 .....	98
▪ Cuestión 2 .....	100
▪ Cuestión 3 .....	101
▪ Cuestión 4 .....	102
▪ Cuestión 5 .....	103
▪ Cuestión 6 .....	104
▪ Cuestión 7 .....	105
▪ Cuestión 8 .....	106
▪ Cuestión 9 .....	107
▪ Cuestión 10 .....	108
▪ Cuestión 11 .....	109
▪ Cuestión 12 .....	110
▪ Cuestión 13 .....	111

**Apartado**

**Pág.**

- Cuestión 14 .....112
- Cuestión 15 .....113
- Cuestión 16 .....115
- Cuestión 17 .....116
- Cuestión 18 .....117
- Cuestión 19 .....119
- Cuestión 20 .....120





**OLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

***ENUNCIADO***



# OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

## CUESTIONARIO TIPO TEST

### 22 de marzo de 2019

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) Indique la afirmación correcta en relación con la Teoría atómica de Dalton:
  - a) Permite interpretar las leyes de Avogadro, de Lavoisier y de Proust.
  - b) Permite interpretar las leyes de Avogadro, de Dalton y de Lavoisier.
  - c) Permite interpretar las leyes de Dalton, de Lavoisier y de Proust.
  - d) Permite interpretar las leyes de Avogadro, de Proust y de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
  
- 2) Señale cuál de las siguientes cantidades es mayor:
  - a) El número de átomos de oxígeno que hay en 33,6 L de este gas a 1 atm y 0 °C.
  - b) El número de átomos de oxígeno que hay en 60 g de glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ .
  - c) El número de moléculas de dióxido de carbono que hay en 44,8 L de este gas a 1 atm y 0 °C.
  - d) El número de moléculas de metano que contienen, con los correspondientes átomos de carbono,  $4,82 \cdot 10^{24}$  átomos de hidrógeno.
  - e) La constante de Avogadro.
  
- 3) En relación a la ecuación de estado de los gases ideales, identifique la afirmación falsa:
  - a) Cuanta mayor es la presión de una cierta cantidad de gas ideal que ocupa un recipiente de volumen constante, mayor será la temperatura.
  - b) La presión ejercida por una cierta cantidad de gas ideal que ocupa un recipiente de volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.
  - c) La presión es inversamente proporcional al volumen ocupado por una cierta cantidad de gas ideal contenido en un recipiente a temperatura constante.
  - d) Describe el comportamiento de todo gas, permitiendo relacionar las variables P, V y T, cualesquiera sean estas.
  - e) El volumen ocupado por una cierta cantidad de gas ideal en un recipiente a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

- 4) Indique en cuál de las siguientes disoluciones acuosas, la concentración molar de soluto es mayor:
- Disolución de 65 mg/L de NaCl.
  - Disolución de  $6,7 \cdot 10^{-3} \%$  (en masa) de KCl.
  - Disolución con una fracción molar de  $1,5 \cdot 10^{-5}$  de NaCl.
  - Disolución  $10^{-3}$  M de NaCl.
  - Disolución resultado de disolver 0,28 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en 2 L de agua.
- 5) El huevo cocido (o duro) se prepara mediante calentamiento en agua hirviendo. Señale en cuál de los siguientes casos se podría preparar antes un huevo cocido, asumiendo que en todos los casos se introduce el huevo una vez que el agua está en ebullición:
- En agua destilada a nivel del mar.
  - En agua destilada en la cima de una montaña.
  - En una disolución salina concentrada a nivel del mar.
  - En una disolución salina concentrada en la cima de una montaña.
  - Los factores señalados son irrelevantes.
- 6) El amoníaco o azano se obtiene a nivel industrial mediante el método de Haber-Bosch por síntesis directa a partir de sus elementos. Si se mezclan 3 g de moléculas de hidrógeno y 42 g de moléculas de nitrógeno, ¿cuál es la máxima cantidad de amoníaco que podría obtenerse, si pudiera conseguirse un rendimiento de la reacción del 100 %?:
- 1,5 mol
  - 17 g
  - 3 mol
  - 43 g
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 7) En la reacción de combustión de 1 L de  $\text{C}_3\text{H}_8$  con exceso de oxígeno, ¿qué volumen de oxígeno se consumirá si ambos volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- 2,5 L
  - 5 L
  - 1 L
  - 3 L
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 8) ¿En cuál de los siguientes tipos de procesos termodinámicos la energía interna de un sistema cerrado permanece constante, es decir,  $\Delta U=0$ ?
- Isóbaro.
  - Isócoro.
  - Adiabático.
  - Cíclico.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 9) ¿Cuál de los siguientes tipos de reacciones químicas nunca serán espontáneas, asumiendo en todos los casos que las reacciones químicas transcurrirían a temperatura constante?
- Exotérmicas en las que disminuye el desorden del sistema.
  - Endotérmicas en las que disminuye el desorden del sistema.
  - Exotérmicas en las que aumenta el desorden del sistema.
  - Endotérmicas en las que aumenta el desorden del sistema.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

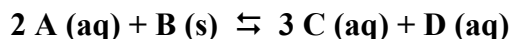
- 10) Considérese una reacción genérica (no elemental) descrita mediante la siguiente ecuación química ajustada:



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

- La velocidad de reacción permanecerá constante.
- La velocidad de reacción se duplicará.
- La velocidad de reacción se cuadruplicará.
- La velocidad de reacción disminuirá a la mitad.
- Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 11) Considérese la siguiente reacción reversible:



Denotando las concentraciones molares en el equilibrio por el símbolo de dicho compuesto entre corchetes (p. ej., [i] es la concentración molar de equilibrio del compuesto genérico i), señale la expresión correcta de la constante de equilibrio de acuerdo a la Ley de Acción de Masas:

a)  $K_c = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$

b)  $K_c = \frac{3[\text{C}][\text{D}]}{2[\text{A}][\text{B}]}$

c)  $K_c = \frac{[\text{C}]^3[\text{D}]}{[\text{A}]^2[\text{B}]}$

d)  $K_c = \frac{9[\text{C}]^3[\text{D}]}{4[\text{A}]^2[\text{B}]}$

- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 12) Se tiene una disolución acuosa en contacto con precipitado sólido de hidróxido de aluminio,  $\text{Al(OH)}_3$ , encontrándose el sistema en equilibrio. Si se deseara aumentar el número total de moles del catión  $\text{Al}^{3+}$  en la disolución, una posible alternativa consistiría en:

- Añadir agua a la disolución.
- Añadir  $\text{Al(OH)}_3$  a la disolución.
- Añadir  $\text{NaOH}$  a la disolución.
- Disminuir la temperatura.
- Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 13) Indíquese cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del  $\text{Cu}^+$ , teniendo presente que  $Z(\text{Cu}) = 29$ :
- a)  $[\text{Ar}] 3d^{10}$
  - b)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^9$
  - c)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$
  - d)  $[\text{Kr}] 4s^2 3d^8$
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 14) Ordene los siguientes elementos de acuerdo a su primera energía de ionización, de menor a mayor:
- a)  $\text{Ne} < \text{F} < \text{O} < \text{Na} < \text{Mg}$
  - b)  $\text{Mg} < \text{Na} < \text{O} < \text{F} < \text{Ne}$
  - c)  $\text{Na} < \text{Mg} < \text{O} < \text{F} < \text{Ne}$
  - d)  $\text{O} < \text{F} < \text{Ne} < \text{Na} < \text{Mg}$
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 15) Señale la afirmación falsa en relación a los compuestos iónicos:
- a) Se forman por una transferencia de electrones desde el átomo más electropositivo al más electronegativo.
  - b) El valor de su energía reticular puede calcularse mediante la ecuación de Born-Landé, según la cual dicha energía reticular es únicamente función de la carga de los iones que forman el compuesto y de la distancia interiónica.
  - c) Suelen presentar muy elevados puntos de fusión y de ebullición, que aumentan cuanto mayor sea la carga de los iones y menor sea el tamaño de los mismos.
  - d) Son duros, ya que presentan elevada resistencia a ser rayados, y frágiles, ya que un ligero desplazamiento de los planos cristalinos origina repulsiones electrostáticas.
  - e) Son aislantes eléctricos en estado natural, ya que los iones ocupan posiciones fijas en el cristal; sin embargo, fundidos o en disolución conducen la corriente eléctrica gracias a la movilidad de los iones, que pueden desplazarse al aplicar un campo eléctrico.
- 16) Indique el número de enlaces  $\sigma$  y de enlaces  $\pi$ , respectivamente, que hay en una molécula de etino (acetileno):
- a) 3 y 1.
  - b) 2 y 2.
  - c) 4 y 1.
  - d) 3 y 2.
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 17) Señale con cuál de las siguientes moléculas pueden interaccionar mediante enlace de hidrógeno las moléculas de agua:
- a) Hidrógeno molecular.
  - b) Metano.
  - c) Metoximetano (o dimetiléter).
  - d) Hidruro de sodio.
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 18) Identifique, de entre los siguientes ácidos, el más fuerte:
- a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
  - b) HF
  - c) HBr
  - d) HI
  - e) HCl
- 19) Indique con qué sal, al disolver 1 mol de la misma en 1 L de disolución, el pH de la disolución resultante sería mayor:
- a) Cloruro de sodio.
  - b) Cloruro de calcio.
  - c) Yoduro de amonio.
  - d) Hidrogenosulfato de sodio.
  - e) Acetato de sodio.
- 20) Indique el pOH de una disolución acuosa  $10^{-10}$  M de NaOH:
- a) 4.
  - b) Ligeramente inferior a 7.
  - c) 7.
  - d) Ligeramente superior a 7.
  - e) 10.

**DATOS:**

Masas atómicas relativas:  $A_r(\text{H}) = 1,0$ ;  $A_r(\text{C}) = 12,0$ ;  $A_r(\text{N}) = 14,0$ ;  $A_r(\text{O}) = 16,0$ ;  
 $A_r(\text{F}) = 19,0$ ;  $A_r(\text{Na}) = 23,0$ ;  $A_r(\text{Al}) = 27,0$ ;  $A_r(\text{S}) = 32,1$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5$ ;  
 $A_r(\text{K}) = 39,1$ ;  $A_r(\text{Cu}) = 63,5$ ;  $A_r(\text{Br}) = 79,9$ ;  $A_r(\text{I}) = 126,9$



**OLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

***HOJA DE RESPUESTAS***



**OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA**  
**CUESTIONARIO TIPO TEST**  
**22 de marzo de 2019**

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: \_\_\_\_\_

<b>Cuestión</b>	<b>Respuesta</b>
<b>1</b>	
<b>2</b>	
<b>3</b>	
<b>4</b>	
<b>5</b>	
<b>6</b>	
<b>7</b>	
<b>8</b>	
<b>9</b>	
<b>10</b>	

<b>Cuestión</b>	<b>Respuesta</b>
<b>11</b>	
<b>12</b>	
<b>13</b>	
<b>14</b>	
<b>15</b>	
<b>16</b>	
<b>17</b>	
<b>18</b>	
<b>19</b>	
<b>20</b>	





**OLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

***RESPUESTAS***



**OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA**  
**CUESTIONARIO TIPO TEST**  
**22 de marzo de 2019**

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: \_\_\_\_\_

**RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST**

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

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



**OLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

***RESOLUCIÓN***



## CUESTIÓN 1

- 1) Indique la afirmación correcta en relación con la Teoría atómica de Dalton:
- Permite interpretar las leyes de Avogadro, de Lavoisier y de Proust.
  - Permite interpretar las leyes de Avogadro, de Dalton y de Lavoisier.
  - Permite interpretar las leyes de Dalton, de Lavoisier y de Proust.
  - Permite interpretar las leyes de Avogadro, de Proust y de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

En primer lugar, se enuncian todas las leyes que se citan en el enunciado de la cuestión:

- Ley de Lavoisier (o Ley de conservación de la masa): “La masa de un sistema 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 (o Ley de las proporciones definidas): “Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto determinado, lo hacen siempre en una relación de masas definida y constante, independientemente del proceso que se haya requerido para su formación.”
- Ley de Dalton (o Ley de las proporciones múltiples): “Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una misma masa del otro, están en una relación de números enteros sencillos.”
- Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac: “Los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.”
- Ley de Avogadro: “Volúmenes iguales de cualquier gas, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.”

Las leyes de Lavoisier, de Proust y de Dalton pertenecen a las leyes ponderales, que son leyes generales de las combinaciones químicas que las estudian experimental y cuantitativamente en relación a la masa de las sustancias que intervienen en las mismas. En cambio, las leyes de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac y de Avogadro son leyes volumétricas, que permiten estudiar las reacciones químicas entre sustancias gaseosas.

Por su parte, la Teoría atómica de Dalton, establecida por John Dalton a comienzos del S. XIX y considerada el comienzo de la Química moderna, afirma lo siguiente:

- La materia es discontinua y está formada por pequeñas partículas indivisibles: los átomos.
- Los átomos no se pueden crear ni destruir, son inalterables.
- Los átomos de un mismo elemento son todos iguales, con la misma masa y propiedades, pero son distintos a los átomos de los otros elementos.

- Los átomos de diferentes elementos se combinan entre sí en relaciones numéricas sencillas para formar compuestos, pudiendo combinarse en más de una proporción entera sencilla para formar más de un compuesto.
- Durante una reacción química, el número de átomos de cada elemento presente en ella no cambia.

Esta teoría atómica explica perfectamente las leyes ponderales, pudiéndose interpretar estas leyes en base a dicha teoría atómica. Así, para las leyes ponderales citadas en esta cuestión, se tiene:

- Ley de conservación de la masa: puesto que los átomos son indestructibles, el número de átomos de cada elemento en una reacción química no varía (únicamente se reagrupan los átomos de los reactivos para formar los productos), y la masa total del sistema reaccionante permanece constante.
- Ley de las proporciones definidas: si A y B forman un determinado compuesto, combinándose n átomos de un elemento A con m átomos de un elemento B, siendo p y q sus masas atómicas respectivas, en el compuesto formado la relación en masa de estos elementos será  $np/mq$ . Como n y m son constantes (si variasen, se obtendría otro compuesto químico diferente, de diferente fórmula molecular), al igual que sus masas atómicas, también ha de ser constante la relación  $np/mq$ , tal y como establece esta ley.
- Ley de las proporciones múltiples: cuando dos elementos se unen en varias proporciones para formar distintos compuestos, sus átomos se unen en relaciones numéricas diferentes. Por ejemplo, si un átomo del elemento A se une con uno y dos átomos del elemento B (para dar AB y AB<sub>2</sub>), la relación en masa de las cantidades de B que se unen con una misma cantidad de A estarán en relación 1/2, esto es, una relación de número enteros sencillos, como determina dicha ley.

En cambio, la Teoría atómica de Dalton no es capaz de explicar el número total real de átomos de cada elemento que forman cada molécula de un compuesto, ya que esta teoría únicamente establece que estos números son definidos, enteros y constantes. De este modo, Dalton a la hora de establecer estos números eligió la hipótesis de “máxima simplicidad”, lo que llevó a establecer incorrectamente relaciones 1:1 para compuestos como el agua o el amoníaco, formulándolos como HO o NH, respectivamente, puesto que para Dalton las moléculas de los elementos estaban formadas por un solo átomo. De este modo, Dalton no podía interpretar los resultados experimentales relativos a los volúmenes en que se combinan reactivos gaseosos (p.ej., se requieren dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno para dar dos volúmenes de vapor de agua, mientras que, según lo establecido por Dalton, únicamente se requería un volumen de hidrógeno y otro de oxígeno para obtener uno de vapor de agua.) y, por lo tanto, la Teoría atómica de Dalton tampoco podía explicar las leyes volumétricas de las reacciones químicas.

De acuerdo a todo lo expuesto, de las leyes indicadas, la Teoría atómica de Dalton podía interpretar las leyes de Dalton, de Lavoisier y de Proust.

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

## CUESTIÓN 2

- 2) Señale cuál de las siguientes cantidades es mayor:
- El número de átomos de oxígeno que hay en 33,6 L de este gas a 1 atm y 0 °C.
  - El número de átomos de oxígeno que hay en 60 g de glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ .
  - El número de moléculas de dióxido de carbono que hay en 44,8 L de este gas a 1 atm y 0 °C.
  - El número de moléculas de metano que contienen, con los correspondientes átomos de carbono,  $4,82 \cdot 10^{24}$  átomos de hidrógeno.
  - La constante de Avogadro.

### Resolución

La resolución de esta cuestión implica calcular el número de átomos/moléculas al que se refiere cada respuesta de la a a la d, y conocer la constante de Avogadro (respuesta e):

$$a) N_O = 33,6 \text{ L} \frac{1 \text{ mol } O_2}{22,4 \text{ L}} \frac{2 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } O_2} \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O} = 1,807 \cdot 10^{24} \text{ átomos } O$$

En el cálculo de la respuesta a (al igual que en el cálculo de la c), debe tenerse presente que en las condiciones descritas ( $T=0 \text{ °C}$  y  $P = 1 \text{ atm}$ ), el volumen molar de cualquier gas con comportamiento ideal es igual a 22,4 L.

$$b) N_O = 60 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \frac{6 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O} = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ átomos } O$$

$$c) N_{CO_2} = 44,8 \text{ L} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{22,4 \text{ L}} \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } CO_2$$

$$d) N_{CH_4} = 4,82 \cdot 10^{24} \text{ átomos } H \frac{1 \text{ molécula } CH_4}{4 \text{ átomos } H} = 1,205 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } CH_4$$

- e) La constante de Avogadro, por definición, es igual al número de átomos contenidos en 0,012 kg de carbono-12, lo que de manera aproximada es igual a  $6,022 \cdot 10^{23}$ , siendo este el número empleado en las respuestas anteriores a-c para pasar de moles a átomos o moléculas.

A la vista de los resultados, se concluye que la mayor cantidad es  $1,807 \cdot 10^{24}$  átomos O, lo que se corresponde con la respuesta a.

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

### CUESTIÓN 3

- 3) En relación a la ecuación de estado de los gases ideales, identifique la afirmación falsa:
- a) Cuanta mayor es la presión de una cierta cantidad de gas ideal que ocupa un recipiente de volumen constante, mayor será la temperatura.
  - b) La presión ejercida por una cierta cantidad de gas ideal que ocupa un recipiente de volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.
  - c) La presión es inversamente proporcional al volumen ocupado por una cierta cantidad de gas ideal contenido en un recipiente a temperatura constante.
  - d) Describe el comportamiento de todo gas, permitiendo relacionar las variables P, V y T, cualesquiera sean estas.
  - e) El volumen ocupado por una cierta cantidad de gas ideal en un recipiente a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

### Resolución

Se comprobará la veracidad de cada respuesta, teniendo en cuenta que la ecuación de estado de los gases ideales establece que, para todo gas con comportamiento ideal, se verifica:

$$P V = n R T$$

Donde P, V y T son, respectivamente, la presión que ejerce, el volumen que ocupa y la temperatura absoluta a la que se encuentra el gas, n es la cantidad de sustancia (número de moles) que contiene el gas y R es la constante universal de los gases ideales.

De este modo, se deduce para cada respuesta:

- a)  $T = \frac{P V}{n R}$ , por lo que, al ser T y P directamente proporcionales a V constante y ser el gas ideal, cuanto mayor es la presión (a V constante), mayor es la temperatura: la respuesta a es verdadera.
- b)  $P = \frac{n R T}{V}$ , por lo que, cuando V es constante y el gas es ideal, se vuelve a constatar que P y T son directamente proporcionales: la respuesta b es verdadera.
- c)  $P = \frac{n R T}{V}$ , por lo que, cuando T es constante y el gas es ideal, se comprueba cómo P y V son inversamente proporcionales (cuanto mayor es V, P es proporcionalmente menor): la respuesta c es verdadera.
- d) Tal y como se ha señalado al comienzo de la resolución, la ecuación de estado de los gases ideales únicamente es válida para gases ideales, que son aquellos formados por partículas puntuales (de volumen nulo) con desplazamiento aleatorio y que no interactúan entre sí, siendo esta aproximación válida para los gases reales a bajas

presiones y/o temperaturas mayores a la temperatura crítica. Sin embargo, fuera de estas condiciones, dicha ecuación de estado no consigue describir el comportamiento de los gases reales (p. ej., a altas presiones y/o bajas temperaturas), por lo que no es cierto que describa el comportamiento de todo gas. Esta es la razón por la que hay muchas otras ecuaciones de estado (p.ej., ecuación de Van der Waals) para describir el comportamiento de los gases en condiciones en las que la ecuación de estado de los gases ideales no es válida. Así, la respuesta d es falsa.

e)  $V = \frac{n R T}{P}$ , por lo que, cuando P es constante y el gas es ideal, se comprueba cómo

V y T son directamente proporcionales (cuanto mayor es T, V es proporcionalmente mayor): la respuesta e es verdadera.

Por consiguiente, la única respuesta falsa es la d, siendo esta la que debe marcarse.

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



## CUESTIÓN 4

- 4) Indique en cuál de las siguientes disoluciones acuosas, la concentración molar de soluto es mayor:
- Disolución de 65 mg/L de NaCl.
  - Disolución de  $6,7 \cdot 10^{-3}$  % (en masa) de KCl.
  - Disolución con una fracción molar de  $1,5 \cdot 10^{-5}$  de NaCl.
  - Disolución  $10^{-3}$  M de NaCl.
  - Disolución resultado de disolver 0,28 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en 2 L de agua.

### Resolución

La resolución de esta cuestión implica expresar las concentraciones de las respuestas a-c y e (la respuesta d ya está expresada en concentración molar) como concentración molar, y comparar los resultados obtenidos:

$$\text{a) } [\text{NaCl}] = \frac{65 \text{ mg NaCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ g NaCl}}{1000 \text{ mg NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 1,11 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- b) Una disolución acuosa de  $6,7 \cdot 10^{-3}$  % (en masa) de KCl implica que, de cada 100 g de disolución,  $6,7 \cdot 10^{-3}$  g son de KCl y 99,9933 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . A su vez, asumiendo que el volumen del soluto (KCl) es despreciable (el volumen de la disolución es igual al volumen de agua que haya en la misma) y la densidad del agua es 1000 g/L, se obtiene:

$$[\text{KCl}] = \frac{6,7 \cdot 10^{-3} \text{ g KCl}}{99,9933 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,6 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ L disolución}} = 8,98 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

- c) Una disolución acuosa con una fracción molar de  $1,5 \cdot 10^{-5}$  de NaCl implica que, de cada mol de disolución, hay  $1,5 \cdot 10^{-5}$  moles de NaCl y 0,999985 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . A su vez, asumiendo que el volumen del soluto (NaCl) es despreciable (el volumen de la disolución es igual al volumen de agua que haya en la misma) y la densidad del agua es 1000 g/L, se obtiene:

$$[\text{NaCl}] = \frac{1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol NaCl}}{0,999985 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ L disolución}} = 8,33 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{d) } [\text{NaCl}] = 10^{-3} \text{ M}$$

- e) Asumiendo que el volumen del soluto ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) es despreciable (el volumen de la disolución es igual al volumen de agua que haya en la misma), se obtiene:

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{0,28 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142,1 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} = 9,85 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

A la vista de los resultados, se concluye que la mayor concentración molar es  $1,11 \cdot 10^{-3}$  M, lo que se corresponde con la respuesta a.

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

## CUESTIÓN 5

- 5) El huevo cocido (o duro) se prepara mediante calentamiento en agua hirviendo. Señale en cuál de los siguientes casos se podría preparar antes un huevo cocido, asumiendo que en todos los casos se introduce el huevo una vez que el agua está en ebullición:
- a) En agua destilada a nivel del mar.
  - b) En agua destilada en la cima de una montaña.
  - c) En una disolución salina concentrada a nivel del mar.
  - d) En una disolución salina concentrada en la cima de una montaña.
  - e) Los factores señalados son irrelevantes.

### Resolución

En la resolución de esta cuestión, debe tenerse en cuenta que, puesto que en todos los casos se introduce el huevo una vez que el agua está en ebullición, el huevo cocido se preparará antes en el caso en el que el agua en ebullición esté a mayor temperatura.

Analizando las respuestas a-d, se puede apreciar cómo en estas respuestas se consideran dos variables: la altitud y la adición de un soluto (p. ej., sal) al agua en ebullición.

En relación a la altitud, cuanto mayor es la misma, menor es la presión atmosférica. Así, de acuerdo a la ecuación fundamental de la estática de fluidos, al ascender el peso de la columna de aire que queda por encima de cada punto va siendo menor, y puesto que la presión es igual al peso de la columna de aire de base unidad de superficie que hay por encima, se comprueba cómo en efecto la presión atmosférica será menor en la cima de una montaña que a nivel del mar.

A su vez, cuanto mayor es la presión, mayor es la temperatura de ebullición del agua, ya que de acuerdo al diagrama de fases de este compuesto, la curva de vaporización del agua es positiva. En consecuencia, el agua entrará en ebullición a una temperatura mayor a nivel del mar que en la cima de una montaña.

Con respecto a la adición de un soluto (como una sal) al agua, se ha de tener presente la propiedad coligativa denominada ascenso ebulloscópico. El ascenso ebulloscópico consiste en el aumento de la temperatura de ebullición de una disolución respecto de la del disolvente puro, por lo que, según lo expuesto, la temperatura de ebullición de la disolución salina concentrada será mayor que la del agua destilada, que es prácticamente pura.

Por consiguiente, se puede apreciar cómo los factores señalados no son irrelevantes para la resolución de la cuestión (la respuesta e es falsa), y la temperatura de ebullición del agua será mayor, y por lo tanto, el huevo cocido se preparará antes, en el caso en el que este alimento se introduce en una disolución salina concentrada a nivel del mar, lo que se corresponde con la respuesta c.

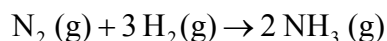
En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

## CUESTIÓN 6

- 6) El amoníaco o azano se obtiene a nivel industrial mediante el método de Haber-Bosch por síntesis directa a partir de sus elementos. Si se mezclan 3 g de moléculas de hidrógeno y 42 g de moléculas de nitrógeno, ¿cuál es la máxima cantidad de amoníaco que podría obtenerse, si pudiera conseguirse un rendimiento de la reacción del 100 %?:
- a) 1,5 mol
  - b) 17 g
  - c) 3 mol
  - d) 43 g
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La reacción de síntesis de amoníaco mediante el método de Haber-Bosch se considera en esta cuestión como irreversible, al indicarse que el rendimiento es del 100 %. En consecuencia, la ecuación química ajustada de dicha reacción es:



Puesto que la masa inicial de reactivos en principio es arbitraria, debe identificarse cuál de estos dos componentes es el reactivo limitante. Por definición, el reactivo limitante es el que se consume en su totalidad en una reacción (supuesto un rendimiento del 100 %) y, por tanto, limita la cantidad de producto que se puede formar. Dado que en esta cuestión se debe calcular la cantidad de amoníaco obtenido en la reacción, se identificará el reactivo limitante como aquel que conduce a la menor cantidad de producto. De este modo, se obtiene:

$$\text{H}_2) n_{\text{NH}_3} = 3 \text{ g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 1 \text{ mol NH}_3$$

$$\text{N}_2) n'_{\text{NH}_3} = 42 \text{ g N}_2 \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} = 3 \text{ mol NH}_3$$

Así, puesto que la menor cantidad de producto (amoníaco) que se obtendría es con la masa disponible de hidrógeno, este es el reactivo limitante. Por lo tanto, es el hidrógeno el que determina la cantidad de amoníaco que se formaría, siendo esta igual a 1 mol. Dado que este resultado no coincide ni con la respuesta a ni con la c (las dos expresadas en moles), se procede a calcular la masa que se corresponde con esta cantidad de amoníaco, mediante la masa molar de este compuesto:

$$m_{\text{NH}_3} = 1 \text{ mol NH}_3 \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 17 \text{ g NH}_3$$

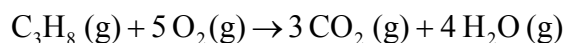
En conclusión, tal y como puede apreciarse, **la respuesta correcta es la b.**

## CUESTIÓN 7

- 7) En la reacción de combustión de 1 L de  $C_3H_8$  con exceso de oxígeno, ¿qué volumen de oxígeno se consumirá si ambos volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- a) 2,5 L
  - b) 5 L
  - c) 1 L
  - d) 3 L
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Las reacciones de combustión de los hidrocarburos consisten en su oxidación completa para formar dióxido de carbono,  $CO_2$ , y agua,  $H_2O$ . En el caso del propano,  $C_3H_8$ , la ecuación química que representa esta reacción de combustión es:



En una ecuación química, los coeficientes estequiométricos permiten establecer relaciones de equivalencia en número de moléculas o de moles entre reactivos y/o productos. Además, teniendo presente la Ley de Avogadro, que establece que volúmenes iguales de cualquier gas, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas, se deduce que en reacciones gaseosas, como la de combustión de esta cuestión, se verifica que la relación en moléculas o moles también representa la relación en volumen de las especies gaseosas, siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura (como es el caso). En base a este razonamiento, se puede calcular el volumen que se combinará con 1 L de  $C_3H_8$  mediante:

$$V_{O_2} = 1 L C_3H_8 \frac{5 L O_2}{1 L C_3H_8} = 5 L O_2$$

Y este resultado se corresponde con la respuesta b de esta cuestión.

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

## CUESTIÓN 8

- 8) ¿En cuál de los siguientes tipos de procesos termodinámicos la energía interna de un sistema cerrado permanece constante, es decir,  $\Delta U=0$ ?
- a) Isóbaro.
  - b) Isócoro.
  - c) Adiabático.
  - d) Cíclico.
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La energía interna,  $U$ , es una función de estado, lo que significa que las variaciones de energía interna en un proceso,  $\Delta U$ , solo dependen de los estados inicial (1) y final (2) entre los que se desarrolla dicho proceso, independientemente del camino seguido o estados intermedios alcanzados en esa transformación:  $\Delta U = U_2 - U_1$ .

Por definición, un proceso cíclico es aquel en el que el estado inicial es el mismo que el final:  $U_1 = U_2$ . Por consiguiente, la variación de energía interna de un sistema cerrado en un proceso cíclico es nula:  $\Delta U = U_2 - U_1 = U_1 - U_1 = 0$ , o lo que es lo mismo, la energía interna de ese sistema permanece constante. De hecho, este resultado constituye uno de los posibles enunciados del Primer Principio de la Termodinámica, que establece que para un sistema termodinámico que realiza un proceso cíclico, al ser la energía interna una función de estado, se verifica:  $\Delta U = 0$ .

En consecuencia, puesto que la respuesta d es correcta, queda claro que la respuesta e pasa a ser falsa. Por otro lado, aun en el caso de que el único trabajo que experimentara el sistema cerrado fuera trabajo de expansión-compresión, de acuerdo al Primer Principio de la Termodinámica, para los casos de las respuestas a-c, se obtiene:

a) Proceso isóbaro ( $P=\text{cte.}$ ):  $\Delta U = Q_p - P \Delta V$

b) Proceso isócoro ( $V=\text{cte.} \rightarrow W = 0$ ):  $\Delta U = Q_v$

c) Proceso adiabático ( $Q = 0$ ):  $\Delta U = -\int_1^2 P dV$

De este modo, se puede observar cómo, con generalidad,  $\Delta U \neq 0$  en los procesos de las respuestas a-c, por lo que estas también son falsas.

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

## CUESTIÓN 9

- 9) ¿Cuál de los siguientes tipos de reacciones químicas nunca serán espontáneas, asumiendo en todos los casos que las reacciones químicas transcurrirían a temperatura constante?
- a) Exotérmicas en las que disminuye el desorden del sistema.
  - b) Endotérmicas en las que disminuye el desorden del sistema.
  - c) Exotérmicas en las que aumenta el desorden del sistema.
  - d) Endotérmicas en las que aumenta el desorden del sistema.
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Las reacciones químicas no son espontáneas cuando en el sistema en el que se produce dicha reacción química la energía libre de Gibbs aumenta, esto es,  $\Delta G > 0$ . A su vez, esta variación de la energía libre de Gibbs para procesos (p. ej., reacciones químicas) isoterms viene dada por:

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

donde  $\Delta H$  y  $\Delta S$  representan las variaciones de entalpía y entropía, respectivamente, de dicho proceso. De este modo, para asegurar que una reacción química no sea en ningún caso espontánea, es decir,  $\Delta G > 0$ , tanto el término entálpico ( $\Delta H$ ) como el término entrópico ( $- T \Delta S$ ) deben ser positivos. De esta forma, para una reacción química, ello implica:

- Si  $\Delta H > 0$ , implica que la reacción química es endotérmica (la reacción química transcurre con absorción de calor, por lo que la entalpía de los productos es mayor que la de los reactivos).
- Si  $- T \Delta S > 0$ , puesto que la temperatura absoluta siempre es positiva ( $T > 0$ ), implica que la variación de entropía de la reacción debe ser negativa:  $\Delta S < 0$ . Puesto que la entropía es una medida del desorden de los sistemas, el hecho de que  $\Delta S < 0$  conlleva que la reacción química debe transcurrir con una disminución del desorden del sistema.

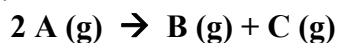
En conclusión, las reacciones químicas isoterms que nunca serán espontáneas ( $\Delta G > 0$ ) se corresponden con todas las endotérmicas en las que hay una disminución del desorden del sistema, lo que se corresponde con la respuesta b. Evidentemente, al ser la respuesta b cierta, la respuesta e pasa a ser falsa automáticamente.

De esta forma, las reacciones exotérmicas,  $\Delta H < 0$  (caso de las respuestas a y c), a temperaturas suficientemente bajas como para que el término entrópico sea despreciable en comparación con el entálpico y se cumpla que  $\Delta G \approx \Delta H$ , serán espontáneas ( $\Delta G < 0$ ). De igual manera, las reacciones en las que aumente el desorden del sistema  $\Delta S > 0$  (caso de las respuestas c y d), a temperaturas suficientemente altas como para que el término entálpico sea despreciable en comparación con el entrópico y se cumpla que  $\Delta G \approx - T \Delta S$ , serán espontáneas ( $\Delta G < 0$ ). Así, las respuestas a, c y d son falsas también.

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

## CUESTIÓN 10

10) Considérese una reacción genérica (no elemental) descrita mediante la siguiente ecuación química ajustada:



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

- 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 disminuirá a la mitad.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

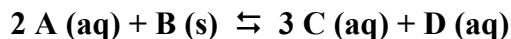
La relación de la velocidad de reacción con la concentración molar de los reactivos viene recogida por la ecuación cinética o ley de velocidad. A su vez, la ecuación cinética establece que la velocidad de reacción es igual a una constante, que depende de la temperatura y se denomina constante cinética o de velocidad,  $k$ , 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. Los exponentes de las concentraciones molares en la ecuación cinética constituyen los órdenes parciales de la reacción respecto a cada uno de los reactivos y, con generalidad, deben determinarse experimentalmente, ya que no tienen por qué ser iguales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química. Únicamente en el caso de las reacciones elementales es posible deducir la ecuación cinética a partir de la ecuación química, ya que solo en este tipo de reacciones se cumple que los órdenes parciales de reacción son iguales a los respectivos coeficientes estequiométricos.

Puesto que en esta cuestión se indica que la reacción química es genérica, esto es, no elemental, y la única información que se tiene de la misma es su ecuación química, no es posible determinar la ecuación cinética de la misma ni, por consiguiente, los órdenes parciales de reacción. De esta forma, no se puede conocer la dependencia de la velocidad de reacción con la concentración molar de A, por lo que las respuestas a-d son falsas al no poder determinar dicha dependencia, quedando la respuesta e como la única correcta.

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

## CUESTIÓN 11

11) Considérese la siguiente reacción reversible:



Denotando las concentraciones molares en el equilibrio por el símbolo de dicho compuesto entre corchetes (p. ej., [i] es la concentración molar de equilibrio del compuesto genérico i), señale la expresión correcta de la constante de equilibrio de acuerdo a la Ley de Acción de Masas:

a)  $K_c = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$

b)  $K_c = \frac{3[\text{C}][\text{D}]}{2[\text{A}][\text{B}]}$

c)  $K_c = \frac{[\text{C}]^3[\text{D}]}{[\text{A}]^2[\text{B}]}$

d)  $K_c = \frac{9[\text{C}]^3[\text{D}]}{4[\text{A}]^2[\text{B}]}$

e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La Ley de Acción de Masas establece que para una reacción reversible en equilibrio químico a una temperatura dada, la constante de equilibrio es igual al producto de las concentraciones molares de los productos dividido entre el producto de las concentraciones molares de los reactivos, elevadas cada una de estas concentraciones a sus respectivos coeficientes estequiométricos. Además, para la resolución de esta cuestión debe tenerse en cuenta que las concentraciones (o actividades) de sólidos y líquidos puros son constantes, por lo que su valor se incluye en la constante de equilibrio y en las expresiones de esta se tienen únicamente en cuenta las sustancias en estado gaseoso o en disolución.

Teniendo presente estas ideas, se concluye que la constante de equilibrio,  $K_c$ , de la reacción química de esta cuestión se relaciona con las concentraciones molares de equilibrio según:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^3[\text{D}]}{[\text{A}]^2}$$

Así, la concentración de B no aparece en esta expresión de  $K_c$  por ser un reactivo que se halla en estado sólido. Como puede apreciarse, esta expresión no se corresponde con ninguna de las expuestas en las respuestas a-d, con lo que la única respuesta correcta pasa a ser la e.

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



## CUESTIÓN 12

- 12) Se tiene una disolución acuosa en contacto con precipitado sólido de hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , encontrándose el sistema en equilibrio. Si se deseara aumentar el número total de moles del catión  $\text{Al}^{3+}$  en la disolución, una posible alternativa consistiría en:
- Añadir agua a la disolución.
  - Añadir  $\text{Al}(\text{OH})_3$  a la disolución.
  - Añadir  $\text{NaOH}$  a la disolución.
  - Disminuir la temperatura.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Una disolución que en el equilibrio se encuentra en contacto con un precipitado iónico como el hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , se encuentra saturada en ese precipitado, cumpliéndose el producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , que para este compuesto establece:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$$

De esta forma, analizaremos a continuación el efecto de cada una de las acciones indicadas en las respuestas a-d:

- Al añadir agua, por dilución disminuye la concentración de los iones,  $[\text{Al}^{3+}]$  y  $[\text{OH}^-]$ , por lo que en los instantes iniciales, la disolución deja de estar saturada (el producto iónico  $Q = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$  es menor que  $K_{\text{ps}}$ ). Por consiguiente, y de acuerdo al Principio de Le Châtelier, al añadir el agua, el sistema evolucionaría en el sentido en que se contrarrestase la disminución de concentración de los citados iones, disolviéndose el precipitado parcialmente hasta que el producto iónico vuelva a igualar al valor de  $K_{\text{ps}}$ . En este caso, aunque la concentración de los iones en disolución en el segundo estado de equilibrio sea la misma, al haber añadido agua el volumen de la disolución habrá aumentado y, por lo tanto, el número total de moles del catión  $\text{Al}^{3+}$  en la disolución también habrá aumentado. La otra opción es que el precipitado se disuelva totalmente antes de que la disolución se sature. En este caso, puesto que se han pasado más cationes aluminio de la fase sólida a la líquida, aunque la concentración final de equilibrio de los iones sea menor, debido al aumento de volumen de la disolución, se concluye de nuevo que el número total de moles de  $\text{Al}^{3+}$  disueltos se habrá incrementado. Por lo tanto, la respuesta a es correcta, de modo que convierte en falsa la respuesta e.
- La adición de más  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , puesto que la disolución ya está saturada, hará que todo el hidróxido de aluminio que se añada precipite en estado sólido, sumándose a la fase sólida ya presente en el sistema. Ello se debe a que no puede aumentar la concentración en la disolución de ninguno de los iones que forman el precipitado, puesto que al estar la disolución saturada, ya se cumple que  $K_{\text{ps}} = Q$ . Debe recordarse que cualquier disolución en la que  $K_{\text{ps}} < Q$  no es estable, y precipitarán los iones hasta que se verifique la relación de igualdad. En consecuencia, en este caso, cuando

se alcance de nuevo el equilibrio, no se habrá modificado la concentración de los iones ni habrá variado el volumen de la fase líquida, con lo que el número de moles del catión aluminio permanecerá constante. Se concluye así que la respuesta b es falsa.

- c) Al añadir hidróxido de sodio, NaOH, puesto que este compuesto, que es completamente soluble en agua, comparte un ion (el ion hidróxido, OH<sup>-</sup>) con el Al(OH)<sub>3</sub>, se producirá el efecto del ion común. Por lo tanto, al aumentar inicialmente la concentración del anión OH<sup>-</sup>, se verificará que  $Q > K_{ps}$ , por lo que para que se recupere el equilibrio, y de acuerdo al Principio de Le Châtelier según el cual el sistema se desplazará en el sentido en que tienda a contrarrestar el aumento de [OH<sup>-</sup>], precipitará Al(OH)<sub>3</sub> sólido hasta que vuelva a verificarse que  $K_{ps} = Q$ . El resultado final es que la concentración de Al<sup>3+</sup> es menor debido al efecto del ion común, y dado que se ha mantenido constante el volumen de la disolución, el número total de moles de catión aluminio disuelto también se habrá reducido. Así, la respuesta c también es falsa.
- d) En general, la solubilidad aumenta con la temperatura, ya que el valor del producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , también se incrementa con esta variable. De este modo, un descenso de temperatura originará que el valor de  $K_{ps}$  disminuya, con lo que en el equilibrio, en el que debe cumplirse que  $K_{ps} = [Al^{3+}][OH^{-}]^3$ , la concentración de los iones también será menor. De este modo, y puesto que en esta respuesta tampoco se modifica el volumen de la disolución, el número total de moles del catión Al<sup>3+</sup> en la disolución se habrá reducido. Se concluye así que la respuesta d es falsa.

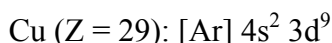
En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

### CUESTIÓN 13

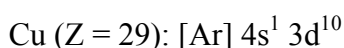
- 13) Indíquese cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del  $\text{Cu}^+$ , teniendo presente que  $Z(\text{Cu}) = 29$ :
- a)  $[\text{Ar}] 3d^{10}$
  - b)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^9$
  - c)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$
  - d)  $[\text{Kr}] 4s^2 3d^8$
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

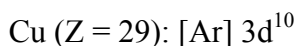
La configuración electrónica de un átomo puede determinarse teniendo presentes el Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau, que establece que los electrones irán ocupando sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía, y el Principio de exclusión de Pauli, según el cual cada orbital puede alojar un máximo de dos electrones con espines contrarios. En general, el orden de energía de los diferentes tipos de orbitales viene reflejado por el diagrama de Möeller, en base al cual, la configuración electrónica del cobre,  $\text{Cu}$  ( $Z = 29$ ), debería ser:



Sin embargo, la especial estabilidad que proporcionan los subniveles energéticos llenos (o semillenos) determina que el estado fundamental del átomo de  $\text{Cu}$ , que es el de menor energía, se corresponda con el caso en el que se promociona uno de los electrones del orbital  $4s$  al  $3d$  que se encontraba semilleno, completando de este modo el subnivel  $3d$  y quedando el  $4s$  semilleno. De este modo, la configuración real del átomo de  $\text{Cu}$  es:



En el caso del catión  $\text{Cu}^+$ , este ha perdido un electrón respecto del átomo neutro. En la configuración electrónica de los cationes, debe tenerse en cuenta que se pierden los sucesivos electrones de las capas más externas, ya que al estar más alejados del núcleo, serán los que menos están atraídos por el núcleo atómico y, por lo tanto, resultan más fáciles de arrancar. En el caso del  $\text{Cu}^+$ , se traduce en que el electrón que habrá perdido el átomo de cobre al ionizarse es el que ocupaba el orbital  $4s$  (el más externo de todos los que alojan electrones en el estado fundamental), de modo que la configuración electrónica de este catión queda:



Y esta configuración electrónica se corresponde con la de la respuesta a.

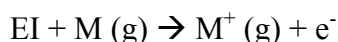
En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

## CUESTIÓN 14

- 14) Ordene los siguientes elementos de acuerdo a su primera energía de ionización, de menor a mayor:
- a) Ne < F < O < Na < Mg
  - b) Mg < Na < O < F < Ne
  - c) Na < Mg < O < F < Ne
  - d) O < F < Ne < Na < Mg
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La primera energía de ionización (EI) se define como la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso en su estado fundamental:

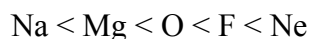


En un grupo, EI disminuye con el número atómico ( $Z$ ) ya que los electrones más externos, al estar más alejados del núcleo, se encuentran más débilmente atraídos por este. Debe tenerse presente que el radio atómico aumenta con  $Z$  en un grupo puesto que los electrones de valencia se encuentran en orbitales de número cuántico principal  $n$  mayor, ocupando orbitales más voluminosos. Dentro de un período, EI aumenta con  $Z$  ya que aumenta la carga nuclear efectiva ( $Z_{ef}$ ). A su vez, a lo largo de cada período,  $Z_{ef}$  aumenta debido a que  $Z$  aumenta, con lo que la carga nuclear se incrementa, pero los electrones de valencia que se añaden no se apantallan bien entre sí, por lo que los efectos repulsivos que los electrones de la capa de valencia se ejercen entre sí son menores que la mayor atracción debido al incremento de la carga nuclear. Ello determina que los electrones de la capa de valencia estén más fuertemente atraídos por el núcleo y, por lo tanto, se precise de una mayor energía para arrancarlos, siendo esta la razón por la que EI aumenta con  $Z$  en un período dado.

Una vez conocida esta tendencia general de las energías de ionización, para ordenar los elementos de la cuestión en base a sus EI, debe conocerse su posición en la Tabla Periódica, indicándose esta a continuación:

- Oxígeno, O: período 2, grupo 16.
- Flúor, F: período 2, grupo 17.
- Neón, Ne: período 2, grupo 18.
- Sodio, Na: período 3, grupo 1.
- Magnesio, Mg: período 3, grupo 2.

De esta forma, teniendo en cuenta la posición en la Tabla Periódica de los elementos indicados en la cuestión y la tendencia general de EI en ella, se concluye el siguiente ordenamiento de estos elementos de menor a mayor EI:



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

## CUESTIÓN 15

- 15) Señale la afirmación falsa en relación a los compuestos iónicos:
- Se forman por una transferencia de electrones desde el átomo más electropositivo al más electronegativo.
  - El valor de su energía reticular puede calcularse mediante la ecuación de Born-Landé, según la cual dicha energía reticular es únicamente función de la carga de los iones que forman el compuesto y de la distancia interiónica.
  - Suelen presentar muy elevados puntos de fusión y de ebullición, que aumentan cuanto mayor sea la carga de los iones y menor sea el tamaño de los mismos.
  - Son duros, ya que presentan elevada resistencia a ser rayados, y frágiles, ya que un ligero desplazamiento de los planos cristalinos origina repulsiones electrostáticas.
  - Son aislantes eléctricos en estado natural, ya que los iones ocupan posiciones fijas en el cristal; sin embargo, fundidos o en disolución conducen la corriente eléctrica gracias a la movilidad de los iones, que pueden desplazarse al aplicar un campo eléctrico.

### Resolución

A continuación, se analizarán individualmente cada una de las afirmaciones en relación a los compuestos iónicos:

- Los compuestos iónicos son los compuestos formados mediante enlace iónico, en el que se produce una transferencia total de electrones desde un átomo que presenta una elevada tendencia a ceder electrones de valencia a otro átomo con elevada tendencia a aceptar dichos electrones. De este modo, ambos átomos adquieren una configuración electrónica estable (en general, de acuerdo a la Regla del octeto, con 8 electrones en su capa de valencia) y se forman los iones correspondientes, que quedan unidos mediante fuerzas de tipo electrostático. Por lo tanto, puesto que por definición los átomos con elevada tendencia a ceder electrones de valencia son electropositivos y los elementos con una alta tendencia a aceptar o atraer hacia ellos electrones de valencia son electronegativos, se concluye que, en efecto, en el enlace iónico hay una transferencia de electrones desde el átomo más electropositivo (metal) al más electronegativo (no metal). Es decir, la afirmación a es verdadera.
- La ecuación de Born-Landé calcula la energía reticular de un compuesto iónico,  $U_0$ , de forma teórica a partir de las fuerzas de atracción y repulsión que se establecen entre los iones que forman dicho compuesto y establece la siguiente dependencia funcional para  $U_0$ :

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

donde:

- $A$  es la constante de Madelung y se deriva de que en el cálculo de  $U_0$  es necesario considerar la suma de las energías correspondientes a todas las atracciones y repulsiones entre los iones del cristal, por lo que depende del tipo de estructura cristalina.

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

Por consiguiente, puede apreciarse cómo, según la ecuación de Born-Landé, el valor de la energía reticular,  $U_0$ , no solo depende de la carga de los iones y de la distancia interiónica, sino que también es función del tipo de estructura cristalina del compuesto iónico (de la que depende la constante de Madelung,  $A$ ), y de la configuración electrónica de los iones (que determina el valor del exponente de Born,  $n$ ). En consecuencia, la afirmación b es falsa.

- c) Generalmente, los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, con elevados puntos de fusión y ebullición, debido a la fuerte atracción entre los iones, que se traduce en una elevada energía reticular,  $U_0$ . A su vez, estos altos valores de  $U_0$  determinan que los compuestos iónicos opongan mucha resistencia a las acciones que tiendan a separar los iones o modificar las posiciones que ocupan en el cristal. Por tanto, la temperatura necesaria para que los iones puedan abandonar el cristal y alcanzar la movilidad en el líquido es alta (y más aún para pasar a estado gaseoso), y aumenta al aumentar  $U_0$ . Por lo tanto, la afirmación c es verdadera.
- d) Los compuestos iónicos son duros y frágiles. Por un lado, la dureza es la dificultad que ofrece un sólido a ser rayado, y para rayar un sólido habrá que romper cierto número de enlaces, lo que en los compuestos iónicos no es fácil debido a la fuerte interacción establecida entre los iones, aumentando la dureza con  $U_0$ . Por otro lado, los compuestos iónicos son quebradizos ya 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 contiguos, repeliéndose entre sí y provocando la separación de estos planos cristalinos, lo que conlleva a su vez la fractura del cristal. Por consiguiente, la afirmación d es verdadera.
- e) En relación a su conductividad eléctrica, los compuestos iónicos típicos son aislantes, ya que los iones están fijos en las posiciones reticulares, y por lo tanto, no hay portadores de carga disponibles para conducir la corriente eléctrica. Sin embargo, si el compuesto iónico está disuelto o fundido, los iones que lo constituyen poseen la movilidad suficiente como para poder desplazarse dentro de un campo eléctrico, por lo que los portadores de carga, que posibilitan la conducción eléctrica, serían los propios iones del compuesto iónico disuelto o fundido. De ahí que, en general, los compuestos iónicos fundidos o disueltos (electrolitos) sean conductores de la corriente eléctrica. En consecuencia, la afirmación e es verdadera.

En resumen, puesto que la afirmación b es la única falsa, **la respuesta correcta es la b.**

## CUESTIÓN 16

- 16) Indique el número de enlaces  $\sigma$  y de enlaces  $\pi$ , respectivamente, que hay en una molécula de etino (acetileno):
- a) 3 y 1.
  - b) 2 y 2.
  - c) 4 y 1.
  - d) 3 y 2.
  - e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Los enlaces  $\sigma$  son aquellos que se producen por solapamiento frontal de los orbitales que participan en el enlace, siendo el tipo de enlace que se da en los enlaces sencillos. En cambio, los enlaces  $\pi$  se originan por solapamiento lateral de las nubes electrónicas de los orbitales del enlace, apareciendo en los enlaces múltiples, que estarán constituidos siempre por un único enlace  $\sigma$  y uno o más enlaces  $\pi$ . De esta forma, un doble enlace está formado por un enlace  $\sigma$  y uno  $\pi$ , mientras que los triples enlaces están constituidos por un enlace  $\sigma$  y dos  $\pi$ .

Por lo tanto, el etino o acetileno es un alquino, como lo indica su sufijo -ino, de dos átomos de carbono, como denota el prefijo et-. Puesto que los alquinos son hidrocarburos que contienen al menos un triple enlace entre los átomos de carbono, y aquí solo hay dos, está claro que estos dos átomos de carbono están unidos mediante un triple enlace. A su vez, está claro que cada átomo de carbono se enlaza mediante un enlace sencillo a un átomo de hidrógeno, por dos motivos: porque al haber empleado cada átomo de carbono tres de sus orbitales de la capa de valencia en el triple enlace, solo disponen de un orbital para formar un enlace sencillo con otro átomo; y porque el hidrógeno, al pertenecer al primer período de la Tabla Periódica y disponer de un solo orbital de enlace (1s), completa su capa de valencia con 2 electrones por lo que únicamente forma enlaces sencillos.

De este modo, la fórmula molecular del etino es  $C_2H_2$  y su fórmula estructural viene representada por:



Así, como puede apreciarse, en la molécula de etino hay dos enlaces sencillos  $C-H$  (de tipo  $\sigma$ ) y un triple enlace  $C \equiv C$  (formado por un enlace de tipo  $\sigma$  y dos enlaces de tipo  $\pi$ ). Por consiguiente, en la molécula de etino hay un total de 3 enlaces  $\sigma$  y 2 enlaces  $\pi$ .

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

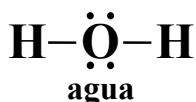
## CUESTIÓN 17

- 17) Señale con cuál de las siguientes moléculas pueden interactuar mediante enlace de hidrógeno las moléculas de agua:
- Hidrógeno molecular.
  - Metano.
  - Metoximetano (o dimetiléter).
  - Hidruro de sodio.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

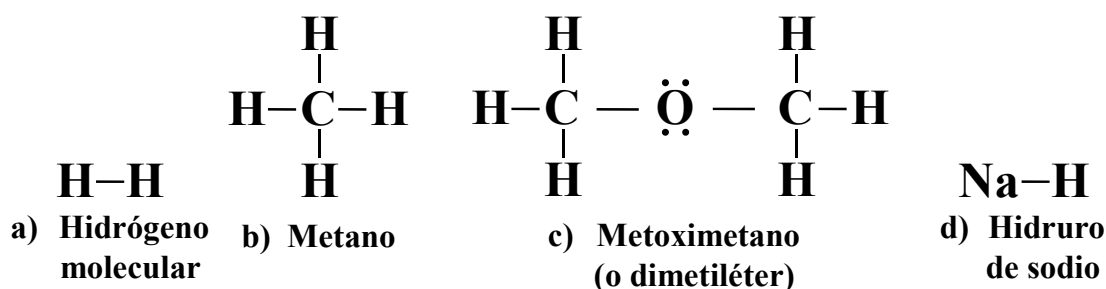
### Resolución

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 modo que se establece una unión entre los dos átomos electronegativos a través del átomo de hidrógeno. De acuerdo con lo anterior, 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 la molécula de agua, los átomos de hidrógeno se unen a un átomo de oxígeno (que actuaría como átomo A), de acuerdo a su fórmula estructural:



De esta forma, se cumple el primer criterio para que la molécula de agua establezca puentes de hidrógeno: que haya átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, en este caso, el átomo de oxígeno. Por lo tanto, se debe analizar que las moléculas indicadas en las diferentes respuestas cumplan el segundo criterio: que contengan átomos muy electronegativos, de pequeño tamaño y con al menos un par de electrones no enlazantes, esto es, átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno con pares de electrones no enlazantes. Para ello, se analizará la fórmula estructural de dichos compuestos:





Como puede apreciarse, ni el hidrógeno molecular (a), ni el metano (b), ni el hidruro de sodio (d) presentan en sus moléculas átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno, con lo que no pueden formar enlaces de hidrógeno. Por lo tanto, las respuestas a, b y d son falsas. En cambio, la molécula de metoximetano (o dimetiléter), que corresponde a la respuesta c, sí posee un átomo de oxígeno con dos pares de electrones no enlazantes. De este modo, los átomos de hidrógeno de la molécula de agua pueden establecer enlaces de hidrógeno con los átomos de oxígeno del metoximetano, con lo que la respuesta c es verdadera, convirtiéndose a su vez en falsa a la respuesta e.

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

## CUESTIÓN 18

18) Identifique, de entre los siguientes ácidos, el más fuerte:

- a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- b) HF
- c) HBr
- d) HI
- e) HCl

### Resolución

En la resolución de esta cuestión, debe considerarse que los ácidos orgánicos, como el ácido acético que se indica en la respuesta a, son débiles, presentando en general una constante de acidez,  $K_a$ , cuyo orden suele estar en el entorno a  $10^{-4}$  ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$  en el caso del ácido acético). En cambio, el resto de respuestas se corresponden con halogenuros de hidrógeno, algunos de los cuales son claramente ácidos fuertes, por lo que la respuesta a queda descartada como ácido más fuerte. La resolución de la cuestión se centra entonces en determinar cuál es el orden de los ácidos expuestos en las respuestas b-e, de acuerdo a su fuerza como ácidos.

En general, la acidez de un compuesto se verá favorecida por cualquier circunstancia que facilite la salida del átomo de hidrógeno como catión, es decir, como  $\text{H}^+$ . Así, en el caso de los compuestos binarios de hidrógeno, que en el caso de las respuestas b-e son todos halogenuros de hidrógeno (el hidrógeno se combina con elementos del mismo grupo: el de los halógenos), la acidez aumenta al bajar en el grupo, ya que su energía de enlace es menor al aumentar el tamaño del halógeno y, por tanto, disminuir la atracción entre ambos átomos. De este modo, dado que el orden de los halógenos es F, Cl, Br, I; el HF presenta la menor acidez de entre los considerados en las respuestas b-e, siendo de hecho un ácido débil ( $K_a = 6,7 \cdot 10^{-4}$ ), mientras que el HI es un ácido fuerte, siendo el más fuerte de todos.

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

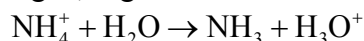
## CUESTIÓN 19

- 19) Indique con qué sal, al disolver 1 mol de la misma en 1 L de disolución, el pH de la disolución resultante sería mayor:
- Cloruro de sodio.
  - Cloruro de calcio.
  - Yoduro de amonio.
  - Hidrogenosulfato de sodio.
  - Acetato de sodio

### Resolución

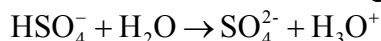
En la resolución de esta cuestión, se considerará la fuerza del catión como ácido y del anión como base (o ácido) en cada caso:

- En el cloruro de sodio, el catión  $\text{Na}^+$  tiene un comportamiento de ácido muy débil, ya que es el ácido conjugado del  $\text{NaOH}$ , que es una base fuerte. Por su parte, el anión  $\text{Cl}^-$  tiene un comportamiento de base muy débil, ya que es la base conjugada del  $\text{HCl}$ , que es un ácido fuerte. Por tanto, ni el catión ni el anión reaccionan con el agua, y al no haber hidrólisis, son iones espectadores y la disolución posee un pH neutro.
- En el cloruro de calcio, el anión  $\text{Cl}^-$  tiene un comportamiento de base muy débil, como ya se ha comentado, mientras que el catión  $\text{Ca}^{2+}$  tiene un comportamiento de ácido muy débil, ya que es el ácido conjugado del  $\text{Ca(OH)}_2$ , que es una base fuerte. Por tanto, ni el catión ni el anión reaccionan con el agua, y al no haber hidrólisis, son iones espectadores y la disolución posee un pH neutro.
- En el yoduro de amonio, el anión  $\text{I}^-$  tiene un comportamiento de base muy débil, ya que es la base conjugada del  $\text{HI}$ , que es un ácido fuerte, y no experimenta hidrólisis. En cambio, el catión  $\text{NH}_4^+$  procede de una base débil ( $\text{NH}_3$ ), por lo que tiene cierta acidez y sí reacciona con el agua, según:



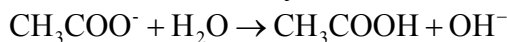
Por lo tanto, la disolución resultante tendrá carácter ácido.

- En el hidrogenosulfato de sodio, el catión  $\text{Na}^+$  tiene un comportamiento de ácido muy débil, como ya se ha comentado, y no experimenta hidrólisis. Por su parte, aunque el anión  $\text{HSO}_4^-$  es un anfótero, como base es muy débil puesto que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte. En cambio, el anión hidrogenosulfato es mucho más fuerte como ácido, como lo demuestra que su base conjugada, el anión sulfato, sea muy débil. Por tanto, el anión  $\text{HSO}_4^-$  reacciona con el agua según:



En consecuencia, la disolución resultante tendrá carácter ácido.

- En el acetato de sodio, el catión  $\text{Na}^+$  tiene un comportamiento de ácido muy débil, como ya se ha comentado, y no experimenta hidrólisis. En cambio, el anión  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  procede de un ácido débil (el ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , que es un ácido orgánico), por lo que tiene cierta basicidad y sí reacciona con el agua, según:



Por lo tanto, la disolución resultante tendrá carácter básico.

Se concluye así que la disolución resultante que tendrá menor acidez, esto es, será más básica y, en consecuencia, su pH será mayor es la correspondiente al acetato de sodio, puesto que el resto de disoluciones presentarán pH neutro o ácido.

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

## CUESTIÓN 20

20) Indique el pOH de una disolución acuosa  $10^{-10}$  M de NaOH:

- a) 4.
- b) Ligeramente inferior a 7.
- c) 7.
- d) Ligeramente superior a 7.
- e) 10.

### Resolución

El pOH se define como:

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

A su vez, en agua a 25 °C, el producto iónico del agua establece:

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

Y puesto que este sistema es neutro, se verifica que  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ , concluyendo que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

De este modo, esta cuestión puede resolverse cualitativamente, ya que si a cierta cantidad de agua pura, que posee una concentración de iones  $\text{OH}^-$  igual a  $10^{-7}$  M, como se ha expuesto previamente, se le añade NaOH en una concentración  $10^{-10}$  M, resulta evidente que, aunque por el Principio de Le Châtelier el sistema tenderá a evolucionar en el sentido en que tienda a contrarrestar este aumento de  $[\text{OH}^-]$ , la concentración final de equilibrio de iones  $\text{OH}^-$  tendrá que ser ligeramente superior a  $10^{-7}$  M. Ello implicará que la disolución final será ligeramente básica y, de acuerdo a la definición de pOH, este último presentará un valor ligeramente inferior a 7.

No obstante, esta cuestión también se puede resolver cuantitativamente, de forma que se obtenga el valor numérico concreto de pOH de la disolución. Puesto que NaOH es una base fuerte, se disocia completamente de acuerdo a:



Así, esta reacción es total, puesto que la base es fuerte. Además, como en toda disolución acuosa, debe verificarse el producto iónico del agua,  $K_w$ , ya expuesto con anterioridad.

De este modo, puesto que el hidróxido de sodio se disocia completamente, se cumple:

$$[\text{Na}^+] = 10^{-10} \text{ M}$$

Por otro lado, dado que los iones presentes en la disolución son:  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Na}^+$  y  $\text{OH}^-$ , la condición de neutralidad eléctrica de la disolución impone que debe cumplirse:

$$\begin{aligned}[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] &= [\text{OH}^-] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{OH}^-] - [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] - 10^{-10}\end{aligned}$$

De esta forma, reemplazando  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  en la expresión de  $K_w$ , se obtiene:

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

Operando convenientemente, se obtiene la siguiente ecuación de segundo grado en función de  $[\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-]^2 - 10^{-10}[\text{OH}^-] - 10^{-14} = 0$$

Resolviendo, se determina el valor de  $[\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-] = 1,0005 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Finalmente, conocida esta concentración, se calcula el valor de pOH según:

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(1,0005 \cdot 10^{-7}) = 6,9998$$

Por consiguiente, se comprueba cómo, en efecto, el pOH de una disolución acuosa  $10^{-10}$  M de NaOH es ligeramente inferior a 7.

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



**OLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**PROBLEMAS**

**ENUNCIADOS**



# OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

## PROBLEMAS

### 22 de marzo de 2019

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

Un hidrocarburo está formado por un 82,76 % de carbono.

- Determine su fórmula empírica. **(0,5 puntos)**
- En un recipiente de 10 L se introduce una mezcla gaseosa de este hidrocarburo y helio, a una temperatura de 25 °C y una presión total de 0,95 atm. Si se conoce que la densidad de dicho hidrocarburo gaseoso en este recipiente es de 1,068 kg/m<sup>3</sup>, que en el recipiente hay 0,2045 moles de helio y que ambos gases presentan comportamiento de gas ideal, determine la fórmula molecular del hidrocarburo en base a los datos proporcionados. **(1,0 punto)**
- Indique la fórmula desarrollada y el nombre sistemático de todos los posibles isómeros correspondientes a la fórmula molecular obtenida en el apartado b, así como el tipo de isomería que presentan. **(0,5 puntos)**

#### PROBLEMA 2

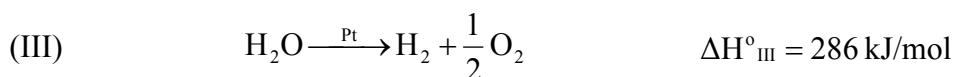
La ingeniera química y catedrática de Ingeniería Química, Bioingeniería y Bioquímica de Caltech (*California Institute of Technology*, EE.UU.), Prof.<sup>a</sup> Dr.<sup>a</sup> Frances H. Arnold, ha sido una de las galardonadas con el Premio Nobel de Química de 2018 por su trabajo relativo a la evolución dirigida de enzimas. Las enzimas producidas mediante evolución dirigida se han utilizado, entre otras aplicaciones, para la obtención de biocombustibles. El empleo de biocombustibles en lugar de los combustibles fósiles tradicionales constituye una estrategia que puede contribuir a la lucha contra el cambio climático. En este sentido, la importancia de la investigación en estrategias de mitigación del cambio climático es de vital importancia, ya que este fenómeno global de contaminación “es uno de los mayores desafíos de nuestro tiempo y supone una presión adicional para nuestras sociedades y el medio ambiente”, en palabras de la ONU (<http://www.un.org/es/sections/issues-depth/climate-change/index.html>).

En la Universidad de Cantabria, el grupo de investigación DePRO (Desarrollo de Procesos Químicos y Control de Contaminantes) del Departamento de Ingenierías Química y Biomolecular trabaja en varias líneas de investigación relativas a la mitigación del cambio climático. En concreto, en este grupo se está estudiando la conversión de CO<sub>2</sub> en diferentes productos químicos por vía electroquímica, con el



objetivo de evitar en la industria las emisiones a la atmósfera de este gas de efecto invernadero, a la vez que permite valorizar dicho gas al obtener otros compuestos químicos como el ácido fórmico/formiato, metanol, metano...

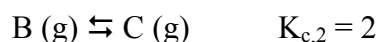
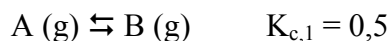
- a) A la vista de los diferentes compuestos químicos que se pueden obtener mediante la electrorreducción de  $\text{CO}_2$ , un estudiante de Ingeniería Química interesado por esta temática se pregunta cuál sería la entalpía de la reacción que permita obtener metano y oxígeno a partir de la reacción de ácido fórmico (o ácido metanoico) con hidrógeno. Determine la entalpía de esta reacción en condiciones estándar, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica, conocidos los siguientes datos: **(0,75 puntos)**



- b) Las reacciones expuestas en el apartado a) están catalizadas por diferentes metales. Razone cómo variarían las entalpías de estas reacciones si, en lugar de emplear estos catalizadores metálicos, se utilizasen enzimas obtenidas mediante evolución dirigida, análogas a las utilizadas por la Prof.<sup>a</sup> Dr.<sup>a</sup> Arnold. **(0,25 puntos)**

### PROBLEMA 3

En un recipiente de volumen constante se introduce un compuesto gaseoso A hasta alcanzar una concentración 1 M. En el interior del recipiente se producen las siguientes reacciones reversibles a temperatura ambiente:



Determine las concentraciones de los tres componentes en el recipiente cuando se alcance el estado de equilibrio, a temperatura ambiente y asumiendo que todos los compuestos tienen comportamiento de gas ideal. **(1 punto)**

### DATOS:

Masas atómicas relativas:  $A_r(\text{H}) = 1$ ;  $A_r(\text{He}) = 4$ ;  $A_r(\text{C}) = 12$ ;  $A_r(\text{O}) = 16$   
 $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$



**OLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**PROBLEMAS**

**RESOLUCIÓN**



## PROBLEMA 1

Un hidrocarburo está formado por un 82,76 % de carbono.

- a) Determine su fórmula empírica. **(0,5 puntos)**
- b) En un recipiente de 10 L se introduce una mezcla gaseosa de este hidrocarburo y helio, a una temperatura de 25 °C y una presión total de 0,95 atm. Si se conoce que la densidad de dicho hidrocarburo gaseoso en este recipiente es de 1,068 kg/m<sup>3</sup>, que en el recipiente hay 0,2045 moles de helio y que ambos gases presentan comportamiento de gas ideal, determine la fórmula molecular del hidrocarburo en base a los datos proporcionados. **(1,0 punto)**
- c) Indique la fórmula desarrollada y el nombre sistemático de todos los posibles isómeros correspondientes a la fórmula molecular obtenida en el apartado b, así como el tipo de isomería que presentan. **(0,5 puntos)**

### Resolución

#### Apartado a:

El compuesto es un hidrocarburo, por lo que únicamente está formado por carbono e hidrógeno. Puesto que hay un 82,76 % de carbono, se deduce que el 17,24 % restante lo constituye el hidrógeno. De este modo, considerando 100 g de compuesto, se tiene:

82,76 g de C  
17,24 g de H

Calculando el número de moles de átomos de cada elemento, n, que hay en esos 100 g de compuesto, según:

$$n = \frac{m}{M} \quad [1.1]$$

donde m es la masa de cada elemento y M es su masa molar, se obtiene:

$$n(\text{C}) = \frac{82,76 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 6,90 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{17,24 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 17,24 \text{ mol}$$

Para obtener la relación de números enteros más sencilla entre los átomos de cada elemento que forman el hidrocarburo, que es lo que expresa la fórmula empírica, se dividen los moles de los átomos obtenidos entre el número más pequeño de los mismos:

$$\text{C: } \frac{6,90 \text{ mol C}}{6,90 \text{ mol C}} = 1$$

$$\text{H: } \frac{17,24 \text{ mol H}}{6,90 \text{ mol C}} = 2,5 \text{ mol H/mol C}$$

Puesto que en la fórmula empírica todos los números deben de ser enteros, como se ha indicado anteriormente, estos dos resultados deben multiplicarse por 2 para eliminar los decimales obtenidos, con lo que se concluye la siguiente fórmula empírica para el hidrocarburo:



#### **Apartado b:**

Conocida la fórmula empírica de un compuesto, la determinación de la fórmula molecular del compuesto exige conocer la masa molar del mismo,  $M$ . Por ello, los datos proporcionados deben permitir calcular dicha masa molar.

De acuerdo a la Ley de las presiones parciales de Dalton, que establece que la presión total,  $P$ , de una mezcla de gases ideales no reaccionante es la suma de las presiones parciales,  $P_i$ , ejercidas individualmente por cada uno de ellos si ocupasen el mismo volumen de la mezcla a la misma temperatura:

$$P = \sum_i P_i \quad [1.2]$$

en el caso del problema, se verifica:

$$P = P_{\text{HC}} + P_{\text{He}} \quad [1.3]$$

donde  $P_{\text{HC}}$  es la presión parcial del hidrocarburo y  $P_{\text{He}}$  la presión parcial del helio. A su vez, teniendo presente la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P V = n R T \quad [1.4]$$

donde  $V$  es el volumen y  $T$  es la temperatura absoluta, se puede aplicar al helio para determinar su presión parcial,  $P_{\text{He}}$ :

$$P_{\text{He}} V = n_{\text{He}} R T \Rightarrow P_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}} R T}{V} \quad [1.5]$$

De los datos del problema, se conoce que:

$$n_{\text{He}} = 0,2045 \text{ mol}$$

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

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = (25 + 273,15) \text{ K} = 298,15 \text{ K}$$

$$V = 10 \text{ L}$$

Reemplazando valores:

$$P_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}} R T}{V} = \frac{0,2045 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 0,50 \text{ atm}$$

De este modo, a partir de la ecuación [1.3], se puede calcular  $P_{\text{HC}}$ , conocidos  $P$  (dato del problema, 0,95 atm) y  $P_{\text{He}}$ :

$$P_{\text{HC}} = P - P_{\text{He}} = 0,95 \text{ atm} - 0,50 \text{ atm} = 0,45 \text{ atm}$$

Teniendo presente la fórmula para el cálculo de la densidad,  $\rho$ , de un gas ideal, que se deduce de la ecuación [1.4], se obtiene:

$$\rho = \frac{P M}{R T} \quad [1.6]$$

Así, puesto que se conoce la densidad y la presión parcial del hidrocarburo, así como la temperatura a la que se encuentra el recipiente, se puede despejar y conocer de este modo la masa molar de este compuesto:

$$\rho_{\text{HC}} = \frac{P_{\text{HC}} M_{\text{HC}}}{R T} \Rightarrow M_{\text{HC}} = \frac{\rho_{\text{HC}} R T}{P_{\text{HC}}} \quad [1.7]$$

De la ecuación [1.7], se conocen todas las variables para determinar  $M_{\text{HC}}$ , debiendo tener presente que es conveniente realizar un cambio de unidades de la densidad del gas:

$$\rho_{\text{HC}} = 1,068 \text{ kg/m}^3 = 1,068 \text{ g/dm}^3 = 1,068 \text{ g/L}$$

Reemplazando valores, se obtiene:

$$M_{\text{HC}} = \frac{1,068 \text{ g/L} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K}}{0,45 \text{ atm}} = 58 \text{ g/mol}$$

Así, la masa molar del hidrocarburo es igual a 58 g/mol. Por su parte, la masa molar correspondiente a la fórmula empírica,  $M_{\text{HC,empírica}}$ , atendiendo a la misma,  $\text{C}_2\text{H}_5$ , y a las masas atómicas relativas del C e H, queda:

$$M_{\text{HC,empírica}} = 2 \cdot 12 \text{ g/mol} + 5 \cdot 1 \text{ g/mol} = 29 \text{ g/mol}$$

En consecuencia, puesto que el número de veces,  $n$ , que la fórmula molecular contiene a la empírica se calcula según:

$$n = \frac{M}{M_{\text{empírica}}} \quad [1.8]$$

y dado que en este caso  $n$  resulta ser igual a:

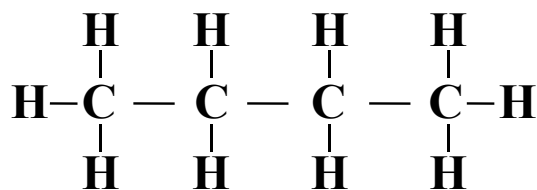
$$n = \frac{58 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 2$$

se concluye que la fórmula molecular se obtiene multiplicando por 2 la fórmula empírica:

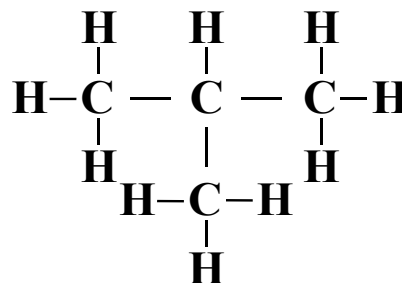


**Apartado c:**

A continuación, se indica la fórmula desarrollada y el nombre sistemático de los dos posibles isómeros correspondientes a la fórmula molecular C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>:



**butano**



**metilpropano**

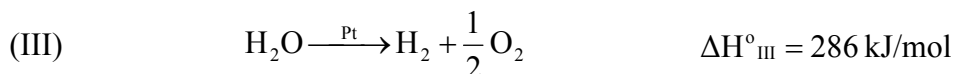
Estos dos isómeros presentan **isomería estructural de cadena**, ya que se diferencian en la distinta posición de los átomos de carbono en la molécula.

## PROBLEMA 2

La ingeniera química y catedrática de Ingeniería Química, Bioingeniería y Bioquímica de Caltech (*California Institute of Technology*, EE.UU.), Prof.<sup>a</sup> Dr.<sup>a</sup> Frances H. Arnold, ha sido una de las galardonadas con el Premio Nobel de Química de 2018 por su trabajo relativo a la evolución dirigida de enzimas. Las enzimas producidas mediante evolución dirigida se han utilizado, entre otras aplicaciones, para la obtención de biocombustibles. El empleo de biocombustibles en lugar de los combustibles fósiles tradicionales constituye una estrategia que puede contribuir a la lucha contra el cambio climático. En este sentido, la importancia de la investigación en estrategias de mitigación del cambio climático es de vital importancia, ya que este fenómeno global de contaminación “es uno de los mayores desafíos de nuestro tiempo y supone una presión adicional para nuestras sociedades y el medio ambiente”, en palabras de la ONU (<http://www.un.org/es/sections/issues-depth/climate-change/index.html>).

En la Universidad de Cantabria, el grupo de investigación DePRO (Desarrollo de Procesos Químicos y Control de Contaminantes) del Departamento de Ingenierías Química y Biomolecular trabaja en varias líneas de investigación relativas a la mitigación del cambio climático. En concreto, en este grupo se está estudiando la conversión de CO<sub>2</sub> en diferentes productos químicos por vía electroquímica, con el objetivo de evitar en la industria las emisiones a la atmósfera de este gas de efecto invernadero, a la vez que permite valorizar dicho gas al obtener otros compuestos químicos como el ácido fórmico/formiato, metanol, metano...

- a) A la vista de los diferentes compuestos químicos que se pueden obtener mediante la electrorreducción de CO<sub>2</sub>, un estudiante de Ingeniería Química interesado por esta temática se pregunta cuál sería la entalpía de la reacción que permita obtener metano y oxígeno a partir de la reacción de ácido fórmico (o ácido metanoico) con hidrógeno. Determine la entalpía de esta reacción en condiciones estándar, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica, conocidos los siguientes datos: **(0,75 puntos)**



- b) Las reacciones expuestas en el apartado a están catalizadas por diferentes metales. Razone cómo variarían las entalpías de estas reacciones si, en lugar de emplear estos catalizadores metálicos, se utilizasen enzimas obtenidas mediante evolución dirigida, análogas a las utilizadas por la Prof.<sup>a</sup> Dr.<sup>a</sup> Arnold. **(0,25 puntos)**

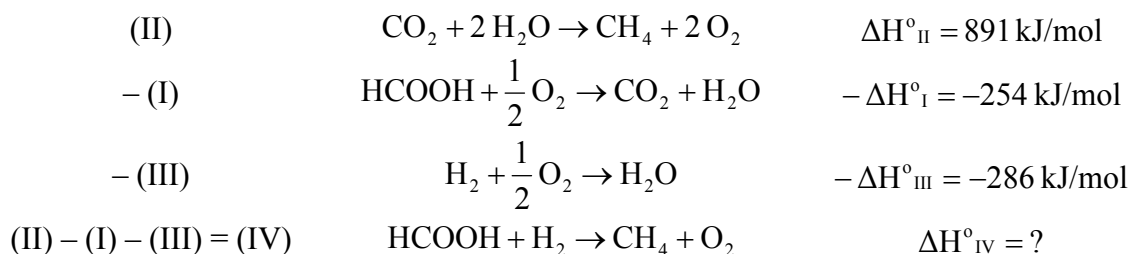
### Resolución

#### Apartado a:

La ecuación química de la reacción de formación de metano, CH<sub>4</sub>, y oxígeno, O<sub>2</sub>, a partir de ácido fórmico (o ácido metanoico), HCOOH, e hidrógeno, H<sub>2</sub>, viene dada por:



Como puede apreciarse, esta ecuación química (IV) puede obtenerse si se suman la ecuación química II y las ecuaciones químicas de las reacciones inversas a la I y la III:



Aplicando la Ley de Hess, que establece que la variación de entalpía de una reacción química dada es la misma, tanto si tiene lugar en una etapa como si se verifica en varias etapas, permite determinar  $\Delta H^\circ_{\text{IV}}$  en función de  $\Delta H^\circ_{\text{I}}$ ,  $\Delta H^\circ_{\text{II}}$  y  $\Delta H^\circ_{\text{III}}$ :

$$\Delta H^\circ_{\text{IV}} = \Delta H^\circ_{\text{II}} - \Delta H^\circ_{\text{I}} - \Delta H^\circ_{\text{III}} \quad [2.1]$$

Reemplazando valores, se obtiene:

$$\Delta H^\circ_{\text{IV}} = 891 \text{ kJ/mol} - 254 \text{ kJ/mol} - 286 \text{ kJ/mol} = \mathbf{351 \text{ kJ/mol}}$$

Puesto que la reacción requiere un aporte de energía para que se verifique, ya que  $\Delta H^\circ_{\text{IV}} > 0$ , la reacción es **endotérmica**.

#### **Apartado b:**

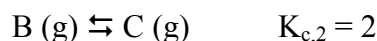
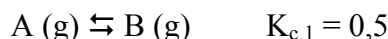
Las enzimas son catalizadores biológicos, y como cualquier catalizador, no modifica los parámetros termodinámicos de la reacción. Así, no varía la entalpía de las reacciones, ya que la energía total de reactivos y productos no se ve alterada. De este modo, los catalizadores únicamente modifican la cinética de las reacciones, al proporcionar otros posibles mecanismos para la formación de productos, siendo la energía de activación de cada etapa catalítica inferior (mayor en el caso de los inhibidores o catalizadores negativos) a la de la reacción no catalizada.

Por consiguiente, **las entalpías de las reacciones del apartado a se mantendrían constantes si, en lugar de emplear los catalizadores metálicos indicados, se utilizaran enzimas obtenidas mediante evolución dirigida.**



### PROBLEMA 3

En un recipiente de volumen constante se introduce un compuesto gaseoso A hasta alcanzar una concentración 1 M. En el interior del recipiente se producen las siguientes reacciones reversibles a temperatura ambiente:



Determine las concentraciones de los tres componentes en el recipiente cuando se alcance el estado de equilibrio, a temperatura ambiente y asumiendo que todos los compuestos tienen comportamiento de gas ideal. **(1 punto)**

#### Resolución

En la resolución del problema, las concentraciones de equilibrio de los compuestos A, B y C se denotan mediante [A], [B] y [C], respectivamente, constituyendo las 3 incógnitas del problema. Por su parte, las concentraciones iniciales de estos compuestos, de acuerdo al enunciado del problema, verifican:

$$[A]_0 = 1 \text{ M}$$

$$[B]_0 = 0 \text{ M}$$

$$[C]_0 = 0 \text{ M}$$

De acuerdo a la Ley de Acción de Masas, las constantes de equilibrio de las dos reacciones relacionan las concentraciones de equilibrio de los compuestos A, B y C según:

$$K_{c,1} = \frac{[B]}{[A]} = 0,5 \quad [3.1]$$

$$K_{c,2} = \frac{[C]}{[B]} = 2 \quad [3.2]$$

En consecuencia, dado que las constantes de equilibrio únicamente permiten plantear dos ecuaciones independientes y que el problema tiene 3 incógnitas, se precisa de una ecuación adicional para que el sistema de ecuaciones sea compatible determinado. Esta tercera ecuación se puede establecer teniendo presente que, puesto que las dos reacciones transcurren mol a mol (por cada mol de reactivo que se consume, se forma un mol de producto), no hay variación del número total de moles a lo largo del progreso de las reacciones químicas. Y dado que el volumen es constante, la suma de las concentraciones molares de los tres compuestos tampoco experimentará variación, por lo que, para cualquier tiempo, será igual a la suma de las concentraciones molares iniciales, esto es, 1 M:

$$[A] + [B] + [C] = 1 \text{ M} \quad [3.3]$$

De esta forma, ahora sí se dispone de un sistema compatible determinado de 3 ecuaciones con 3 incógnitas, que puede resolverse muy fácilmente por sustitución. Así, de las ecuaciones [3.1] y [3.2] se desprende que:

$$[A] = 2 [B] \quad [3.4]$$

$$[C] = 2 [B] \quad [3.5]$$

A su vez, reemplazando [3.4] y [3.5] en la ecuación [3.3], se puede calcular directamente el valor de [B]:

$$5 [B] = 1 \text{ M} \rightarrow [B] = 0,2 \text{ M}$$

Conocido el valor de [B], se pueden obtener [A] y [C] mediante las ecuaciones [3.4] y [3.5]:

$$[A] = 2 \cdot 0,2 \text{ M} = 0,4 \text{ M}$$

$$[C] = 2 \cdot 0,2 \text{ M} = 0,4 \text{ M}$$

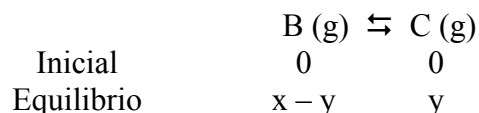
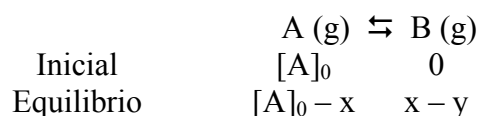
En resumen, los valores de las concentraciones de los compuestos A, B y C son:

$$[A] = 0,4 \text{ M}$$

$$[B] = 0,2 \text{ M}$$

$$[C] = 0,4 \text{ M}$$

Debe resaltarse que este problema también puede resolverse siguiendo un planteamiento más típico de los problemas de equilibrio químico. Teniendo presente que, al ser el volumen constante, se pueden realizar los cálculos estequiométricos de las reacciones reversibles con concentraciones molares en lugar de con moles y denotando por x e y a la disminución de la concentración de A y al aumento de la concentración de C, respectivamente, que tiene lugar a lo largo del proceso, se concluye:



Es decir, la concentración de B en el equilibrio es igual a la diferencia entre la cantidad de A que ha reaccionado y la cantidad de C que se ha formado. Por lo tanto, se concluye que las concentraciones de los compuestos en equilibrio son iguales a:

$$[A] = [A]_0 - x \quad [3.6]$$

$$[B] = x - y \quad [3.7]$$

$$[C] = y \quad [3.8]$$

De este modo, la aplicación de la Ley de Acción de Masas para ambos equilibrios, en este caso, conduce a las siguientes ecuaciones:

$$K_{c,1} = \frac{x-y}{[A]_0 - x} \quad [3.9]$$

$$K_{c,2} = \frac{y}{x-y} \quad [3.10]$$

Reemplazando valores, se obtiene:

$$\frac{x-y}{1-x} = 0,5 \quad [3.11]$$

$$\frac{y}{x-y} = 2 \quad [3.12]$$

La resolución del problema mediante este planteamiento conlleva, entonces, la resolución de este sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas (x e y). Para su resolución, se puede despejar la variable x de la ecuación [3.12]:

$$\frac{y}{x-y} = 2 \rightarrow y = 2x - 2y \rightarrow 2x = 3y \rightarrow x = 1,5 y \quad [3.13]$$

A su vez, reemplazando [3.13] en [3.11], permite obtener y:

$$\frac{x-y}{1-x} = \frac{1,5y-y}{1-1,5y} = \frac{0,5y}{1-1,5y} = 0,5 \rightarrow 0,5y = 0,5 - 0,75y \rightarrow 1,25y = 0,5 \rightarrow y = 0,4 \text{ M}$$

Sustituyendo este resultado en la ecuación [3.13], se determina el valor de x:

$$x = 1,5 \cdot 0,4 \text{ M} = 0,6 \text{ M}$$

Y finalmente, mediante las ecuaciones [3.6 – 3.8], se calcula la solución del problema, esto es, [A], [B] y [C]:

$$[A] = 1 \text{ M} - 0,6 \text{ M} = \mathbf{0,4 \text{ M}}$$

$$[B] = 0,6 \text{ M} - 0,4 \text{ M} = \mathbf{0,2 \text{ M}}$$

$$[C] = \mathbf{0,4 \text{ M}}$$

Evidentemente, se llega a la misma solución que la obtenida mediante el primer procedimiento.



*M* **MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA** *Q*  
**DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE I**

***ENUNCIADO***



# V MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

## CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)

### 10 de mayo de 2019

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) 150 cg      B)  $10^{-3}$  kg      C)  $10^7$   $\mu$ g      D)  $2 \cdot 10^{-5}$  Mg

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

a)  $C > A > B > D$

b)  $C > D > A > B$

c)  $C > D > B > A$

d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

2) Se dispone de dos vasos de precipitados vacíos. En uno ellos se introducen 50 g de sal común (NaCl), mientras que en el otro se añaden 10 g de esta misma sal. Señale cuál de las siguientes afirmaciones es falsa en relación a los sistemas formados por las mencionadas masas de sal común:

a) Ambos sistemas tienen la misma densidad en las mismas condiciones ambientales.

b) Ambos sistemas presentan la misma temperatura de fusión a la misma presión.

c) Ambos sistemas se disolverán siempre por igual, en las mismas condiciones ambientales y para la misma cantidad de agua.

d) El número de átomos que hay en el sistema de 50 g es 5 veces el que hay en el sistema de 10 g.

3) Señale la afirmación falsa en relación con la Teoría cinética de los gases:

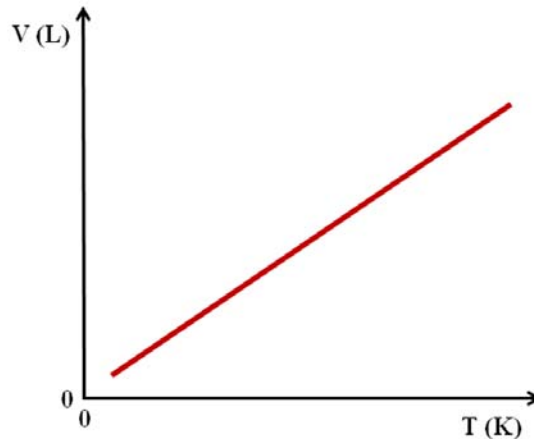
a) Supone que no existen fuerzas de unión entre las partículas de un gas.

b) Supone que las partículas del gas se mueven en línea recta, en todas las direcciones.

c) Supone que la velocidad de las partículas del gas es proporcional a la temperatura expresada en  $^{\circ}$ C.

d) Supone que los gases están formados por partículas muy pequeñas, que están separadas unas de otras de tal modo que el volumen de las partículas sea despreciable frente al volumen del recipiente que las contiene.

- 4) Un estudiante dibuja la siguiente gráfica en relación con el comportamiento de un gas ideal:



Indique la ley que permite explicar este comportamiento:

- a) Ley de Boyle-Mariotte.
  - b) Ley de Charles.
  - c) Ley de Gay-Lussac.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 5) Un gas ideal está contenido en un recipiente cerrado pero de volumen variable (p. ej., un cilindro de émbolo móvil). Inicialmente ocupa un volumen de 1 L a 1 atm y 20 °C. ¿Cuál será la temperatura del gas para que ocupe un volumen de 0,6 L a 2 atm?
- a) 24,0 °C
  - b) 78,6 °C
  - c) 66,7 °C
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 6) Indique mediante cuál de las siguientes técnicas podría separarse una mezcla de agua y etanol (alcohol):
- a) Decantación.
  - b) Filtración.
  - c) Destilación.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 7) Un ejemplo de disolución en el que el disolvente es líquido y el/los soluto(s) es/son sólido(s) es:
- a) El suero fisiológico.
  - b) Las aleaciones.
  - c) El agua con arena.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 8) En un vaso de precipitados se añaden 100 g de agua, 10 g de sal y 10 g de azúcar. El porcentaje en masa de la sal en este sistema es igual a:
- 10 %
  - 9,1 %
  - 8,3 %
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 9) Una disolución se prepara disolviendo 100 g de hidróxido de calcio en agua hasta completar 2000 cm<sup>3</sup> de disolución. La concentración molar de esta disolución es igual a:
- 0,88 mol/L
  - 1,35 mol/L
  - 0,05 mol/L
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 10) Considérense tres recipientes cerrados que contienen nitrógeno gas, N<sub>2</sub>. El recipiente 1 contiene 14 g de N<sub>2</sub>, el gas contenido en el recipiente 2 ocupa un volumen de 22,4 L y el recipiente 3 contiene 6,022·10<sup>22</sup> moléculas. El recipiente que contiene un mayor número de átomos de nitrógeno es:
- El 1.
  - El 2.
  - El 3.
  - No es posible determinar la respuesta.
- 11) Un recipiente cerrado contiene 2,5 moles de metano, CH<sub>4</sub>. El número de átomos de hidrógeno que hay en dicho recipiente es igual a:
- 1,5·10<sup>24</sup>
  - 6,0·10<sup>24</sup>
  - 3,8·10<sup>23</sup>
  - No es posible determinar la respuesta.
- 12) La primera etapa en la síntesis de ácido nítrico, HNO<sub>3</sub>, por el método Ostwald consiste en la siguiente oxidación del amoníaco:
- $$\alpha \text{NH}_3 (\text{g}) + \beta \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \gamma \text{NO} (\text{g}) + \delta \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$
- donde  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  y  $\delta$  son los coeficientes estequiométricos. La relación entre los coeficientes estequiométricos del amoníaco y el oxígeno,  $\alpha/\beta$ , es igual a:
- 0,8
  - 0,67
  - 0,5
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 13) En la combustión de metano,  $\text{CH}_4$ , reacciona este hidrocarburo con oxígeno,  $\text{O}_2$ , para formar dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , y agua,  $\text{H}_2\text{O}$ . Determine la masa de oxígeno necesaria para que se produzca la combustión de 10 g de  $\text{CH}_4$ :
- 10 g
  - 20 g
  - 40 g
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 14) La reacción de ácido sulfúrico con hidróxido de sodio en exceso origina sulfato de sodio y agua. Calcule el volumen necesario de una disolución de hidróxido de sodio 1 M para que neutralice (reaccione completamente) el ácido sulfúrico contenido en 200 mL de otra disolución que contiene 147,1 g/L de ácido sulfúrico:
- 200 mL
  - 300 mL
  - 600 mL
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 15) Señale el volumen de hidrógeno gas (medido a 1 atm y 25 °C) necesario para reaccionar completamente con 2,0 L de nitrógeno gas (medidos a 1 atm y 0 °C) para formar amoníaco:
- 6,5 L
  - 6,0 L
  - 4,0 L
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 16) De los siguientes compuestos:  
1)  $\text{NaOH}$       2)  $\text{NH}_3$       3)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$       4)  $\text{NaCl}$   
indique el/los compuesto(s) que se clasifica(n) como base(s) según la Teoría de Arrhenius:
- 4
  - 1 y 2
  - 2 y 3
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 17) Una disolución acuosa tiene  $\text{pH} = 8$ , por lo que se puede afirmar que la disolución tiene un carácter:
- Ácido.
  - Neutro.
  - Básico.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 18) Señale la afirmación falsa en relación a la síntesis de amoníaco por el método de Haber-Bosch:
- Como reactivos se utilizan nitrógeno e hidrógeno gaseosos.
  - Se lleva a cabo a bajas presiones (alrededor de 1 atm).
  - Se lleva a cabo a temperaturas moderadamente elevadas (alrededor de 500 °C).
  - Se utiliza un catalizador.



19) Indique el fenómeno de contaminación que es causado en gran medida por las emisiones de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>:

- a) Cambio climático.
- b) Agujero de la capa de ozono.
- c) Lluvia ácida.
- d) Eutrofización.

20) De los siguientes componentes o familias de compuestos:

- 1) SO<sub>2</sub>                      2) CFCs                      3) NO<sub>x</sub>                      4) O<sub>3</sub>                      5) CO

indique aquellos que se consideran los contaminantes responsables de la lluvia ácida:

- a) 1 y 5.
- b) 2 y 3.
- c) 1 y 3.
- d) 2 y 4.

### DATOS:

Masas atómicas relativas: A<sub>r</sub> (H) = 1,0; A<sub>r</sub> (C) = 12,0; A<sub>r</sub> (N) = 14,0; A<sub>r</sub> (O) = 16,0; A<sub>r</sub> (S) = 32,1; A<sub>r</sub> (Ca) = 40,1



*M* **MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA**  
*Q* **DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE I**

***HOJA DE RESPUESTAS***



**V MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA**  
**CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)**  
**10 de mayo de 2019**

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: \_\_\_\_\_

<b>Cuestión</b>	<b>Respuesta</b>
<b>1</b>	
<b>2</b>	
<b>3</b>	
<b>4</b>	
<b>5</b>	
<b>6</b>	
<b>7</b>	
<b>8</b>	
<b>9</b>	
<b>10</b>	

<b>Cuestión</b>	<b>Respuesta</b>
<b>11</b>	
<b>12</b>	
<b>13</b>	
<b>14</b>	
<b>15</b>	
<b>16</b>	
<b>17</b>	
<b>18</b>	
<b>19</b>	
<b>20</b>	



*M* **MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA**  
*Q* **DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE I**

***RESPUESTAS***



**V MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA**  
**CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)**  
**10 de mayo de 2019**

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: \_\_\_\_\_

**RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)**

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

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



**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE I**

***RESOLUCIÓN***



## CUESTIÓN 1

1) Considere las siguientes medidas:

A) 150 cg      B)  $10^{-3}$  kg      C)  $10^7$   $\mu$ g      D)  $2 \cdot 10^{-5}$  Mg

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

a)  $C > A > B > D$

b)  $C > D > A > B$

c)  $C > D > B > A$

d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La ordenación de las medidas de la cuestión, de mayor a menor masa, exige expresar previamente todas ellas en la misma unidad de medida. Por ello, las cuatro medidas se expresarán en kilogramos (kg), por ser la unidad de masa en el Sistema Internacional de unidades (S.I.):

$$A) 150 \text{ cg} \frac{1 \text{ kg}}{10^5 \text{ cg}} = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$$

$$B) 10^{-3} \text{ kg}$$

$$C) 10^7 \mu\text{g} \frac{1 \text{ kg}}{10^9 \mu\text{g}} = 0,01 \text{ kg}$$

$$D) 2 \cdot 10^{-5} \text{ Mg} \frac{10^3 \text{ kg}}{1 \text{ Mg}} = 0,02 \text{ kg}$$

De esta forma, el orden de las medidas, de mayor a menos masa, queda:

$$D > C > A > B$$

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

## CUESTIÓN 2

- 2) Se dispone de dos vasos de precipitados vacíos. En uno ellos se introducen 50 g de sal común (NaCl), mientras que en el otro se añaden 10 g de esta misma sal. Señale cuál de las siguientes afirmaciones es falsa en relación a los sistemas formados por las mencionadas masas de sal común:
- a) Ambos sistemas tienen la misma densidad en las mismas condiciones ambientales.
  - b) Ambos sistemas presentan la misma temperatura de fusión a la misma presión.
  - c) Ambos sistemas se disolverán siempre por igual, en las mismas condiciones ambientales y para la misma cantidad de agua.
  - d) El número de átomos que hay en el sistema de 50 g es 5 veces el que hay en el sistema de 10 g.

### Resolución

Se analizará a continuación la veracidad de cada respuesta, teniendo presente que la única diferencia entre ambos sistemas es la masa de sal común (NaCl) presente en uno y otro vaso de precipitados (50 g y 10 g):

- a) La densidad es una magnitud intensiva, por lo que no depende de la masa del sistema. De esta forma, la densidad de la sal en ambos casos, al encontrarse en las mismas condiciones ambientales, será la misma, con lo que la respuesta a es verdadera.
- b) La fusión es el cambio de estado por el que un sistema pasa de sólido a líquido. Los cambios de estado dependen, en general, de la temperatura, la presión y de la composición del sistema. De este modo, para cada sistema, el estado de agregación viene determinado por su correspondiente diagrama de fases (en el que se representa la presión frente a la temperatura). En este caso, puesto que la composición (en ambos casos, sal común) y la presión son las mismas en ambos sistemas, la temperatura de fusión, esto es, la temperatura a la que se produce el cambio de estado de sólido a líquido, también deberá ser la misma. Por lo tanto, la respuesta b es verdadera.
- c) Al adicionar una misma cantidad de agua en ambos vasos de precipitados, la concentración de sal en el vaso con 50 g será mayor que en el que hay 10 g, ya que el volumen de la disolución será prácticamente el mismo en ambos casos, pero la masa de sal contenida en la misma será cinco veces mayor en el primer sistema que en el segundo. Aunque la sal común es muy soluble en agua, como todo soluto, posee una solubilidad en un disolvente dado y a una temperatura dada, definiéndose esta solubilidad como su concentración (molar) en la disolución saturada, esto es, en la disolución que no admite disolver mayor cantidad de soluto (si se añadiese más soluto, este no se disolvería y precipitaría). Así, si se consideraran los casos en que se adiciona cada vez una menor cantidad de agua a ambos sistemas, puesto que la concentración de sal en el sistema de 50 g será mayor que en el de 10 g, en el sistema con mayor sal se alcanzaría el límite impuesto por la solubilidad antes que en el otro



sistema, esto es, aquella disolución se saturaría antes que esta al reducir la cantidad de agua adicionada. Una reducción aún mayor de agua provocaría que el sistema con 50 g de sal pasase a ser bifásico, ya que no se disolvería toda la sal: se obtendría una disolución acuosa saturada de sal y sal sin disolver en el fondo. En cambio, como en el sistema de 10 g aún no se habría alcanzado el límite impuesto por la solubilidad, seguiría siendo un sistema homogéneo (disolución). Es por estos casos por lo que no siempre se disolverán por igual ambos sistemas, para la misma temperatura y cantidad de agua, lo que determina que la respuesta c sea falsa.

- d) La cantidad de sustancia en moles,  $n$ , que nos permite medir a nivel macroscópico entidades como, en este caso, átomos, es una magnitud extensiva, ya que depende de la masa del sistema,  $m$ . En concreto,  $n$  y  $m$  se relacionan a través de la masa molar de cada compuesto,  $M$ , verificando que aquellas son directamente proporcionales:

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

De esta forma, queda patente que en el sistema de 50 g, como tiene 5 veces más masa que el de 10 g y en ambos casos el compuesto químico que contiene es el mismo (sal común, NaCl), por lo que su masa molar  $M$  es idéntica, el número de moles en el primer sistema será también cinco veces mayor que en el segundo y, por consiguiente, el número de átomos también. Por lo tanto, la respuesta d es verdadera.

En resumen, dado que la única respuesta falsa es la c y es la respuesta falsa la que debía identificarse, se concluye que **la respuesta correcta es la c.**

### CUESTIÓN 3

- 3) Señale la afirmación falsa en relación con la Teoría cinética de los gases:
- a) Supone que no existen fuerzas de unión entre las partículas de un gas.
  - b) Supone que las partículas del gas se mueven en línea recta, en todas las direcciones.
  - c) Supone que la velocidad de las partículas del gas es proporcional a la temperatura expresada en °C.
  - d) Supone que los gases están formados por partículas muy pequeñas, que están separadas unas de otras de tal modo que el volumen de las partículas sea despreciable frente al volumen del recipiente que las contiene.

### Resolución

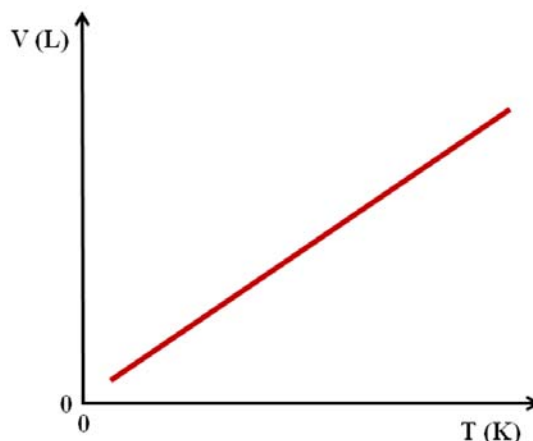
Se analizará a continuación la veracidad de cada respuesta:

- a) La Teoría cinética de los gases considera que las partículas que forman los gases están separadas de media por distancias muy grandes en comparación con su diámetro sin que se ejerzan ninguna fuerza entre sí, excepto durante los choques mutuos, por lo que a nivel práctico supone un comportamiento ideal del gas. En consecuencia, la respuesta a es verdadera.
- b) La Teoría cinética considera que los gases están formados por partículas (moléculas) en movimiento a las que pueden aplicarse las Leyes de Newton. Puesto que de acuerdo a lo comentado en la respuesta a, no se tienen en cuenta las fuerzas de cohesión (se supone que no hay fuerzas de unión entre las partículas del gas), en ausencia de fuerzas externas al sistema formado por el gas, las partículas se desplazarán sin ninguna dirección preferencial (esto es, en todas las direcciones) con movimiento rectilíneo y solo modificarán su dirección en los choques elásticos con otras partículas o con las paredes del recipiente. Esto es, la respuesta b es correcta.
- c) La velocidad de las partículas viene determinada por la energía cinética de las mismas (la denominada energía cinética interna). A su vez, según la Teoría cinética de los gases, esta energía cinética interna es directamente proporcional a la temperatura absoluta (expresada en K) del gas, con lo que se deduce que la velocidad de las partículas del gas es proporcional a esta temperatura absoluta (a mayor temperatura absoluta, mayor velocidad de las partículas del gas). De esta forma, la respuesta c es falsa, puesto que la velocidad no es proporcional a la temperatura expresada en °C (en cuyo caso, podría haber energías cinéticas internas negativas, lo que carecería de significado físico alguno), sino a la temperatura absoluta expresada en K.
- d) En línea con lo apuntado en la respuesta a, puesto que la Teoría cinética de los gases considera que las partículas que forman los gases están separadas de media por distancias muy grandes en comparación con su diámetro, se deduce que el tamaño de las partículas es muy pequeño y puede despreciarse frente al volumen total del recipiente que contiene el gas, lo que de nuevo equivale de manera práctica a suponer un comportamiento ideal del gas. Por consiguiente, la respuesta d es verdadera.

En resumen, dado que la única respuesta falsa es la c y es la respuesta falsa la que debía identificarse, se concluye que **la respuesta correcta es la c.**

## CUESTIÓN 4

- 4) Un estudiante dibuja la siguiente gráfica en relación con el comportamiento de un gas ideal:



Indique la ley que permite explicar este comportamiento:

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

### Resolución

La resolución de esta cuestión exige conocer el enunciado de las leyes mencionadas, que se exponen a continuación:

- Ley de Boyle-Mariotte: “a temperatura constante, el volumen de una masa de gas (ideal) es inversamente proporcional a la presión”.
- Ley de Charles: “a presión constante, el volumen de una masa de gas (ideal) es directamente proporcional a su temperatura absoluta”.
- Ley de Gay-Lussac: “a volumen constante, la presión de una masa de gas (ideal) es directamente proporcional a su temperatura absoluta”.

La gráfica de la cuestión representa el volumen,  $V$ , frente a la temperatura absoluta,  $T$ , estableciendo que  $V$  es directamente proporcional a  $T$  dado que ambas variables están relacionadas por una recta que pasa por el origen. Y es precisamente esta proporcionalidad directa entre  $V$  y  $T$  la que viene establecida por la Ley de Charles.

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

## CUESTIÓN 5

- 5) Un gas ideal está contenido en un recipiente cerrado pero de volumen variable (p. ej., un cilindro de émbolo móvil). Inicialmente ocupa un volumen de 1 L a 1 atm y 20 °C. ¿Cuál será la temperatura del gas para que ocupe un volumen de 0,6 L a 2 atm?
- a) 24,0 °C
  - b) 78,6 °C
  - c) 66,7 °C
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La aplicación de las leyes de Boyle-Mariotte, de Charles y de Gay-Lussac a una determinada cantidad de gas permite obtener la siguiente ley combinada:

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

Esta misma expresión puede deducirse de la ecuación de estado de los gases ideales,  $P V = n R T$ , considerando que  $n R$  se mantiene constante en los estados 1 y 2 (la cantidad de gas del sistema permanece constante). Precisamente, en esta cuestión, en que la cantidad de sustancia,  $n$ , del gas es constante, el recipiente está cerrado y contiene el mismo número de moléculas en el estado final y en el inicial, puede aplicarse la ley combinada mencionada. De esta forma, de acuerdo al enunciado de la cuestión se conocen los siguientes datos:

$$\begin{aligned} P_1 &= 1 \text{ atm} \\ V_1 &= 1 \text{ L} \\ T_1 &= 20 \text{ °C} = 293,15 \text{ K} \\ P_2 &= 2 \text{ atm} \\ V_2 &= 0,6 \text{ L} \end{aligned}$$

De este modo, la incógnita de la cuestión y, por lo tanto, la variable que debe calcularse, es  $T_2$ , que de acuerdo a la expresión de la ley combinada anterior, despejando queda:

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

Reemplazando valores:

$$T_2 = 293,15 \text{ K} \frac{2 \text{ atm} \cdot 0,6 \text{ L}}{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}} = 351,78 \text{ K} = 78,6 \text{ °C}$$

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

## CUESTIÓN 6

- 6) Indique mediante cuál de las siguientes técnicas podría separarse una mezcla de agua y etanol (alcohol):
- a) Decantación.
  - b) Filtración.
  - c) Destilación.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

El agua y el etanol (alcohol) son dos líquidos miscibles, por lo que al mezclarse forman una disolución. Teniendo este hecho presente, se pasa a analizar la viabilidad de separar ambos componentes mediante cada una de las técnicas indicadas:

- a) La decantación es una técnica para separar por gravedad mezclas heterogéneas, como por ejemplos dos líquidos inmiscibles. Así, el líquido de mayor densidad ocupará la parte inferior del recipiente mientras el menos denso la parte superior, pudiendo separarse ambos con ayuda de un embudo de decantación. En este caso, como ambos líquidos son miscibles y solo hay una fase en el sistema, la aplicación de esta técnica no permitiría separar el agua y el etanol.
- b) La filtración es una técnica para separar mezclas heterogéneas formadas por un líquido y sólidos insolubles. De este modo, con la ayuda de un filtro, 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 la superficie del filtro) mientras que el líquido (formado por moléculas aisladas, de mucho menor tamaño que las partículas sólidas) lo atraviesa. Sin embargo, como en el caso de esta cuestión no se tiene ningún sólido, sino dos líquidos miscibles, la filtración tampoco permitiría la separación de los dos componentes.
- c) La destilación es una técnica de separación de mezclas homogéneas que se basa en la diferente temperatura de ebullición (volatilidad) de componentes líquidos. En este caso, el etanol tiene menor temperatura de ebullición (o lo que es lo mismo, es más volátil) que el agua ( $T_{eb, etanol} = 78\text{ °C}$ ;  $T_{eb, agua} = 100\text{ °C}$ , a la presión de 1 atm.), por lo que al tener ambos líquidos diferente volatilidad, sí pueden separarse por destilación. Ello determina que la respuesta c sea la verdadera y, en consecuencia, la respuesta d pase a ser falsa.

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

## CUESTIÓN 7

- 7) Un ejemplo de disolución en el que el disolvente es líquido y el/los soluto(s) es/son sólido(s) es:
- a) El suero fisiológico.
  - b) Las aleaciones.
  - c) El agua con arena.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más componentes en la que el componente en que se disuelven el resto de componentes y determina el estado físico de la disolución se denomina disolvente (generalmente es el componente mayoritario), mientras que el resto de componentes se denominan solutos. De este modo, se analizarán las mezclas indicadas en la cuestión para determinar qué respuesta es la correcta:

- a) El suero fisiológico es una disolución de sales en agua. Por lo tanto, el disolvente es el agua, que es líquido, y los solutos son las diferentes sales, que son sólidas, lo que se corresponde con lo solicitado por el enunciado de la cuestión. Así, la respuesta a es correcta, lo que conlleva que la respuesta d sea falsa.
- b) Las aleaciones son mezclas homogéneas de metales. Dado que, a excepción del mercurio que es líquido, los metales son sólidos, en general en las aleaciones el disolvente (generalmente el metal que esté en mayor proporción) también será sólido. Por lo tanto, la respuesta b es falsa.
- c) El agua con arena no es una disolución (mezcla homogénea), ya que no posee las mismas propiedades en todas sus partes al no ser la arena soluble en agua y, por tanto, quedar un sistema formado por arena en el fondo y agua líquida sobre la misma. Es decir, algunos puntos del sistema presentarán las propiedades del agua y otros los de la arena. Por consiguiente, al no ser una disolución, no se cumple lo indicado en el enunciado de la cuestión, siendo la respuesta c falsa.

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

## CUESTIÓN 8

- 8) En un vaso de precipitados se añaden 100 g de agua, 10 g de sal y 10 g de azúcar. El porcentaje en masa de la sal en este sistema es igual a:
- a) 10 %
  - b) 9,1 %
  - c) 8,3 %
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Una de las formas de expresar la concentración de un componente en una disolución es el porcentaje en masa, que se determina según la ecuación:

$$\% \text{ en masa de componente } i = \frac{m_i}{m_{\text{disolución}}} 100$$

En este caso, puesto que el componente del que se desea calcular el porcentaje en masa es la sal, se tiene que  $m_{\text{sal}} = 10 \text{ g}$ . A su vez, la masa de disolución es la suma de las masas de todos los componentes del sistema:

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

De este modo,  $m_{\text{disolución}}$  es igual a:

$$m_{\text{disolución}} = 100 \text{ g} + 10 \text{ g} + 10 \text{ g} = 120 \text{ g}$$

Conocidos  $m_{\text{sal}}$  y  $m_{\text{disolución}}$ , se concluye que el porcentaje en masa de sal del sistema es:

$$\% \text{ en masa de sal} = \frac{10 \text{ g}}{120 \text{ g}} 100 = 8,3 \%$$

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

## CUESTIÓN 9

- 9) Una disolución se prepara disolviendo 100 g de hidróxido de calcio en agua hasta completar 2000 cm<sup>3</sup> de disolución. La concentración molar de esta disolución es igual a:
- a) 0,88 mol/L
  - b) 1,35 mol/L
  - c) 0,05 mol/L
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La concentración molar del soluto i, [i], de una disolución se define por la expresión:

$$[i] = \frac{n_i \text{ (mol)}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}}$$

En este caso, se tiene una disolución acuosa de hidróxido de calcio, Ca(OH)<sub>2</sub>. Conocida la masa de soluto (100 g), el número de moles de soluto, n, se determina a partir de su masa molar, M, según:

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

En este caso, la masa molar del hidróxido de calcio, Ca(OH)<sub>2</sub> se puede calcular a partir de las masas atómicas relativas proporcionadas como datos en el enunciado del test:

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

De este modo, el número de moles de Ca(OH)<sub>2</sub> en la disolución es igual a:

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{100 \text{ g}}{74,1 \text{ g/mol}} = 1,35 \text{ mol}$$

A su vez, dado que  $V_{\text{disolución}} = 2000 \text{ cm}^3 = 2 \text{ L}$ , se concluye que la concentración molar de hidróxido de calcio es:

$$[\text{Ca(OH)}_2] = \frac{1,35 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,67 \text{ mol/L}$$

Puesto que este resultado no coincide con ninguna de las respuestas a-c, se deduce que **la respuesta correcta es la d.**



## CUESTIÓN 10

10) Considérense tres recipientes cerrados que contienen nitrógeno gas,  $N_2$ . El recipiente 1 contiene 14 g de  $N_2$ , el gas contenido en el recipiente 2 ocupa un volumen de 22,4 L y el recipiente 3 contiene  $6,022 \cdot 10^{22}$  moléculas. El recipiente que contiene un mayor número de átomos de nitrógeno es:

- a) El 1.
- b) El 2.
- c) El 3.
- d) No es posible determinar la respuesta.

### Resolución

Para la resolución de esta cuestión, se calculará (o al menos se intentará) el número de átomos de nitrógeno contenido en el cada recipiente:

- Recipiente 1:

Puesto que contiene 14 g de  $N_2$ , se puede determinar la cantidad de sustancia (en moles),  $n$ , conocida su masa molar,  $M$ :

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

A su vez, la masa molar del nitrógeno gas,  $N_2$ , se determina a partir de la masa atómica relativa de este elemento proporcionada como dato en el enunciado del test:

$$M_{N_2} = 2 \cdot 14,0 \text{ g/mol} = 28,0 \text{ g/mol}$$

De este modo, el número de moles de  $N_2$  en el recipiente 1 es igual a:

$$n_{N_2} = \frac{14 \text{ g}}{28,0 \text{ g/mol}} = 0,50 \text{ mol}$$

Por su parte, a través de la constante de Avogadro y conocido que una molécula de nitrógeno gas,  $N_2$ , contiene dos átomos de este elemento, el número de átomos de nitrógeno,  $N_N$ , viene dado por:

$$N_N = 0,50 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos } N}{1 \text{ molécula } N_2} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } N$$

- Recipiente 2:

Conocido el volumen del nitrógeno gas, asumiendo comportamiento ideal, el primer paso para calcular el número de átomos de nitrógeno que contiene el recipiente consiste en determinar la cantidad de sustancia (en moles)  $n$  de  $N_2$  mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

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

Sin embargo, para este cálculo es preciso conocer la presión,  $P$ , y la temperatura absoluta,  $T$ , a las que se encuentra el gas. Dado que la cuestión no informa ni de  $T$  ni de  $P$ , no es posible calcular el número de átomos de nitrógeno que contiene el recipiente 2.

- Recipiente 3:

Puesto que el dato proporcionado es el número de moléculas de nitrógeno gas,  $N_2$ , que hay en el recipiente, el número de átomos de nitrógeno puede determinarse teniendo presente que en cada molécula de nitrógeno,  $N_2$ , hay dos átomos de este elemento:

$$N_N = 6,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas } N_2 \frac{2 \text{ átomos N}}{1 \text{ molécula } N_2} = 1,204 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}$$

En resumen, puesto que no es posible determinar el número de átomos de N que hay en el recipiente 2, no se puede determinar en cuál de los recipientes habrá más átomos de dicho elemento. Por consiguiente, **la respuesta correcta es la d.**

## CUESTIÓN 11

- 11) Un recipiente cerrado contiene 2,5 moles de metano, CH<sub>4</sub>. El número de átomos de hidrógeno que hay en dicho recipiente es igual a:
- a)  $1,5 \cdot 10^{24}$
  - b)  $6,0 \cdot 10^{24}$
  - c)  $3,8 \cdot 10^{23}$
  - d) No es posible determinar la respuesta.

### Resolución

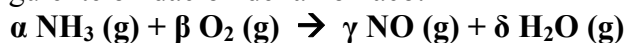
Para la resolución de esta cuestión, se puede determinar el número de átomos de hidrógeno que hay en 2,5 moles de metano, CH<sub>4</sub>, conocido el valor de la constante de Avogadro ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ ) y que en cada molécula de metano hay 4 átomos de hidrógeno (tal y como indica su fórmula molecular):

$$N_H = 2,5 \text{ mol CH}_4 \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \frac{4 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula CH}_4} = 6,022 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

Por lo tanto, redondeando a dos cifras significativas, tal y como hace el enunciado de la cuestión, se obtiene que en 2,5 moles de CH<sub>4</sub> hay  $6,0 \cdot 10^{24}$  átomos de hidrógeno. Es decir, **la respuesta correcta es la b.**

## CUESTIÓN 12

12) La primera etapa en la síntesis de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , por el método Ostwald consiste en la siguiente oxidación del amoníaco:



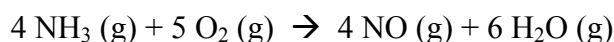
donde  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  y  $\delta$  son los coeficientes estequiométricos. La relación entre los coeficientes estequiométricos del amoníaco y el oxígeno,  $\alpha/\beta$ , es igual a:

- a) 0,8
- b) 0,67
- c) 0,5
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La determinación de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química con la que se describe una reacción química (en este caso, la oxidación de amoníaco a monóxido de nitrógeno) se lleva a cabo mediante el ajuste de la ecuación química. Con dicho ajuste, se eligen los coeficientes estequiométricos que permiten que haya el mismo número de átomos de cada elemento en cada lado de la ecuación química (en los reactivos y en los productos), ya que en una reacción química ordinaria no hay ni creación ni destrucción de átomos, sino una reorganización de los mismos para pasar de reactivos a productos. Por lo tanto, el ajuste de la ecuación química es consecuencia de la aplicación de la ley de conservación de la masa o de Lavoisier.

De este modo, una vez ajustada la ecuación química de la oxidación del amoníaco a monóxido de nitrógeno, esta queda como sigue:



Identificando términos, se verifica:

$$\alpha = 4$$

$$\beta = 5$$

$$\gamma = 4$$

$$\delta = 6$$

En consecuencia, la relación  $\alpha/\beta$  por la que pregunta la cuestión es igual a:

$$\frac{\alpha}{\beta} = \frac{4}{5} = 0,8$$

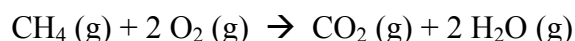
En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

### CUESTIÓN 13

- 13) En la combustión de metano,  $\text{CH}_4$ , reacciona este hidrocarburo con oxígeno,  $\text{O}_2$ , para formar dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , y agua,  $\text{H}_2\text{O}$ . Determine la masa de oxígeno necesaria para que se produzca la combustión de 10 g de  $\text{CH}_4$ :
- a) 10 g
  - b) 20 g
  - c) 40 g
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

#### Resolución

La combustión del metano,  $\text{CH}_4$ , es una reacción química cuya ecuación química ajustada, cuando el agua formada permanece en estado gaseoso, es:



Las relaciones establecidas por los coeficientes estequiométricos entre los reactivos, entre los productos o entre reactivos y productos pueden referirse a moléculas, moles o, en el caso de reacciones gaseosas, volúmenes (medidos todos ellos en las mismas condiciones de presión y temperatura). De este modo, puesto que el dato proporcionado sobre la cantidad de metano que reacciona se expresa en masa (10 g), debe calcularse el número de moles de metano,  $n$ , que hay en dicha masa,  $m$ , determinando para ello la masa molar de este compuesto,  $M$ :

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

La masa molar del metano puede calcularse a partir de las masas atómicas relativas de sus elementos proporcionadas como datos en el enunciado del test:

$$M_{\text{CH}_4} = 12,0 \text{ g/mol} + 4 \cdot 1,0 \text{ g/mol} = 16,0 \text{ g/mol}$$

Por lo tanto, el número de moles de metano que reaccionan es igual a:

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{10 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,625 \text{ mol}$$

A su vez, mediante la relación de coeficientes estequiométricos, puede calcularse el número de moles de oxígeno gas,  $\text{O}_2$ , que reaccionan con 10 g de metano:

$$n_{\text{O}_2} = 0,625 \text{ mol CH}_4 \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 1,25 \text{ mol O}_2$$

Conocida la cantidad de sustancia, en moles, de oxígeno que reacciona, para expresar este resultado en masa es preciso conocer la masa molar de reactivo, empleando como dato para ello la masa atómica relativa del oxígeno:

$$M_{\text{O}_2} = 2 \cdot 16,0 \text{ g/mol} = 32,0 \text{ g/mol}$$

Finalmente, la masa de oxígeno que ha reaccionado se obtiene como el producto de  $n_{\text{O}_2}$  y  $M_{\text{O}_2}$  :

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot M_{\text{O}_2} = 1,25 \text{ mol} \cdot 32,0 \text{ g/mol} = 40 \text{ g}$$

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

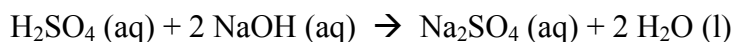
## CUESTIÓN 14

14) La reacción de ácido sulfúrico con hidróxido de sodio en exceso origina sulfato de sodio y agua. Calcule el volumen necesario de una disolución de hidróxido de sodio 1 M para que neutralice (reaccione completamente) el ácido sulfúrico contenido en 200 mL de otra disolución que contiene 147,1 g/L de ácido sulfúrico:

- a) 200 mL
- b) 300 mL
- c) 600 mL
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La ecuación química ajustada de la neutralización del ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , con hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , para formar sulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , y agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , viene dada por:



Puesto que se conoce el volumen (200 mL = 0,2 L) de la disolución de ácido sulfúrico que reacciona y la concentración de la misma expresada en g/L (147,1 g/L), se puede calcular la masa de ácido sulfúrico que ha reaccionado:

$$\text{g/L} = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow m_{\text{solute}} = (\text{g/L})V_{\text{disolución}}$$

Reemplazando valores:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 147,1 \text{ g/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 29,42 \text{ g}$$

Puesto que los coeficientes estequiométricos establecen relaciones en moléculas, moles y, en el caso de sustancias gaseosas, volúmenes, pero no en masa, se debe expresar en moles la masa de ácido sulfúrico que ha reaccionado, empleando para ello la relación:

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

donde la masa molar,  $M$ , del ácido sulfúrico se calcula a partir de las masas atómicas relativas de sus elementos proporcionadas como datos en el enunciado del test:

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1,0 \text{ g/mol} + 32,1 \text{ g/mol} + 4 \cdot 16,0 \text{ g/mol} = 98,1 \text{ g/mol}$$

Por lo tanto, el número de moles de ácido sulfúrico que contiene la disolución de este ácido y que reaccionan con el hidróxido de sodio es igual a:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{29,42 \text{ g}}{98,1 \text{ g/mol}} = 0,300 \text{ mol}$$

A su vez, mediante la relación de coeficientes estequiométricos, puede calcularse el número de moles de hidróxido de sodio, NaOH, que reaccionan completamente con el ácido sulfúrico, esto es, lo neutralizan:

$$n_{\text{NaOH}} = 0,300 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,600 \text{ mol NaOH}$$

Puesto que el hidróxido de sodio se encuentra también disuelto, con una concentración molar de 1 M (es decir, 1 mol/L), el volumen de la disolución de este compuesto que se precisa para neutralizar la disolución de ácido sulfúrico se calcula según:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}}} \rightarrow V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{[\text{NaOH}]}$$

Sustituyendo variables, se concluye:

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{0,600 \text{ mol}}{1 \text{ mol/L}} = 0,6 \text{ L} = 600 \text{ mL}$$

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

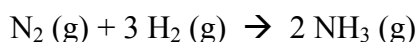


## CUESTIÓN 15

- 15) Señale el volumen de hidrógeno gas (medido a 1 atm y 25 °C) necesario para reaccionar completamente con 2,0 L de nitrógeno gas (medidos a 1 atm y 0 °C) para formar amoníaco:
- a) 6,5 L
  - b) 6,0 L
  - c) 4,0 L
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

La ecuación química ajustada de la reacción entre hidrógeno gas, H<sub>2</sub>, y nitrógeno gas, N<sub>2</sub>, para formar amoníaco, NH<sub>3</sub>, asumiendo que es irreversible ya que el enunciado de la cuestión habla de reacción completa entre los reactivos, viene dada por:



Puesto que los coeficientes estequiométricos establecen relaciones en moléculas, moles y, en el caso de sustancias gaseosas, volúmenes (medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura), se puede determinar directamente el volumen de hidrógeno gas (medido a 1 atm y 0 °C) que reacciona con 2,0 L de nitrógeno gas (medido a 1 atm y 0 °C) según:

$$V_{\text{H}_2} (\text{a } 1 \text{ atm y } 0^\circ \text{C}) = 2,0 \text{ L N}_2 (\text{a } 1 \text{ atm y } 0^\circ \text{C}) \frac{3 \text{ L H}_2}{1 \text{ L N}_2} = 6,0 \text{ L H}_2 (\text{a } 1 \text{ atm y } 0^\circ \text{C})$$

Sin embargo, en la cuestión piden expresar el volumen de hidrógeno gas a 1 atm y 25 °C. Para ello, se recurre a la ley de Charles, que establece para una misma cantidad de gas (ideal) a presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1}$$

donde  $V_1 = 6,0 \text{ L H}_2$ ,  $T_1 = 0^\circ \text{C} = 273,15 \text{ K}$  y  $T_2 = 25^\circ \text{C} = 298,15 \text{ K}$ . Así, reemplazando valores se obtiene el volumen de hidrógeno gas por el que se pregunta en la cuestión:

$$V_{\text{H}_2} (\text{a } 1 \text{ atm y } 25^\circ \text{C}) = 6,0 \text{ L H}_2 (\text{a } 1 \text{ atm y } 0^\circ \text{C}) \frac{298,15 \text{ K}}{273,15 \text{ K}} = 6,5 \text{ L H}_2 (\text{a } 1 \text{ atm y } 25^\circ \text{C})$$

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

## CUESTIÓN 16

16) De los siguientes compuestos:

1) NaOH            2) NH<sub>3</sub>            3) Mg(OH)<sub>2</sub>            4) NaCl

indique el/los compuesto(s) que se clasifica(n) como base(s) según la Teoría de Arrhenius:

a) 4

b) 1 y 2

c) 2 y 3

d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Según la Teoría ácido-base de Arrhenius, una base es “toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando lugar a aniones hidróxido, OH<sup>-</sup>”.

Por lo tanto, de los compuestos indicados en la cuestión, únicamente aquellos que posean grupos hidróxido podrán liberarlos al disociarse y serán bases de Arrhenius. Este es el caso de los hidróxidos de sodio, NaOH, y de magnesio, Mg(OH)<sub>2</sub>. En cambio, ni el amoníaco, NH<sub>3</sub>, ni el cloruro de sodio, NaCl, son bases de acuerdo a la Teoría de Arrhenius, ya que no contienen grupos hidróxido (ni siquiera contienen oxígeno en su composición). En consecuencia, únicamente los compuestos denotados por el 1 y el 3 son los clasificados como bases por la Teoría de Arrhenius, por lo que las respuestas a-c son todas falsas, convirtiendo así la respuesta d en la verdadera.

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

## CUESTIÓN 17

- 17) Una disolución acuosa tiene  $\text{pH} = 8$ , por lo que se puede afirmar que la disolución tiene un carácter:
- a) Ácido.
  - b) Neutro.
  - c) Básico.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Las disoluciones acuosas se clasifican en función de su pH en:

- Ácidas, si tienen un  $\text{pH} < 7$ .
- Neutras, si tienen un  $\text{pH} = 7$ .
- Básicas, si tienen un  $\text{pH} > 7$ .

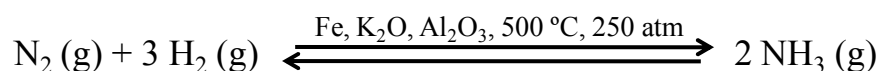
En consecuencia, un  $\text{pH} = 8$ , puesto que es mayor que 7, determina que la disolución acuosa tenga un carácter básico, por lo que **la respuesta correcta es la c.**

## CUESTIÓN 18

- 18) Señale la afirmación falsa en relación a la síntesis de amoníaco por el método de Haber-Bosch:
- a) Como reactivos se utilizan nitrógeno e hidrógeno gaseosos.
  - b) Se lleva a cabo a bajas presiones (alrededor de 1 atm).
  - c) Se lleva a cabo a temperaturas moderadamente elevadas (alrededor de 500 °C).
  - d) Se utiliza un catalizador.

### Resolución

La síntesis de amoníaco por el método Haber-Bosch se basa en la siguiente reacción química:



Como se puede apreciar, en este método el amoníaco se obtiene por síntesis directa a partir de sus elementos, por lo que como reactivos se utilizan nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) e hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) gaseosos (la respuesta a es correcta). Además, la reacción transcurre a temperaturas moderadamente elevadas, alrededor de 500 °C (la respuesta c es correcta), y se utiliza un catalizador de hierro activado con pequeñas cantidades de  $\text{K}_2\text{O}$  y  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (la respuesta d es correcta). Finalmente, debe destacarse que para aumentar la conversión de equilibrio de la reacción, debe trabajarse a altas presiones (250 atm aproximadamente), por lo que la respuesta b, en la que se indica que la síntesis de amoníaco por este método se lleva a cabo a bajas presiones (alrededor de 1 atm) es falsa.

En resumen, dado que la única respuesta falsa es la b y es la respuesta falsa la que debía identificarse, se concluye que **la respuesta correcta es la b.**

## CUESTIÓN 19

- 19) Indique el fenómeno de contaminación que es causado en gran medida por las emisiones de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>:
- a) Cambio climático.
  - b) Agujero de la capa de ozono.
  - c) Lluvia ácida.
  - d) Eutrofización.

### Resolución

El dióxido de carbono es el gas de efecto invernadero (GEI) que se emite en mayor cantidad a la atmósfera por causas antropogénicas (debido a la acción humana). Estos gases de efecto invernadero se caracterizan por absorber buena parte de la radiación infrarroja emitida por la Tierra. Por consiguiente, las emisiones de GEI y, en particular de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, al acumularse en la atmósfera, determinan un aumento de la energía absorbida por el conjunto Tierra-atmósfera y, por lo tanto, un incremento de la temperatura media del planeta, esto es, un aumento del efecto invernadero natural. Este aumento del efecto invernadero, también llamado calentamiento global o cambio climático, es uno de los fenómenos globales de contaminación y ya ha provocado un incremento de la temperatura media de la Tierra de más de 0,7 °C desde finales del S. XIX. A su vez, este aumento de la temperatura media del planeta acarrea múltiples consecuencias: el deshielo de polos y glaciares, causando una subida del nivel del mar y amenazando poblaciones costeras; una mayor frecuencia de fenómenos meteorológicos extremos (huracanes, sequías...); pérdida de biodiversidad... Todo ello da idea de la magnitud del problema que representa el cambio climático, siendo uno de los mayores desafíos a los que se enfrenta actualmente la Humanidad.

En resumen, las emisiones de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, causan en gran medida el fenómeno de contaminación conocido como cambio climático, por lo que **la respuesta correcta es la a.**

## CUESTIÓN 20

20) De los siguientes componentes o familias de compuestos:

1) SO<sub>2</sub>                      2) CFCs                      3) NO<sub>x</sub>                      4) O<sub>3</sub>                      5) CO

indique aquellos que se consideran los contaminantes responsables de la lluvia ácida:

a) 1 y 5.

b) 2 y 3.

c) 1 y 3.

d) 2 y 4.

### Resolución

Se denomina lluvia ácida a aquella cuyo pH es inferior a 5,6, frente al pH normal de la lluvia que oscila entre 5,6 y 5,8. La lluvia ácida se debe especialmente a la disolución de los ácidos sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) y nítrico (HNO<sub>3</sub>) en las gotas de lluvia, formados respectivamente a su vez a partir del dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>) y óxidos de nitrógeno (NO<sub>x</sub>) presentes en la atmósfera.

En consecuencia, los componentes o familias de compuestos correctos son el 1 y el 3, con lo que **la respuesta correcta es la c.**



**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE II**

**ENUNCIADO**



# V MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

## CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)

### 10 de mayo de 2019

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 II del cuestionario tipo test son 5 puntos.

No está permitido el uso de calculadoras programables.

- 1) Relacione cada pictograma con el nombre de la clase de peligro al que está asociado:



1)



2)



3)

- |  |               |                |
|--|---------------|----------------|
| a) 1) Carcinogenicidad                               | 2) Corrosivos | 3) Inflamables |
| b) 1) Carcinogenicidad                               | 2) Corrosivos | 3) Explosivos  |
| c) 1) Toxicidad aguda                                | 2) Irritantes | 3) Explosivos  |
| d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta. |               |                |

- 2) Indique el nombre del siguiente material de laboratorio:



1)

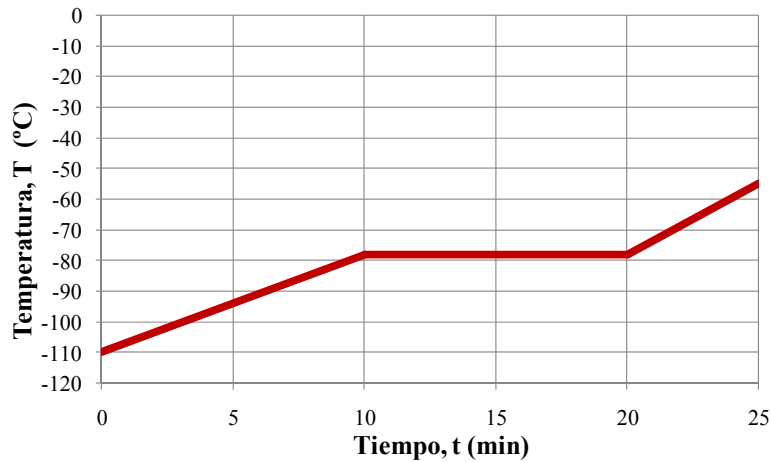


2)

- |  |            |
|--|------------|
| a) 1) Matraz erlenmeyer                              | 2) Bureta  |
| b) 1) Matraz aforado                                 | 2) Probeta |
| c) 1) Matraz erlenmeyer                              | 2) Probeta |
| d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta. |            |



- 3) En el instante inicial ( $t = 0$  min), se dispone de una sustancia pura en estado sólido. La gráfica que se muestra a continuación representa la evolución temporal de la temperatura de dicha sustancia pura cuando se calienta a presión constante.

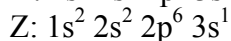
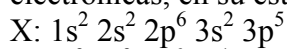


En el instante  $t = 15$  min, señale el/los estado(s) de agregación del sistema formado por la mencionada sustancia pura:

- a) Líquido.
  - b) Sólido + líquido.
  - c) Sólido + gas.
  - d) No es posible determinar la respuesta.
- 4) En un átomo de  ${}^{23}_{11}\text{Na}$ , hay:
- a) 23 neutrones.
  - b) 12 neutrones.
  - c) 11 neutrones.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 5) Indique la respuesta en la que todos los modelos/teorías atómicas expuestos permiten interpretar los resultados experimentales de dispersión de partículas  $\alpha$  al atravesar una delgada lámina de oro:
- a) Bohr, Rutherford.
  - b) Bohr, Thomson, Rutherford.
  - c) Dalton, Bohr, Thomson.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 6) Señale el tipo de compuesto al que pertenece la especie química  $\text{CaO}_2$ :
- a) Óxido.
  - b) Hidróxido.
  - c) Peróxido.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 7) Indique el nombre tradicional del compuesto cuya fórmula molecular es  $\text{HBrO}$ :
- Ácido bromoso.
  - Ácido brómico.
  - Ácido perbrómico.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 8) Señale en cuál de las formas alotrópicas del carbono cada átomo de este elemento forma cuatro enlaces covalentes con otros tantos átomos de carbono:
- Diamante.
  - Fullereno.
  - Grafeno.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 9) Considérense los siguientes compuestos orgánicos:
- 1)  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$                       2)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$                       3)  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$   
4)  $\text{CH}_3 - \text{CHO}$                       5)  $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$
- Señale la familia de compuestos orgánicos a la que pertenece cada una de las especies químicas anteriores:
- 1: ácidos carboxílicos; 2: alcoholes; 3: ésteres; 4: aldehídos; 5: cetonas.
  - 1: ácidos carboxílicos; 2: aldehídos; 3: cetonas; 4: alcoholes; 5: ésteres.
  - 1: ácidos carboxílicos; 2: aldehídos; 3: ésteres; 4: alcoholes; 5: cetonas.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 10) Indique el elemento químico que en la Tabla Periódica pertenece al período 5 y al grupo 2:
- Calcio.
  - Rubidio.
  - Bario.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 11) Señale el elemento químico que en su estado fundamental posee la siguiente configuración electrónica:
- $$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$$
- Azufre.
  - Arsénico.
  - Selenio.
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 12) Ordene los siguientes elementos químicos: Cs ( $Z=55$ ), F ( $Z=9$ ), Mg ( $Z=12$ ) y P ( $Z=15$ ), de mayor a menor radio atómico:
- $\text{Cs} > \text{P} > \text{Mg} > \text{F}$
  - $\text{Cs} > \text{Mg} > \text{P} > \text{F}$
  - $\text{Cs} > \text{P} > \text{F} > \text{Mg}$
  - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

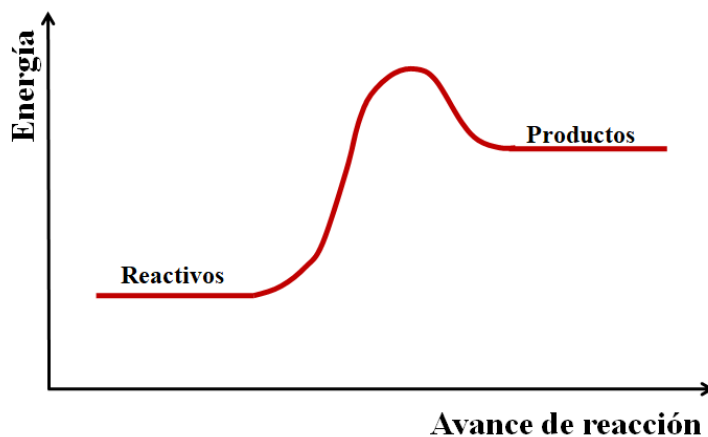
- 13) Considérense dos elementos químicos genéricos, X y Z, cuyas configuraciones electrónicas, en su estado fundamental, se muestran a continuación:



Especifique el tipo de enlace químico que se establecerá entre los átomos de X y los átomos de Z:

- a) Iónico.
  - b) Covalente.
  - c) Metálico.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 14) Señale cuál de las siguientes propiedades no es característica de los compuestos iónicos:
- a) Son duros.
  - b) Son solubles en disolventes apolares.
  - c) Son frágiles.
  - d) Presentan elevadas temperaturas de fusión y de ebullición.
- 15) Indique cuál es la fuerza intermolecular de mayor intensidad que puede establecerse entre las moléculas de amoníaco:
- a) Fuerzas de dispersión (o de London).
  - b) Fuerzas dipolo-dipolo.
  - c) Enlaces de hidrógeno.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.
- 16) Señale la afirmación correcta en relación con las reacciones exotérmicas:
- a) En ellas, su energía de reacción,  $\Delta E$ , verifica:  $\Delta E > 0$ .
  - b) En ellas, su energía de reacción,  $\Delta E$ , verifica:  $\Delta E < 0$ .
  - c) En ellas, se absorbe energía.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

- 17) Considérese una reacción que presenta el siguiente diagrama energético:



Dicha reacción se clasifica como:

- a) Exotérmica.
- b) Atérmica.
- c) Endotérmica.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

18) Para la siguiente reacción química genérica:



indique las condiciones que conducen a una mayor velocidad de reacción:

- a)  $[A] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $T = 30 \text{ }^\circ\text{C}$
- b)  $[A] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $T = 300 \text{ K}$
- c)  $[A] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $T = 30 \text{ }^\circ\text{C}$
- d)  $[A] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $T = 300 \text{ K}$

19) Señale la afirmación falsa en relación a los inhibidores:

- a) No se consumen ni transforman durante las reacciones químicas.
- b) Se denominan también catalizadores negativos.
- c) Disminuyen la velocidad de reacción.
- d) Disminuyen la energía de activación de las reacciones químicas.

20) Considérese la siguiente reacción química genérica:



Si se combinan 27 g de A y 46 g de B y se forman 33 g de C, estando los reactivos en proporción estequiométrica, la cantidad que se ha formado de D es igual a:

- a) 106 g
- b) 52 g
- c) 40 g
- d) No es posible determinar la respuesta.



**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE II**

**HOJA DE RESPUESTAS**



**V MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA**  
**CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)**  
**10 de mayo de 2019**

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: \_\_\_\_\_

<b>Cuestión</b>	<b>Respuesta</b>
<b>1</b>	
<b>2</b>	
<b>3</b>	
<b>4</b>	
<b>5</b>	
<b>6</b>	
<b>7</b>	
<b>8</b>	
<b>9</b>	
<b>10</b>	

<b>Cuestión</b>	<b>Respuesta</b>
<b>11</b>	
<b>12</b>	
<b>13</b>	
<b>14</b>	
<b>15</b>	
<b>16</b>	
<b>17</b>	
<b>18</b>	
<b>19</b>	
<b>20</b>	



**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE II**

**RESPUESTAS**



**V MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA**  
**CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)**  
**10 de mayo de 2019**

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: \_\_\_\_\_

**RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)**

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

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





**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA  
DE CANTABRIA**

**CUESTIONARIO TIPO TEST**

**PARTE II**

***RESOLUCIÓN***



## CUESTIÓN 1

- 1) Relacione cada pictograma con el nombre de la clase de peligro al que está asociado:



1)



2)



3)

- |  |               |                |
|--|---------------|----------------|
| a) 1) Carcinogenicidad                               | 2) Corrosivos | 3) Inflamables |
| b) 1) Carcinogenicidad                               | 2) Corrosivos | 3) Explosivos  |
| c) 1) Toxicidad aguda                                | 2) Irritantes | 3) Explosivos  |
| d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta. |               |                |

### Resolución

El Reglamento CLP (Classification, Labeling and Packaging), que es el reglamento europeo relativo a la clasificación, etiquetado y envasado de sustancias y mezclas químicas que, entre otras cuestiones, determina los pictogramas de las diferentes clases de peligro, establece lo siguiente:

- El pictograma 1:



debe utilizarse para representar a las categorías más graves de la clase de peligro “toxicidad aguda”.

- El pictograma 2:



debe utilizarse para representar a la clase de peligro “corrosivo para metales”, la categoría de corrosión cutánea de la clase de peligro “corrosión o irritación cutánea” (la categoría irritación cutánea se representa mediante otro pictograma) y la categoría de lesiones oculares graves de la clase de peligro “lesiones oculares graves o irritación ocular” (la categoría irritación ocular se representa mediante otro

pictograma). Por lo tanto, puede simplificarse indicando que este pictograma advierte del peligro de las sustancias y mezclas químicas corrosivas.

- El pictograma 3:



debe utilizarse para representar a las categorías más graves de las clases de peligro “explosivos”, “sustancias y mezclas que reaccionan espontáneamente” y “peróxidos orgánicos”. Por lo tanto, puede simplificarse indicando que este pictograma advierte del peligro de las sustancias y mezclas químicas explosivas.

En consecuencia, la respuesta correcta debería indicar lo siguiente:

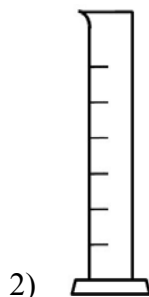
- 1) Toxicidad aguda                      2) Corrosivos                      3) Explosivos

Como puede apreciarse, ninguna de las respuestas a-c se corresponde con la respuesta correcta, lo que determina que la respuesta d pasa a ser la verdadera.

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

## CUESTIÓN 2

2) Indique el nombre del siguiente material de laboratorio:



- a) 1) Matraz erlenmeyer      2) Bureta  
b) 1) Matraz aforado      2) Probeta  
c) 1) Matraz erlenmeyer      2) Probeta  
d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

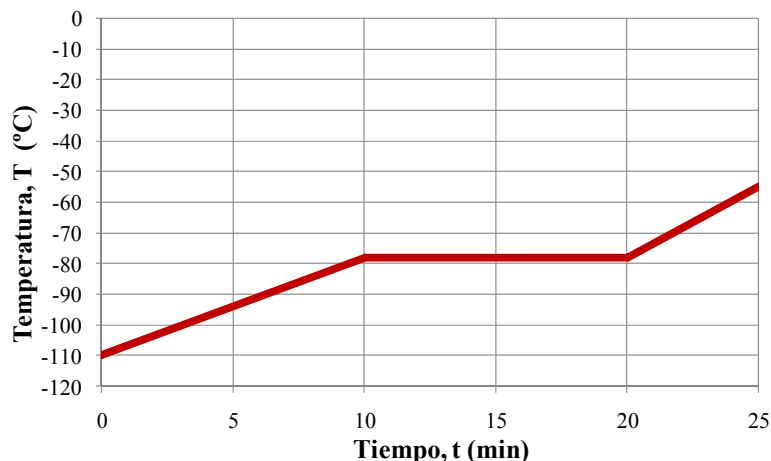
El material de laboratorio representado por la figura 1 es un matraz aforado, como se puede apreciar al ser un recipiente con fondo plano y forma esférica en su parte inferior que termina en un cuello estrecho en el que hay una marca, llamada aforo, que indica el volumen del matraz (permitiendo preparar disoluciones de ese volumen).

Por su parte, el material de laboratorio de la figura 2 es una probeta, ya que consiste en un recipiente cilíndrico graduado con un pie en su parte inferior, que le dota de estabilidad y evita que haya que agarrarlo permanente para evitar su caída, que se emplea para la medición aproximada de volúmenes de líquidos de forma rápida y sencilla.

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

### CUESTIÓN 3

- 3) En el instante inicial ( $t = 0$  min), se dispone de una sustancia pura en estado sólido. La gráfica que se muestra a continuación representa la evolución temporal de la temperatura de dicha sustancia pura cuando se calienta a presión constante.



En el instante  $t = 15$  min, señale el/los estado(s) de agregación del sistema formado por la mencionada sustancia pura:

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

### Resolución

En la gráfica temperatura-tiempo, se aprecia cómo, en general, la temperatura aumenta, ya que, como se indica en el enunciado de la cuestión, se trata un proceso de calentamiento. Además, se observa que entre los minutos 10 y 20, la temperatura permanece constante ( $T = -78^{\circ}\text{C}$ ). Debe tenerse presente que, a presión constante, las sustancias puras efectúan los cambios de estado a temperatura constante, por lo que se deduce que entre los minutos 10 y 20, el sistema experimenta un cambio de estado, y en concreto, un cambio de estado progresivo al estar aportándose energía (se calienta la sustancia pura).

Por lo tanto, en el instante  $t = 15$  min, se está produciendo el cambio de estado, con lo que en el sistema coexistirán los dos estados conectados por dicho cambio de estado. Sin embargo, puesto que se desconoce la naturaleza de la sustancia pura e inicialmente se encuentra en estado sólido, ese cambio de estado puede ser tanto una fusión (el sólido pasa a estado líquido), con lo que en el citado instante en el sistema habría una mezcla de sólido y líquido, como una sublimación (el sólido pasa a estado gaseoso), en cuyo caso en ese instante en el sistema habría una mezcla de sólido y gas.

En consecuencia, no hay suficiente información para discernir entre las respuestas b y c, por lo que no es posible determinar la respuesta y, por consiguiente, **la respuesta correcta es la d.**

## CUESTIÓN 4

- 4) En un átomo de  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ , hay:
- a) 23 neutrones.
  - b) 12 neutrones.
  - c) 11 neutrones.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

En un átomo de un elemento genérico X, el número másico, A, y el número atómico, Z, se representan como sigue:



En consecuencia, se deduce que en un átomo de  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ , su número másico es  $A = 23$  y su número atómico es  $Z = 11$ . Debe recordarse que el número másico representa el número de nucleones (protones + neutrones) del núcleo mientras que el número atómico indica el número de protones que hay en dicho núcleo atómico. De este modo, se deduce que el número de neutrones es igual a:

$$\text{N}^\circ \text{ neutrones} = A - Z = 23 - 11 = 12 \text{ neutrones}$$

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

## CUESTIÓN 5

- 5) Indique la respuesta en la que todos los modelos/teorías atómicas expuestos permiten interpretar los resultados experimentales de dispersión de partículas  $\alpha$  al atravesar una delgada lámina de oro:
- a) Bohr, Rutherford.
  - b) Bohr, Thomson, Rutherford.
  - c) Dalton, Bohr, Thomson.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Los resultados experimentales de dispersión de partículas  $\alpha$  al atravesar una delgada lámina de oro fueron interpretados por Rutherford y sus colaboradores. Así, para explicar por qué la mayoría de las partículas  $\alpha$  atravesaban la lámina de oro sin desviarse y en cambio una pequeña fracción de las mismas llegaban a rebotar, estos autores postularon que la mayor parte del átomo debe de encontrarse vacía, concentrando la mayoría de la masa y toda la carga positiva en una reducida fracción de volumen del átomo (el núcleo atómico), mientras que los electrones (que ya habían sido descubiertos), con una masa mucho mayor, se encontrarían girando alrededor del núcleo.

En base a estas ideas y para explicar estos resultados experimentales de dispersión de partículas  $\alpha$ , Rutherford propuso un modelo atómico planetario en 1911. A su vez, para corregir las inconsistencias que se detectaron en el modelo propuesto por Rutherford, Bohr propuso un nuevo modelo atómico en 1913, que en base a un modelo también planetario combinaba aspectos clásicos y cuánticos. En consecuencia, tanto el modelo atómico de Rutherford como el de Bohr permiten explicar los mencionados resultados experimentales, al establecer ambos que la mayoría del átomo se encuentra vacío y concentrar la gran mayoría de la masa del átomo en su núcleo.

En cambio, la dispersión de partículas  $\alpha$  resultaba inexplicable para los modelos anteriores. Así, para la Teoría atómica de Dalton, los átomos son indivisibles, por lo que los modeliza como esferas macizas; mientras que para el modelo atómico de Thomson, popularmente conocido como pudín de pasas, el átomo está formado por una esfera con carga positiva uniforme en cuyo interior están embebidos los electrones. Ninguno de ellos es capaz de explicar por qué la mayoría de las partículas  $\alpha$  atraviesan la lámina de oro sin desviarse y solo unas pocas llegan a rebotar: si la distribución de masa y/o carga fuese uniforme, cabría esperar que la mayoría de partículas  $\alpha$  experimentasen pequeñas desviaciones al atravesar la lámina de oro.

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

## CUESTIÓN 6

- 6) Señale el tipo de compuesto al que pertenece la especie química  $\text{CaO}_2$ :
- a) Óxido.
  - b) Hidróxido.
  - c) Peróxido.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

En primer lugar, para la resolución de esta cuestión se considera oportuno analizar los tipos de compuestos que se mencionan en la misma:

- Óxido: es una combinación binaria del oxígeno con otro elemento que no sea un halógeno (elemento del grupo 17) en la que el oxígeno presenta un número de oxidación igual a  $-2$ .
- Hidróxido: es un compuesto formado por la combinación de un metal con el anión hidróxido,  $\text{OH}^-$ , al que se le asigna carga  $-1$ , por lo que el número de oxidación del oxígeno también es  $-2$ .
- Peróxido: es una combinación binaria de oxígeno que contiene el grupo peróxido,  $\text{O}_2^{2-}$ , por lo que el número de oxidación del oxígeno es  $-1$ .

En una especie química neutra, como por ejemplo  $\text{CaO}_2$ , la suma de los números de oxidación de los átomos que lo forman es igual a 0. Puesto que el calcio, Ca, como todo alcalinotérreo, siempre presenta un número de oxidación  $+2$  y en el compuesto hay dos átomos de oxígeno, O, para que la suma de los números de oxidación de los átomos sea nula, se deduce que el número de oxidación del oxígeno es  $-1$ . Ello es característico de los peróxidos. En efecto, el nombre del compuesto  $\text{CaO}_2$  es el peróxido de calcio (o el dióxido de calcio).

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



## CUESTIÓN 7

- 7) Indique el nombre tradicional del compuesto cuya fórmula molecular es HBrO:
- a) Ácido bromoso.
  - b) Ácido brómico.
  - c) Ácido perbrómico.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

El compuesto de fórmula molecular HBrO es un oxoácido, ya que es un compuesto formado por hidrógeno, H, oxígeno, O, y un no metal, en este caso, el bromo, Br. En estos compuestos, el número de oxidación del H siempre es +1, el O actúa siempre con un número de oxidación igual a -2 y el del no metal, será en todo caso positivo. En el caso del HBrO, como es una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de los átomos que lo forman debe ser igual a 0, por lo que si se designa por x el número de oxidación del Br, se verifica:

$$1 + x - 2 = 0$$

Con lo que despejando x, se determina que el número de oxidación del Br en este compuesto es igual a +1.

En la nomenclatura tradicional de los oxoácidos, estos se designan con la palabra ácido seguida de una segunda en la que, partiendo de la raíz del nombre del no metal, se añade un sufijo y, en algunos casos, un prefijo, en función del número de oxidación del no metal en ese oxoácido y del número total de números de oxidación positivos con los que el no metal puede actuar en este tipo de compuestos. En este caso, el Br puede actuar en los oxoácidos con 4 números de oxidación, debiendo emplear los siguientes sufijos/prefijos para cada número de oxidación, de acuerdo a lo expuesto en la tabla siguiente:

Nº de oxidación del Br	Prefijo	Sufijo	Nombre	Fórmula
+1	hipo-	-oso	ácido hipobromoso	HBrO
+3		-oso	ácido bromoso	HBrO <sub>2</sub>
+5		-ico	ácido brómico	HBrO <sub>3</sub>
+7	per-	-ico	ácido perbrómico	HBrO <sub>4</sub>

De este modo, se verifica cómo el nombre tradicional del compuesto de fórmula molecular HBrO es el ácido hipobromoso, no correspondiéndose con ninguno de los expuestos en las respuestas a-c. Por lo tanto, **la respuesta correcta es la d.**

## CUESTIÓN 8

- 8) Señale en cuál de las formas alotrópicas del carbono cada átomo de este elemento forma cuatro enlaces covalentes con otros tantos átomos de carbono:
- a) Diamante.
  - b) Fullerenos.
  - c) Grafeno.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

En el diamante, cada átomo de carbono forma cuatro enlaces covalentes con otros cuatro átomos de carbono, formando estructuras cristalinas (ordenadas) tridimensionales que se extienden en las tres direcciones del espacio. De esta forma, en el diamante cada átomo de carbono puede considerarse que ocupa el centro de un tetraedro regular en el que cada uno de los otros cuatro átomos de carbono con los que se enlaza aquel se disponen en uno de los vértices del tetraedro, por lo que los cuatro enlaces forman entre sí ángulos de  $109,5^\circ$ .

En cambio, tanto en el caso del grafeno como del fullerenos, cada átomo de carbono se enlaza a otros tres átomos de carbono: en el grafeno formando una estructura bidimensional de una sola capa de átomos (posee la misma estructura del grafito pero de espesor monoatómico) mientras que en los fullerenos formando estructuras cerradas (generalmente esferas compuestas por anillos hexagonales y, en menor medida, pentagonales y heptagonales).

De acuerdo con lo expuesto, se concluye que **la respuesta correcta es la a.**

## CUESTIÓN 9

9) Considérense los siguientes compuestos orgánicos:

- 1)  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$                       2)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$                       3)  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$   
4)  $\text{CH}_3 - \text{CHO}$                       5)  $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$

Señale la familia de compuestos orgánicos a la que pertenece cada una de las especies químicas anteriores:

- a) 1: ácidos carboxílicos; 2: alcoholes; 3: ésteres; 4: aldehídos; 5: cetonas.  
b) 1: ácidos carboxílicos; 2: aldehídos; 3: cetonas; 4: alcoholes; 5: ésteres.  
c) 1: ácidos carboxílicos; 2: aldehídos; 3: ésteres; 4: alcoholes; 5: cetonas.  
d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Para resolver esta cuestión, se analizará la familia de compuestos orgánicos a la que pertenece cada una de las especies indicadas:

- 1)  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ : posee un grupo carboxilo,  $-\text{COOH}$ , por lo que pertenece a la familia de los ácidos carboxílicos (en concreto, es el ácido acético o ácido etanoico).
- 2)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ : posee un grupo hidroxilo,  $-\text{OH}$ , por lo que pertenece a la familia de los alcoholes (en particular, es el etanol).
- 3)  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$ : es un éster, ya que es un compuesto derivado de un ácido carboxílico (en este caso, del ácido acético) en el que el grupo  $-\text{OH}$  ha sido reemplazado por el grupo  $-\text{OR}'$ . De esta forma, este éster se corresponde con el acetato de metilo o etanoato de metilo.
- 4)  $\text{CH}_3 - \text{CHO}$ : tiene un grupo carbonilo terminal,  $-\text{CHO}$ , por lo que pertenece a la familia de los aldehídos (en concreto, es el acetaldehído o etanal).
- 5)  $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ : tiene un grupo carbonilo enlazado a dos cadenas carbonadas,  $-\text{CO}-$ , por lo que pertenece a la familia de las cetonas (en particular, es la acetona o propanona).

De esta forma, de acuerdo con lo expuesto, puedo comprobarse cómo **la respuesta correcta es la a.**

## CUESTIÓN 10

- 10) Indique el elemento químico que en la Tabla Periódica pertenece al período 5 y al grupo 2:
- a) Calcio.
  - b) Rubidio.
  - c) Bario.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Para su resolución, se reproducirán a continuación los dos primeros grupos de la Tabla Periódica, los alcalinos (grupo 1) y alcalinotérreos (grupo 2, al que pertenece el elemento que debe identificarse). Debe recordarse que el primer período, formado únicamente por el hidrógeno y el helio, no contiene a ningún alcalino ni alcalinotérreo.

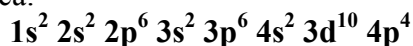
Período	Grupo	
	1	2
2	Li (litio)	Be (berilio)
3	Na (sodio)	Mg (magnesio)
4	K (potasio)	Ca (calcio)
<b>5</b>	Rb (rubidio)	<b>Sr (estroncio)</b>
6	Cs (cesio)	Ba (bario)
7	Fr (francio)	Ra (radio)

Puede comprobarse cómo el elemento que ocupa el período 5 y el grupo 2 de la Tabla Periódica es el estroncio (Sr), no correspondiéndose con ninguno de los elementos expuestos en las respuestas a-c.

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

## CUESTIÓN 11

11) Señale el elemento químico que en su estado fundamental posee la siguiente configuración electrónica:



- a) Azufre.
- b) Arsénico.
- c) Selenio.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

A partir de la configuración electrónica, se observa que el electrón diferenciador (aquel que se añade al pasar del elemento anterior de la Tabla Periódica al elemento considerado) ocupa el subnivel 4p. Por lo tanto, al encontrarse en el cuarto nivel ( $n = 4$ ), pertenecerá al período 4. Por su parte, como en este subnivel hay 4 electrones, y el subnivel np se va completando desde el grupo 13 al 18 de la Tabla Periódica, se concluye que el elemento buscado pertenece al grupo 16. El problema se reduce por lo tanto a conocer el elemento que se ubica en el período 4 y en el grupo 16 de la Tabla Periódica.

Para ello, se reproducirán a continuación los grupos 15 (nitrogenoideos) y 16 (anfígenos, al que pertenece el elemento que debe identificarse), por pertenecer a estos grupos los elementos de las respuestas a-c. Se ha de tener presente que el primer período, formado únicamente por el hidrógeno y el helio, no contiene a ningún elemento de estos dos grupos.

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

Se observa cómo el elemento que ocupa el período 4 y el grupo 16 de la Tabla Periódica es el selenio (Se), correspondiendo este elemento con la respuesta c.

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

## CUESTIÓN 12

- 12) Ordene los siguientes elementos químicos: Cs ( $Z=55$ ), F ( $Z=9$ ), Mg ( $Z=12$ ) y P ( $Z=15$ ), de mayor a menor radio atómico:
- a)  $Cs > P > Mg > F$
  - b)  $Cs > Mg > P > F$
  - c)  $Cs > P > F > Mg$
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

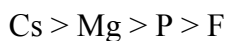
### Resolución

En general, el radio atómico aumenta con el número atómico,  $Z$ , en un mismo grupo, ya que los electrones de valencia de los diferentes elementos del grupo se hallan en orbitales de número cuántico principal,  $n$ , mayor, ocupando orbitales más voluminosos, esto es, los electrones de valencia se encuentran a mayor distancia del núcleo. Por su parte, el radio atómico disminuye con  $Z$  en un mismo período. Ello se debe a que los electrones de valencia de los elementos de ese período se encuentran todos en la misma capa (mismo nivel energético,  $n$ ) pero la carga nuclear efectiva aumenta al avanzar en el período, debido al escaso apantallamiento de los electrones de valencia entre sí. Esta mayor carga nuclear efectiva a lo largo del período se traduce en que el núcleo ejerce una mayor fuerza de atracción sobre los electrones de valencia, con la consiguiente aproximación de estos al núcleo y, por tanto, con la disminución del radio atómico a medida que se avanza en el período.

En resumen, puesto que el radio atómico aumenta con  $Z$  en un grupo y disminuye con  $Z$  en un período, basta con situar los elementos químicos indicados en la Tabla Periódica para ordenarlos de mayor a menor radio atómico, dado que cuanto mayor sea el número del período y menor el número del grupo de un elemento dado, el radio atómico será mayor. De esta forma, en la tabla siguiente se indican los números de período y de grupo de los elementos de la cuestión (nótese que en esta pregunta no es necesario conocer de antemano la posición de estos elementos en la Tabla Periódica, al proporcionar el número atómico):

Elemento	Posición en la Tabla Periódica	
	Período	Grupo
Cs (cesio)	6	1
F (flúor)	2	17
Mg (magnesio)	3	2
P (fósforo)	3	15

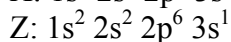
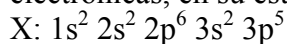
En base a la tendencia general descrita, se concluye que el orden de los elementos, de mayor a menor radio atómico, es:



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

### CUESTIÓN 13

13) Considérense dos elementos químicos genéricos, X y Z, cuyas configuraciones electrónicas, en su estado fundamental, se muestran a continuación:



Especifique el tipo de enlace químico que se establecerá entre los átomos de X y los átomos de Z:

- a) Iónico.
- b) Covalente.
- c) Metálico.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Se distinguen tres grandes tipos de enlaces químicos entre átomos:

- Enlace iónico, que se establece entre átomos de elementos metálicos y no metálicos, por transferencia de los electrones de valencia del metal al no metal de modo que se forman los iones correspondientes que se mantienen unidos por atracción electrostática.
- Enlace covalente, que se establece entre átomos de elementos no metálicos por compartición de electrones de la capa de valencia, de forma que los átomos enlazados adquieran una configuración electrónica estable.
- Enlace metálico, que se establece entre átomos de elementos metálicos que adquieren una configuración estable mediante la compartición de los electrones de valencia de forma colectiva.

De las configuraciones electrónicas de X y Z, analizando el subnivel en el que se localiza el electrón diferenciador, se puede deducir la ubicación de estos elementos en la Tabla Periódica y, con ello, si son metales o no metales (véase la resolución de la cuestión 11 para una mayor explicación al respecto):

- X pertenece al período 3 y al grupo 17, por lo que es un no metal (en concreto, es el cloro, Cl).
- Z pertenece al período 3 y al grupo 1, por lo que es un metal (en concreto, es el sodio Na).

Puesto que el enlace se produce entre un metal (Z, esto es, Na) y un no metal (X, esto es, Cl), y dada la elevada tendencia de los metales a ceder los electrones de valencia y de los no metales a aceptar los electrones de valencia para adquirir las configuraciones electrónicas de los gases nobles más próximos en cada caso (verificando así la Regla del octeto), se concluye que el enlace formado entre Z y X será iónico. De hecho, el compuesto formado, NaCl (cloruro de sodio o sal común), es el ejemplo típico de compuesto iónico.

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

## CUESTIÓN 14

- 14) Señale cuál de las siguientes propiedades no es característica de los compuestos iónicos:
- a) Son duros.
  - b) Son solubles en disolventes apolares.
  - c) Son frágiles.
  - d) Presentan elevadas temperaturas de fusión y de ebullición.

### Resolución

A continuación, se analizarán individualmente cada una de las afirmaciones en relación a los compuestos iónicos:

- a) La dureza es la dificultad que ofrece un sólido a ser rayado, y para rayar un sólido habrá que romper cierto número de enlaces en su superficie. Esta acción no es fácil 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, esta propiedad sí es característica de los compuestos iónicos.
- b) Para analizar la solubilidad de las sustancias en una primera aproximación, puede emplearse el viejo aforismo “semejante disuelve a semejante”. De esta forma, los compuestos iónicos, que están formados por iones dispuestos en las posiciones reticulares de los cristales que forman este tipo de compuestos, tendrán una elevada solubilidad en disolventes polares (aquellos formados por moléculas que presentan cargas parciales en la misma; p. ej., el agua) mientras que tendrán muy baja solubilidad en disolventes apolares (aquellos formados por moléculas que no presentan cargas parciales; p. ej., hexano). En consecuencia, la solubilidad en disolventes apolares no constituye una propiedad característica de los compuestos iónicos.
- c) Los compuestos iónicos son frágiles ya 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 contiguos, repeliéndose entre sí y provocando la separación de estos planos cristalinos, lo que conlleva a su vez la fractura del cristal. De esta forma, la fragilidad sí es una característica de los compuestos iónicos.
- d) Generalmente, los compuestos iónicos presentan elevadas temperaturas de fusión y ebullición, debido a la fuerte atracción entre los iones, que hace que se oponga mucha resistencia a las acciones que tiendan a separar los iones o modificar las posiciones que ocupan en el cristal. Por tanto, la temperatura necesaria para que los iones puedan abandonar el cristal y alcanzar la movilidad en el líquido es alta (y más aún para pasar a estado gaseoso). Por lo tanto, unas elevadas temperaturas de fusión y ebullición sí son características de los compuestos iónicos.

En resumen, dado que la única respuesta que no contiene una propiedad característica de los compuestos iónicos es la b, se concluye que **la respuesta correcta es la b.**



## CUESTIÓN 15

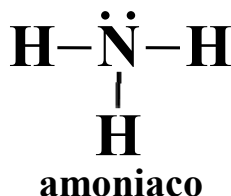
- 15) Indique cuál es la fuerza intermolecular de mayor intensidad que puede establecerse entre las moléculas de amoníaco:
- a) Fuerzas de dispersión (o de London).
  - b) Fuerzas dipolo-dipolo.
  - c) Enlaces de hidrógeno.
  - d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

De las fuerzas intermoleculares citadas en la cuestión, el enlace de hidrógeno es la de mayor intensidad de todas ellas. Así, la energía de los enlaces de hidrógeno es muy superior al del resto de fuerzas intermoleculares, motivo por el cual este tipo de fuerzas intermoleculares suelen estudiarse separadamente del resto. De entre las otras dos fuerzas intermoleculares, ambas son fuerzas de Van der Waals, siendo generalmente más intensas las fuerzas dipolo-dipolo que las fuerzas de dispersión. En todo caso, puesto que en la cuestión se pregunta por la fuerza intermolecular de mayor intensidad, se irán analizando las fuerzas intermoleculares mencionadas en orden decreciente de intensidad hasta encontrar la primera (que, al analizarlas en este orden, sería la más intensa) que pueda establecerse entre moléculas de amoníaco.

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 modo que se establece una unión entre los dos átomos electronegativos a través del átomo de hidrógeno. De acuerdo con lo anterior, 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 la molécula de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , los átomos de hidrógeno se unen a un átomo de nitrógeno, de acuerdo a su fórmula estructural:



De esta forma, por un lado, se cumple el primer criterio para que la molécula de amoníaco establezca enlaces de hidrógeno: que haya átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, en este caso, el átomo de nitrógeno. Por otro lado, se cumple el segundo criterio: que haya átomos muy electronegativos, de pequeño tamaño y con al menos un par de electrones no enlazantes; de nuevo, el átomo de nitrógeno. Por lo tanto, entre moléculas de amoníaco pueden establecerse enlaces de

hidrógeno entre uno de los átomos de hidrógeno de una molécula de amoníaco y el átomo de nitrógeno de otra molécula.

Puesto que los enlaces de hidrógeno son el tipo de fuerza intermolecular de mayor intensidad que puede establecerse entre moléculas de amoníaco, no es necesario analizar el resto de fuerzas intermoleculares.

En consecuencia, se concluye que **la respuesta correcta es la c.**

## CUESTIÓN 16

16) Señale la afirmación correcta en relación con las reacciones exotérmicas:

- a) En ellas, su energía de reacción,  $\Delta E$ , verifica:  $\Delta E > 0$ .
- b) En ellas, su energía de reacción,  $\Delta E$ , verifica:  $\Delta E < 0$ .
- c) En ellas, se absorbe energía.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

Las reacciones exotérmicas son aquellas que se producen con desprendimiento de energía, esto es, se libera calor al medio exterior. Puesto que se desprende energía del sistema, se concluye que la energía de los productos,  $E_{\text{productos}}$ , es menor que la energía de los reactivos,  $E_{\text{reactivos}}$ . Por consiguiente, la energía de reacción,  $\Delta E$ , que se define como el cambio de energía que experimenta el sistema debido a la reacción química:

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

verifica en el caso de las reacciones exotérmicas:

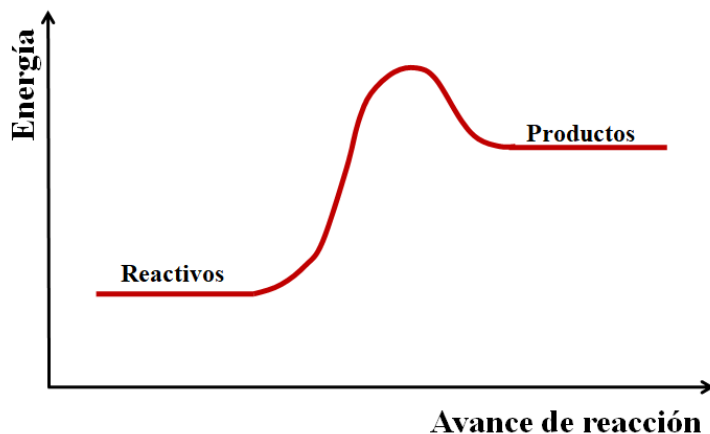
$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} < 0$$

ya que  $E_{\text{productos}} < E_{\text{reactivos}}$ .

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

## CUESTIÓN 17

17) Considérese una reacción que presenta el siguiente diagrama energético:



Dicha reacción se clasifica como:

- a) Exotérmica.
- b) Atérmica.
- c) Endotérmica.
- d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

### Resolución

El diagrama energético representado en la cuestión muestra que la energía de los productos,  $E_{\text{productos}}$ , es mayor que el contenido energético de los reactivos,  $E_{\text{reactivos}}$ . Por lo tanto, la energía de reacción,  $\Delta E$ , que se define como el cambio de energía que experimenta el sistema debido a la reacción química:

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

verifica en esta reacción:

$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} > 0$$

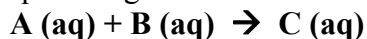
ya que  $E_{\text{productos}} > E_{\text{reactivos}}$ .

Puesto que el calor de reacción es positivo, implica que debe aportarse esta energía desde el medio exterior para que la reacción química se verifique y los reactivos puedan convertirse en los productos de la misma. Y por definición, aquellas reacciones químicas que precisan de un aporte de energía para que se produzcan, esto es, en las que se absorbe calor del medio exterior ya que el calor de reacción es positivo, se denominan reacciones endotérmicas.

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

## CUESTIÓN 18

18) Para la siguiente reacción química genérica:



indique las condiciones que conducen a una mayor velocidad de reacción:

- a)  $[A] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $T = 30 \text{ }^\circ\text{C}$
- b)  $[A] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $T = 300 \text{ K}$
- c)  $[A] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 1 \text{ mol/L}$ ;  $T = 30 \text{ }^\circ\text{C}$
- d)  $[A] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $[B] = 2 \text{ mol/L}$ ;  $T = 300 \text{ K}$

### Resolución

La velocidad de las reacciones químicas depende de diversos factores, analizándose en esta cuestión dos de ellos: la concentración de los reactivos (se considera la concentración tanto de A como de B) y la temperatura. En general, y puesto que en la cuestión se considera una reacción química genérica por lo que no se considerarán las excepciones o casos particulares, la velocidad de las reacciones químicas aumenta cuanto mayor sea la concentración de los reactivos y cuanto mayor sea la temperatura.

Esta dependencia de la velocidad de reacción de estos dos factores se puede explicar cualitativamente recurriendo a la Teoría de colisiones. Según esta Teoría de colisiones, para que se produzca una reacción química, las moléculas de reactivo tienen que chocar de forma eficaz. A su vez, para que el choque entre las moléculas de reactivos sea eficaz, deben darse dos condiciones:

- Las moléculas de reactivo tienen que tener la suficiente energía para que en el choque se puedan romper enlaces químicos de estas moléculas de reactivos.
- Las moléculas de reactivos tienen que tener la orientación adecuada para que, tras el choque, los átomos o grupos atómicos resultantes puedan enlazarse para formar los productos.

De este modo, el aumento de velocidad de reacción con la concentración de reactivos puede justificarse considerando que, a mayor concentración de estos, mayor número de moléculas de reactivo 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, que son los responsables de que la reacción química acontezca.

Por otro lado, cuanto mayor es la temperatura, de acuerdo a la Teoría cinética, mayor es la energía promedio de las moléculas de reactivo, por lo que la proporción de choques eficaces entre ellas aumenta y, para un mismo número de choques totales, el número de choques eficaces se incrementa.

Al aumentar el número de choques eficaces por cualquiera de los dos factores considerados, el número de moléculas de reactivo convertidas o de producto formadas

se incrementa, por lo que la velocidad de reacción aumentará también. Por consiguiente, la mayor velocidad de reacción tendrá lugar en el caso en el que la concentración de reactivos, tanto de A como de B, sea mayor (cuando  $[A] = 2 \text{ mol/L}$  y  $[B] = 2 \text{ mol/L}$ ), y la temperatura sea mayor (en este caso,  $T = 30 \text{ }^\circ\text{C} = 303,15 \text{ K}$ , ya que  $303,15 \text{ K} > 300 \text{ K}$ ).

De esta forma, se concluye que **la respuesta correcta es la a.**

## CUESTIÓN 19

- 19) Señale la afirmación falsa en relación a los inhibidores:
- a) No se consumen ni transforman durante las reacciones químicas.
  - b) Se denominan también catalizadores negativos.
  - c) Disminuyen la velocidad de reacción.
  - d) Disminuyen la energía de activación de las reacciones químicas.

### Resolución

Los inhibidores son un tipo de catalizadores que disminuyen la velocidad de las reacciones químicas. Teniendo presente esta idea general, se analizará la veracidad de cada una de las posibles respuestas:

- a) Puesto que los inhibidores son un tipo de catalizadores, como todo catalizador, no se consumen ni transforman durante las reacciones químicas, al no ser ni reactivo ni producto de la misma. Por lo tanto, la afirmación contenida en esta respuesta es verdadera.
- b) Dado que los inhibidores disminuyen la velocidad de las reacciones químicas, también se les denomina catalizadores negativos, distinguiéndolos así del resto de catalizadores, cuyo efecto es el de aumentar la velocidad de las reacciones químicas. En consecuencia, la afirmación contenida en esta respuesta es verdadera.
- c) Por definición, y tal y como se ha expuesto, los inhibidores disminuyen la velocidad de las reacciones químicas, por lo que la afirmación contenida en esta respuesta es verdadera.
- d) La disminución de la velocidad de reacción que ocasionan los inhibidores se debe a que estos dificultan la conversión de reactivos a productos aumentando la energía de activación de las reacciones químicas. Debe tenerse en cuenta que la energía de activación es, según la Teoría del estado de transición, la diferencia de energía entre el complejo activado y los reactivos, es decir, la energía necesaria para que pueda formarse dicho complejo activado y, por consiguiente, la reacción pueda progresar hasta los productos. Por consiguiente, la afirmación contenida en esta respuesta es falsa.

En resumen, dado que la única respuesta falsa es la d y es la respuesta falsa la que debía identificarse, se concluye que **la respuesta correcta es la d.**

## CUESTIÓN 20

20) Considérese la siguiente reacción química genérica:



Si se combinan 27 g de A y 46 g de B y se forman 33 g de C, estando los reactivos en proporción estequiométrica, la cantidad que se ha formado de D es igual a:

- a) 106 g
- b) 52 g
- c) 40 g
- d) No es posible determinar la respuesta.

### Resolución

Los reactivos (A y B) de la reacción química de la cuestión se encuentran en proporción estequiométrica, por lo que ambos reactivos son limitantes o, lo que es lo mismo, ninguno de ellos está en exceso. Por lo tanto, una vez se complete la reacción química, no quedará nada de ninguno de los reactivos y la totalidad de A y de B se habrá convertido en productos (C y D). De este modo, teniendo presente la Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier, se cumplirá que la masa total inicial de los reactivos (A + B) será igual a la masa total final de los productos (C + D), ya que en una reacción química ordinaria no hay ni creación ni destrucción de masa.

De acuerdo con los datos del enunciado, la masa total inicial de los reactivos,  $m_{\text{reactivos}}$ , es igual a:

$$m_{\text{reactivos}} = m_A + m_B = 27 \text{ g} + 46 \text{ g} = 73 \text{ g}$$

Puesto que de acuerdo a la Ley de Lavoisier, se verifica que:

$$m_{\text{reactivos}} = m_{\text{productos}}$$

Se puede conocer la masa total final de los productos,  $m_{\text{productos}}$ :

$$m_{\text{productos}} = m_{\text{reactivos}} = 73 \text{ g}$$

A su vez,  $m_{\text{productos}}$  será la suma de las masas finales de C,  $m_C$ , y de D,  $m_D$ :

$$m_{\text{productos}} = m_C + m_D$$

Puesto que de acuerdo con el enunciado de la cuestión,  $m_C = 33 \text{ g}$ , se puede despejar  $m_D$  de la ecuación anterior y determinar su valor:

$$m_D = m_{\text{productos}} - m_C = 73 \text{ g} - 33 \text{ g} = 40 \text{ g}$$

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





Mayo, 2019

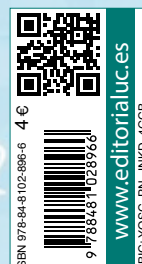
Este manual contiene los enunciados y la resolución de los exámenes de la Olimpiada y de la Miniolimpiada de Química de Cantabria del año 2019. De esta forma, se encontrarán en él las explicaciones detalladas y las estrategias de resolución con las que poder hallar la solución de las cuestiones y problemas que constituyeron las pruebas de estas competiciones en el año 2019. En consecuencia, el manual persigue ser una útil herramienta para los estudiantes de Química preuniversitaria, tanto de Bachillerato como de Educación Secundaria Obligatoria, con la que puedan preparar futuras pruebas tanto de la Olimpiada como de la Miniolimpiada, respectivamente. Además, dado que los ejercicios del manual tienen un grado de dificultad mayor al propuesto habitualmente en los centros educativos, también ayudarán a profundizar en el currículo de la disciplina de Química a los alumnos que muestren un mayor interés o dominio de esta materia. Así, el manual también facilitará al profesorado no solo la preparación del alumnado para ambas competiciones, sino atender a la diversidad del mismo al ofrecer ejercicios de mayor dificultad con los que se pueda satisfacer las necesidades educativas de los estudiantes más aventajados en Química. Finalmente, de forma más general, esta obra puede resultar de interés como apoyo para estudiantes universitarios de cualquier asignatura de Química general en titulaciones de grado.



**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



www.editorialuc.es

IBIC: YQSC, PN, JNKD, 4GCB