

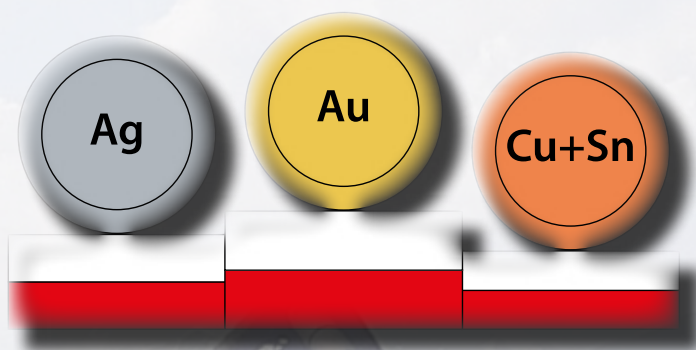
OLIMPIADA Y MINIOIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2022

ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN

Enrique Álvarez Guerra

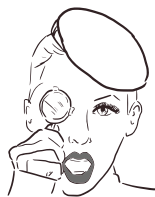
Revisores

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



Ediciones
Universidad
Cantabria

**OLIMPIADA Y MINIOOLIMPIADA
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2022
*ENUNCIADOS Y RESOLUCIÓN***



CONSEJO EDITORIAL

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

**OLIMPIADA Y MINIOOLIMPIADA
DE QUÍMICA DE CANTABRIA 2022
*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 2022 : 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, 2022.

140 páginas : ilustraciones. – (Manuales ; 82)

ISBN 978-84-19024-04-6

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

54(07)

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

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

Digitalización: Manuel Ángel Ortiz Velasco [emeaov]

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

© Enrique Álvarez Guerra [Universidad de Cantabria]

© Editorial de la Universidad de Cantabria
Avda. de los Castros, 52 - 39005 Santander. Cantabria (España)
www.editorial.unican.es
ISNI: 0000 0005 0686 0180

ISBN: 978-84-19024-04-6 (PDF)

DOI: <https://doi.org/10.22429/Euc2022.018>

Hecho en España - *Made in Spain*

Santander, 2022

ÍNDICE

Apartado

Pág.

• Olimpiada de Química de Cantabria.....	1
○ 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	16
▪ Cuestión 4	17
▪ Cuestión 5	19
▪ Cuestión 6	21
▪ Cuestión 7	22
▪ Cuestión 8	24
▪ Cuestión 9	26
▪ Cuestión 10	27
▪ Cuestión 11	30
▪ Cuestión 12	32
▪ Cuestión 13	34
▪ Cuestión 14	36
▪ Cuestión 15	38
▪ Cuestión 16	41
▪ Cuestión 17	45
▪ Cuestión 18	47
▪ Cuestión 19	48
▪ Cuestión 20	50
○ Problemas – enunciados.....	51
○ Problemas – resolución	54
▪ Problema 1	55
▪ Problema 2	58
▪ Problema 3	61
• Miniolimpiada de Química de Cantabria.....	65
○ Cuestionario tipo test (parte I) – enunciado	65
○ Cuestionario tipo test (parte I) – hoja de respuestas	70
○ Cuestionario tipo test (parte I) – respuestas	72

Apartado**Pág.**

○ Cuestionario tipo test (parte I) – resolución.....	74
▪ Cuestión 1	75
▪ Cuestión 2	76
▪ Cuestión 3	77
▪ Cuestión 4	79
▪ Cuestión 5	80
▪ Cuestión 6	81
▪ Cuestión 7	82
▪ Cuestión 8	83
▪ Cuestión 9	84
▪ Cuestión 10	85
▪ Cuestión 11	86
▪ Cuestión 12	88
▪ Cuestión 13	89
▪ Cuestión 14	90
▪ Cuestión 15	91
▪ Cuestión 16	93
▪ Cuestión 17	94
▪ Cuestión 18	96
▪ Cuestión 19	97
▪ Cuestión 20	98
○ Cuestionario tipo test (parte II) – enunciado.....	100
○ Cuestionario tipo test (parte II) – hoja de respuestas	106
○ Cuestionario tipo test (parte II) – respuestas.....	108
○ Cuestionario tipo test (parte II) – resolución	110
▪ Cuestión 1	111
▪ Cuestión 2	113
▪ Cuestión 3	115
▪ Cuestión 4	118
▪ Cuestión 5	120
▪ Cuestión 6	121
▪ Cuestión 7	122
▪ Cuestión 8	123
▪ Cuestión 9	124
▪ Cuestión 10	125
▪ Cuestión 11	127

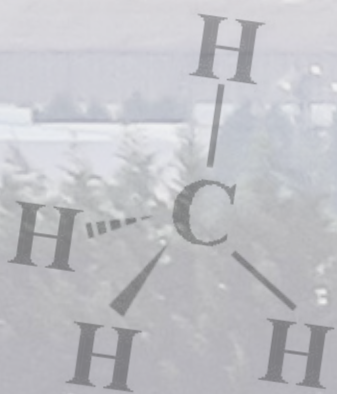
Apartado**Pág.**

▪ Cuestión 12	128
▪ Cuestión 13	129
▪ Cuestión 14	130
▪ Cuestión 15	131
▪ Cuestión 16	132
▪ Cuestión 17	134
▪ Cuestión 18	135
▪ Cuestión 19	137
▪ Cuestión 20	139

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

ENUNCIADO



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

11 de marzo de 2022

Nombre y apellidos: _____

Conteste en la **Hoja de Respuestas**.

Solo hay una respuesta correcta para cada cuestión.

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

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

La calificación máxima del ejercicio tipo test son 6 puntos.

No está permitido el uso de calculadoras programables.

- 1) ¿Qué ley(es) ponderal(es) no se cumple(n) siempre? Para responder a la cuestión, considérese que todos los compuestos químicos tienen una composición fija (es decir, se ignoran los compuestos no estequiométricos o bertólidos).
 - a) La Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier.
 - b) La Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust.
 - c) La Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.
 - d) La Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust y la Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 2) ¿Qué técnica analítica utilizaría para determinar la abundancia isotópica de un elemento?
 - a) Espectrometría de masas.
 - b) Espectroscopia infrarroja.
 - c) Espectroscopia de absorción atómica.
 - d) Volumetría ácido-base.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 3) Si se dispone de una muestra que contiene exclusivamente 7 g de etanol, $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$, ¿cuál es la masa de carbono en la muestra?
 - a) 0,26 g.
 - b) 0,52 g.
 - c) 1,83 g.
 - d) 3,65 g.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

4) En una mezcla formada por n componentes, ¿qué forma de expresar la concentración no permite determinar la concentración de los n componentes de la mezcla si se conoce únicamente la concentración de $n-1$ componentes?

- a) Porcentaje en masa.
- b) Porcentaje en volumen.
- c) Concentración molar.
- d) Fracción molar.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

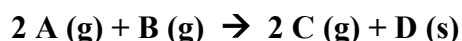
5) ¿Cuál es la presión osmótica de una disolución acuosa de $1,80 \text{ g L}^{-1}$ de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, si se asume que la disolución tiene comportamiento ideal y la temperatura es de 350°C ?

- a) $0,287 \text{ atm}$.
- b) $0,287 \text{ Pa}$.
- c) $0,511 \text{ atm}$.
- d) $29,1 \text{ Pa}$.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

6) La reacción de neutralización entre HCl y NaOH , ¿a qué tipo de reacción pertenece, atendiendo al reagrupamiento que experimentan los átomos en la transformación?

- a) Combinación, adición o síntesis.
- b) Descomposición o disociación.
- c) Sustitución o desplazamiento.
- d) Doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

7) Una muestra con una pureza (o riqueza) del $70,0 \%$ contiene $9,00$ moles de A. Una segunda muestra con un $90,0 \%$ de pureza contiene $4,00$ moles de B. Si ambas muestras se mezclan de forma que se produce la siguiente reacción química:



¿Cuál es el número total de moles de productos que se formarán?

- a) $6,30$.
- b) $7,20$.
- c) $9,45$.
- d) $13,5$.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

8) ¿Qué respuesta contiene únicamente la totalidad de los supuestos estrictamente necesarios para que la expresión del Primer Principio de la Termodinámica sea $\Delta U = Q - P \cdot \Delta V$? Señálese la respuesta que contiene todos los supuestos que se requieren para que esa expresión sea cierta pero que no incluya ninguno adicional.

- a) Sistema cerrado.
- b) Sistema cerrado y proceso isobaro.
- c) Sistema cerrado formado por un gas ideal y proceso isobaro.
- d) Sistema cerrado formado por un gas ideal y proceso isobaro e isoterma.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

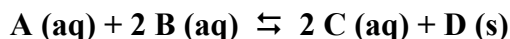
- 9) Para que una reacción química que se desarrolla a presión y temperatura constantes y en la que solo se produzca trabajo de expansión-compresión sea espontánea a cualquier temperatura, esta debe ser:
- Exotérmica y la entropía de reacción debe ser negativa.
 - Exotérmica y la entropía de reacción debe ser positiva.
 - Endotérmica y la entropía de reacción debe ser negativa.
 - Endotérmica y la entropía de reacción debe ser positiva.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 10) Considérese la siguiente reacción química, en la que todos los componentes presentan comportamiento de gas ideal:



Así, un recipiente rígido en el que previamente se ha hecho el vacío se llena de A a $t = 0$, de forma que la presión es igual a 1,5 atm. Si a $t = 20$ min la presión total del recipiente es de 1,8 atm y a $t = 40$ min la presión alcanza 2,1 atm, y la reacción se desarrolla de forma isoterma, ¿cuál es el orden de la reacción?

- 0.
 - 1.
 - 2.
 - 3.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 11) En un recipiente rígido de 1,00 L lleno de agua se produce la siguiente reacción reversible:



Transcurrido un tiempo muy largo, que asegura que se haya alcanzado el equilibrio, en el recipiente hay 2,00 moles de A, 3,00 moles de B, 4,00 moles de C y 2,00 moles de D. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_c ?

- 0,667.
 - 0,889.
 - 1,33.
 - 1,78.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 12) En un recipiente rígido se verifica la siguiente reacción reversible:



Si el sistema se encuentra en equilibrio y se introduce un gas inerte, asumiendo que la temperatura permanece constante, ¿qué ocurrirá?

- K_c y las concentraciones molares de A, B y C permanecen constantes; K_p y las presiones parciales de A, B y C aumentan; y las fracciones molares de A, B y C disminuyen.
- K_c , K_p y las concentraciones molares de A, B y C permanecen constantes; las presiones parciales de A, B y C aumentan; y las fracciones molares de A, B y C disminuyen.
- K_c , K_p , las concentraciones molares de A, B y C, y las presiones parciales de A, B y C permanecen constantes; y las fracciones molares de A, B y C disminuyen.

- d) K_c , K_p , las concentraciones molares de A, B y C, las presiones parciales de A, B y C, y las fracciones molares de A, B y C permanecen constantes.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 13) ¿En qué medio será mayor la solubilidad del hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$?
- a) Disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl, con pH = 1.
- b) Disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl, con pH = 7.
- c) Disolución acuosa de cloruro de magnesio, $MgCl_2$, con pH = 7.
- d) Disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl, con pH = 13.
- e) Disolución acuosa de cloruro de magnesio, $MgCl_2$, con pH = 13.
- 14) Dados los elementos de $Z = 9$, $Z = 14$, $Z = 16$, $Z = 37$ y $Z = 42$, ordénalos de menor a mayor afinidad electrónica:
- a) $Z = 9 < Z = 14 < Z = 16 < Z = 37 < Z = 42$.
- b) $Z = 42 < Z = 37 < Z = 16 < Z = 14 < Z = 9$.
- c) $Z = 37 < Z = 42 < Z = 16 < Z = 14 < Z = 9$.
- d) $Z = 42 < Z = 37 < Z = 14 < Z = 16 < Z = 9$.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 15) Considérense dos elementos genéricos, representados por las letras X y Z, que pertenecen al grupo de los halógenos. Además, el número atómico de X es mayor que el de Z. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en la molécula XZ_5 ?
- a) sp.
- b) sp^2 .
- c) sp^3 .
- d) sp^3d .
- e) sp^3d^2 .
- 16) Considérense dos elementos genéricos, representados por las letras A y Z. Se conoce que A es un gas noble (que no es el helio ni el neón) y que Z es un halógeno. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en la molécula AZ_4 ?
- a) sp.
- b) sp^2 .
- c) sp^3 .
- d) sp^3d .
- e) sp^3d^2 .
- 17) La fórmula molecular C_4H_9Br , ¿a cuántos isómeros estructurales representa?
- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 18) Si el pOH de una disolución acuosa a 25 °C es de 0, ¿cuál es la concentración de iones oxidanio u oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+]$?
- a) 0 mol L⁻¹.
 - b) 10⁻¹⁴ mol L⁻¹.
 - c) 0,1 mol L⁻¹.
 - d) 1 mol L⁻¹.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 19) Si una disolución acuosa de 2500 cm³ y pH igual a 1,0 contiene como único soluto un ácido monoprótico del que se añadieron inicialmente 0,25 moles, ¿cuál es el grado de disociación del ácido?
- a) 1,0.
 - b) 0,10.
 - c) 1,0 · 10⁻³.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 20) ¿Cuál de las siguientes especies podría ser un indicador ácido-base?
- a) Un ácido fuerte muy diluido.
 - b) Una base fuerte muy diluida.
 - c) Un ácido débil.
 - d) Un compuesto iónico.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

DATOS:

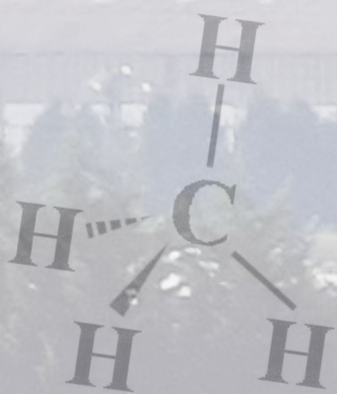
Constante universal de los gases ideales, $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Masas atómicas relativas: $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{C}) = 12,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$; $A_r(\text{Na}) = 23,0$; $A_r(\text{Mg}) = 24,3$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{Br}) = 79,9$.

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

HOJA DE RESPUESTAS



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

11 de marzo de 2022

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

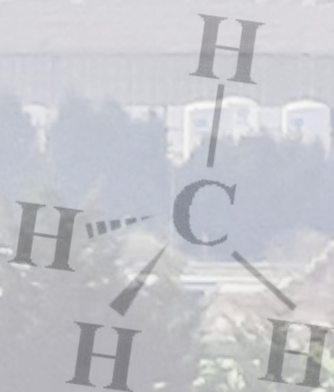
Cuestión	Respuesta
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

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

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

RESPUESTAS



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

11 de marzo de 2022

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST

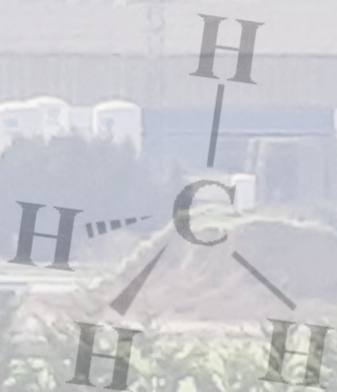
Cuestión	Respuesta
1	a
2	a
3	d
4	c
5	c
6	d
7	e
8	e
9	b
10	a

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

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

RESOLUCIÓN



CUESTIÓN 1

- 1) ¿Qué ley(es) ponderal(es) no se cumple(n) siempre? Para responder a la cuestión, considérese que todos los compuestos químicos tienen una composición fija (es decir, se ignoran los compuestos no estequiométricos o bertólidos).
- a) La Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier.
 - b) La Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust.
 - c) La Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.
 - d) La Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust y la Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La resolución de esta cuestión exige conocer, en primer lugar, el enunciado de las tres leyes ponderales que se citan en las diferentes respuestas:

- Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier: *“la masa de un sistema cerrado permanece invariable independientemente de la transformación que ocurra dentro de él; o en términos químicos, la masa de las sustancias reaccionantes o reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción”*.
- Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust: *“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 seguido para su formación”*.
- Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton: *“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”*.

A continuación, se pasará a discutir la validez de estas leyes. En primer lugar, como en el enunciado de la cuestión se establece que se ignoran los compuestos bertólidos o no estequiométricos, significa que solo se consideran los compuestos daltónidos o estequiométricos, que son aquellos que forman moléculas discretas y se caracterizan por cumplir la Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust. Por lo tanto, en el contexto de la cuestión, donde se indica que debe considerarse que todos los compuestos tienen composición fija, que es precisamente lo que establece Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust, se concluye que esta ley se cumple siempre. Ello determina que las respuestas b y d sean incorrectas.

Además, el hecho de que solo se consideren compuestos daltónidos también determina que la Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton sea válida en todos los casos contemplados en la cuestión. Al considerar solo compuestos formados por moléculas discretas, en los que hay un número definido y entero de átomos, implica que los elementos que se combinan en proporciones diferentes para formar diferentes compuestos se diferenciarán en un número entero de átomos de uno de los elementos que se combinan con una cantidad dada de otro elemento. Por ello, las masas del primer elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento guardan una relación de números enteros sencillos, tal y como establece esta ley, ya que estas masas serán

proporcionales al número de átomos de ese primer elemento que se combine con la cantidad fija del otro. En consecuencia, la respuesta c también es incorrecta.

Finalmente, en relación con la Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier, aunque es válida para las reacciones químicas ordinarias, no lo es para las reacciones nucleares, ya que los procesos de fusión o fisión nuclear van acompañados de una variación de masa (en reposo) que lleva asociada un intercambio equivalente de energía según la ecuación:

$$\Delta E = \Delta m c^2$$

donde c es la velocidad de la luz en el vacío. Por ello, esta relación de equivalencia masa-energía establecida por la Teoría de la relatividad especial de Einstein, según la cual la masa es la energía en reposo, implica que se debe considerar la conservación de la masa-energía como un todo y no como magnitudes por separado. Por ello, las Leyes de conservación de la masa y de la energía tras la Teoría de la relatividad especial se reúnen en una sola ley de conservación masa-energía, que es la que realmente se cumple siempre. Por consiguiente, la respuesta a es la que afirma que la Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier no se cumple siempre, como se acaba de exponer, por lo que constituye la respuesta correcta, lo que determina a su vez que la respuesta e sea también falsa.

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

CUESTIÓN 2

- 2) ¿Qué técnica analítica utilizaría para determinar la abundancia isotópica de un elemento?
- a) Espectrometría de masas.
 - b) Espectroscopia infrarroja.
 - c) Espectroscopia de absorción atómica.
 - d) Volumetría ácido-base.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

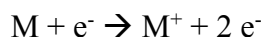
La abundancia isotópica se define como el porcentaje de átomos de un isótopo de un elemento respecto del total de átomos de ese elemento que hay en una muestra dada:

$$\text{Abundancia isotópica (\%)} = \frac{\text{número de átomos de un isótopo de un elemento en la muestra}}{\text{número total de átomos de ese elemento en la muestra}} 100$$

En el caso de que la muestra sea la propia naturaleza o el universo, representaría la cantidad relativa de un isótopo respecto del total de átomos de ese elemento que hay en la naturaleza o el universo.

Igualmente, debe recordarse que los isótopos son átomos del mismo elemento químico, es decir, con el mismo número de protones, pero que poseen diferente masa, por contener un diferente número de neutrones. Esto es, los isótopos son átomos con igual número atómico (Z) pero diferente número másico (A).

Es precisamente la diferente masa atómica de los distintos isótopos la que posibilita determinar abundancias isotópicas mediante la técnica de espectrometría de masas. En síntesis, en esta técnica se bombardea a baja presión la muestra analizada con electrones de elevada energía cinética, que ionizan la molécula según:



Este ion molecular M^+ se acelera en un campo eléctrico de diferencia de potencial ΔV , pasa a través de un selector de velocidades y entra en un campo magnético B cuya dirección es perpendicular a su trayectoria. Así, M^+ describe una trayectoria circular, como toda partícula cargada que se mueve en el seno de un campo magnético perpendicular a su movimiento, cuyo radio R se conoce al incidir el ion molecular en un detector eléctrico. Por lo tanto, conocidos ΔV y B por estar impuestos por el propio equipo y determinado R por la posición en la que impacta el ion molecular en el detector, se puede conocer la relación masa/carga, m/q, de la misma:

$$\frac{m}{q} = \frac{B^2 R^2}{2 \Delta V}$$

Puesto que a M^+ solo le falta un electrón, se puede conocer su masa molecular a partir de esta relación m/q. En consecuencia, dado que los isótopos de un elemento poseen

diferente masa, describirán circunferencias de distinto radio R e impactarán separadamente en el detector eléctrico. Este detector no sólo permite identificar la masa en función de la posición en la que impacten, sino también la cantidad de iones moleculares de una determinada relación m/q que impactan conjuntamente, ya que al ser partículas cargadas, cuantos más iones moleculares incidan en un punto más corriente generarán. Por ello, si se analiza una muestra puede determinarse la cantidad de cada isótopo de un elemento que hay en la misma, que es lo que se precisa para conocer la abundancia isotópica, de acuerdo con su definición. Por consiguiente, la espectrometría de masas es la técnica analítica que permite determinar la abundancia isotópica de un elemento, tal y como afirma la respuesta a, lo que a su vez hace que la respuesta e sea incorrecta.

En relación con el resto de técnicas analíticas que se citan en la cuestión, se expone a continuación de forma muy breve su aplicación, pudiéndose comprobar que ninguna de ellas permite hallar abundancias isotópicas:

- Espectroscopia infrarroja: se utiliza especialmente para la identificación de grupos funcionales en moléculas orgánicas, ya que se basa en que la radiación infrarroja coincide con la radiación de frecuencia necesaria para causar la excitación vibracional de los enlaces de una molécula. Así, en función del tipo de enlace, los átomos enlazados por este y los átomos próximos a estos determinan que la radiación infrarroja que absorban, produciendo esa excitación vibracional, sea diferente, permitiendo identificar los enlaces existentes, que a su vez ponen de manifiesto la presencia de determinados grupos funcionales.
- Espectroscopia de absorción atómica: permite detectar y cuantificar los elementos químicos presentes en una muestra, ya que se fundamenta en la radiación electromagnética que absorbe una muestra atomizada en estado gaseoso (donde no haya enlaces químicos que puedan absorber energía). Debe recordarse que la energía absorbida por átomos gaseosos se corresponde con la energía necesaria para que se produzcan saltos electrónicos, promocionando electrones de unos orbitales a otros más energéticos. Y las energías necesarias para que se produzcan esos saltos electrónicos varían de los átomos de un elemento a los de otro elemento.
- Volumetría ácido-base: se emplea para determinar la concentración de una disolución de un ácido o una base, denominada disolución problema. Para ello, se toma un volumen conocido de la disolución del ácido (o de base) de concentración desconocida, que se sitúa en un matraz erlenmeyer, y se añade gradualmente la disolución patrón (de concentración conocida) de base (o de ácido) empleando una bureta, hasta que se produzca la neutralización del ácido (o de la base). Posteriormente, mediante cálculos estequiométricos puede hallarse la concentración de la disolución problema.

De esta forma, se ha verificado cómo las respuestas b, c y d son también incorrectas.

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

CUESTIÓN 3

- 3) Si se dispone de una muestra que contiene exclusivamente 7 g de etanol, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$, ¿cuál es la masa de carbono en la muestra?
- a) 0,26 g.
 - b) 0,52 g.
 - c) 1,83 g.
 - d) 3,65 g.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Puesto que se dispone de una muestra pura de etanol, cuya fórmula molecular es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, la masa de carbono, C, en la misma, m_{C} , es igual a la masa total de la muestra, $m_{\text{total}} = 7 \text{ g}$, por la proporción en masa de este elemento en este compuesto. A su vez, esta proporción puede calcularse a partir de la masa de carbono que hay en una molécula de etanol -que será igual al número de átomos de C que hay en la molécula, N_{C} , por la masa atómica del carbono, A (C)- y de la masa molecular de etanol, $M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}$. De este modo, m_{C} se determina según:

$$m_{\text{C}} = m_{\text{total}} \frac{N_{\text{C}} A(\text{C})}{M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}$$

Teniendo presente la fórmula molecular del etanol y las masas atómicas de los elementos que forman este compuesto, se concluye que:

- $N_{\text{C}} = 2$
- $A(\text{C}) = 12,0 \text{ u}$
- $M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 2 \cdot 12,0 \text{ u} + 6 \cdot 1,0 \text{ u} + 1 \cdot 16,0 \text{ u} = 46,0 \text{ u}$

Reemplazando valores, se obtiene m_{C} :

$$m_{\text{C}} = 7 \text{ g} \frac{2 \cdot 12,0 \text{ u}}{46,0 \text{ u}} = 3,65 \text{ g}$$

Se concluye que la masa de carbono en la muestra es igual a 3,65 g, lo que coincide con el resultado de la respuesta d.

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

CUESTIÓN 4

- 4) En una mezcla formada por n componentes, ¿qué forma de expresar la concentración no permite determinar la concentración de los n componentes de la mezcla si se conoce únicamente la concentración de $n-1$ componentes?
- a) Porcentaje en masa.
 - b) Porcentaje en volumen.
 - c) Concentración molar.
 - d) Fracción molar.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para la resolución de la cuestión, conviene recordar la definición de las diferentes formas de expresar la concentración que se mencionan en las respuestas de la misma. Así, para un componente genérico i de una mezcla de n componentes se tiene:

- Porcentaje en masa: $\% i (m/m) = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^n m_i} 100 = \frac{m_i}{m_{\text{total}}} 100$
- Porcentaje en volumen: $\% i (V/V) = \frac{V_i}{\sum_{i=1}^n V_i} 100 = \frac{V_i}{V_{\text{total}}} 100$
- Concentración molar: $[i] = \frac{n_i (\text{mol})}{V (\text{L})}$
- Fracción molar: $x_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^n n_i} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$

De acuerdo con la definición del porcentaje en masa y del porcentaje en volumen, la suma de estos porcentajes para todos los componentes de la mezcla debe ser igual a 100, por lo que deben verificarse las siguientes ecuaciones:

$$\sum_{i=1}^n \% i (m/m) = 100$$

$$\sum_{i=1}^n \% i (V/V) = 100$$

De forma análoga, la suma de las fracciones molares de todos los componentes de la mezcla es igual a 1, por lo que las fracciones molares deben cumplir la siguiente ecuación:

$$\sum_{i=1}^n x_i = 1$$

En consecuencia, estas ecuaciones restan un grado de libertad y determinan que, si se establece el porcentaje en masa, el porcentaje en volumen o la fracción molar de $n-1$ componentes de una mezcla de n componentes, las respectivas formas de expresar la concentración del último componente n estén también fijadas. Ello determina que las respuestas a, b y d sean incorrectas.

En cambio, en el caso de la concentración molar, la suma de las concentraciones molares de los distintos componentes no es un valor fijo, ya que depende de las sustancias que formen la mezcla y de la proporción relativa entre las mismas. Así, si se quisiera obtener una ecuación análoga que relacionase las distintas concentraciones molares se necesitaría conocer al menos las masas molares de los componentes de la mezcla y la densidad de la misma, supuesto que fuese homogénea.

Se deduce así que aunque se conozcan las concentraciones molares de $n-1$ componentes de una mezcla de n componentes, no sería posible deducir únicamente a partir de estas la concentración molar del último componente n , en línea con lo que afirma la respuesta c. Ello determina, a su vez, que la respuesta e sea también incorrecta.

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

CUESTIÓN 5

- 5) ¿Cuál es la presión osmótica de una disolución acuosa de 1,80 g L⁻¹ de glucosa, C₆H₁₂O₆, si se asume que la disolución tiene comportamiento ideal y la temperatura es de 350 °C?
- a) 0,287 atm.
 - b) 0,287 Pa.
 - c) 0,511 atm.
 - d) 29,1 Pa.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La presión osmótica es una propiedad coligativa de las disoluciones, por lo que depende de la cantidad de soluto contenida por las mismas y no tanto de la naturaleza del soluto, y representa la presión necesaria para detener el flujo neto de disolvente hacia la disolución a través de una membrana semipermeable. De acuerdo con lo desarrollado por Van't Hoff, la presión osmótica, π , ejercida por n moles de una sustancia i disuelta en disoluciones diluidas, n_i , equivale a la presión que ejercería esa misma sustancia en estado gaseoso si ocupara un volumen, V , igual al de la disolución a su misma temperatura, T :

$$\pi V = n_i RT \Rightarrow \pi = \frac{n_i}{V} R T = [i] RT$$

donde R es la constante universal de los gases ideales ($8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$) mientras que $[i]$ es la concentración molar del soluto (la sustancia disuelta i).

Para el cálculo de π , se precisa entonces expresar la concentración en g L⁻¹ que proporciona el enunciado como concentración molar, lo que a su vez requiere del cálculo de la masa molar de glucosa (el soluto de la disolución de la cuestión):

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \cdot 12,0 \text{ g mol}^{-1} + 12 \cdot 1,0 \text{ g mol}^{-1} + 6 \cdot 16,0 \text{ g mol}^{-1} = 180,0 \text{ g mol}^{-1}$$

De este modo, la concentración molar de glucosa se calcula a partir de la concentración expresada en g L⁻¹ y de la masa molar de esta según:

$$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = \frac{1,80 \text{ g}}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ mol}}{180,0 \text{ g}} = 0,0100 \text{ mol L}^{-1}$$

Por su parte, en la expresión de la presión osmótica debe emplearse la temperatura absoluta, por lo que en este caso T viene dado por:

$$T = 350 \text{ °C} = (350 + 273) \text{ K} = 623 \text{ K}$$

Así, conocidos $[C_6H_{12}O_6]$ y T , se calcula π reemplazando valores:

$$\pi = [C_6H_{12}O_6] RT = 0,0100 \text{ mol L}^{-1} 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 623 \text{ K} = 0,511 \text{ atm}$$

Puesto que la presión osmótica de la disolución es igual a 0,511 atm y esta es la solución que se expone en la respuesta c, se concluye que **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 6

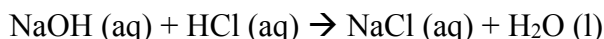
- 6) La reacción de neutralización entre HCl y NaOH, ¿a qué tipo de reacción pertenece, atendiendo al reagrupamiento que experimentan los átomos en la transformación?
- a) Combinación, adición o síntesis.
 - b) Descomposición o disociación.
 - c) Sustitución o desplazamiento.
 - d) Doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Las reacciones químicas, atendiendo al reagrupamiento que experimentan los átomos en la transformación, pueden clasificarse en los siguientes tipos de reacción:

- Reacciones de combinación, adición o síntesis: $A + B \rightarrow AB$
- Reacciones de descomposición o disociación: $AB \rightarrow A + B$
- Reacciones de desplazamiento o sustitución: $AB + C \rightarrow AC + B$
- Reacciones de doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis: $AB + CD \rightarrow AD + BC$
- Reacciones de reagrupamiento interno o cambio isomérico: $A_nB_m \rightarrow A_nB_m'$

La reacción de neutralización entre HCl y NaOH es una reacción entre un ácido (ácido clorhídrico, HCl) y una base (hidróxido de sodio, NaOH) para dar una sal (cloruro de sodio, NaCl) y agua u oxidano (H_2O), según la siguiente ecuación química:



Como puede apreciarse, se corresponde con una reacción de doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis, ya que los dos compuestos que forman los reactivos intercambian dos átomos o grupos atómicos entre sí para formar dos compuestos diferentes. De hecho, si se realiza la siguiente asociación:

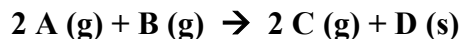
- $A = Na^+$
- $B = OH^-$
- $C = H^+$
- $D = Cl^-$

se comprueba cómo la reacción de neutralización entre HCl y NaOH se ajusta a la ecuación general de las reacciones de doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis: $AB + CD \rightarrow AD + BC$, tal y como afirma la respuesta d.

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

CUESTIÓN 7

- 7) Una muestra con una pureza (o riqueza) del 70,0 % contiene 9,00 moles de A. Una segunda muestra con un 90,0 % de pureza contiene 4,00 moles de B. Si ambas muestras se mezclan de forma que se produce la siguiente reacción química:



¿Cuál es el número total de moles de productos que se formarán?

- a) 6,30.
- b) 7,20.
- c) 9,45.
- d) 13,5.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En primer lugar, debe resaltarse que aunque se proporcionan los datos de pureza en A y en B de las muestras, no es necesario utilizar este dato en la resolución de la cuestión, ya que se proporciona directamente el número de moles de A y de B que hay en sus respectivas muestras, que son los datos que realmente deben usarse en los cálculos estequiométricos. Además, puesto que nada indica que las cantidades de ambos reactivos estén en proporción estequiométrica, debe identificarse cuál es el reactivo limitante, ya que es con el que han de realizarse los cálculos estequiométricos. Para ello, se utilizará la definición de reactivo limitante, que es el que se consume en su totalidad en una reacción irreversible por encontrarse en menor proporción relativa (a la estequiometría de la reacción), y por lo tanto, limita la cantidad de producto que se forma. De este modo, a partir de los moles de A y B presentes en las respectivas muestras, se debe calcular la cantidad que puede formarse de uno de los productos (p. ej., C), de forma que el reactivo que dé lugar a la menor cantidad de dicho producto será el limitante:

$$\text{A) } n_{\text{C}} = 9,00 \text{ mol A} \frac{2 \text{ mol C}}{2 \text{ mol A}} = 9,00 \text{ mol C}$$

$$\text{B) } n_{\text{C}}' = 4,00 \text{ mol B} \frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol B}} = 8,00 \text{ mol C}$$

Dado que el reactivo B es el que conduce a la menor cantidad de C, se concluye que B es el reactivo limitante y la cantidad de C que se forma realmente es la que se calcula a partir de dicho reactivo, esto es, 8,00 moles. Análogamente, a partir de los moles disponibles de este reactivo limitante, se calcula la cantidad formada de D:

$$n_{\text{D}} = 4,00 \text{ mol B} \frac{1 \text{ mol D}}{1 \text{ mol B}} = 4,00 \text{ mol D}$$

En la cuestión se pregunta por el número total de moles de productos, $n_{\text{productos}}$, es decir, la suma de los moles formados de C y de D:

$$n_{\text{productos}} = n_{\text{C}} + n_{\text{D}} = 8,00 \text{ mol} + 4,00 \text{ mol} = 12,00 \text{ mol}$$

Como puede apreciarse, ninguna de las respuestas a-d recoge la solución de que se forman un total de 12,00 moles de productos, por lo que todas ellas son falsas, lo que convierte a la respuesta e en verdadera. En resumen, **la respuesta correcta es la e**.

CUESTIÓN 8

- 8) ¿Qué respuesta contiene únicamente la totalidad de los supuestos estrictamente necesarios para que la expresión del Primer Principio de la Termodinámica sea $\Delta U = Q - P \cdot \Delta V$? Señálese la respuesta que contiene todos los supuestos que se requieren para que esa expresión sea cierta pero que no incluya ninguno adicional.
- a) Sistema cerrado.
 - b) Sistema cerrado y proceso isobaro.
 - c) Sistema cerrado formado por un gas ideal y proceso isobaro.
 - d) Sistema cerrado formado por un gas ideal y proceso isobaro e isoterma.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La expresión del Primer Principio de la Termodinámica en sistemas cerrados, asumiendo el criterio de signos IUPAC para el calor (Q) y el trabajo (W), viene dada por:

$$\Delta U = Q + W$$

donde ΔU es la variación de energía interna del sistema.

A su vez, si el único trabajo que se desarrolla es el de expansión-compresión, que se calcula según la siguiente ecuación, si se emplea el criterio de signos IUPAC para el trabajo:

$$W = - \int P \, dV$$

la expresión del Primer Principio queda:

$$\Delta U = Q - \int P \, dV$$

Debe resaltarse que esta expresión, que es aplicable en sistemas cerrados en los que únicamente se desarrolla trabajo de expansión-compresión, es válida independientemente del criterio de signos elegido para el calor y el trabajo.

Finalmente, si el proceso es isobaro, implica que la presión P es constante, por lo que puede salir de la integral en la expresión del trabajo, de forma que el Primer Principio bajo estos supuestos se formula según:

$$\Delta U = Q - P \int dV = Q - P \cdot \Delta V$$

Por consiguiente, para que esta expresión del Primer Principio de la Termodinámica sea válida, deben verificarse los siguientes supuestos:

- Sistema cerrado.
- Trabajo de expansión-compresión exclusivamente.
- Proceso isobaro.

Puede comprobarse cómo ninguna de las respuestas a-d contiene únicamente estos tres supuestos: en ninguna de ellas se incluye la necesidad de que solo haya trabajo de expansión-compresión (y además a la respuesta a le falta imponer que los procesos son isobaros) y las respuestas c y d incluyen supuestos innecesarios (sistema formado por gas ideal y procesos isoterms). En consecuencia, **la respuesta correcta es la e.**

CUESTIÓN 9

- 9) Para que una reacción química que se desarrolla a presión y temperatura constantes y en la que solo se produzca trabajo de expansión-compresión sea espontánea a cualquier temperatura, esta debe ser:
- a) Exotérmica y la entropía de reacción debe ser negativa.
 - b) Exotérmica y la entropía de reacción debe ser positiva.
 - c) Endotérmica y la entropía de reacción debe ser negativa.
 - d) Endotérmica y la entropía de reacción debe ser positiva.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El criterio para que una reacción química que se desarrolla a presión y temperatura constantes y en la que solo se produzca trabajo de expansión-compresión sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs, ΔG , sea negativa:

$$\Delta G < 0$$

A su vez, de la definición de energía libre de Gibbs ($G = H - T S$), en procesos a presión y temperatura constantes, ΔG queda:

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

En consecuencia, para que las reacciones químicas descritas sean espontáneas a cualquier temperatura, ha de verificarse para cualquier valor de T que:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S < 0$$

Ello exige que, para que ΔG sea siempre negativo, los dos términos de los que consta la expresión de ΔG también lo sean, y dado que la temperatura absoluta siempre es mayor que cero, $T > 0$, como se desprende del Tercer Principio de la Termodinámica, se concluye que la entalpía de reacción, ΔH , y la entropía de la reacción, ΔS , deben ser:

- $\Delta H < 0$, esto es, la reacción debe ser exotérmica.
- $\Delta S > 0$, es decir, la entropía de reacción debe ser positiva (debe aumentar el desorden del sistema).

Por lo tanto, para que una reacción química que se desarrolla a presión y temperatura constantes y en la que solo se produzca trabajo de expansión-compresión sea espontánea a cualquier temperatura, esta debe ser exotérmica y la entropía de reacción debe ser positiva, tal y como afirma la respuesta b.

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

CUESTIÓN 10

- 10) Considérese la siguiente reacción química, en la que todos los componentes presentan comportamiento de gas ideal:



Así, un recipiente rígido en el que previamente se ha hecho el vacío se llena de A a $t = 0$, de forma que la presión es igual a 1,5 atm. Si a $t = 20$ min la presión total del recipiente es de 1,8 atm y a $t = 40$ min la presión alcanza 2,1 atm, y la reacción se desarrolla de forma isoterma, ¿cuál es el orden de la reacción?

- a) 0.
- b) 1.
- c) 2.
- d) 3.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La reacción química transcurre con un aumento en el número de moles gaseosos. Como inicialmente en el recipiente solo hay A y la reacción se desarrolla a temperatura y volumen constantes (se desarrolla de forma isoterma y el recipiente es rígido), a medida que se produzca esta, se concluye que la presión total debe aumentar, hasta duplicarse cuando se haya convertido la totalidad de A. De esta forma, la presión total es una medida del avance de la reacción y la variación de la presión representa la cantidad de reactivo que reacciona y de producto formado por unidad de tiempo, esto es, es una medida de la velocidad de reacción.

En consecuencia, para resolver la cuestión, se calculará la variación de presión en los dos intervalos de tiempo para los que se proporcionan los valores de la presión al inicio y al final de los mismos. De este modo, entre $t = 0$ min y $t = 20$ min, la variación de la presión es igual a:

$$\frac{\Delta P}{\Delta t_I} = \frac{P_{t=20 \text{ min}} - P_{t=0 \text{ min}}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}} = \frac{1,8 \text{ atm} - 1,5 \text{ atm}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 0,015 \text{ atm min}^{-1}$$

Por su parte, esta variación de la presión entre $t = 20$ min y $t = 40$ min queda:

$$\frac{\Delta P}{\Delta t_{II}} = \frac{P_{t=40 \text{ min}} - P_{t=20 \text{ min}}}{40 \text{ min} - 20 \text{ min}} = \frac{2,1 \text{ atm} - 1,8 \text{ atm}}{40 \text{ min} - 20 \text{ min}} = 0,015 \text{ atm min}^{-1}$$

Como se puede apreciar, la variación de la presión se mantiene constante con el tiempo, lo que implica que la velocidad de reacción también lo es. Puesto que, a medida que avanza la reacción, la concentración de A va disminuyendo, al consumirse en la reacción (y recíprocamente, la de los productos va aumentando), se concluye que la velocidad de reacción no depende de la concentración del reactivo (ni de los productos), lo que es característico de una cinética de orden cero. En consecuencia, la respuesta a es la correcta.

Además, partiendo de una cinética de orden cero, se puede demostrar cómo la presión aumenta linealmente con el tiempo, lo que se corresponde con una variación temporal de la presión constante. Para ello, se tiene que en todo momento, de acuerdo con la Ley de presiones parciales de Dalton, la presión total, P , será la suma de las presiones parciales de los componentes gaseosos que hay en el recipiente (A, B y C):

$$P = P_A + P_B + P_C$$

Por su parte, según la definición de velocidad de reacción independiente de la especie química de referencia, para una reacción de orden cero que transcurre a volumen constante (lo que permite introducir el volumen V dentro del diferencial) y se verifica mol a mol (todos los coeficientes estequiométricos son 1), como la de la cuestión, se cumple:

$$-\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt} = k$$

donde k es la constante cinética de la reacción. Separando variables e integrando, se pueden obtener las evoluciones temporales de las concentraciones molares de A, B y C. Así, para el reactivo A, cuya concentración inicial a $t = 0$ min se denota mediante $[A]_0$, se tiene:

$$\begin{aligned} -\frac{d[A]}{dt} &= k \\ \int_{[A]_0}^{[A]} d[A] &= -k \int_0^t dt \\ [A] - [A]_0 &= -k t \\ [A] &= [A]_0 - k t \end{aligned}$$

Por su parte, para los productos B y C, para los que la concentración inicial es nula, se cumple:

$$\begin{aligned} \frac{d[B]}{dt} &= k \\ \int_0^{[B]} d[B] &= k \int_0^t dt \\ [B] &= k t \end{aligned}$$

Operando análogamente para C, queda:

$$[C] = k t$$

Puesto que los tres componentes gaseosos involucrados en la reacción presentan comportamiento de gas ideal, se pueden relacionar sus presiones parciales con sus concentraciones molares a través de la Ley de los gases ideales, y a partir de estas, con el tiempo, según:

$$P_A V = n_A RT \Rightarrow P_A = \frac{n_A}{V} RT = [A] RT = [A]_0 RT - k RT t = P_0 - k RT t$$

$$P_B = \frac{n_B}{V} RT = [B] RT = k RT t$$

$$P_C = \frac{n_C}{V} RT = [C] RT = k RT t$$

donde R es la constante de los gases ideales y P_0 es la presión inicial (a $t = 0$ min) en el recipiente, que se debe exclusivamente a la concentración inicial de A en el mismo, al haberse hecho el vacío y no haber inicialmente nada de B ni de C . Además, puesto que la reacción se lleva a cabo de forma isoterma, la temperatura T es la misma para cualquier tiempo y para los tres componentes (al ocupar el mismo recipiente).

De esta forma, reemplazando las expresiones anteriores de las presiones parciales en la ecuación de la presión total, se concluye la dependencia lineal de P con t :

$$P = P_A + P_B + P_C = P_0 - k RT t + k RT t + k RT t = P_0 + k RT t$$

En consecuencia, puesto que P_0 , k , R y T son constantes, se deduce igualmente que la derivada de la presión total con el tiempo, y por lo tanto, cualquier variación temporal de la presión (a lo largo de un intervalo finito de tiempo), es constante:

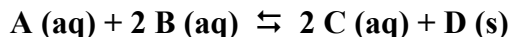
$$\frac{dP}{dt} = k RT$$

De este modo, se ha podido demostrar matemáticamente cómo es una cinética de orden cero la que explica la constancia en la variación de la presión total en el recipiente con el tiempo, tal y como expresan los datos del enunciado de la cuestión.

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

CUESTIÓN 11

- 11) En un recipiente rígido de 1,00 L lleno de agua se produce la siguiente reacción reversible:



Transcurrido un tiempo muy largo, que asegura que se haya alcanzado el equilibrio, en el recipiente hay 2,00 moles de A, 3,00 moles de B, 4,00 moles de C y 2,00 moles de D. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_c ?

- a) 0,667.
- b) 0,889.
- c) 1,33.
- d) 1,78.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La resolución de esta cuestión exige conocer que, en una reacción reversible que haya alcanzado el equilibrio químico a una temperatura dada, el 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, es igual a una constante, llamada constante de equilibrio, tal y como afirma la Ley de Acción de Masas. En la expresión de la constante de equilibrio solo deben aparecer las sustancias que se hallen en estado gaseoso o en disolución, pero no los sólidos ni los líquidos puros, ya que la concentración (o actividad) de sólidos y líquidos puros es constante y su valor se incluye en la propia constante de equilibrio.

Por consiguiente, en el caso de la reacción química de la cuestión, la expresión de la constante de equilibrio, K_c , viene dada por:

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

Puesto que se conocen el volumen del reactor (1,00 L) y los moles de reactivos y productos en el equilibrio (tras un tiempo muy largo, se habrá alcanzado el equilibrio), se pueden calcular las concentraciones molares en el equilibrio y, a su vez, con estas concentraciones determinar el valor de K_c a la temperatura a la que se ha producido la reacción. Así, las concentraciones molares de A, B y C en el equilibrio son:

$$[\text{A}] = \frac{n_{\text{A}} (\text{mol})}{V (\text{L})} = \frac{2,00 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 2,00 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{B}] = \frac{n_{\text{B}} (\text{mol})}{V (\text{L})} = \frac{3,00 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 3,00 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{C}] = \frac{n_{\text{C}} (\text{mol})}{V (\text{L})} = \frac{4,00 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 4,00 \text{ mol L}^{-1}$$

De esta forma, reemplazando valores en la expresión de K_c , se obtiene el valor de esta constante:

$$K_c = \frac{4,00^2}{2,00 \cdot 3,00^2} = 0,889$$

El valor de la constante de equilibrio se corresponde con el expuesto por la respuesta b. Además, debe recordarse que las constantes de equilibrio, tal y como se deducen de la Termodinámica, son adimensionales, por lo que no poseen unidades.

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

CUESTIÓN 12

12) En un recipiente rígido se verifica la siguiente reacción reversible:



Si el sistema se encuentra en equilibrio y se introduce un gas inerte, asumiendo que la temperatura permanece constante, ¿qué ocurrirá?

- a) K_c y las concentraciones molares de A, B y C permanecen constantes; K_p y las presiones parciales de A, B y C aumentan; y las fracciones molares de A, B y C disminuyen.
- b) K_c , K_p y las concentraciones molares de A, B y C permanecen constantes; las presiones parciales de A, B y C aumentan; y las fracciones molares de A, B y C disminuyen.
- c) K_c , K_p , las concentraciones molares de A, B y C, y las presiones parciales de A, B y C permanecen constantes; y las fracciones molares de A, B y C disminuyen.
- d) K_c , K_p , las concentraciones molares de A, B y C, las presiones parciales de A, B y C, y las fracciones molares de A, B y C permanecen constantes.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Las constantes de equilibrio K_c y K_p , que tienen un origen termodinámico, solo dependen de la temperatura. Por lo tanto, puesto que en el enunciado de la cuestión se indica que la temperatura permanece constante, se concluye que tanto K_p como K_c tampoco varían, lo que permite descartar la respuesta a.

Por otro lado, el gas inerte, precisamente por ser inerte, no reacciona con ningún componente del sistema, por lo que no es posible que modifique aisladamente el número de moles de alguno de los componentes presentes en el sistema. Teniendo presentes las expresiones de las constantes de equilibrio para esta reacción:

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

$$K_p = \frac{P_B P_C^2}{P_A^2}$$

si la introducción del gas inerte desplazase el equilibrio hacia los productos o los reactivos de esta reacción, conllevaría un aumento del numerador y una reducción del denominador de las constantes, incrementándose su valor, o bien una disminución del numerador y un aumento del denominador, reduciéndose su valor, respectivamente. Puesto que ni el valor de K_c ni de K_p cambian, no se modifica el estado de equilibrio y las concentraciones y las presiones parciales permanecen constantes. Además, al permanecer el volumen constante por ser el recipiente rígido se cierra la puerta a que pueda variar el número de moles de A, B y C en equilibrio sin que se altere la relación de concentraciones y de presiones parciales de las constantes. De este modo, puesto que las concentraciones molares y las presiones parciales son constantes, se concluye que la respuesta b también es falsa.

Sin embargo, aunque el número de moles de A, B y C permanece constante (al ser constantes el volumen y las concentraciones molares), la introducción de un gas inerte implica incrementar el número de moles totales del sistema. Por lo tanto, si se tiene presente la definición de la fracción molar de un componente i genérico:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

la introducción de un gas inerte aumentaría el denominador al incrementar el número total de moles, y como el numerador para los componentes A, B y C permanecería constante al mantenerse constantes los moles de estos, se concluye que las fracciones molares de A, B y C disminuirán. En consecuencia, se comprueba cómo esta disminución de las fracciones molares hace que la respuesta d sea incorrecta, a la vez que convierte a la respuesta c en la verdadera, por ser la que recoge todas las ideas expuestas hasta ahora (constancia de las constantes de equilibrio, concentraciones molares y presiones parciales, y disminución de las fracciones molares). A su vez, el hecho de que la respuesta c sea correcta determina que la respuesta e sea falsa.

Finalmente, debe señalarse que la introducción del gas inerte, al aumentar el número total de moles en un recipiente de volumen constante, además de disminuir las fracciones molares de A, B y C, conducirá a un aumento de la presión. Sin embargo, este aumento de presión por introducción de un gas inerte produce un efecto diferente sobre los sistemas en equilibrio al que originan los incrementos de presión como consecuencia de una reducción del volumen del sistema, que es uno de los casos que suelen considerarse cuando se aplica el Principio de Le Châtelier al estudio de sistemas en equilibrio que experimentan una perturbación externa. Así, en reacciones en las que varíe el número total de moles gaseosos (la suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos gaseosos es diferente a la de los coeficientes de los productos gaseosos), si se produce un aumento de la presión debido a una disminución del volumen del sistema, según Le Châtelier, este se desplazará en el sentido de disminuirla, y como la presión es proporcional al número de moles gaseosos, se desplazará en el sentido de la reacción en que disminuya el número de moles gaseosos.

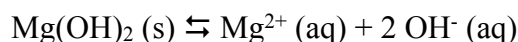
En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 13

- 13) ¿En qué medio será mayor la solubilidad del hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$?
- a) Disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl , con $\text{pH} = 1$.
 - b) Disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl , con $\text{pH} = 7$.
 - c) Disolución acuosa de cloruro de magnesio, MgCl_2 , con $\text{pH} = 7$.
 - d) Disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl , con $\text{pH} = 13$.
 - e) Disolución acuosa de cloruro de magnesio, MgCl_2 , con $\text{pH} = 13$.

Resolución

En esta cuestión, se analiza la solubilidad del hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, que viene determinada precisamente por el correspondiente equilibrio de solubilidad:



Así, la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$, que se define como su concentración molar en la disolución saturada, en la que se verifica el producto de solubilidad, K_{ps} :

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

se hace depender de dos factores: el pH y la presencia de una de estas dos sales: cloruro de sodio, NaCl , y cloruro de magnesio, MgCl_2 . A su vez, si se tiene en cuenta la definición de pH y el producto iónico del agua, K_{w} (cuyo valor es igual a $1,00 \cdot 10^{-14}$ a 25°C):

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ K_{\text{w}} &= [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \end{aligned}$$

se concluye que el pH implícitamente está expresando la influencia de la concentración molar de iones hidróxido, OH^- :

$$\begin{aligned} \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] &= -\log\left(\frac{K_{\text{w}}}{[\text{OH}^-]}\right) = -\log(K_{\text{w}}) + \log[\text{OH}^-] = -\log(1,00 \cdot 10^{-14}) + \log[\text{OH}^-] \\ \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] &= -\log\left(\frac{K_{\text{w}}}{[\text{OH}^-]}\right) = -\log(K_{\text{w}}) + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log[\text{OH}^-] \end{aligned}$$

O lo que es lo mismo:

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

Así, cuanto menor es el pH , menor es la concentración de iones hidróxido, y viceversa. De este modo, en la cuestión se busca analizar la concentración de OH^- y la presencia de NaCl o de MgCl_2 en la solubilidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Para ello, se aplicará el Principio de Le Châtelier, que establece que cuando un sistema en equilibrio se ve sometido a una perturbación externa, el sistema evoluciona en el

sentido que tienda a contrarrestar dicha perturbación, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. De esta forma, si se analizan las variables analizadas en las respuestas de la cuestión como perturbaciones (modificaciones del pH, esto es, de la concentración de OH^- y la adición de una sal, NaCl , u otra, MgCl_2), se concluye que cuanto mayor sea la concentración de Mg^{2+} y/o de OH^- , menor será la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$, puesto que, según lo dispuesto por el Principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplazaría hacia la formación de precipitado sólido, para contrarrestar la mayor concentración de estos iones y posibilitar que se verifique K_{ps} en el equilibrio. Este efecto, llamado efecto del ion común, establece que la adición de sales que compartan al menos un ion con el precipitado (o el aumento de concentración de dichos iones) disminuye la solubilidad del precipitado. Por consiguiente, en este caso, cuanto mayor sea el pH y la presencia de MgCl_2 (que comparte el catión Mg^{2+} con el hidróxido considerado) menor será la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$, lo que permite descartar las respuestas b-e. Así, la mayor solubilidad la proporcionan las condiciones de la respuesta a, que contempla el menor pH de todos (es decir, la menor concentración de OH^-) y la presencia de una sal (NaCl) que no comparte ningún ion con el hidróxido de magnesio.

Además, debe indicarse que la presencia de una sal que no comparta ningún ion con el precipitado (o electrolito poco soluble) genera el efecto salino. Esta sal produce un incremento en la fuerza iónica de la disolución que, de acuerdo con la Teoría de Debye-Hückel, origina una disminución del coeficiente de actividad de los iones (que, en una primera aproximación, esta actividad podría asemejarse a una concentración efectiva de los mismos). Para compensar este efecto, según el Principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza hacia la formación de iones, aumentando su concentración en la disolución, lo que a su vez incrementa la solubilidad del precipitado. No obstante, este efecto es cuantitativamente de menor importancia que el efecto del ion común: el efecto salino logra incrementos moderados de la solubilidad, mientras que el efecto del ion común origina reducciones muy acusadas de la misma.

En consecuencia, este efecto salino conduciría a que la presencia de NaCl , por el efecto salino, y un pH claramente ácido, por la disminución de la concentración de OH^- que lleva asociada, se traduciría en un incremento de la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ no solo respecto de las condiciones de las restantes respuestas, sino también respecto de la solubilidad de este hidróxido en agua pura.

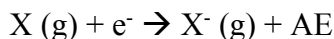
En resumen, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 14

- 14) Dados los elementos de $Z = 9$, $Z = 14$, $Z = 16$, $Z = 37$ y $Z = 42$, ordénalos de menor a mayor afinidad electrónica:
- a) $Z = 9 < Z = 14 < Z = 16 < Z = 37 < Z = 42$.
 - b) $Z = 42 < Z = 37 < Z = 16 < Z = 14 < Z = 9$.
 - c) $Z = 37 < Z = 42 < Z = 16 < Z = 14 < Z = 9$.
 - d) $Z = 42 < Z = 37 < Z = 14 < Z = 16 < Z = 9$.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La afinidad electrónica (AE) es el valor negativo del cambio de energía que acompaña a la adición de un electrón a un átomo neutro en estado gaseoso y fundamental para formar un anión, también en estado gaseoso y fundamental:



donde $AE > 0$ si es energía liberada y $AE < 0$ si es energía absorbida. Puesto que es el proceso inverso al de la energía de ionización (EI), pero la afinidad electrónica se define como el valor negativo del cambio de energía del proceso, la afinidad electrónica y la energía de ionización siguen la misma tendencia general en la Tabla Periódica: aumentan con el número atómico, Z , dentro de un período y disminuyen con Z en el mismo grupo. El aumento de la afinidad electrónica a lo largo de un período se debe a que a lo largo del mismo aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio atómico, por lo que el electrón captado se ve más fuertemente atraído por el núcleo y la energía desprendida es mayor. Por su parte, al descender en un grupo, la afinidad electrónica disminuye ya que el radio atómico aumenta y, en consecuencia, el electrón que gana el átomo en el proceso se sitúa más alejado del núcleo, en orbitales de mayor tamaño, de forma que la fuerza electrostática que el núcleo ejerce sobre dicho electrón es menor y la energía que se desprende en el proceso es menor también. No obstante, aunque en general la afinidad electrónica, tal y como se define, es positiva, es negativa en algunos átomos con configuraciones electrónicas de especial estabilidad, como las de los gases nobles o los átomos con subniveles de energía llenos (como el berilio o el zinc) o semillenos (como el nitrógeno), lo que puede introducir excepciones a la tendencia general descrita.

Tras determinar la tendencia general descrita por la afinidad electrónica, para ordenar los elementos de la cuestión en base a esta propiedad periódica, debe situarse a los mismos en la Tabla Periódica, lo que resulta sencillo si se tiene en cuenta la estructura de la misma, al venir identificados los elementos por el número atómico:

- $Z = 9$: período 2, grupo 17 (corresponde al flúor, F).
- $Z = 14$: período 3, grupo 14 (corresponde al silicio, Si).
- $Z = 16$: período 3, grupo 16 (corresponde al azufre, S).
- $Z = 37$: período 5, grupo 1 (corresponde al rubidio, Rb).
- $Z = 42$: período 5, grupo 6 (corresponde al molibdeno, Mo).

Ninguno de los elementos de la cuestión presenta configuraciones particularmente estables, por lo que cabe esperar que se cumpla la tendencia general, por lo que el orden de estos elementos, de menor a mayor afinidad electrónica, es:

$$Z = 37 (\text{Rb}) < Z = 42 (\text{Mo}) < Z = 14 (\text{Si}) < Z = 16 (\text{S}) < Z = 9 (\text{F})$$

En efecto, si se consultan los datos reales de afinidad electrónica de estos elementos, se comprueba cómo se verifica el orden anterior:

- $AE_{Z=9 (\text{F})} = 328 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- $AE_{Z=14 (\text{Si})} = 134 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- $AE_{Z=16 (\text{S})} = 200 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- $AE_{Z=37 (\text{Rb})} = 47 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- $AE_{Z=42 (\text{Mo})} = 72 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Como puede apreciarse, el orden de los elementos expuesto en función de sus afinidades electrónicas crecientes no se corresponde con ninguno de los expuestos en las respuestas a-d, por lo que estas resultan ser incorrectas. En consecuencia, **la respuesta correcta es la e.**

CUESTIÓN 15

- 15) Considérense dos elementos genéricos, representados por las letras X y Z, que pertenecen al grupo de los halógenos. Además, el número atómico de X es mayor que el de Z. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en la molécula XZ_5 ?
- a) sp .
 - b) sp^2 .
 - c) sp^3 .
 - d) sp^3d .
 - e) sp^3d^2 .

Resolución

La resolución de la cuestión exige identificar en primer lugar cuál es el átomo central en la molécula XZ_5 . Para ello, debe tenerse en cuenta que el átomo central en las moléculas suele ser el más electropositivo (o menos electronegativo) y que los átomos de hidrógeno, H, y de flúor, F, son siempre terminales. En este caso, X y Z son los dos halógenos, esto es, pertenecen ambos al grupo 17 de la Tabla Periódica. En un grupo, la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico, esto es, al descender en el grupo. Puesto que el número atómico de X es mayor que el de Z, lo que implica que X pertenece a un período mayor que el de Z, se concluye que X es el átomo más electropositivo y, en consecuencia, es el átomo central de la molécula.

Así, para hallar la hibridación del átomo central de la molécula de la cuestión, debe obtenerse la estructura óptima de Lewis, que a su vez parte de la configuración electrónica de los átomos de la molécula. En la cuestión, como X y Z son halógenos, es decir, pertenecen al grupo 17, ambos tienen 7 electrones en la capa de valencia, por lo que comparten la misma configuración electrónica de la capa de valencia. Para conocer los orbitales que están llenos, semilLENOS (con un solo electrón) y vacíos, se expone el diagrama de orbitales (en el que cada orbital viene representado por una caja y cada electrón por una flecha, cuyo sentido indica su espín) de la configuración electrónica de la capa de valencia de X y Z:



Tal y como establece la regla del octeto, todos los elementos presentan una tendencia general de alcanzar su máxima estabilidad adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo. Puesto que los gases nobles más próximos a los halógenos presentan todos 8 electrones en la capa de valencia (no hay ningún halógeno próximo al helio), los átomos de X y de Z deben tener también esos 8 electrones en su capa de valencia. Se desprende entonces que los átomos de la molécula XZ_5 necesitan del siguiente número de electrones para que todos adquieran la configuración electrónica de gas noble:

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

En cambio, el número de electrones disponibles, D, es:

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

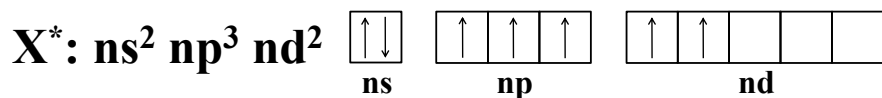
A su vez, conocidos N y D pueden calcularse el número de electrones compartidos, C, y de electrones solitarios, S, en dicha molécula:

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

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

Se precisan de 2 electrones para formar un enlace covalente sencillo, por lo que al haber solo 6 electrones compartidos en la molécula según los cálculos anteriores, únicamente podrían formarse 3 enlaces covalentes sencillos. Sin embargo, para poder unir a los 6 átomos de la molécula, como mínimo deben establecerse 5 enlaces (uno por cada átomo de Z que se une al átomo central, X), ya que en una molécula de n átomos, siendo uno de ellos el átomo central, deben formarse al menos n-1 enlaces sencillos para enlazar a todos los átomos. Para ello, el átomo central, X, debe promocionar electrones a orbitales de mayor energía para que posea tantos electrones desapareados en otros tantos orbitales semillenos como enlaces deba formar para unirse a todos los átomos de la molécula (5, en este caso, ya que cada átomo de Z solo necesita un electrón adicional para adquirir la configuración de gas noble y, por lo tanto, solo formará un único enlace covalente sencillo). Debe destacarse que puesto que los halógenos pertenecen del segundo período de la Tabla Periódica en adelante y X al menos pertenece a un período superior al de Z, se deduce que X pertenece del tercer período en adelante. Así, en estos períodos, los orbitales d están disponibles para promocionar electrones, por lo que es posible que X promocioe electrones a orbitales d de la capa de valencia, que existen y se encuentran vacíos, de modo que están disponibles para alojar a los electrones que se promocionen.

En concreto, para tener 5 electrones desapareados, en X deben promocionarse los 2 electrones apareados del subnivel np (uno por cada orbital completo) a sendos orbitales d vacíos. Se obtiene entonces la siguiente configuración electrónica de la capa de valencia del átomo de X en dicho estado excitado:

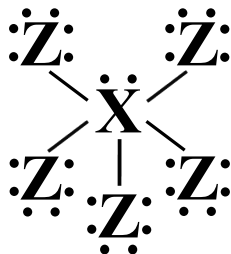


Dado que en XZ₅ pasaría a tener 10 electrones compartidos, por los 5 electrones desapareados de X y cada electrón desapareado de cada uno de los 5 átomos de Z, el número de electrones solitarios S sería igual a:

$$S = D - C = 42 - 10 = 32$$

En conclusión, en cada molécula de XZ₅ se establecen 5 enlaces covalentes sencillos por solapamiento frontal de cada orbital híbrido semilleno de X con el orbital semilleno de cada átomo de Z, por lo que los enlaces así formados son todos de tipo σ. Además, de los 32 electrones solitarios, 2 se corresponden con el par de electrones no compartido de X, mientras que los 30 restantes se reparten entre los 5 átomos de Z, de forma que se asignarían 6 a cada átomo, que junto con los dos electrones del enlace covalente sencillo, totalizarían los 8 electrones que requieren los átomos de Z para presentar la configuración electrónica de gas noble.

De acuerdo con lo anterior, la estructura óptima de Lewis de la molécula XZ_5 queda:



A partir de este diagrama de Lewis de la molécula, se halla la hibridación del átomo central. Para ello, debe conocerse que se forman tantos orbitales híbridos como la suma de enlaces σ forme el átomo central (5, en la molécula de la cuestión) y de pares de electrones solitarios que este posea (1). Por lo tanto, se forman 6 orbitales híbridos, y si se tiene presente que se forman tantos orbitales híbridos como orbitales atómicos puros se combinan, en la hibridación de X participarían los 6 orbitales atómicos que albergan electrones: el orbital ns, los 3 orbitales p y 2 orbitales nd. Por consiguiente, la hibridación del átomo X en la molécula es sp^3d^2 , tal y como se expone en la respuesta e.

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

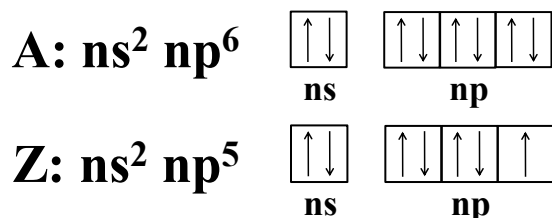
CUESTIÓN 16

- 16) Considérense dos elementos genéricos, representados por las letras A y Z. Se conoce que A es un gas noble (que no es el helio ni el neón) y que Z es un halógeno. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en la molécula AZ_4 ?
- a) sp .
 - b) sp^2 .
 - c) sp^3 .
 - d) sp^3d .
 - e) sp^3d^2 .

Resolución

La resolución de la cuestión exige identificar en primer lugar cuál es el átomo central en la molécula AZ_4 . Para ello, debe tenerse en cuenta que el átomo central en las moléculas suele ser el más electropositivo (o menos electronegativo) y que los átomos de hidrógeno, H, y de flúor, F, son siempre terminales. En este caso, A es un gas noble (grupo 18) y Z es un halógeno (grupo 17). Puesto que la electronegatividad de un átomo mide la capacidad de atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos de un enlace covalente cuando forma parte de un compuesto y a los halógenos les falta un electrón para adquirir la especial estabilidad que proporciona la configuración electrónica de los gases nobles, los halógenos tenderán a atraer los electrones de enlace en mayor medida que los gases nobles, ya que estos ya gozan de gran estabilidad. Se concluye entonces que al ser los gases nobles, en general, más electropositivos que los halógenos, A es más electropositivo que Z y, por lo tanto, A constituye el átomo central de la molécula.

Así, para hallar la hibridación del átomo central de la molécula de la cuestión, debe obtenerse la estructura óptima de Lewis, que a su vez parte de la configuración electrónica de los átomos de la molécula. En la cuestión, al ser A un gas noble (grupo 18) posee 8 electrones en la capa de valencia, en tanto que el halógeno Z (grupo 17) tiene 7 electrones de valencia. Para conocer los orbitales que están llenos, semillenos (con un solo electrón) y vacíos, se expone el diagrama de orbitales (en el que cada orbital viene representado por una caja y cada electrón por una flecha, cuyo sentido indica su espín) de la configuración electrónica de la capa de valencia de A y Z:



Tal y como establece la regla del octeto y ya se ha apuntado, todos los elementos presentan una tendencia general de alcanzar su máxima estabilidad adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo. Puesto que los gases nobles más próximos a los halógenos presentan todos 8 electrones en la capa de valencia (no hay ningún halógeno próximo al helio), los átomos de Z deben tener también esos 8 electrones en su capa de valencia. Por su parte, el gas noble A, al no ser helio (y

tampoco neón), también posee ya esa especial estabilidad al contar con 8 electrones de valencia. Se desprende entonces que los átomos de la molécula AZ_4 necesitan del siguiente número de electrones para que todos adquieran la configuración electrónica de gas noble:

$$N = 8 + 4 \cdot 8 = 40$$

En cambio, el número de electrones disponibles, D, es:

$$D = 8 + 4 \cdot 7 = 36$$

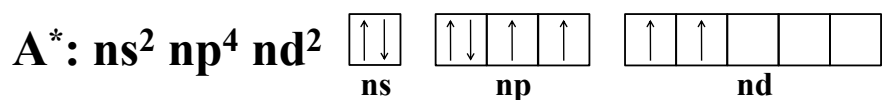
A su vez, conocidos N y D pueden calcularse el número de electrones compartidos, C, y de electrones solitarios, S, en dicha molécula:

$$C = N - D = 40 - 36 = 4$$

$$S = D - C = 36 - 4 = 32$$

Se precisan de 2 electrones para formar un enlace covalente sencillo, por lo que al haber solo 4 electrones compartidos en la molécula según los cálculos anteriores, únicamente podrían formarse 2 enlaces covalentes sencillos. Sin embargo, para poder unir a los 5 átomos de la molécula, como mínimo deben establecerse 4 enlaces (uno por cada átomo de Z que se une al átomo central, A), ya que en una molécula de n átomos, siendo uno de ellos el átomo central, deben formarse al menos $n-1$ enlaces sencillos para enlazar a todos los átomos. Para ello, el átomo central, A, debe promocionar electrones a orbitales de mayor energía para que posea tantos electrones desapareados en otros tantos orbitales semilenos como enlaces deba formar para unirse a todos los átomos de la molécula (4, en este caso, ya que cada átomo de Z solo necesita un electrón adicional para adquirir la configuración de gas noble y, por lo tanto, solo formará un único enlace covalente sencillo). Debe destacarse que puesto que el enunciado indica que el gas noble A no es ni helio ni neón, debe pertenecer al menos al tercer período de la Tabla Periódica. Así, en estos períodos (del tercero en adelante), los orbitales d están disponibles para promocionar electrones, por lo que es posible que A promocioe electrones a orbitales d de la capa de valencia, que existen y se encuentran vacíos, de modo que están disponibles para alojar a los electrones que se promocionen.

En concreto, para tener 4 electrones desapareados, en A deben promocionarse 2 electrones apareados de dos de los orbitales llenos del subnivel np a sendos orbitales d vacíos. De este modo, se obtiene la siguiente configuración electrónica de la capa de valencia del átomo de A en dicho estado excitado:

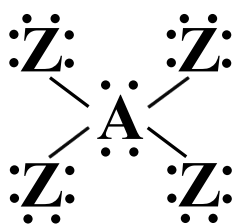


Dado que en AZ_4 pasaría a tener 8 electrones compartidos, por los 4 electrones desapareados de A y cada electrón desapareado de cada uno de los 4 átomos de Z, el número de electrones solitarios S quedaría entonces igual a:

$$S = D - C = 36 - 8 = 28$$

En conclusión, en cada molécula de AZ_4 se establecen 4 enlaces covalentes sencillos por solapamiento frontal de cada orbital híbrido semilleno de A con el orbital semilleno de cada átomo de Z, por lo que los enlaces así formados son todos de tipo σ . Además, de los 28 electrones solitarios, 4 se corresponden con los 2 pares de electrones no compartidos de A, mientras que los 24 restantes se reparten entre los 4 átomos de Z, de forma que se asignarían 6 a cada átomo, que junto con los dos electrones del enlace covalente sencillo, totalizarían los 8 electrones que requieren los átomos de Z para presentar la configuración electrónica de gas noble.

De acuerdo con lo anterior, la estructura óptima de Lewis de la molécula AZ_4 queda:



A partir de este diagrama de Lewis de la molécula, se halla la hibridación del átomo central. Para ello, debe conocerse que se forman tantos orbitales híbridos como la suma de enlaces σ forme el átomo central (4, en la molécula de la cuestión) y de pares de electrones solitarios que este posea (2). Por lo tanto, se forman 6 orbitales híbridos, y si se tiene presente que se forman tantos orbitales híbridos como orbitales atómicos puros se combinan, en la hibridación de A participarían los 6 orbitales atómicos que albergan electrones: el orbital ns , los 3 orbitales p y 2 orbitales nd . Por consiguiente, la hibridación del átomo A en la molécula es sp^3d^2 , tal y como se expone en la respuesta e.

No obstante, se considera oportuno realizar dos puntualizaciones. En primer lugar, aunque es frecuente estudiar en los primeros cursos de Química que los gases nobles, por su especial estabilidad, no reaccionan, no es cierto: su reactividad es baja, pero no nula (de ahí que se les llame nobles y no inertes, como en un principio se hizo). En concreto, los gases nobles más pesados (kriptón, xenón y radón —el oganesón, de acuerdo con algunos estudios teóricos, puede que no presente un comportamiento químico como el de los gases nobles, debido a efectos relativistas—), al ejercer sus núcleos una fuerza electrostática menor sobre los electrones de valencia, estos pueden llegar formar enlaces con átomos de otros elementos (de algunos concretos).

Por otro lado, aunque tanto en la molécula XZ_5 de la cuestión 15 como en la molécula AZ_4 de la presente cuestión el átomo central tiene una hibridación sp^3d^2 , como contienen un diferente número de átomos, su geometría molecular es distinta. Debe recordarse que la geometría molecular es el resultado de la distribución tridimensional de los átomos en la molécula y viene definida por la disposición de los núcleos atómicos. Por lo tanto, puesto que en la hibridación sp^3d^2 , los orbitales híbridos se disponen hacia los vértices de un octaedro, en el que todas sus posiciones son equivalentes, al tener el átomo central en XZ_5 un par de electrones no compartido, la geometría de la molécula es piramidal cuadrada. En cambio, en AZ_4 , el átomo central posee dos pares de electrones no compartidos, que se disponen en vértices opuestos del

octaedro que forman los orbitales híbridos, lo que otorga simetría a la molécula y conduce a los mayores ángulos de enlace posibles (90° , en lugar de ángulos algo menores a 90° que se obtendrían si ambos pares de electrones no compartidos no estuvieran en posiciones opuestas), de modo que la geometría molecular es plana cuadrada.

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

CUESTIÓN 17

17) La fórmula molecular C_4H_9Br , ¿a cuántos isómeros estructurales representa?

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los isómeros estructurales son compuestos con la misma fórmula molecular pero distinta fórmula estructural y se clasifican en los siguientes tipos:

- De posición: tienen los mismos grupos funcionales y el mismo esqueleto carbonado principal, aunque difieren en la posición de al menos uno de los sustituyentes en el esqueleto principal.
- De cadena (o esqueleto): presentan idénticos grupos funcionales pero distinto esqueleto carbonado principal.
- De función: difieren en los grupos funcionales que contienen.

En la determinación de los isómeros estructurales que se corresponden con una determinada fórmula molecular, resulta de gran ayuda conocer el grado de insaturación o índice de deficiencia de hidrógeno (IDH), ya que proporciona información acerca del número de ciclos (o anillos) o enlaces múltiples, dobles o triples (un triple enlace aumentaría el grado de insaturación en dos unidades) que hay en los compuestos que responden a esa fórmula molecular. Este IDH se halla mediante la siguiente ecuación:

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

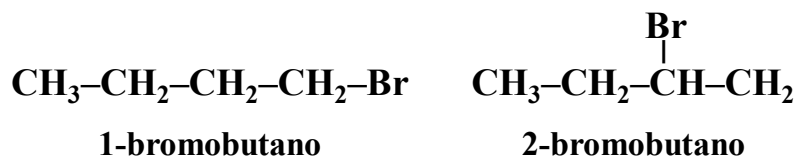
donde C, H, X y N son los números de átomos de carbono, hidrógeno, halógenos y nitrógeno presentes en una molécula del compuesto, respectivamente.

En el caso de los compuestos de la cuestión, cuya fórmula molecular es C_4H_9Br , su IDH es igual a:

$$IDH = 4 + 1 - \frac{1}{2}(9 + 1 - 0) = 0$$

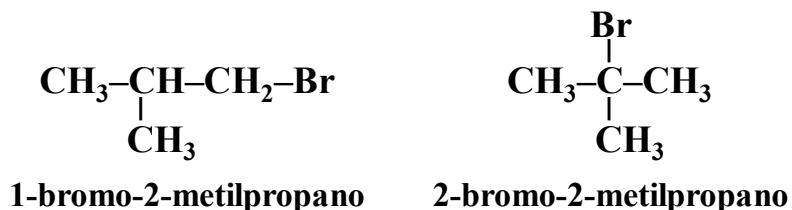
Así, puesto que $IDH = 0$, implica que los isómeros estructurales de la cuestión no presentan ni ciclos ni enlaces múltiples, por lo que son compuestos que contienen únicamente enlaces sencillos y una estructura de cadena abierta, lineal o ramificada. Además, puesto que los átomos de halógenos como el bromo nunca actúan como grupo funcional principal y estos son siempre sustituyentes, al tener una única valencia libre y establecer un único enlace sencillo, no puede haber isómeros de función.

Por lo tanto, si los 4 átomos de carbono forman una cadena lineal, no ramificada, se podrían formar los dos isómeros de posición siguientes, según que el átomo de bromo ocupe una posición terminal (posición 1) o una intermedia (posición 2):



Debe resaltarse que no es posible que el átomo de bromo ocupe las posiciones 3 y 4 de la cadena, porque al ser el único sustituyente de la cadena, en estos debería empezar a numerarse por el otro extremo y, en consecuencia, la posición del átomo de bromo debería ser la 2 y la 1, respectivamente.

La otra posible estructura carbonada de cadena abierta que puede formarse con 4 átomos de carbono consiste en una cadena de 3 átomos con un sustituyente metilo en la posición 2. Además, como en esta estructura alternativa el átomo de bromo puede ocupar una posición terminal o estar unido al carbono central de la cadena, genera dos nuevos isómeros de posición (entre ellos mismos), que a su vez serán isómeros de cadena respecto de los otros dos expuestos con anterioridad:



En conclusión, se ha comprobado cómo la fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}$ representa a 4 isómeros estructurales, que es la solución expuesta en la respuesta d.

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

CUESTIÓN 18

- 18) Si el pOH de una disolución acuosa a 25 °C es de 0, ¿cuál es la concentración de iones oxidanio u oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+]$?
- a) 0 mol L^{-1} .
 - b) $10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$.
 - c) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
 - d) 1 mol L^{-1} .
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

A partir de la definición de pOH:

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

se puede determinar la concentración molar de iones hidróxido, $[\text{OH}^-]$, según:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Por lo tanto, si $\text{pOH} = 0$, $[\text{OH}^-]$ queda:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-0} = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

A su vez, en toda disolución acuosa debe verificarse el producto iónico del agua, K_w , la constante de equilibrio de la autoionización del agua, que responde a la expresión:

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

El valor de K_w a 25 °C es igual a $1,00 \cdot 10^{-14}$, por lo que a partir de este valor y conocido $[\text{OH}^-]$, puede calcularse la concentración molar de iones oxidanio u oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1} = 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$$

Este resultado es el que se expone en la respuesta b, por lo que se concluye que **la respuesta correcta es la b.**

CUESTIÓN 19

- 19) Si una disolución acuosa de 2500 cm³ y pH igual a 1,0 contiene como único soluto un ácido monoprótico del que se añadieron inicialmente 0,25 moles, ¿cuál es el grado de disociación del ácido?
- a) 1,0.
 - b) 0,10.
 - c) $1,0 \cdot 10^{-3}$.
 - d) No es posible determinar la respuesta correcta.
 - e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En la resolución de esta cuestión se recurrirá a la Teoría ácido-base de Arrhenius, ya que destaca por su simplicidad, involucra a un ácido monoprótico, para el que dicha teoría puede explicar su comportamiento como ácido, y se pregunta por el grado de disociación, término que es característico de esta teoría.

De esta forma, el ácido monoprótico, representado por HA, según la Teoría de Arrhenius, se disocia según el siguiente equilibrio, en el que los cálculos estequiométricos se realizan teniendo presente que la reacción se produce mol a mol, al ser todos los coeficientes estequiométricos iguales a 1:

	HA (aq)	$\rightleftharpoons$	H ⁺ (aq)	+	A ⁻ (aq)
Inicial	n ₀		0		0
Reacciona/se disocia	- x		x		x
Equilibrio	n ₀ - x		x		x

El grado de disociación, α , se define como la fracción de mol que se disocia o, lo que es lo mismo, la cantidad de reactivo que ha reaccionado/se ha disociado, en tanto por uno. En consecuencia, α es igual al cociente entre la cantidad de reactivo que ha reaccionado/se ha disociado (x) y la cantidad inicial del mismo (n₀):

$$\alpha = \frac{n_{\text{HA,disociado}}}{n_{\text{HA},0}} = \frac{x}{n_0}$$

En el enunciado de la cuestión se indica que n₀ = 0,25 mol. Por su parte, la cantidad de ácido disociado equivale a la cantidad de H⁺ formados (ambos iguales a x, según los cálculos estequiométricos anteriores), que a su vez se puede determinar a partir del pH y volumen de la disolución.

Así, a partir de la definición de pH puede obtenerse [H⁺] según:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Reemplazando para pH = 1,0, se obtiene [H⁺]:

$$[\text{H}^+] = 10^{-1,0} = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

A su vez, el número de moles de H^+ presentes en el equilibrio, que coincide con el número de moles de ácido que se han disociado y se ha representado por x , se determina a partir del volumen de la disolución, $V = 2500 \text{ cm}^3$, y $[H^+]$:

$$x = V[H^+] = 2500 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} 0,10 \text{ mol L}^{-1} = 0,25 \text{ mol}$$

Una vez que se han determinado $n_0 = 0,25 \text{ mol}$ y $x = 0,25 \text{ mol}$, se obtiene el grado de disociación reemplazando valores:

$$\alpha = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,25 \text{ mol}} = 1,0$$

Esta solución se corresponde con la expuesta en la respuesta a. Debe precisarse que el hecho de que $\alpha = 1,0$ implica que el ácido se disocia por completo, lo que conlleva que el ácido es fuerte y la reacción es total. En consecuencia, no se establece un equilibrio y en la ecuación química que representa el proceso de disociación debería haberse escrito una flecha sencilla, $\rightarrow$, tal y como corresponde a las reacciones irreversibles, en lugar de la doble flecha, $\rightleftharpoons$.

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

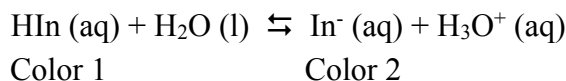
CUESTIÓN 20

20) ¿Cuál de las siguientes especies podría ser un indicador ácido-base?

- a) Un ácido fuerte muy diluido.
- b) Una base fuerte muy diluida.
- c) Un ácido débil.
- d) Un compuesto iónico.
- e) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los indicadores ácido-base son ácidos o bases débiles que se caracterizan por poseer diferente coloración en las formas ácida, HIn, y básica, In⁻:



Al ser débiles, ambas formas se encuentran en equilibrio, que está regido por la correspondiente constante de acidez, K_{In}:

$$K_{\text{In}} = \frac{[\text{In}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]}$$

Normalmente, el color propio de una forma se percibe claramente cuando la concentración de esa forma es 10 veces superior a la otra, lo que implica que el pH del intervalo o zona de viraje, en la que cambia de color el indicador, sea [pK_i-1, pK_i+1], dependiendo de su naturaleza del indicador. Este cambio de color permite identificar el punto final de valoraciones ácido-base en las cuales el salto brusco de pH que se produce en las inmediaciones del punto de equivalencia incluya al intervalo de viraje del indicador empleado.

Puesto que el funcionamiento de los indicadores ácido-base radica en el equilibrio entre sus formas ácida y básica, no es posible utilizar como indicadores ni ácidos ni bases fuertes, ya que en estos el equilibrio está totalmente desplazado (hacia la forma básica en el caso de ácidos fuertes y hacia la forma ácida en el caso de bases fuertes) y siempre darían el mismo color a la disolución, independientemente del pH del medio. Por su parte, los compuestos iónicos suelen estar totalmente disociados en agua, por lo que al no establecer tampoco equilibrios entre las formas disociada y sin disociar, ni aunque estas presentasen diferente coloración se podrían utilizar como indicadores ácido-base. Ello determina que las respuestas a, b y d sean incorrectas.

En cambio, la respuesta b, que señala a un ácido débil como posible indicador, es la respuesta correcta, ya que los indicadores ácido-base pueden ser ácidos o bases débiles, como se ha expuesto con anterioridad. Al ser la respuesta c correcta, la respuesta e pasa a ser también falsa.

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



OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

PROBLEMAS
ENUNCIADOS

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

PROBLEMAS

11 de marzo de 2022

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

- a) ¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se desplaza con una velocidad de $3,24 \cdot 10^6 \text{ km h}^{-1}$? **(0,5 puntos)**
- b) Aplicando el modelo atómico de Bohr al átomo de hidrógeno, ¿cuál será la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa de la cuarta órbita a la de menor energía de todas? **(0,5 puntos)**

PROBLEMA 2

Un sistema cerrado formado en exclusiva por cierta cantidad de gas ideal realiza un proceso cíclico, en tres etapas, en el que el único trabajo que se desarrolla es el de expansión-compresión. Se conoce la siguiente información de cada una de las etapas (se utiliza el criterio IUPAC para el calor y el trabajo):

- Etapa 1→2: isobara, $Q = 59,8 \text{ cal}$, $W = -100 \text{ J}$.
- Etapa 2→3: isocora, $Q = -53,8 \text{ cal}$.
- Etapa 3→1: adiabática.

Calcule el trabajo en la etapa 3→1. **(1 punto)**

PROBLEMA 3

La energía de gradiente salino o energía azul es una fuente de energía renovable muy atractiva, ya que además de no producir emisiones directas a la atmósfera ni generar residuos radiactivos, su regularidad evita los problemas de disponibilidad que presentan otras fuentes de energía, como la eólica o la solar. La energía de gradiente salino se obtiene en los procesos de mezcla de corrientes con diferente salinidad, esto es, distinta presión osmótica, como ocurre en la desembocadura de los ríos, donde el agua dulce se mezcla con el agua salada de los mares en un proceso que, a nivel mundial, libera una potencia estimada de entre 1,4 y 2,6 TW.

Para el aprovechamiento de esta fuente de energía, se están desarrollando dos tecnologías basadas en membranas: la ósmosis por presión retardada y la electrodialisis inversa. En la Universidad de Cantabria, los grupos de investigación IPS (Ingeniería de Procesos Sostenibles) y PAS (Procesos Avanzados de Separación) actualmente están

investigando la utilización de la electrodiálisis inversa en plantas de desalinización de agua, como una forma de reducir el consumo de energía de estas. Debe tenerse en cuenta que si bien menos del 1 % del agua consumida a nivel mundial procede de agua desalada o reutilizada, los procesos de desalinización consumen la cuarta parte del total de energía que demanda todo el sector del agua.

Un investigador en formación que está realizando experimentos en esta temática, tiene preparadas dos disoluciones acuosas de diferente salinidad utilizando cloruro de sodio, NaCl: una concentrada del 16,0 % en masa y densidad $1,14 \text{ kg L}^{-1}$ y otra diluida de concentración molal $0,349 \text{ mol kg}^{-1}$ y densidad $1,01 \text{ kg L}^{-1}$.

- a) Considerando que los volúmenes de las disoluciones son aditivos, calcule los volúmenes que necesitaría de cada una de estas dos disoluciones para preparar 1,00 L de una disolución acuosa de NaCl de concentración $1,00 \text{ mol L}^{-1}$. **(1,25 puntos)**

Otro investigador en formación hace reaccionar el cloruro de sodio con trioxidonitrato(1-) de plata (nitrato de plata) para formar trioxidonitrato(1-) de sodio (nitrato de sodio) y cloruro de plata, que precipita.

- b) Asumiendo que esta reacción es irreversible y que el trioxidonitrato(1-) de plata se encuentra en exceso, calcule la concentración molar de una disolución de cloruro de sodio si se conoce que el volumen de esta es de 500 cm^3 y que a partir de ella se obtienen 143,4 g de precipitado de cloruro de plata. **(0,75 puntos)**

DATOS:

Constante de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$.

Constante de Rydberg: $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Masa del electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

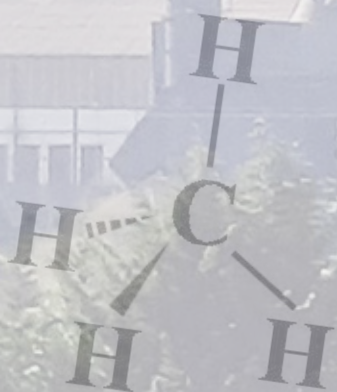
Masas atómicas relativas: $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{N}) = 14,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$; $A_r(\text{Na}) = 23,0$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{Ag}) = 107,9$.

Velocidad de la luz en el vacío: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$.

OLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

PROBLEMAS

RESOLUCIÓN



PROBLEMA 1

- a) ¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se desplaza con una velocidad de $3,24 \cdot 10^6 \text{ km h}^{-1}$? **(0,5 puntos)**
- b) Aplicando el modelo atómico de Bohr al átomo de hidrógeno, ¿cuál será la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa de la cuarta órbita a la de menor energía de todas? **(0,5 puntos)**

Resolución

Apartado a:

La resolución de este apartado debe realizarse teniendo presente la dualidad onda-corpúsculo de Louis de Broglie. Así, de Broglie generalizó a todo tipo de partículas las ideas de Einstein acerca de la naturaleza corpuscular de la luz en fenómenos como el efecto fotoeléctrico, al postular que toda partícula material (p.ej., el electrón) que se mueva manifiesta una dualidad onda-corpúsculo, llevando una onda asociada con una longitud de onda, λ , dada por:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m v} \quad [1.1]$$

donde h es la constante de Planck y p , m y v son la cantidad de movimiento o momento lineal, la masa y la velocidad de la partícula material (en este caso, del electrón), respectivamente. A partir de los datos facilitados en el enunciado de la prueba, se conoce h ($6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$) y la masa del electrón, m_e ($9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$). Puesto que ambos datos se proporcionan en unidades del Sistema Internacional, la velocidad del electrón también se expresará en las unidades de este sistema:

$$v = 3,24 \cdot 10^6 \text{ km h}^{-1} \frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 9,00 \cdot 10^5 \text{ m s}^{-1} \quad [1.2]$$

En este punto, cabe destacar que la velocidad del electrón es muy inferior al límite del 10 % de la velocidad de la luz en el vacío (10% de $3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$, esto es, $3 \cdot 10^7 \text{ m s}^{-1}$), por encima del cual deberían considerarse efectos relativistas. De este modo, no es necesario emplear la masa relativista del electrón y se puede utilizar la masa en reposo que se proporciona como dato sin cometer apenas error.

En consecuencia, si se reemplazan valores en la ecuación [1.1], se obtiene la longitud de onda asociada a ese electrón:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg } 9,00 \cdot 10^5 \text{ m s}^{-1}} = 8,09 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 8,09 \text{ Å} \quad [1.3]$$

Apartado b:

El modelo atómico de Bohr establece que la energía liberada al saltar el electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón, cuya frecuencia, ν , viene dada por la ecuación de Planck:

$$\Delta E = h \nu \quad [1.4]$$

Aunque aplicando los postulados del modelo atómico de Planck puede calcularse el valor de ΔE , se conoce que para el átomo de hidrógeno la diferencia de energía del electrón (en electronvoltios, eV) cuando salta entre dos órbitas viene dada por:

$$\Delta E \text{ (eV)} = 13,6 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad [1.5]$$

donde n_1 y n_2 son dos números enteros característicos de cada órbita involucrada en el salto electrónico y que verifican $n_1 < n_2$. Por lo tanto, como en este caso el electrón salta de la cuarta órbita hasta la primera (que es la que ocupa el electrón en el átomo de hidrógeno en su estado fundamental), se verifica que $n_1 = 1$ y $n_2 = 4$. De este modo, el valor de ΔE queda:

$$\Delta E = 13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 12,75 \text{ eV} \quad [1.6]$$

A partir de la definición de electronvoltio y si se conoce el valor de la carga del electrón (en valor absoluto, $1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$), se deduce la equivalencia de que $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, por lo que se obtiene:

$$\Delta E = 12,75 \text{ eV} \frac{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 2,04 \cdot 10^{-18} \text{ J} \quad [1.7]$$

Una vez que se ha determinado ΔE , a partir de la ecuación [1.4], puede despejarse el valor de la frecuencia de la radiación emitida en ese salto electrónico:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{2,04 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = \mathbf{3,08 \cdot 10^{15} \text{ Hz}} \quad [1.8]$$

Este apartado se podía haber resuelto igualmente sin conocer el valor de la constante de $13,6 \text{ eV}$ de la ecuación [1.5] y el valor de la carga del electrón (o la equivalencia entre eV y J). Puesto que se está aplicando el modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrógeno y se proporciona como dato el valor de la constante de Rydberg para el mismo, R_H , se puede utilizar la fórmula de Rydberg, que establece en este caso:

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad [1.9]$$

donde $\tilde{\nu}$ es el número de ondas (en espectroscopia). De esta forma, la longitud de onda de la radiación emitida es igual a:

$$\lambda = \frac{1}{R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)} = \frac{1}{1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right)} = 9,723 \cdot 10^{-8} \text{ m} \quad [1.10]$$

Conocido λ , se puede obtener ν a partir de la relación de ambas variables a través de la velocidad de la luz en el vacío, c ($3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$), cuyo valor también se proporciona como dato:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \quad [1.11]$$

Así, si se sustituyen los valores de c y λ , se determina ν :

$$\nu = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{9,723 \cdot 10^{-8} \text{ m}} = \mathbf{3,09 \cdot 10^{15} \text{ Hz}} \quad [1.12]$$

Debe resaltarse que este resultado es coincidente con el calculado con anterioridad, al discrepar únicamente en la última cifra significativa en una unidad, por errores de redondeo (tanto al tomar los valores de las constantes como al expresar el resultado de las operaciones).

PROBLEMA 2

Un sistema cerrado formado en exclusiva por cierta cantidad de gas ideal realiza un proceso cíclico, en tres etapas, en el que el único trabajo que se desarrolla es el de expansión-compresión. Se conoce la siguiente información de cada una de las etapas (se utiliza el criterio IUPAC para el calor y el trabajo):

- Etapa 1→2: isobara, $Q = 59,8 \text{ cal}$, $W = -100 \text{ J}$.
- Etapa 2→3: isocora, $Q = -53,8 \text{ cal}$.
- Etapa 3→1: adiabática.

Calcule el trabajo en la etapa 3→1. (1 punto)

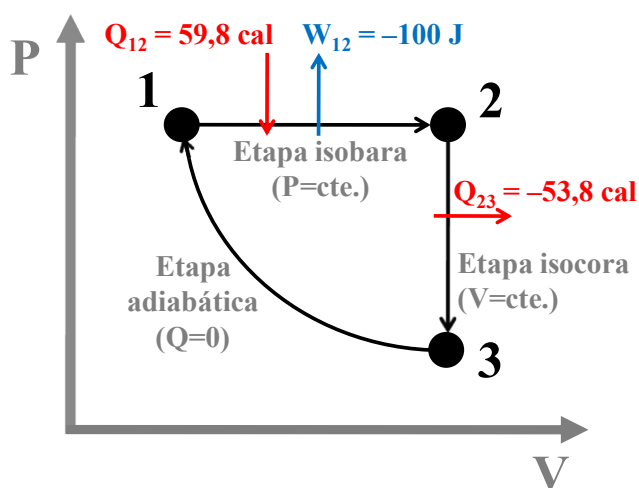
Resolución

Este problema debe resolverse aplicando el Primer Principio de la Termodinámica en cada una de las etapas del proceso cíclico. Puesto que el sistema del problema es cerrado, la formulación de este Primer Principio, asumiendo el criterio de signos IUPAC para el calor, Q , y para el trabajo, W , queda:

$$\Delta U = Q + W \quad [2.1]$$

donde ΔU es la variación de energía interna en ese proceso o etapa.

Antes de analizar detenidamente cada etapa del proceso cíclico, para una mejor comprensión del problema se considera útil dibujar el ciclo termodinámico en un diagrama P-V o diagrama de Clapeyron, ya que, además, de este modo se pueden visualizar mejor los datos:



Así, en la etapa 3→1, como es adiabática ($Q_{31} = 0$), se cumple:

$$\Delta U_{31} = W_{31} \quad [2.2]$$

Por lo tanto, el trabajo en esta etapa 3→1 es igual a la variación de energía interna en la misma.

A su vez, la variación de energía interna global del proceso cíclico, ΔU_g , al ser la energía interna una función de estado (esto es, su variación en un proceso solo depende de los estados inicial y final pero no del camino seguido en dicha transformación) y al tener los procesos cíclicos el mismo estado inicial y final, se verifica:

$$\Delta U_g = 0 \quad [2.3]$$

Por otro lado, ΔU_g también verifica que es igual a la suma de las variaciones de la energía interna que se experimentan en cada una de las etapas del proceso global:

$$\Delta U_g = \Delta U_{12} + \Delta U_{23} + \Delta U_{31} \quad [2.4]$$

Combinando [2.3] y [2.4], se obtiene:

$$\Delta U_{31} = -\Delta U_{12} - \Delta U_{23} \quad [2.5]$$

Teniendo presente [2.2], se concluye que el trabajo en la etapa $3 \rightarrow 1$ es igual a:

$$W_{31} = -\Delta U_{12} - \Delta U_{23} \quad [2.6]$$

Para hallar ΔU_{12} , puesto que el enunciado establece que $Q_{12} = 59,8 \text{ cal}$ y que $W_{12} = -100 \text{ J}$, se aplica el Primer Principio de la Termodinámica a esta etapa $1 \rightarrow 2$:

$$\Delta U_{12} = Q_{12} + W_{12} \quad [2.7]$$

Antes de sustituir valores en [2.7], deben expresarse el calor y el trabajo en la misma unidad. Se expresará el resultado en julios, por ser la unidad de energía en el Sistema Internacional, por lo que es el dato de Q_{12} el que se debe convertir de calorías a julios:

$$Q_{12} = 59,8 \text{ cal} \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 250 \text{ J} \quad [2.8]$$

En consecuencia, ΔU_{12} queda:

$$\Delta U_{12} = 250 \text{ J} + (-100 \text{ J}) = 150 \text{ J} \quad [2.9]$$

En relación con ΔU_{23} , debe tenerse en cuenta que en todo el proceso, y por lo tanto, en esta etapa $2 \rightarrow 3$ también, el único trabajo que se desarrolla es el de expansión-compresión del gas ideal que forma el sistema. Cuando se emplea el criterio de signos IUPAC para el trabajo, el de expansión-compresión responde a la fórmula:

$$W = - \int P \, dV \quad [2.10]$$

En el caso de la etapa $2 \rightarrow 3$, como es isocora, quiere decir que el volumen del sistema permanece constante, por lo que $dV = 0$ y, de este modo, se concluye que $W_{23} = 0$. Así, y puesto que $Q_{23} = -53,8 \text{ cal}$, ΔU_{23} resulta ser igual a:

$$\Delta U_{23} = Q_{23} = -53,8 \text{ cal} \quad [2.11]$$

Si se desea expresar este resultado en unidades del Sistema Internacional, se obtiene:

$$\Delta U_{23} = -53,8 \text{ cal} \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = -225 \text{ J} \quad [2.12]$$

Una vez que se han calculado ΔU_{12} y ΔU_{23} , se halla W_{31} sustituyendo en [2.6]:

$$\mathbf{W_{31} = -150 \text{ J} - (-225 \text{ J}) = 75 \text{ J}} \quad [2.13]$$

Puesto que el signo de este trabajo es positivo, se concluye que el trabajo desarrollado en la etapa $3 \rightarrow 1$ lo realiza el medio exterior sobre el sistema termodinámico.

PROBLEMA 3

La energía de gradiente salino o energía azul es una fuente de energía renovable muy atractiva, ya que además de no producir emisiones directas a la atmósfera ni generar residuos radiactivos, su regularidad evita los problemas de disponibilidad que presentan otras fuentes de energía, como la eólica o la solar. La energía de gradiente salino se obtiene en los procesos de mezcla de corrientes con diferente salinidad, esto es, distinta presión osmótica, como ocurre en la desembocadura de los ríos, donde el agua dulce se mezcla con el agua salada de los mares en un proceso que, a nivel mundial, libera una potencia estimada de entre 1,4 y 2,6 TW.

Para el aprovechamiento de esta fuente de energía, se están desarrollando dos tecnologías basadas en membranas: la ósmosis por presión retardada y la electrodiálisis inversa. En la Universidad de Cantabria, los grupos de investigación IPS (Ingeniería de Procesos Sostenibles) y PAS (Procesos Avanzados de Separación) actualmente están investigando la utilización de la electrodiálisis inversa en plantas de desalinización de agua, como una forma de reducir el consumo de energía de estas. Debe tenerse en cuenta que si bien menos del 1 % del agua consumida a nivel mundial procede de agua desalada o reutilizada, los procesos de desalinización consumen la cuarta parte del total de energía que demanda todo el sector del agua.

Un investigador en formación que está realizando experimentos en esta temática, tiene preparadas dos disoluciones acuosas de diferente salinidad utilizando cloruro de sodio, NaCl: una concentrada del 16,0 % en masa y densidad $1,14 \text{ kg L}^{-1}$ y otra diluida de concentración molar $0,349 \text{ mol kg}^{-1}$ y densidad $1,01 \text{ kg L}^{-1}$.

- a) Considerando que los volúmenes de las disoluciones son aditivos, calcule los volúmenes que necesitaría de cada una de estas dos disoluciones para preparar 1,00 L de una disolución acuosa de NaCl de concentración $1,00 \text{ mol L}^{-1}$. **(1,25 puntos)**

Otro investigador en formación hace reaccionar el cloruro de sodio con trioxidonitrato(1-) de plata (nitrato de plata) para formar trioxidonitrato(1-) de sodio (nitrato de sodio) y cloruro de plata, que precipita.

- b) Asumiendo que esta reacción es irreversible y que el trioxidonitrato(1-) de plata se encuentra en exceso, calcule la concentración molar de una disolución de cloruro de sodio si se conoce que el volumen de esta es de 500 cm^3 y que a partir de ella se obtienen 143,4 g de precipitado de cloruro de plata. **(0,75 puntos)**

Resolución

Apartado a:

Las incógnitas de este apartado del problema son los volúmenes de las disoluciones de NaCl al 16,0 % y de concentración molar igual a $0,349 \text{ mol kg}^{-1}$, representados por V_1 y V_2 , respectivamente, para formar 1,00 L de la disolución de concentración $1,00 \text{ mol L}^{-1}$. Puesto que el enunciado del problema establece que los volúmenes son aditivos, la suma de los volúmenes de las disoluciones de partida debe ser igual a 1,00 L:

$$V_1 + V_2 = 1,00 \text{ L} \quad [3.1]$$

Además, si se hace un balance al soluto (cloruro de sodio, NaCl), se concluye que la cantidad de sustancia de este componente presente en la disolución final de 1 L, n_f , será igual a la suma de las cantidades de sustancia que hay en V_1 y V_2 , n_1 y n_2 , respectivamente:

$$n_1 + n_2 = n_f \quad [3.2]$$

Puesto que la concentración molar de un componente i en una disolución, $[i]$, se define como:

$$[i] = \frac{n_i \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} \quad [3.3]$$

se deduce que n_1 , n_2 y n_f verifican:

$$n_1 = [\text{NaCl}]_1 V_1 \quad [3.4]$$

$$n_2 = [\text{NaCl}]_2 V_2 \quad [3.5]$$

$$n_f = [\text{NaCl}]_f V_f = 1,00 \text{ mol L}^{-1} \cdot 1,00 \text{ L} = 1,00 \text{ mol} \quad [3.6]$$

Reemplazando [3.4]-[3.6] en [3.2], se obtiene:

$$[\text{NaCl}]_1 V_1 + [\text{NaCl}]_2 V_2 = 1,00 \text{ mol} \quad [3.7]$$

Por lo tanto, se obtiene un sistema de dos ecuaciones, [3.1] y [3.7], con dos incógnitas, V_1 y V_2 . Pero previo a su resolución, es necesario expresar las concentraciones de las disoluciones iniciales como concentraciones molares, para conocer $[\text{NaCl}]_1$ y $[\text{NaCl}]_2$.

En el caso de la primera disolución, a partir de la concentración en masa de NaCl (16,0 %), su densidad ($1,14 \text{ kg L}^{-1} = 1,14 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$) y la masa molar de NaCl, que se obtiene a partir de las masas atómicas del sodio y del cloro:

$$M_{\text{NaCl}} = 23,0 \text{ g mol}^{-1} + 35,5 \text{ g mol}^{-1} = 58,5 \text{ g mol}^{-1} \quad [3.8]$$

se calcula $[\text{NaCl}]_1$ según:

$$[\text{NaCl}]_1 = \frac{16,0 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1,14 \cdot 10^3 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 3,12 \text{ mol L}^{-1} \quad [3.9]$$

Por su parte, para determinar $[\text{NaCl}]_2$, en primer lugar se parte del dato de concentración molar ($0,349 \text{ mol kg}^{-1}$), ya que este indica que hay 0,349 moles de NaCl por cada kilogramo de disolvente (agua u oxidano, H_2O), por lo que la masa de soluto por cada kilogramo de disolvente es:

$$m_{2,\text{NaCl}} = 0,349 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 20,4 \text{ g} \quad [3.10]$$

De esta forma, la masa de la segunda disolución que contiene 0,349 moles de NaCl, $m_{2,\text{disolución}}$, será igual a la suma de las masas del disolvente, $m_{2,\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$, y del soluto, $m_{2,\text{NaCl}} = 20,4 \text{ g}$:

$$m_{2,\text{disolución}} = m_{2,\text{H}_2\text{O}} + m_{2,\text{NaCl}} = 1000 \text{ g} + 20,4 \text{ g} = 1020 \text{ g} \quad [3.11]$$

A partir de esta relación entre moles de soluto y masa de disolución, junto con la densidad de la segunda disolución ($1,01 \text{ kg L}^{-1} = 1,01 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$), se calcula $[\text{NaCl}]_2$:

$$[\text{NaCl}]_2 = \frac{0,349 \text{ mol NaCl}}{1020 \text{ g disolución}} \frac{1,01 \cdot 10^3 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,346 \text{ mol L}^{-1} \quad [3.12]$$

Una vez determinados $[\text{NaCl}]_1$ y $[\text{NaCl}]_2$, la ecuación [3.7] queda:

$$3,12 \text{ mol L}^{-1} V_1 + 0,346 \text{ mol L}^{-1} V_2 = 1,00 \text{ mol} \quad [3.13]$$

Para resolver el sistema de ecuaciones formado por [3.1] y [3.13], se recurre al método de sustitución, para lo cual V_2 se expresa en función de V_1 , despejando de la ecuación [3.1]:

$$V_2 = 1,00 \text{ L} - V_1 \quad [3.14]$$

Reemplazando [3.14] en [3.13], se obtiene V_1 :

$$3,12 \text{ mol L}^{-1} V_1 + 0,346 \text{ mol L}^{-1} (1,00 \text{ L} - V_1) = 1,00 \text{ mol} \quad [3.15]$$

$$3,12 \text{ mol L}^{-1} V_1 + 0,346 \text{ mol} - 0,346 \text{ mol L}^{-1} V_1 = 1,00 \text{ mol} \quad [3.16]$$

$$2,774 \text{ mol L}^{-1} V_1 = 0,654 \text{ mol} \quad [3.17]$$

$$V_1 = \mathbf{0,236 \text{ L}} \quad [3.18]$$

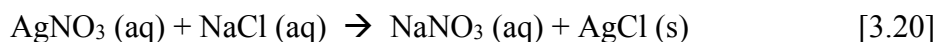
A su vez, conocido V_1 , se halla V_2 mediante [3.14]

$$V_2 = 1,00 \text{ L} - 0,236 \text{ L} = \mathbf{0,764 \text{ L}} \quad [3.19]$$

Por consiguiente, para preparar 1,00 L de una disolución acuosa de NaCl de concentración $1,00 \text{ mol L}^{-1}$ se necesitan 0,236 L de la disolución de NaCl al 16 % en masa y 0,764 L de la disolución de NaCl de concentración molal igual a $0,349 \text{ mol kg}^{-1}$.

Apartado b:

En primer lugar, debe escribirse la ecuación química ajustada entre el trioxidonitrato(1-) de plata y el cloruro de sodio:



Como puede apreciarse, todos los coeficientes estequiométricos son 1, por lo que la reacción transcurre mol a mol. Así, teniendo en cuenta esta relación estequiométrica y la masa molar de AgCl:

$$M_{\text{AgCl}} = 107,9 \text{ g mol}^{-1} + 35,5 \text{ g mol}^{-1} = 143,4 \text{ g mol}^{-1} \quad [3.21]$$

a partir de la masa de precipitado ($m_{\text{AgCl}} = 143,4 \text{ g}$) se puede calcular el número de moles de cloruro de sodio que había en los 500 cm^3 , n_{NaCl} , ya que el trioxidonitrato(1-) de plata se encuentra en exceso y, por lo tanto, el cloruro de sodio es el reactivo limitante y el que limita la cantidad de productos formados:

$$n_{\text{NaCl}} = 143,4 \text{ g AgCl} \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,000 \text{ mol} \quad [3.22]$$

Una vez que se conoce que en los 500 cm^3 de disolución hay $1,000 \text{ mol}$ de NaCl , puede calcularse la concentración molar de NaCl de esta disolución, $[\text{NaCl}]$, a partir de su definición, con lo que se obtiene así la solución de este apartado:

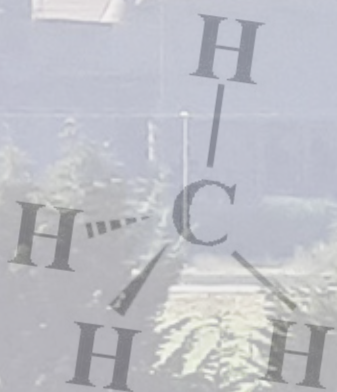
$$[\text{NaCl}] = \frac{n_{\text{NaCl}} (\text{mol})}{V (\text{L})} = \frac{1,000 \text{ mol}}{500 \text{ cm}^3} \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} = \mathbf{2,00 \text{ mol L}^{-1}} \quad [3.23]$$

*M*INIOLIMPIADA DE QUÍMICA *C*ANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

ENUNCIADO



VIII MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)

6 de mayo de 2022

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) Exprese 5500 kg m^{-3} en g mL^{-1} :
 - a) $5,5 \text{ g mL}^{-1}$.
 - b) 5500 g mL^{-1} .
 - c) $5,5 \cdot 10^6 \text{ g mL}^{-1}$.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 2) ¿Cuál de las siguientes magnitudes no es una magnitud fundamental en el Sistema Internacional de unidades?
 - a) Temperatura.
 - b) Volumen.
 - c) Intensidad de corriente.
 - d) Cantidad de sustancia.

- 3) Señale la respuesta falsa:
 - a) En el Universo hay materia que no se encuentra en estado sólido, líquido ni gaseoso.
 - b) Los gases no tienen ni volumen ni forma constantes.
 - c) Para una sustancia dada, esta tendrá siempre la mayor densidad en estado sólido.
 - d) Los líquidos tienen un volumen aproximadamente constante.

- 4) ¿Qué debe ocurrir para que pueda reducirse a la mitad la presión de un gas ideal contenido en un recipiente rígido sin que varíe la temperatura?
 - a) Que el recipiente que lo contiene posea una válvula.
 - b) Que el recipiente que lo contiene esté refrigerado.
 - c) Que el proceso de reducción de la presión se haga muy lentamente.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 5) Una cierta cantidad de gas ideal se encuentra en el interior de un recipiente cerrado de volumen variable. Se somete a este gas a dos procesos isotermos de forma consecutiva: en el primero se duplica la presión y en el segundo se duplica el

volumen. Si inicialmente (antes de los dos procesos) el volumen del gas era V_0 , ¿cuál será el volumen final de dicho gas (tras los dos procesos)?

- a) $0,5 V_0$.
- b) $2 V_0$.
- c) $4 V_0$.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 6) Una olla de 6,0 L destapada y situada sobre el fuego de la cocina contiene aire inicialmente a 20 °C. ¿Qué volumen de aire habrá en el interior de la olla cuando se haya calentado hasta los 100 °C si se asume que en todo momento la presión es de 1 atm y se pueden despreciar los efectos de la dilatación del material del que esté fabricada la olla?

- a) 6,0 L.
- b) 7,6 L.
- c) 30 L.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 7) Un sistema material cuya temperatura aumente siempre que se le comunique calor a presión constante y cuya sustancia o sustancias que lo forma(n) no pueda(n) descomponerse por métodos químicos estará formado por:

- a) Un compuesto químico.
- b) Una mezcla de sustancias simples.
- c) Una mezcla de compuestos químicos.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 8) De las siguientes técnicas de separación, ¿cuál podría utilizar para separar la cafeína del café (sólido)?

- a) Destilación.
- b) Extracción con disolventes.
- c) Filtración.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 9) Un litro de una disolución acuosa de 100 g L^{-1} de sal está en contacto con 100 g de esa misma sal sin disolver tras pasar un tiempo muy largo. Si se añaden otros 100 g de dicha sal, ¿cuál será la concentración final de la disolución acuosa?

- a) 100 g L^{-1} .
- b) 150 g L^{-1} .
- c) 200 g L^{-1} .
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 10) ¿Cuántos moles de moléculas de agua habría en un sistema formado por agua pura en el que hubiese tantos átomos de hidrógeno como átomos de carbono hay en una muestra de 24 g de este último elemento?

- a) 4 mol.
- b) 2 mol.
- c) 1 mol.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 11) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno habrá en una mezcla formada por un mol de ácido brómico, dos moles de ácido bromoso y tres moles de perbromato de calcio?
- a) 19.
 - b) 20.
 - c) 32.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 12) Considérese la siguiente ecuación química sin ajustar:



¿Cuál es la suma de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química ajustada con el conjunto de coeficientes enteros más pequeño posible?

- a) 5.
 - b) 7.
 - c) 9.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 13) Un recipiente cerrado contiene 4 g de dihidrógeno, H_2 , y 16 g de dióxígeno, O_2 . Si se hacen reaccionar ambos para formar agua, ¿cuál será la masa total encerrada en el recipiente al término de la reacción? Datos: masas atómicas relativas: $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$.
- a) 10 g.
 - b) 18 g.
 - c) 20 g.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 14) Las sustancias A y B reaccionan según:



Si se tienen 17,0 moles de A y 19,0 moles de B, ¿cuántos moles de D se formarán?

- a) 22,8 mol.
 - b) 25,5 mol.
 - c) 36,0 mol.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 15) 30 L de H_2 , medidos a 100 °C y 5 atm, reaccionan con exceso de N_2 para formar NH_3 . ¿Qué volumen de NH_3 se formará, si se mide a 100 °C y 2 atm?
- a) 8 L.
 - b) 20L.
 - c) 50 L.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 16) Si, a temperatura ambiente, se añade una sustancia a 1 L de agua y el pH resultante es igual a 5, se puede concluir que la sustancia es:

- a) Ácida.
- b) Neutra.
- c) Básica.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 17) ¿Qué reactivo utilizaría para conocer la concentración de una disolución de ácido sulfúrico?
- a) HCl.
 - b) KOH.
 - c) NaCl.
 - d) NaNO_3 .
- 18) Actualmente, la síntesis industrial del ácido sulfúrico se lleva a cabo mediante el proceso de:
- a) Haber-Bosch.
 - b) Cámaras de plomo.
 - c) Ostwald.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 19) Señale cuál de las siguientes fuentes de energía no puede utilizarse directamente, es decir, es necesario transformarla en electricidad para su aprovechamiento:
- a) Gas natural.
 - b) Nuclear.
 - c) Hidráulica.
 - d) Eólica.
- 20) Señale el contaminante o grupo de contaminantes que no genera problemas de calidad de aire:
- a) CO_2 .
 - b) SO_2 .
 - c) NO_x .
 - d) Material particulado (PM_{10} , $\text{PM}_{2,5}$...).



MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

HOJA DE RESPUESTAS

VIII MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)
6 de mayo de 2022

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

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

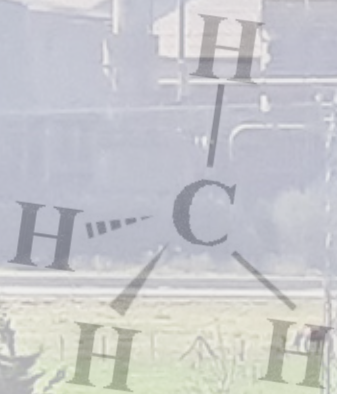
Cuestión	Respuesta
11	
12	
13	
14	
15	
16	
17	
18	
19	
20	

*M*INIOLIMPIADA DE QUÍMICA *C*ANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

RESPUESTAS



VIII MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)
6 de mayo de 2022

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte I)

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

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

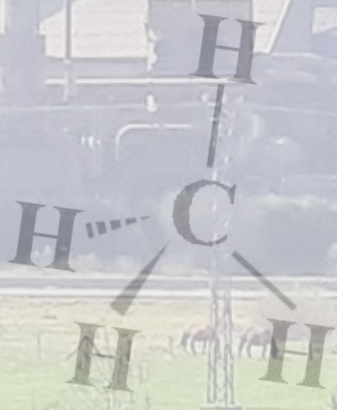


*M*INIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE *C*CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE I

RESOLUCIÓN



CUESTIÓN 1

- 1) Expresa 5500 kg m^{-3} en g mL^{-1} :
- a) $5,5 \text{ g mL}^{-1}$.
 - b) 5500 g mL^{-1} .
 - c) $5,5 \cdot 10^6 \text{ g mL}^{-1}$.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La conversión de kg m^{-3} a g mL^{-1} exige conocer que cada unidad de masa y de volumen expresada en litros (o uno de sus múltiplos o submúltiplos) es 10 veces mayor que su submúltiplo inmediato (p. ej., hg, en el caso de kg); que cada unidad de volumen expresada como una longitud al cubo es 1000 veces mayor que su submúltiplo inmediato (dm^3 , en el caso de m^3), y que $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$. Si se tiene en cuenta todo lo anterior, se concluye:

$$5500 \text{ kg m}^{-3} \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 5,5 \text{ g mL}^{-1}$$

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

CUESTIÓN 2

- 2) ¿Cuál de las siguientes magnitudes no es una magnitud fundamental en el Sistema Internacional de unidades?
- a) Temperatura.
 - b) Volumen.
 - c) Intensidad de corriente.
 - d) Cantidad de sustancia.

Resolución

El Sistema Internacional de unidades (abreviadamente, S.I.) se construye al definir como fundamentales o básicas siete magnitudes, cuyas unidades son las fundamentales o básicas de dicho sistema:

- Longitud (unidad: metro, cuyo símbolo es m).
- Masa (unidad: kilogramo, cuyo símbolo es kg).
- Tiempo (unidad: segundo, cuyo símbolo es s).
- Temperatura (unidad: kelvin, cuyo símbolo es K).
- Intensidad de corriente (unidad: amperio, cuyo símbolo es A).
- Intensidad luminosa (unidad: candela, cuyo símbolo es cd).
- Cantidad de sustancia (unidad: mol, cuyo símbolo es mol).

El resto de magnitudes son derivadas, puesto que se pueden definir en base a las fundamentales.

Por consiguiente, la temperatura, la intensidad de corriente y la cantidad de sustancia son magnitudes fundamentales en el S.I., lo que determina que las respuestas a, c y d sean incorrectas. En cambio, la magnitud de la respuesta b, el volumen, es una magnitud derivada, ya que su ecuación de dimensiones es L^3 (donde L es la longitud), por lo que su unidad en el S.I., el metro cúbico, m^3 , se define a partir de la unidad fundamental metro, m.

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

CUESTIÓN 3

3) Señale la respuesta falsa:

- a) En el Universo hay materia que no se encuentra en estado sólido, líquido ni gaseoso.
- b) Los gases no tienen ni volumen ni forma constantes.
- c) Para una sustancia dada, esta tendrá siempre la mayor densidad en estado sólido.
- d) Los líquidos tienen un volumen aproximadamente constante.

Resolución

Para identificar la respuesta falsa, a continuación se procederá a analizar la veracidad de las afirmaciones expuestas en las respuestas a-d:

- a) Aunque en la vida cotidiana los estados sólido, líquido y gaseoso (en el que habitualmente, en la enseñanza preuniversitaria, se incluye tanto a gases como a vapores) son los habituales, existen otros posibles estados de la materia. Así, debe resaltarse el estado plasmático, un tipo de fluido formado por átomos ionizados y electrones libres. De hecho, el plasma se considera el cuarto estado de la materia y es el más abundante del Universo, puesto que es el que se da en las estrellas y en el espacio intergaláctico. Además, existen otros estados de la materia, para materiales y/o condiciones muy concretas, como el condensado de Bose-Einstein o el condensado fermiónico. En consecuencia, de lo anterior se desprende que ni mucho menos toda la materia del Universo se encuentra como sólido, líquido o gas, por lo que la afirmación de la respuesta a es verdadera y, por consiguiente, esta no es la respuesta que debe señalarse.
- b) La Teoría cinética de la materia considera que esta consiste en un conjunto de átomos o moléculas unidos por fuerzas intermoleculares, de forma que según varíe tanto la intensidad de estas fuerzas como la agitación térmica, se presentará en un estado u otro. Así, para esta teoría (que cuando se aplica a los gases se conoce como Teoría cinética de los gases), los gases están constituidos por un gran número de moléculas a las que se les puede aplicar las leyes de la Mecánica y otras de carácter estadístico. Estas moléculas realizan colisiones elásticas entre sí y con las paredes del recipiente, y en ausencia de fuerzas exteriores (se desprecia la acción de la fuerza gravitatoria), no existe ninguna posición preferida para una molécula en el interior del recipiente y los vectores velocidad no poseen ninguna dirección preferida. De este modo, se considera que las moléculas están separadas, de media, por distancias que son grandes en comparación con su diámetro y no ejercen ninguna fuerza entre sí, excepto durante el choque mutuo. En consecuencia, al desplazarse las moléculas de los gases al azar en todo momento, tienden a ocupar todo el volumen del recipiente que los contienen, adoptando la forma y volumen de este. Sin embargo, como entre las moléculas de los gases hay abundante espacio vacío, estos se pueden comprimir si se reduce el volumen de los recipientes. Análogamente, si se incrementa el volumen de los recipientes, los gases contenidos en su interior terminarán por ocupar nuevamente el volumen (y la forma) de todo el recipiente. De esta forma, se concluye que la respuesta b es verdadera y, por lo tanto, tampoco constituye la respuesta que deba marcarse.
- c) De acuerdo con la Teoría cinética de la materia señalada en el punto anterior, en los sólidos se dan fuerzas de atracción (cohesión) muy intensas entre los átomos o

moléculas que los constituyen y prevalecen sobre la agitación molecular, por lo que los átomos y moléculas están suficientemente cerca unos de otros y sus posiciones de equilibrio permanecen fijas en el espacio, si bien vibran alrededor de las mismas (es decir, se justifica que, a diferencia de otros estados, tengan volumen y forma propios). Ello hace que habitualmente, para una sustancia dada, el estado sólido sea el que presente una mayor densidad, al contar con el mayor número de átomos o moléculas por unidad de volumen. Sin embargo, esta tendencia general no siempre es así, siendo una de las excepciones más importantes la del agua: este compuesto presenta su máxima densidad en estado líquido a 4 °C, de forma que el agua sólida presenta menor densidad que el agua líquida a baja temperatura, como puede apreciarse al comprobar cómo el hielo flota sobre agua líquida. En consecuencia, esta respuesta es falsa y, de este modo, constituye la respuesta correcta de la cuestión.

- d) Según la Teoría cinética de la materia, ya comentada, en los líquidos, las moléculas están suficientemente cerca como para que las fuerzas intermoleculares sean grandes, pero no lo suficiente como para que su posición sea fija. Así, su volumen se considera que se mantiene aproximadamente constante (suelen considerarse incompresibles) pero no tienen forma definida y se adaptan a la del recipiente que los contiene. Entonces, se puede concluir que la respuesta d es verdadera, por lo que no representa la respuesta correcta.

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

CUESTIÓN 4

- 4) ¿Qué debe ocurrir para que pueda reducirse a la mitad la presión de un gas ideal contenido en un recipiente rígido sin que varíe la temperatura?
- a) Que el recipiente que lo contiene posea una válvula.
 - b) Que el recipiente que lo contiene esté refrigerado.
 - c) Que el proceso de reducción de la presión se haga muy lentamente.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La Ley de los gases ideales es la ecuación de estado que describe, para una cantidad de gas ideal, el estado macroscópico del mismo, que viene descrito por las variables presión (P), volumen (V) y temperatura (T):

$$P V = n R T$$

donde R es la constante universal de los gases ideales ($8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$) y n es la cantidad de sustancia (moles) de gas ideal. En consecuencia, de acuerdo con esta ecuación de estado, la presión de un gas ideal viene dada por:

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

Puesto que R es una constante y en esta cuestión V y T tampoco varían (al ser el recipiente rígido, el volumen de este es constante), la única opción de que se modifique la presión del gas ideal es que cambie n, esto es, la cantidad del mismo que hay en el recipiente. Puesto que P es directamente proporcional a n, para que la presión se reduzca a la mitad tiene que disminuir a la mitad también la cantidad de gas. Para ello, el recipiente que lo contiene tiene que tener una válvula por donde pueda escapar la mitad del gas, tal y como establece la respuesta a. Ello determina que la respuesta d sea incorrecta.

Además, la respuesta b es también incorrecta, puesto que un gas ideal que, por reducción de su presión, verifique una expansión adiabática se enfría, por lo que en todo caso se requeriría calentar el recipiente para que la temperatura permanezca constante, tal y como establece el enunciado de la cuestión. Finalmente, el estado final del gas ideal depende de cuestiones termodinámicas pero no cinéticas. Así, la velocidad de la reducción de la presión no influye, como se aprecia en la propia Ley de los gases ideales, ya que en esta cuestión solo puede disminuir P por reducción de n (al estar determinados V y T, por ser constantes) y la relación de proporcionalidad directa entre ambas magnitudes está fijada por dicha ley, independientemente de la velocidad del proceso.

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

CUESTIÓN 5

- 5) Una cierta cantidad de gas ideal se encuentra en el interior de un recipiente cerrado de volumen variable. Se somete a este gas a dos procesos isotermos de forma consecutiva: en el primero se duplica la presión y en el segundo se duplica el volumen. Si inicialmente (antes de los dos procesos) el volumen del gas era V_0 , ¿cuál será el volumen final de dicho gas (tras los dos procesos)?
- a) $0,5 V_0$.
 - b) $2 V_0$.
 - c) $4 V_0$.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Puesto que el sistema de la cuestión es cerrado y formado por un gas ideal, y los dos procesos a los que se somete a dicho sistema son isotermos (es decir, la temperatura permanece constante), debe aplicarse la Ley de Boyle-Mariotte para resolver esta cuestión. Así, esta ley establece que “*a temperatura constante, el volumen de una masa de gas (ideal) es inversamente proporcional a la presión*”:

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

De este modo, si el volumen y la presión iniciales del gas se representan mediante V_0 y P_0 , respectivamente, y estas mismas variables tras el primer proceso isoterma en el que se duplica la presión se denotan por V_1 y P_1 , se cumple:

$$P_0 V_0 = P_1 V_1$$

Puesto que en este proceso la presión se duplica, $P_1 = 2 P_0$, V_1 queda igual a:

$$V_1 = \frac{P_0 V_0}{P_1} = \frac{P_0 V_0}{2 P_0} = 0,5 V_0$$

Por su parte, si V_2 representa el volumen del sistema tras el segundo proceso isoterma, en el que se duplica el volumen, se verifica:

$$V_2 = 2 V_1 = 2 (0,5 V_0) = V_0$$

En consecuencia, el volumen final del gas ideal tras los dos procesos isotermos es igual al volumen inicial que ocupaba este, V_0 . Como puede apreciarse, este resultado no se corresponde con ninguna de las respuestas a-c, lo que determina que la respuesta d sea la correcta.

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

CUESTIÓN 6

- 6) Una olla de 6,0 L destapada y situada sobre el fuego de la cocina contiene aire inicialmente a 20 °C. ¿Qué volumen de aire habrá en el interior de la olla cuando se haya calentado hasta los 100 °C si se asume que en todo momento la presión es de 1 atm y se pueden despreciar los efectos de la dilatación del material del que esté fabricada la olla?
- a) 6,0 L.
 - b) 7,6 L.
 - c) 30 L.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En la resolución de la cuestión, es clave considerar que la olla se encuentra destapada, por lo que el aire puede abandonar la misma, y que al despreciar los efectos de la dilatación del material de la olla, la capacidad de esta en todo momento es de 6,0 L. Por ello, al calentar a presión constante (1 atm) los 6,0 L de aire contenidos inicialmente en la olla desde los 20 °C hasta los 100 °C, estos se expandirán (de acuerdo con la Ley de Charles, que establece que el volumen de una cantidad de gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta), de forma que una parte de ese gas abandonará la olla.

Sin embargo, la cuestión no pregunta por el volumen que ocupará el aire contenido inicialmente en la olla (en cuyo caso debería aplicarse la Ley de Charles para calcularlo), sino qué volumen de aire habrá en la olla tras el calentamiento hasta los 100 °C. Puesto que, tal y como se ha comentado, en todo momento la capacidad de la olla es de 6,0 L, este será el volumen de aire contenido por la misma (no puede considerarse que el aire que ha abandonado la olla al expandirse este gas sigue en el interior de la misma).

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

CUESTIÓN 7

- 7) Un sistema material cuya temperatura aumente siempre que se le comunique calor a presión constante y cuya sustancia o sustancias que lo forma(n) no pueda(n) descomponerse por métodos químicos estará formado por:
- a) Un compuesto químico.
 - b) Una mezcla de sustancias simples.
 - c) Una mezcla de compuestos químicos.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El hecho de que la temperatura del sistema material de la cuestión siempre aumente cuando se le comunica calor a presión constante implica que este aumento también se produce durante los cambios de estado. Esto permite descartar que sea una sustancia pura, ya que en este caso, durante los cambios de estado a presión constante, la temperatura permanecería también constante. En consecuencia, se deduce que el sistema material de la cuestión debe ser una mezcla (sistema formado por dos o más sustancias o componentes), puesto que en los cambios de estado de esta la temperatura sí varía (aumenta si el cambio de estado es progresivo, esto es, se le comunica calor). De esta forma, se concluye que la respuesta a es falsa, al establecer que el sistema consistiría en una sustancia pura (formada por un compuesto químico).

Por otro lado, si las sustancias que forman esa mezcla no pueden descomponerse por métodos químicos, implica que no pueden ser compuestos químicos (sustancias formadas por dos o más elementos que se combinan en proporción fija), ya que estos sí pueden separarse en los elementos que los constituyen mediante reacciones químicas. Por lo tanto, la mezcla de la cuestión debe estar formada por sustancias simples, que por estar cada una de ellas formada por un único elemento químico, no pueden descomponerse en otras mediante procesos químicos. Así, se deduce que el tipo de sistema material de la cuestión se corresponde con una mezcla de sustancias simples, tal y como afirma la respuesta b, lo que a su vez determina que las respuestas c y d sean incorrectas.

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

CUESTIÓN 8

- 8) De las siguientes técnicas de separación, ¿cuál podría utilizar para separar la cafeína del café (sólido)?
- a) Destilación.
 - b) Extracción con disolventes.
 - c) Filtración.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En primer lugar, se analizará el tipo de mezclas que permiten separar las técnicas que figuran en las respuestas de la cuestión:

- Destilación: se utiliza en la separación de los componentes de una mezcla líquida con diferente temperatura de ebullición (volatilidad).
- Extracción con disolventes: se fundamenta en la mayor solubilidad en un disolvente de uno o varios componentes de una mezcla líquida o sólida (respecto de la que presentan el resto de componentes), por lo que se emplea para separar aquel o aquellos componentes de la mezcla en la que se encuentren.
- Filtración: permite separar mezclas heterogéneas formadas por un líquido y un sólido insoluble en dicho líquido, ya que el sólido queda retenido en el filtro empleado en la técnica (que debe tener un tamaño de poro o huecos menor que el de las partículas del sólido) mientras que el líquido puede atravesarlo.

Por su parte, en relación a la separación concreta de la que se ocupa la cuestión, debe tenerse en cuenta que el café (sólido) es una mezcla sólida de compuestos orgánicos, entre los que se encuentra la cafeína (uno de los muchos componentes de la mezcla). Puesto que esta mezcla no involucra a ningún líquido, se pueden descartar la destilación y la filtración como técnicas adecuadas para separar la cafeína, por lo que las respuestas a y c son incorrectas. Incluso aunque se preparase la disolución acuosa que también se llama café (en la que también estaría presente la cafeína), tampoco podría separarse este componente mediante estas técnicas: ahora no habría sólidos que filtrar y, si se optase por la destilación, al ser el agua más volátil que la cafeína, esta permanecería junto con el residuo seco de la disolución (el resto de solutos menos volátiles).

En cambio, la cafeína sí puede separarse del café mediante su extracción con determinados disolventes (p. ej., acetato de etilo) en los que aquel componente se disuelve selectivamente, mientras el resto presentan una solubilidad en el mismo mucho menor. De este modo, se realiza una extracción sólido-líquido, en la que la mayoría de la cafeína pasa al disolvente. Posteriormente, se puede evaporar el disolvente, de forma que se obtiene un sólido que estará formado mayoritariamente por la cafeína extraída. Puesto que la respuesta b es correcta, se deduce que la respuesta d es incorrecta.

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

CUESTIÓN 9

- 9) Un litro de una disolución acuosa de 100 g L^{-1} de sal está en contacto con 100 g de esa misma sal sin disolver tras pasar un tiempo muy largo. Si se añaden otros 100 g de dicha sal, ¿cuál será la concentración final de la disolución acuosa?
- a) 100 g L^{-1} .
 - b) 150 g L^{-1} .
 - c) 200 g L^{-1} .
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para responder a la cuestión, debe tenerse en cuenta que si tras un tiempo muy largo (es decir, se asume que el sistema se encuentra en equilibrio) siguen 100 g de sal sin disolver en contacto con la disolución acuosa, esta no admite disolver más sal, ya que de lo contrario, la sal que permanece en estado sólido ya se habría disuelto (o al menos parte de la misma). Es decir, la disolución está saturada de esa sal, por lo que ha disuelto la máxima capacidad de sal que permite el equilibrio de solubilidad de la misma, de forma que cualquier cantidad adicional de sal que se añada precipitará como sólido, uniéndose a los 100 g que ya hay sin disolver.

En consecuencia, al estar la disolución saturada en esa sal, los 100 g adicionales de esta quedarán también como precipitado, por lo que en total habrá 200 g de sal sin disolver y la concentración de la disolución, que se corresponderá con la de la solubilidad de esa sal, permanecerá constante en 100 g L^{-1} , tal y como afirma la respuesta a.

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

CUESTIÓN 10

- 10) ¿Cuántos moles de moléculas de agua habría en un sistema formado por agua pura en el que hubiese tantos átomos de hidrógeno como átomos de carbono hay en una muestra de 24 g de este último elemento?
- a) 4 mol.
 - b) 2 mol.
 - c) 1 mol.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para responder a la cuestión, debe conocerse la definición de mol, según la cual “*un mol se define como la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones...) que átomos hay 0,012 kg de carbono-12, ^{12}C* ”. Asimismo, debe tenerse en cuenta que en la naturaleza la mayoría de átomos de carbono son del isótopo ^{12}C , puesto que su abundancia isotópica es del 98,9 %. En consecuencia, se asumirá que cuando el enunciado se refiere a una muestra de carbono, esta se considerará como si toda ella estuviera constituida por el isótopo ^{12}C .

De este modo, con la relación $0,012 \text{ kg C (mol átomos C)}^{-1}$ que se desprende de la definición de mol, puede calcularse el número de moles de átomos de carbono, C, que hay en una muestra de 24 g de este elemento, n_{C} :

$$n_{\text{C}} = 24 \text{ g C} \frac{1 \text{ kg C}}{10^3 \text{ g C}} \frac{1 \text{ mol átomos C}}{0,012 \text{ kg C}} = 2 \text{ mol átomos C}$$

De acuerdo con el enunciado, puesto que hay tantos átomos de hidrógeno en la muestra de la cuestión como átomos de carbono hay en 24 g de este elemento, se concluye que en la muestra de la cuestión hay 2 moles de átomos de hidrógeno. Dado que esta muestra contiene agua pura, si se tiene presente la fórmula molecular del agua, H_2O , según la cual cada molécula de agua contiene 2 átomos de hidrógeno, o lo que es lo mismo, cada mol de moléculas de agua contiene 2 moles de átomos de hidrógeno, se puede determinar la cantidad de moléculas de agua, $n_{\text{H}_2\text{O}}$, que hay en la muestra:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ mol átomos H} \frac{1 \text{ mol moléculas H}_2\text{O}}{2 \text{ mol átomos H}} = 1 \text{ mol moléculas H}_2\text{O}$$

Este resultado es el expuesto por la respuesta c, por lo que se concluye que **la respuesta correcta es la c**.

CUESTIÓN 11

- 11) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno habrá en una mezcla formada por un mol de ácido brómico, dos moles de ácido bromoso y tres moles de perbromato de calcio?
- 19.
 - 20.
 - 32.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El primer paso en la resolución de la cuestión pasa por formular los tres compuestos que se indican en el enunciado:

- Ácido brómico: HBrO_3 .
- Ácido bromoso: HBrO_2 .
- Perbromato de calcio: $\text{Ca}(\text{BrO}_4)_2$.

Conocida esta información, se puede calcular el número total de moles de átomos de oxígeno, n_{O} , como la suma del número de moles de átomos de oxígeno que hay en el HBrO_3 , $n_{\text{O,HBrO}_3}$; en el HBrO_2 , $n_{\text{O,HBrO}_2}$; y en el $\text{Ca}(\text{BrO}_4)_2$, $n_{\text{O,Ca}(\text{BrO}_4)_2}$:

$$n_{\text{O}} = n_{\text{O,HBrO}_3} + n_{\text{O,HBrO}_2} + n_{\text{O,Ca}(\text{BrO}_4)_2}$$

Por su parte, de las fórmulas moleculares de los compuestos se conoce que en una molécula de HBrO_3 hay 3 átomos de oxígeno, en una molécula de HBrO_2 hay 2 átomos de oxígeno y en una unidad fórmula (concepto equivalente al de molécula para compuestos como los iónicos, en los que no existen moléculas) de $\text{Ca}(\text{BrO}_4)_2$ hay 8 átomos de oxígeno (4 por cada uno de los 2 aniones perbromato que hay en una unidad fórmula). De esta forma, si se tiene en cuenta el número de moles de cada compuesto que establece el enunciado de la cuestión, se determinan $n_{\text{O,HBrO}_3}$, $n_{\text{O,HBrO}_2}$ y $n_{\text{O,Ca}(\text{BrO}_4)_2}$:

$$n_{\text{O,HBrO}_3} = 1 \text{ mol HBrO}_3 \frac{3 \text{ mol átomos O}}{1 \text{ mol HBrO}_3} = 3 \text{ mol átomos O}$$

$$n_{\text{O,HBrO}_2} = 2 \text{ mol HBrO}_2 \frac{2 \text{ mol átomos O}}{1 \text{ mol HBrO}_2} = 4 \text{ mol átomos O}$$

$$n_{\text{O,Ca}(\text{BrO}_4)_2} = 3 \text{ mol Ca}(\text{BrO}_4)_2 \frac{8 \text{ mol átomos O}}{1 \text{ mol Ca}(\text{BrO}_4)_2} = 24 \text{ mol átomos O}$$

De este modo, n_{O} resulta igual a:

$$n_{\text{O}} = n_{\text{O,HBrO}_3} + n_{\text{O,HBrO}_2} + n_{\text{O,Ca}(\text{BrO}_4)_2} = 3 \text{ mol átomos O} + 4 \text{ mol átomos O} + 24 \text{ mol átomos O}$$
$$n_{\text{O}} = 31 \text{ mol átomos O}$$

Como puede apreciarse, ninguna de las respuestas a-c recoge este resultado de 31 moles de átomos de oxígeno, por lo que se concluye que estas tres respuestas son incorrectas. A su vez, ello determina que la respuesta correcta sea la d.

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

CUESTIÓN 12

12) Considérese la siguiente ecuación química sin ajustar:

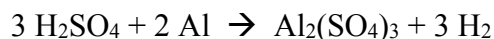


¿Cuál es la suma de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química ajustada con el conjunto de coeficientes enteros más pequeño posible?

- a) 5.
- b) 7.
- c) 9.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para ajustar una reacción química, se deben asignar los coeficientes estequiométricos que permitan que haya el mismo número de átomos de cada elemento entre los reactivos y entre los productos de la reacción, puesto que en una reacción química ni se origina ni se destruye ningún átomo, solo se forman y rompen enlaces entre los mismos. De esta forma, al ajustar la ecuación química de la cuestión con el conjunto de coeficientes enteros más pequeño posible (es decir, que el máximo común divisor del conjunto de los coeficientes sea 1), se obtiene:



De este modo, la suma de los coeficientes estequiométricos de esta ecuación química verifica:

$$\text{Suma coeficientes estequiométricos} = 3 + 2 + 1 + 3 = 9$$

Puede apreciarse como este número se corresponde con el expuesto en la respuesta c.

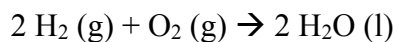
En conclusión, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 13

- 13) Un recipiente cerrado contiene 4 g de dihidrógeno, H_2 , y 16 g de dioxígeno, O_2 . Si se hacen reaccionar ambos para formar agua, ¿cuál será la masa total encerrada en el recipiente al término de la reacción? Datos: masas atómicas relativas: $A_r(H) = 1,0$; $A_r(O) = 16,0$.
- a) 10 g.
 - b) 18 g.
 - c) 20 g.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En las reacciones químicas ordinarias se cumple la Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier, que establece: *“la masa de un sistema cerrado permanece invariable independientemente de la transformación que ocurra dentro de él; o en términos químicos, la masa de las sustancias reaccionantes o reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción”*. La única excepción a esta ley se da en los procesos que impliquen reacciones nucleares, ya que en los mismos lo que se conserva es el conjunto masa-energía, si bien no es el caso de la reacción de síntesis de agua de la cuestión:



En consecuencia, y puesto que esta reacción transcurre en un recipiente cerrado, basta con aplicar la Ley de Lavoisier para determinar que la masa final del sistema es igual a la masa inicial total de reactivos, con independencia de que estos se hallen o no en proporción estequiométrica (lo que tendría repercusión en la masa de producto formado, pero no en la del sistema, que permanece constante). Así, se obtiene:

$$m_{\text{final}} = m_{\text{inicial reactivos}} = m_{H_2} + m_{O_2} = 4 \text{ g} + 16 \text{ g} = 20 \text{ g}$$

Se puede comprobar cómo este resultado se corresponde con el expuesto por la respuesta c.

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

CUESTIÓN 14

14) Las sustancias A y B reaccionan según:



Si se tienen 17,0 moles de A y 19,0 moles de B, ¿cuántos moles de D se formarán?

- a) 22,8 mol.
- b) 25,5 mol.
- c) 36,0 mol.
- d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Puesto que en la cuestión se proporcionan las cantidades de los dos reactivos (A y B) de la reacción, el primer paso para hallar la cantidad del producto D formado es identificar cuál es el reactivo limitante. Por definición, el reactivo limitante es el que se encuentra en menor proporción relativa y, en consecuencia, se consume totalmente en la reacción, por lo que limita la cantidad de producto que se forma. De esta forma, aplicando esta definición, se calculará la cantidad de D que se obtendría a partir de la cantidad dada para cada reactivo, por lo que el reactivo limitante será el que proporcione la menor cantidad de dicho producto, siendo esta cantidad la que realmente se formará y, en consecuencia, constituye la respuesta a la cuestión:

$$n_{D(A)} = 17,0 \text{ mol A} \frac{6 \text{ mol D}}{4 \text{ mol A}} = 25,5 \text{ mol D}$$

$$n_{D(B)} = 19,0 \text{ mol B} \frac{6 \text{ mol D}}{5 \text{ mol B}} = 22,8 \text{ mol D}$$

De acuerdo con lo expuesto, se deduce que el reactivo limitante es B, por lo que la cantidad real de D que se forma es la que se obtiene al realizar los cálculos estequiométricos con dicho reactivo, esto es, 22,8 moles. Este es el resultado recogido por la respuesta a.

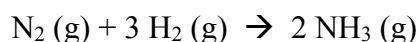
En conclusión, **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 15

- 15) 30 L de H_2 , medidos a 100°C y 5 atm, reaccionan con exceso de N_2 para formar NH_3 . ¿Qué volumen de NH_3 se formará, si se mide a 100°C y 2 atm?
- a) 8 L.
 - b) 20L.
 - c) 50 L.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En primer lugar, debe escribirse la ecuación química ajustada de la reacción de formación de amoníaco, NH_3 , a partir de los elementos que lo forman (nitrógeno, N_2 , e hidrógeno, H_2):



En las ecuaciones químicas, los coeficientes estequiométricos establecen las relaciones en moléculas, moles y, en el caso de sustancias gaseosas, volúmenes (medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura) entre los reactivos y/o productos de la reacción. Puesto que en esta reacción química todas las sustancias se encuentran en estado gaseoso, los cálculos estequiométricos pueden realizarse con volúmenes. En consecuencia, dado que el nitrógeno está en exceso, a partir del volumen de H_2 (30 L) se puede determinar el volumen de NH_3 que se formará, V_{NH_3} , medido en las mismas condiciones del H_2 (100°C y 5 atm):

$$V_{\text{NH}_3} = 30 \text{ L H}_2 \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L H}_2} = 20 \text{ L NH}_3$$

Sin embargo, estos 20 L están medidos a 100°C y 5 atm, y no a 100°C y 2 atm como pide el enunciado de la cuestión. Puesto que la temperatura (y la cantidad de gas) es la misma, para conocer el volumen del gas a 2 atm en lugar de a 5 atm se puede aplicar la Ley de Boyle-Mariotte, que establece que “a temperatura constante, el volumen de una masa de gas (ideal) es inversamente proporcional a la presión”:

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

O lo que es lo mismo:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Conocidos $P_1 = 5 \text{ atm}$, $V_1 = 20 \text{ L}$ y $P_2 = 2 \text{ atm}$, se determina V_2 , es decir, el volumen de NH_3 medido a 100°C y 2 atm, según:

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{5 \text{ atm } 20 \text{ L}}{2 \text{ atm}} = 50 \text{ L}$$

Este es el resultado que recoge la respuesta c, que constituye la respuesta correcta, por lo que se concluye que tanto las respuestas a y b, que exponen otros resultados, como la respuesta d son falsas.

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

CUESTIÓN 16

- 16) Si, a temperatura ambiente, se añade una sustancia a 1 L de agua y el pH resultante es igual a 5, se puede concluir que la sustancia es:
- a) Ácida.
 - b) Neutra.
 - c) Básica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

A temperatura ambiente, las disoluciones acuosas (mezclas homogéneas en las que el disolvente es el agua y el soluto otra sustancia, como la de la cuestión) se pueden clasificar en función del pH en:

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

Puesto que la disolución de la cuestión tiene un pH ácido ($\text{pH} = 5 < 7$), se concluye que la sustancia añadida al agua tiene carácter ácido, ya que esta ha tenido que ser la responsable de rebajar el pH a 5, desde el pH neutro de 7 que presenta el agua pura a temperatura ambiente.

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

CUESTIÓN 17

- 17) ¿Qué reactivo utilizaría para conocer la concentración de una disolución de ácido sulfúrico?
- a) HCl.
 - b) KOH.
 - c) NaCl.
 - d) NaNO₃.

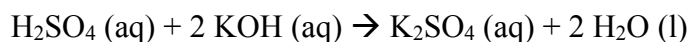
Resolución

Las valoraciones ácido-base permiten determinar la concentración de una disolución de ácido o de base de concentración desconocida (disolución problema), al neutralizarla (reaccionar completamente) con una disolución de base o ácido, respectivamente, de concentración conocida, denominada patrón o disolución estándar. La identificación del punto de equivalencia de la valoración, instante en el que se produce dicha neutralización, se puede realizar mediante diversos procedimientos (indicadores ácido-base, pH-metro...) que se basan en el salto brusco que experimenta el pH en las proximidades del punto de equivalencia. Este salto es mayor y más vertical, lo que permite reducir el error de la valoración, cuanto más fuertes y más concentrados sean el ácido y la base implicados en la valoración. Puesto que en una valoración el analista solo puede seleccionar la disolución patrón (la disolución problema viene dada), es el motivo por lo que siempre se utiliza un ácido fuerte o una base fuerte en las disoluciones patrón.

Los ácidos y bases fuertes más comunes pueden describirse satisfactoriamente mediante la Teoría de Arrhenius, que es la que se estudia en la Educación Secundaria Obligatoria. De acuerdo con esta teoría ácido-base, se definen:

- Ácido: toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando lugar a iones hidrógeno, H⁺.
- Base: toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando lugar a iones hidróxido, OH⁻.

Puesto que en la cuestión la disolución problema es la de un ácido (ácido sulfúrico), la disolución patrón deberá estar formada por una base fuerte. De entre los compuestos que se indican en las posibles respuestas de la cuestión, la única base fuerte es el hidróxido de potasio, KOH (respuesta b), ya que es la única que contiene iones hidróxido. Así, la reacción química que tendrá lugar en esta valoración ácido-base será:



En cambio, los compuestos de las otras respuestas (a, c y d) no servirían para tal fin, al no experimentar reacción ácido-base con el ácido sulfúrico. Así, HCl en disolución acuosa constituye el ácido clorhídrico (ya que se disocia liberando el ion hidrógeno que contiene), mientras que el cloruro de sodio, NaCl, y el nitrato de sodio, NaNO₃, son sales sin comportamiento ácido-base (no presentan ni iones hidrógeno ni iones hidróxido en su composición, como exigiría la Teoría de Arrhenius).

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

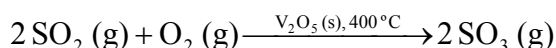
CUESTIÓN 18

- 18) Actualmente, la síntesis industrial del ácido sulfúrico se lleva a cabo mediante el proceso de:
- a) Haber-Bosch.
 - b) Cámaras de plomo.
 - c) Ostwald.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Actualmente, la síntesis industrial del ácido sulfúrico se lleva a cabo mediante el proceso de contacto, que de forma muy simplificada se considera que consta de 3 etapas:

- 1) La producción de dióxido de azufre, SO_2 , bien a partir de la oxidación de azufre puro o, más frecuentemente, de la tostación de diferentes minerales como la pirita o la blenda, formados por sulfuros metálicos (en los ejemplos, FeS_2 y ZnS , respectivamente).
- 2) La producción de trióxido de azufre, SO_3 , mediante la oxidación de SO_2 , en una reacción que debe ser catalizada (frecuentemente, por pentaóxido de divanadio, V_2O_5) y llevada a cabo a temperaturas relativamente altas:



- 3) La producción de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , mediante la absorción de SO_3 en una disolución de ácido sulfúrico concentrado, lo que origina el óleum o ácido sulfúrico fumante (realmente, ácido disulfúrico, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$), que posteriormente reacciona con agua y se descompone formando el doble de ácido sulfúrico que el que se utiliza para absorber SO_3 . Debe resaltarse que no se lleva a cabo una reacción directa entre el SO_3 y el agua porque esta es fuertemente exotérmica y originaría la formación de vapores y nieblas ácidas.

Así, ninguna de las respuestas a-c cita al proceso de contacto, por lo que todas ellas son incorrectas, lo que a su vez determina que la respuesta d sea la correcta. En este sentido, si se analizan los procesos citados en esas respuestas, se tiene que el proceso Haber-Bosch es el empleado para la síntesis industrial de amoníaco, el de las cámaras de plomo es un proceso histórico de producción de ácido sulfúrico pero que ya no se utiliza a nivel industrial (la cuestión pregunta por el método empleado actualmente) y el de Ostwald es el que permite producir ácido nítrico.

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

CUESTIÓN 19

- 19) Señale cuál de las siguientes fuentes de energía no puede utilizarse directamente, es decir, es necesario transformarla en electricidad para su aprovechamiento:
- a) Gas natural.
 - b) Nuclear.
 - c) Hidráulica.
 - d) Eólica.

Resolución

De las fuentes de energía citadas en la cuestión, el gas natural y las energías hidráulica y eólica pueden aprovecharse directamente, sin necesidad de transformarlas en electricidad. Así, a continuación se indican ejemplos de cómo pueden utilizarse esas fuentes de energía de forma directa:

- Gas natural: mediante combustión directa, para utilizar el calor desprendido al quemarse con oxígeno en cocinas, calderas (para agua caliente sanitaria y/o calefacción)...
- Hidráulica: en molinos de agua, que aprovechan el movimiento (energía cinética) del agua en ríos o mareas para mover su mecanismo y moler así cereales o drenar zonas de humedales.
- Eólica: en molinos de viento, que aprovechan el movimiento (energía cinética) del viento para mover su mecanismo y moler así cereales, en embarcaciones de vela que son impulsadas empleando la energía cinética del viento...

De esta forma, se comprueba cómo las respuestas a, c y d son falsas. Se deduce así que la respuesta b ha de ser la correcta. En efecto, como fuente de energía, la energía nuclear se aprovecha siempre con el fin de generación de energía eléctrica, fundamentalmente en las centrales nucleares (aunque también puede hacerse en otras instalaciones, como en determinados tipos de submarinos). Así, el calor desprendido en las reacciones nucleares de fisión se utiliza para generar vapor de alta presión, que se expande en las turbinas acopladas a los generadores eléctricos de la central, que al moverse producen electricidad.

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

CUESTIÓN 20

- 20) Señale el contaminante o grupo de contaminantes que no genera problemas de calidad de aire:
- a) CO₂.
 - b) SO₂.
 - c) NO_x.
 - d) Material particulado (PM₁₀, PM_{2,5}...).

Resolución

Se conocen por problemas de calidad de aire a problemas locales de contaminación en los que la presencia de contaminantes supone un riesgo para la salud de la población expuesta a los mismos (además de posibles efectos negativos sobre el medio ambiente, los materiales...). Los principales contaminantes que causan estos problemas locales de contaminación atmosférica son los medidos en las estaciones de las redes de vigilancia de la calidad del aire, entre los que destacan el dióxido de azufre (SO₂), los óxidos de nitrógeno (NO_x), el material particulado (PM₁₀, PM_{2,5}...), el monóxido de carbono (CO) y el ozono troposférico (O₃), así como compuestos más específicos como el benceno, el benzo[a]pireno o determinados metales. Más específicamente, en relación con los contaminantes que generan problemas de calidad de aire y que se citan en las respuestas de la cuestión (SO₂, NO_x y material particulado), cabe resaltar:

- SO₂: se genera en la combustión de carburantes fósiles que contienen azufre y produce diversos efectos negativos sobre la salud: irritación e inflamación del sistema respiratorio, afecciones e insuficiencias pulmonares, dolores de cabeza... Además, es uno de los causantes de la lluvia ácida (un problema global de contaminación).
- NO_x: se emiten en los procesos de combustión (especialmente, los asociados al tráfico) y causan diversos efectos nocivos sobre la salud humana (especialmente el dióxido de nitrógeno, NO₂), como la inflamación del tracto respiratorio o afecciones de órganos (hígado, bazo...) o de sistemas (p. ej., circulatorio), que a su vez causan infecciones pulmonares e insuficiencias respiratorias. Además, contribuyen a la formación de contaminantes secundarios como el ozono y son unos de los causantes de la lluvia ácida.
- Material particulado (PM₁₀, PM_{2,5}...): su origen es muy diverso (emisión directa de polvo, natural o antropogénico; formación en la atmósfera mediante reacciones químicas entre diversos gases precursores...) y representan el contaminante de mayor peligrosidad sobre la salud humana: las partículas de un diámetro aerodinámico igual o inferior a 10 µm (PM₁₀) pueden penetrar en el sistema respiratorio, mientras que las de diámetro aerodinámico igual o inferior a 2,5 µm (PM_{2,5}) pueden alcanzar los alveolos pulmonares. Por ello, causan un aumento de las enfermedades respiratorias y cardiovasculares.

En consecuencia, puesto que el SO₂, los NO_x y el material particulado sí producen problemas de calidad de aire, se concluye que las respuestas b-d son incorrectas. Así, necesariamente la respuesta a tiene que ser la correcta. En efecto, el dióxido de carbono (CO₂), en las concentraciones que se dan en el aire ambiente (400 ppm, aproximadamente), no suponen un riesgo para la salud humana, por lo que no crean

problemas locales de contaminación ni se miden en las estaciones de las redes de vigilancia de calidad del aire. No obstante, conviene aclarar que el CO₂ sí constituye un contaminante atmosférico porque es el principal causante de uno de los fenómenos globales de contaminación: el calentamiento global o cambio climático.

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

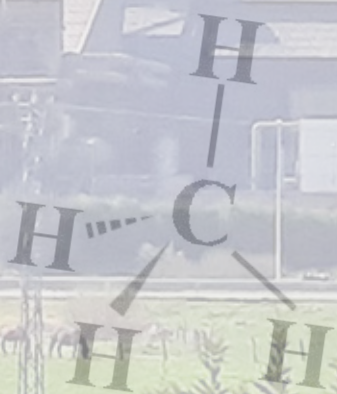


*M*INIOLIMPIADA DE QUÍMICA *C*ANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

ENUNCIADO



VIII MINIOOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)

6 de mayo de 2022

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.

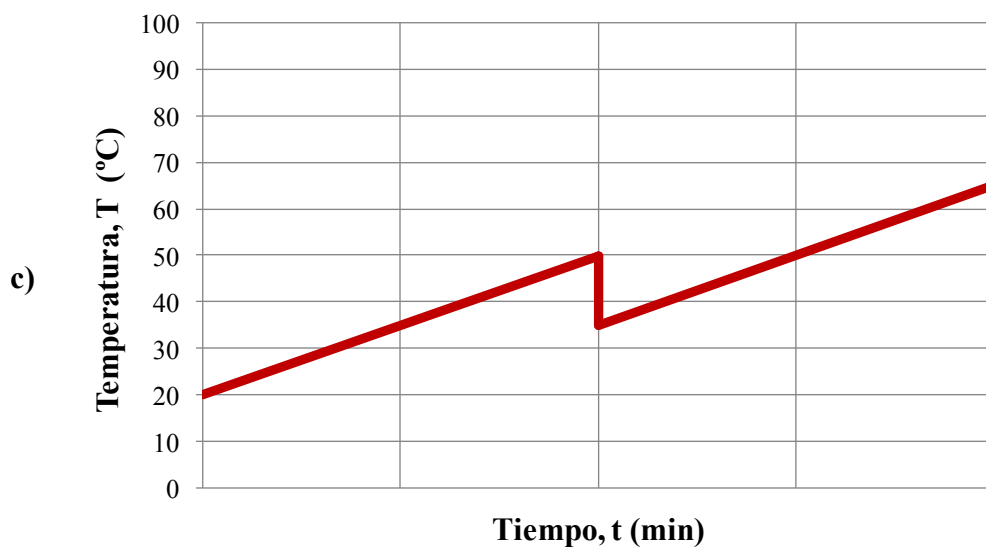
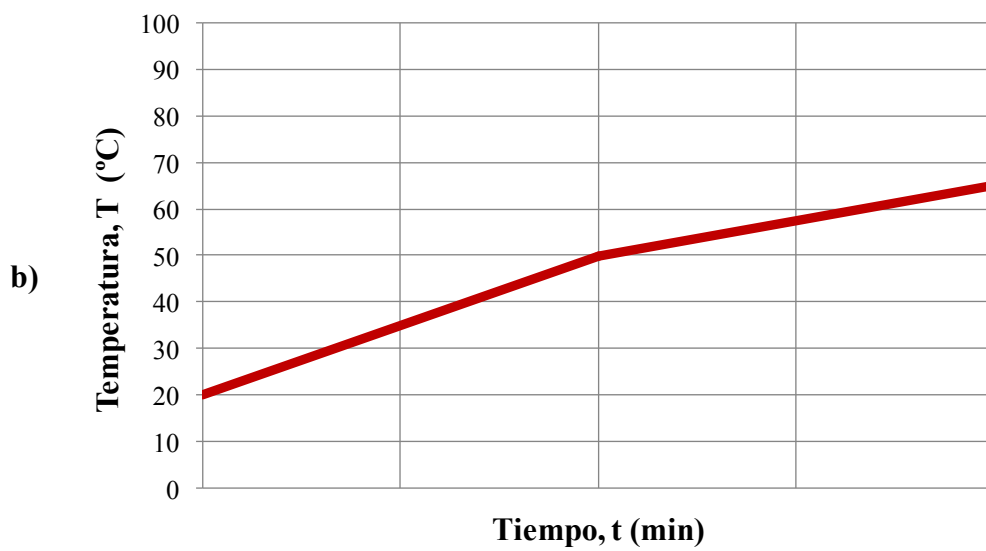
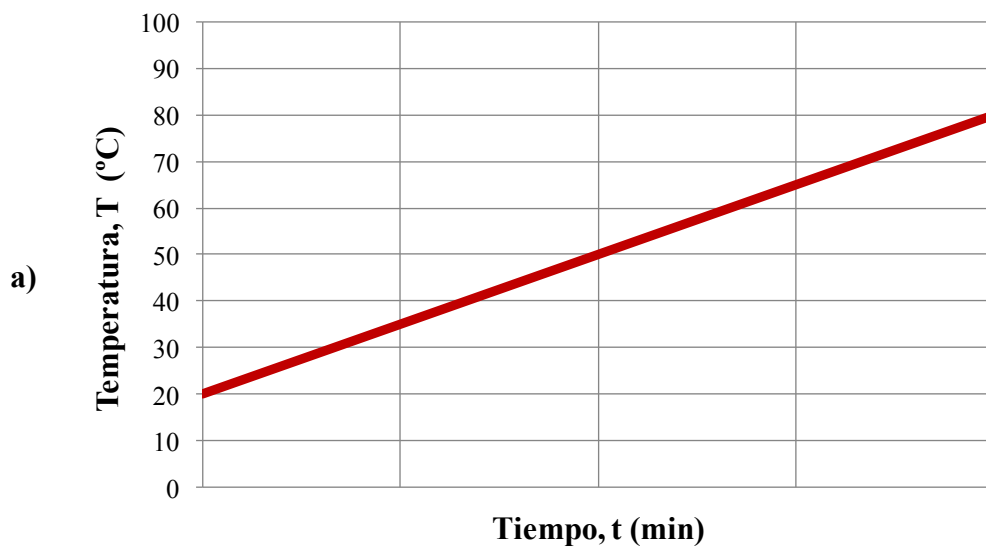
La calificación máxima de la Parte II del cuestionario tipo test son 5 puntos.

No está permitido el uso de calculadoras programables.

- 1) Según el Reglamento CLP, ¿cuántos pictogramas de peligro hay?
 - a) 5.
 - b) 6.
 - c) 7.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 2) ¿Qué material de laboratorio utilizaría preferentemente para medir el volumen de una piedra pequeña, del tamaño similar a una alubia?
 - a) Pipeta.
 - b) Matraz aforado.
 - c) Vaso de precipitados.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 3) Se tiene un litro de agua a 20 °C y a tiempo $t = 0$ se le comienza a suministrar calor de forma constante durante todo el proceso, a razón de 3 kcal min⁻¹. Cuando esta agua alcanza una temperatura de 50 °C se le añade otro litro de agua, que se encuentra también a 50 °C. Si se asume que el calor suministrado a razón de 3 kcal min⁻¹ se distribuye de forma instantánea por toda el agua, señale la gráfica temperatura-tiempo compatible con este proceso de calentamiento:



d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 4) Si el número másico de un átomo es 35 y posee 18 neutrones, ¿a qué período y grupo de la Tabla Periódica pertenece?
- Período 3, grupo 16.
 - Período 3, grupo 17.
 - Período 4, grupo 16.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 5) Indique la respuesta en la que todos los modelos/teorías atómicas/as consideran que la mayor parte del átomo está vacío:
- Bohr y Dalton.
 - Rutherford y Bohr.
 - Dalton y Thomson.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 6) ¿Cuál es la fórmula molecular del fosfano?
- PH_3 .
 - HF .
 - FH_3 .
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 7) ¿Cuál es el estado (o número) de oxidación que presenta el fósforo en el siguiente compuesto: $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$?
- +2.
 - +3.
 - +5.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 8) ¿Qué alqueno lineal de 8 átomos de carbono y con un único doble enlace es simétrico?
- Oct-1-eno.
 - Oct-3-eno.
 - Oct-4-eno.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 9) Señale el grupo funcional cuyo átomo de carbono puede formar parte de una estructura cíclica, esto es, el carbono del grupo funcional puede ser uno de los átomos del anillo:
- Aldehído.
 - Cetona.
 - Ácido carboxílico.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 10) ¿Cuántos períodos de la Tabla Periódica constan exclusivamente de 8 elementos?
- 2.
 - 3.
 - 4.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 11) ¿Dónde se alojará el electrón diferenciador en el átomo del elemento de $Z = 67$ en su estado fundamental?
- a) En uno de los orbitales 4f.
 - b) En uno de los orbitales 4d.
 - c) En el orbital 5s.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 12) ¿Dónde se alojará el electrón más externo en el átomo del elemento de $Z = 77$ en su estado fundamental?
- a) En uno de los orbitales 4f.
 - b) En uno de los orbitales 4d.
 - c) En el orbital 5s.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 13) Los átomos de los elementos del grupo de los anfígenos o calcógenos, ¿cómo suelen participar en los enlaces iónicos?
- a) Compartiendo dos electrones.
 - b) Cediendo tres electrones.
 - c) Compartiendo tres electrones.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 14) Si una sustancia pura es sólida a temperatura ambiente, tiene una muy baja dureza y conduce mal la electricidad en cualquiera de sus estados, ¿de qué tipo de sustancia se trata?
- a) Iónica.
 - b) Molecular.
 - c) Cristal covalente.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 15) ¿Qué tipo de sustancia es el diamante?
- a) Iónica.
 - b) Molecular.
 - c) Cristal covalente.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 16) ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares se da en las tres moléculas que se indican a continuación: metano (CH_4), bromuro de hidrógeno (HBr) y agua (H_2O)?
- a) Fuerzas de dispersión de London.
 - b) Fuerzas dipolo-dipolo.
 - c) Enlaces de hidrógeno.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 17) Las combustiones son reacciones químicas:
- a) Atómicas.
 - b) Exotérmicas.
 - c) Endotérmicas.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

- 18)** Si una reacción química tiene una energía de activación igual a 100 kJ mol^{-1} y la de la reacción inversa es de 150 kJ mol^{-1} , ¿cómo será dicha reacción química (la reacción directa)?
- a)** Atérmica.
 - b)** Exotérmica.
 - c)** Endotérmica.
 - d)** Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 19)** Indique cómo puede aumentar la velocidad de una reacción química cuyos reactivos se encuentran todos en estado gaseoso y no está catalizada, asumiendo que en todos los casos se utiliza la misma masa de reactivos:
- a)** Aumentando la superficie de las paredes del reactor (recipiente en el que se desarrolla la reacción química).
 - b)** Aumentando la presión en el reactor mediante la introducción de un gas inerte, manteniendo constante la temperatura mediante un sistema de control de temperatura adecuado.
 - c)** Disminuyendo el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura mediante un sistema de control de temperatura adecuado.
 - d)** Ninguna de las otras respuestas es correcta.
- 20)** Si al aumentar la concentración de una sustancia se incrementa la velocidad de reacción y para llevar a cabo dicha reacción se precisa un mol de la misma por cada dos moles de uno de los reactivos, se puede afirmar que aquella sustancia actúa en esta reacción como:
- a)** Reactivo.
 - b)** Catalizador.
 - c)** Enzima.
 - d)** Ninguna de las otras respuestas es correcta.

**MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA
DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

HOJA DE RESPUESTAS



VIII MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)
6 de mayo de 2022

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

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

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

*M*INIOLIMPIADA DE QUÍMICA *C*ANTABRIA

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

RESPUESTAS



VIII MINIOLIMPIADA DE QUÍMICA DE CANTABRIA
CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)
6 de mayo de 2022

HOJA DE RESPUESTAS

Nombre y apellidos: _____

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO TIPO TEST (Parte II)

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

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

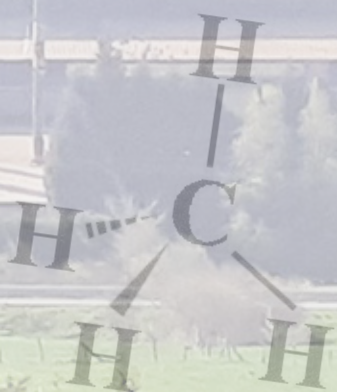


*M***INIOLIMPIADA DE QUÍMICA** *C***DE CANTABRIA**

CUESTIONARIO TIPO TEST

PARTE II

RESOLUCIÓN



CUESTIÓN 1

- 1) Según el Reglamento CLP, ¿cuántos pictogramas de peligro hay?
- 5.
 - 6.
 - 7.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El Reglamento CLP (Classification, Labelling and Packaging), que es el reglamento europeo relativo a la clasificación, etiquetado y envasado de sustancias y mezclas químicas, establece un total de 9 pictogramas de peligro, tal y como se muestra en la tabla siguiente, en la que se expone para cada pictograma las clases de peligro que poseen al menos una categoría de peligro representada por dicho pictograma:

Pictograma	Clases de peligro que poseen al menos una categoría de peligro representada por ese pictograma de peligro
	• Explosivos. • Sustancias y mezclas que reaccionan espontáneamente. • Peróxidos orgánicos.
	• Gases inflamables (incluidos los gases químicamente inestables). • Aerosoles. • Líquidos inflamables. • Sólidos inflamables. • Sustancias y mezclas que reaccionan espontáneamente. • Líquidos pirofóricos. • Sólidos pirofóricos. • Sustancias y mezclas que experimentan calentamiento espontáneo. • Sustancias y mezclas que, en contacto con el agua, desprenden gases inflamables. • Peróxidos orgánicos.
	• Gases comburentes. • Líquidos comburentes. • Sólidos comburentes.
	• Gases a presión.

	• Corrosivos para metales. • Corrosión o irritación cutánea. • Lesiones oculares graves o irritación ocular.
	• Toxicidad aguda.
	• Toxicidad aguda. • Corrosión o irritación cutánea. • Lesiones oculares graves o irritación ocular. • Sensibilización respiratoria o cutánea. • Toxicidad específica en determinados órganos por exposición única.
	• Sensibilización respiratoria o cutánea. • Mutagenicidad en células germinales. • Carcinogenicidad. • Toxicidad para la reproducción. • Toxicidad específica en determinados órganos por exposición única. • Toxicidad específica en determinados órganos por exposición repetida. • Peligro por aspiración.
	• Peligroso para el medio ambiente acuático.

Como puede apreciarse, ninguna de las respuestas a-c expone que el Reglamento CLP establece 9 pictogramas de peligro, por lo que las tres son incorrectas, lo que a su vez determina que la respuesta d pase a ser la correcta.

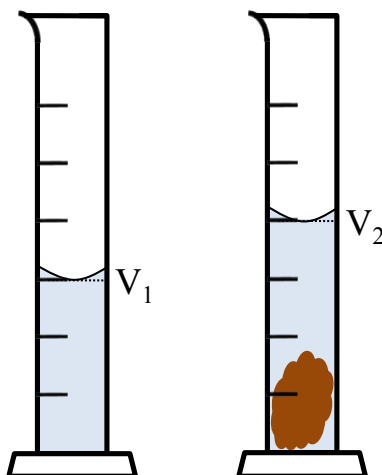
En resumen, **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 2

- 2) ¿Qué material de laboratorio utilizaría preferentemente para medir el volumen de una piedra pequeña, del tamaño similar a una alubia?
- a) Pipeta.
 - b) Matraz aforado.
 - c) Vaso de precipitados.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El procedimiento más sencillo para medir el volumen de una piedra pequeña, puesto que esta posee una forma irregular, es sumergirla por completo en una probeta parcialmente llena de líquido en el que sea insoluble el sólido objeto de la medida (generalmente como líquido se utiliza agua) y determinar el volumen del líquido desalojado. Ello se debe a que la probeta consiste esencialmente en un recipiente cilíndrico graduado y es un material de laboratorio volumétrico, cuantitativo, de baja precisión y exactitud, que mide volúmenes por vertido de forma rápida y sencilla. De esta forma, para determinar el volumen de una piedra pequeña (si no fuese de pequeño tamaño es probable que no entrase en la probeta), se debe medir el nivel del líquido antes de sumergir la piedra (V_1) y después de que esta se encuentre totalmente sumergida (V_2), tal y como se indica en la figura:



Por consiguiente, el volumen del líquido desalojado, que se corresponde con el de la piedra, V , se calcula por diferencia: $V = V_2 - V_1$. Puesto que la probeta no se corresponde con ninguna de las respuestas a-c, se concluye que la respuesta correcta es la d.

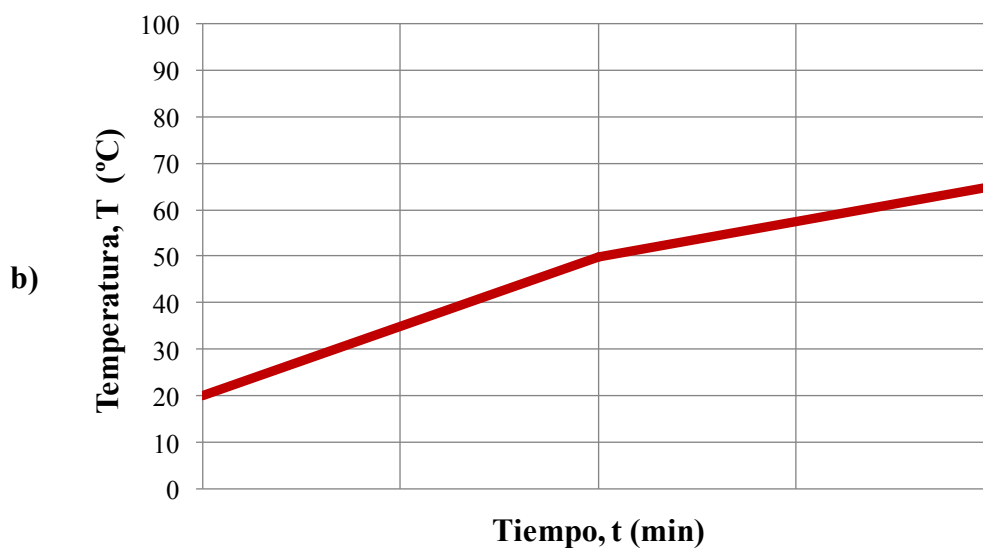
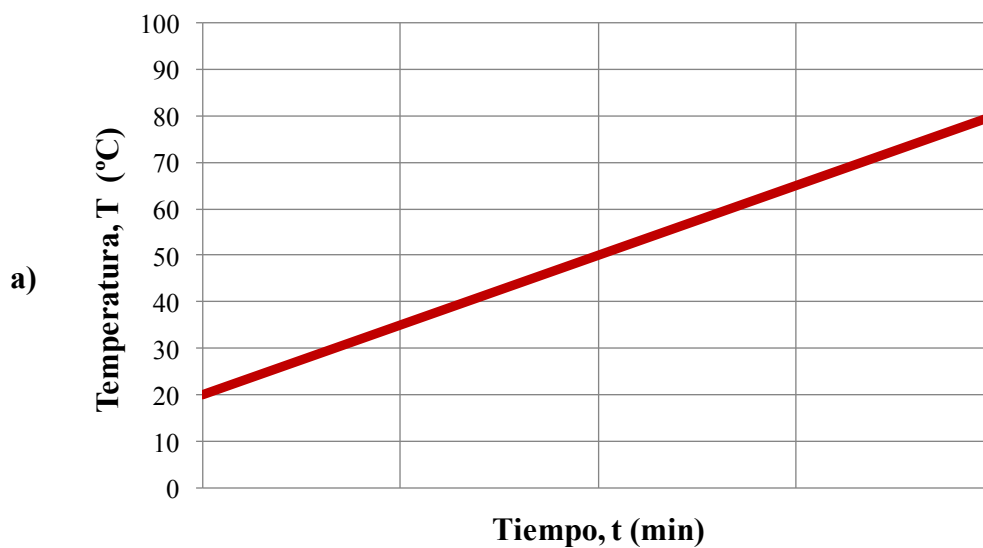
Adicionalmente, se analizará el motivo por el que las respuestas a-c son incorrectas. Así, la pipeta es un material de laboratorio volumétrico de vertido, cuantitativo y de alta precisión, que se utiliza para trasvasar volúmenes conocidos entre recipientes pero no para medir volúmenes, ya que está formado por un tubo de vidrio muy fino que no está diseñado para introducir nada en él. Por su parte, el matraz aforado es un material de laboratorio volumétrico de contenido, cuantitativo y de alta precisión, que tampoco está diseñado para la medida de sólidos insolubles ya que, al no estar graduado (cuenta con

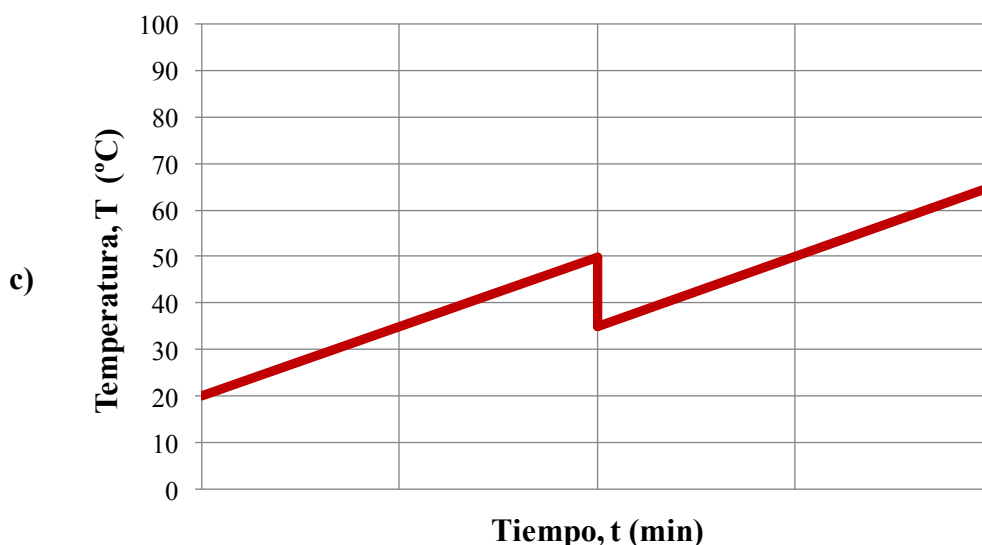
una única marca, el aforo), no permite evaluar la diferencia de nivel del líquido cuando se sumergiese el sólido. Finalmente, el vaso de precipitados es un material volumétrico de vertido cualitativo, por lo que en ningún caso debería utilizarse para medir volúmenes. Aunque es común que los vasos de precipitados estén graduados en un lateral, sus marcas son meramente informativas (para poder conocer en una primera aproximación el volumen de líquido que contiene), de modo que la determinación de volúmenes en vasos de precipitados introduciría un error demasiado grande en la medida como para que esta fuese utilizada con fines cuantitativos.

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

CUESTIÓN 3

- 3) Se tiene un litro de agua a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a tiempo $t = 0$ se le comienza a suministrar calor de forma constante durante todo el proceso, a razón de 3 kcal min^{-1} . Cuando esta agua alcanza una temperatura de $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ se le añade otro litro de agua, que se encuentra también a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si se asume que el calor suministrado a razón de 3 kcal min^{-1} se distribuye de forma instantánea por toda el agua, señale la gráfica temperatura-tiempo compatible con este proceso de calentamiento:





d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

En el rango de temperaturas de la cuestión, entre 20 °C y un máximo de 80 °C que recoge la respuesta a, el agua no experimenta ningún cambio de estado ya que se encuentra en todo momento en estado líquido, puesto que, a presión atmosférica (se supone esta presión, al no especificar la cuestión nada al respecto), las temperaturas de fusión y de ebullición del agua son 0 °C y 100 °C. Por lo tanto, al suministrar calor al agua de forma constante, esta experimenta un calentamiento, esto es, un aumento de temperatura con el tiempo. De esta forma, el calor, Q , necesario para producir un cambio de temperatura ΔT en una masa m viene dado por:

$$Q = m c \Delta T$$

donde c es el calor específico o capacidad calorífica específica de la sustancia. En consecuencia, el calor suministrado por unidad de tiempo, $\dot{Q}$, verifica:

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

Puesto que en las gráficas temperatura-tiempo, su pendiente representa la variación de temperatura por unidad de tiempo, se deduce:

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

Por lo tanto, la pendiente de las gráficas temperatura-tiempo solo depende de $\dot{Q}$, m y c . En la cuestión, en todo momento se verifica que son constantes tanto el calor suministrado por unidad de tiempo, $\dot{Q} = 3 \text{ kcal min}^{-1}$, y el calor específico, ya que el sistema siempre está formado de forma exclusiva por agua pura, de forma que, de

acuerdo con la definición de caloría, se tiene que $c = 1,0 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$. En este sentido, debe aclararse que aunque el calor específico varía con la temperatura, en el caso del agua líquida, en el intervalo de temperaturas considerado, esta variación es muy pequeña (inapreciable si el valor de c se da con dos cifras significativas, tal y como se ha hecho con anterioridad), por lo que a efectos prácticos se despreciará esta variación, justificando así que c se considere constante en la cuestión. Por el contrario, puesto que durante el proceso de calentamiento se añade agua al sistema inicial, evidentemente la masa m no permanece constante y la pendiente de la gráfica temperatura-tiempo, tampoco, lo que permite descartar la respuesta a.

En concreto, cuando el litro de agua que inicialmente es objeto de calentamiento alcanza $50 \text{ }^{\circ}\text{C}$, se añade otro litro de agua, por lo que la masa del sistema se duplica. A su vez, dado que la pendiente de la gráfica temperatura-tiempo es inversamente proporcional a la masa, y $\dot{Q}$ y c son constantes, se concluye que la pendiente a partir de ese instante se reducirá a la mitad. Así, puesto que en las gráficas de las respuestas a-c se requieren dos intervalos de tiempo para que el litro inicial de agua se caliente $30 \text{ }^{\circ}\text{C}$ (pase de $20 \text{ }^{\circ}\text{C}$ a $50 \text{ }^{\circ}\text{C}$), se deduce que en los dos intervalos de tiempo siguientes, los dos litros de agua de los que consta el sistema al añadir el litro adicional deben experimentar un calentamiento de $15 \text{ }^{\circ}\text{C}$. A su vez, dado que el agua que se añade está en equilibrio térmico con el litro inicial de este compuesto (ambos están a $50 \text{ }^{\circ}\text{C}$), la mezcla resultante se encontrará también a $50 \text{ }^{\circ}\text{C}$ y tras dos intervalos de tiempo alcanzará una temperatura de $65 \text{ }^{\circ}\text{C}$ (al final del período de tiempo representado por las gráficas). Todo ello permite comprobar cómo la gráfica de la respuesta b describe satisfactoriamente el proceso de calentamiento de la cuestión, ya que no se observa variación de la temperatura cuando se añade el litro adicional de agua y a partir de ese instante la pendiente de la gráfica se reduce a la mitad. En cambio, ello determina que sean incorrectas las respuestas c y d. En el caso de la gráfica de la respuesta c, esta no es correcta ya que introduce un salto de temperatura cuando se añade el litro de agua que no se ajusta a la realidad (al estar los dos litros de agua en equilibrio térmico a $50 \text{ }^{\circ}\text{C}$) y la pendiente de la gráfica es la misma antes y después de la adición de agua (en los dos intervalos de tiempo que siguen a la adición del litro de agua, la temperatura se incrementa $30 \text{ }^{\circ}\text{C}$), a pesar de la variación de masa y, por lo tanto, de pendiente de la gráfica, que ello supone.

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

CUESTIÓN 4

- 4) Si el número másico de un átomo es 35 y posee 18 neutrones, ¿a qué período y grupo de la Tabla Periódica pertenece?
- a) Período 3, grupo 16.
 - b) Período 3, grupo 17.
 - c) Período 4, grupo 16.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El número másico, A, se define como el número de nucleones (protones y neutrones) del átomo:

$$A = Z + N$$

donde Z es el número atómico (esto es, el número de protones) y N es el número de neutrones. Conocido que $A = 35$ y $N = 18$, se obtiene Z según:

$$Z = A - N = 35 - 18 = 17$$

Puesto que el número atómico es 17 y, en un átomo neutro hay el mismo número de protones en el núcleo que electrones en la corteza, se concluye que el átomo posee 17 electrones.

Así, a partir de la configuración electrónica del átomo en su estado fundamental, se podrá situar fácilmente al elemento en la Tabla Periódica. A su vez, para establecer esta configuración electrónica, debe tenerse en cuenta el orden de llenado de los orbitales que se muestra en el diagrama de Möeller (que es el reflejo de aplicación del Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau, para lo cual a su vez ha de tenerse presente la regla $n+1$) y que cada orbital aloja a un máximo de dos electrones, como establece el Principio de exclusión de Pauli. En consecuencia, la configuración electrónica de este átomo queda:

$$(Z = 17): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

El período de un elemento se corresponde con el nivel de los electrones más externos en su estado fundamental, en este caso, el período 3 ($n = 3$). Por su parte, para determinar el grupo, debe considerarse el subnivel al que pertenece el electrón diferenciador (el que se añade al pasar del elemento anterior, de número atómico $Z - 1$, al elemento considerado), en este caso, el 3p, por lo que el átomo se sitúa en el bloque p de la Tabla Periódica. Dado que el bloque p se corresponde con los grupos del 13 al 18 de la Tabla Periódica y que en este átomo hay 5 electrones en este subnivel 3p, se concluye que el átomo pertenece al grupo 17.

En consecuencia, el átomo de la cuestión pertenece al período 3 y al grupo 17 de la Tabla Periódica, en línea con lo que afirma la respuesta b. Así, puede comprobarse cómo se trata de un átomo de cloro.

Debe puntualizarse que, una vez conocido el número atómico ($Z = 17$), puede determinarse de forma alternativa el período y el grupo del átomo contando posiciones en la Tabla Periódica. Para ello, debe conocerse que el primer período de la Tabla Periódica solo consta de 2 elementos (hidrógeno y helio) y que el segundo y tercer períodos poseen 8 elementos, situados en los bloques s (grupos 1 y 2) y p (grupos 13-18).

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

CUESTIÓN 5

- 5) Indique la respuesta en la que todos los modelos/teorías atómicas/as consideran que la mayor parte del átomo está vacío:
- a) Bohr y Dalton.
 - b) Rutherford y Bohr.
 - c) Dalton y Thomson.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los modelos atómicos que consideran que la mayor parte del átomo está vacío son los de tipo planetario. Estos modelos atómicos coinciden en señalar que el átomo posee una parte central (núcleo) que concentra toda la carga positiva y la casi totalidad de la masa, mientras que el resto del átomo es el espacio prácticamente vacío (corteza) en el que se sitúan los electrones, que giran alrededor del núcleo de forma semejante a como los planetas orbitan en torno al Sol (precisamente esta es la razón por la que se denomina a estos modelos como planetarios). De los modelos atómicos que se citan en las respuestas de la cuestión, son de tipo planetario el de Rutherford (el primer modelo atómico planetario que se propuso) y el de Bohr (el primer modelo atómico en incorporar ideas cuánticas). Así, se concluye que la respuesta correcta es la b, de modo que la respuesta d pasa a ser incorrecta.

Respecto de los otros dos modelos atómicos que se incluyen en las respuestas de la cuestión, ambos postulan que los átomos son esferas con una distribución continua de masa. En concreto, la Teoría atómica de Dalton considera que los átomos son pequeñas partículas indivisibles e indestructibles, por lo que ignora por completo la existencia de partículas subatómicas. Por su parte, el modelo atómico de Thomson considera al átomo como una esfera con carga positiva en la que se encuentran embebidos los electrones, con un aspecto similar a un “pudin de pasas” (razón por la que coloquialmente también se conoce así a este modelo atómico). De esta forma, las respuestas a y c, que contienen al menos la teoría atómica de Dalton/el modelo atómico de Thomson, son también incorrectas.

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

CUESTIÓN 6

- 6) ¿Cuál es la fórmula molecular del fosfano?
- a) PH_3 .
 - b) HF.
 - c) FH_3 .
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El fosfano es el nombre del hidruro progenitor del fósforo que se utiliza como nombre de referencia (para nombrar otros compuestos relacionados) en la nomenclatura de sustitución. Por lo tanto, el fosfano se corresponde con el trihidruro de fósforo, por lo que su fórmula molecular es PH_3 , como afirma la respuesta a.

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

CUESTIÓN 7

- 7) ¿Cuál es el estado (o número) de oxidación que presenta el fósforo en el siguiente compuesto: $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$?
- a) +2.
 - b) +3.
 - c) +5.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El compuesto de fórmula $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$ es una oxisal ácida, un compuesto cuaternario formado al sustituir alguno de los hidrógenos (pero no todos) del oxoácido correspondiente por un metal. En estos compuestos, el hidrógeno, H, actúa siempre con un estado de oxidación +1, mientras que el de los átomos de oxígeno, O, es igual a -2. Por su parte, tanto el elemento central (generalmente, un no metal a partir de cuyo óxido se obtiene el oxoácido correspondiente) como el metal presentan estados de oxidación positivos en estos compuestos, si bien pueden actuar con más de un estado de oxidación (especialmente, en el caso del átomo central). Sin embargo, el metal es el aluminio, Al, elemento que solo presenta un estado de oxidación estable: +3.

En consecuencia, conocidos los estados de oxidación del Al, H y O, el del fósforo, P, que puede formar parte de oxisales ácidas con más de un número de oxidación positivo, se puede determinar si se tiene en cuenta que en toda especie neutra (sin carga), la suma de los estados de oxidación que forman la molécula o unidad fórmula del compuesto es igual a 0. Así, si el estado de oxidación del P se representa por x, se verifica:

$$2 \cdot 3 + 3 [1 + x + 4 (-2)] = 0$$

$$6 + 3 (1 + x - 8) = 0$$

$$6 + 3 + 3x - 24 = 0$$

$$3x = 15$$

$$x = 5$$

Por consiguiente, el estado de oxidación del fósforo en el compuesto de la cuestión es igual a +5, tal y como recoge la respuesta c.

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

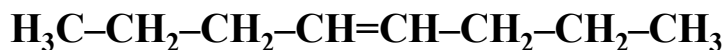
CUESTIÓN 8

- 8) ¿Qué alqueno lineal de 8 átomos de carbono y con un único doble enlace es simétrico?
- a) Oct-1-eno.
 - b) Oct-3-eno.
 - c) Oct-4-eno.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los alquenos (hidrocarburos que contienen al menos un doble enlace) se nombran a partir del nombre del alcano análogo, reemplazando el sufijo -ano por -eno (o -dieno, -trieno... si hubiese dos, tres... dobles enlaces). Además, salvo en los alquenos no sustituidos de 2 y 3 átomos de carbono, hay que especificar la posición del doble enlace mediante un localizador que indica el número del primer carbono de dicho enlace y que se sitúa en el nombre inmediatamente antes del sufijo -eno. En alquenos lineales no sustituidos como el de la cuestión, la cadena principal se numera para asignar el número más bajo al doble enlace (o dobles enlaces).

En este caso, el alcano análogo es el hidrocarburo saturado de cadena lineal de 8 átomos de carbono, esto es, el octano. Por lo tanto, de acuerdo con lo anterior, el nombre del alqueno sin localizadores que corresponde a una cadena de 8 átomos de carbono con un único doble enlace es octeno. Además, dado que el alqueno es simétrico, se deduce que el doble enlace tiene que estar situado justo en la mitad de la cadena (entre los átomos 4 y 5), por lo que su fórmula estructural semidesarrollada es:



Puesto que el compuesto es simétrico, independientemente del extremo desde el que se empiece a numerar la cadena, se deberá emplear el localizador 4 para indicar la posición del doble enlace. De esta forma, el nombre que identifica al compuesto de la cuestión es el oct-4-eno, que es la solución expuesta en la respuesta c.

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

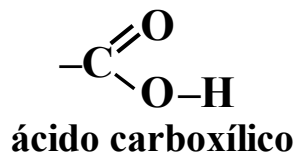
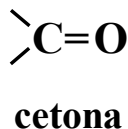
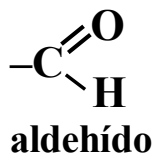
CUESTIÓN 9

- 9) Señale el grupo funcional cuyo átomo de carbono puede formar parte de una estructura cíclica, esto es, el carbono del grupo funcional puede ser uno de los átomos del anillo:
- a) Aldehído.
 - b) Cetona.
 - c) Ácido carboxílico.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Si el carbono del grupo funcional constituye uno de los átomos del anillo, al menos empleará dos de sus electrones de valencia en formar sendos enlaces covalentes sencillos con los átomos adyacentes del anillo. Puesto que en los compuestos orgánicos el carbono suele actuar con valencia 4 (ya que emplea en los enlaces covalentes que forma los cuatro electrones de valencia que posee), se concluye que el átomo de carbono del grupo funcional deberá contar con al menos dos valencias libres (al menos dos valencias las empleará en unirse a los átomos adyacentes del anillo).

Así, para dar respuesta a la cuestión, se analizará a continuación la estructura de los grupos funcionales que se mencionan en las respuestas a-c:



Como puede apreciarse, los aldehídos y los ácidos carboxílicos son grupos funcionales terminales, ya que el carbono de estos solo posee una valencia libre por la que puede unirse a un resto orgánico únicamente mediante un enlace covalente sencillo. Así, el carbono de estos grupos funcionales emplea dos de sus valencias en el doble enlace con el átomo de oxígeno y una tercera valencia en un enlace sencillo (en los aldehídos con el átomo de hidrógeno y en los ácidos carboxílicos con el átomo de oxígeno del grupo OH). Por lo tanto, los átomos de carbono de los grupos aldehído y ácido carboxílico no pueden formar estructuras cíclicas, por lo que las respuestas a y c son incorrectas.

En cambio, el átomo de carbono del grupo cetona solo tiene ocupadas dos de sus valencias (en el doble enlace con el átomo de oxígeno), por lo que presenta dos valencias libres que puede utilizar para unirse a sendos átomos adyacentes a través de enlaces covalentes sencillos. En consecuencia, los átomos de carbono de los grupos cetona sí pueden formar parte de la estructura de anillos, lo que determina que la respuesta b sea correcta y, a su vez, la respuesta d, incorrecta.

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

CUESTIÓN 10

- 10) ¿Cuántos períodos de la Tabla Periódica constan exclusivamente de 8 elementos?
- 2.
 - 3.
 - 4.
 - Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La Tabla Periódica ordena los elementos químicos por número atómico creciente en 7 períodos (filas) y 18 grupos (columnas), de forma que, en general, todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración electrónica de la capa de valencia. Así, la Tabla Periódica tiene la siguiente estructura general:

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

Debe puntualizarse que en esta imagen el hidrógeno se ha situado en el grupo 1 atendiendo a su configuración electrónica, pero también se puede ubicar solo en la parte superior central de la Tabla, ya que posee propiedades que permiten situarlo tanto con los no metales como con los metales.

En consecuencia, se pueden diferenciar los siguientes períodos:

- Período 1: formado únicamente por dos elementos (hidrógeno y helio), en los que el electrón diferenciador se ubica en el subnivel 1s.
- Períodos 2 y 3: constan de 8 elementos, en los que el electrón diferenciador se aloja en los subniveles ns o np. Estos períodos, junto con el período 1, se conocen como períodos cortos.
- Períodos 4 y 5: poseen 18 elementos, que tienen su electrón diferenciador en los subniveles ns, (n-1)d o np, esto es, tienen un elemento en cada uno de los 18 grupos.

- Períodos 6 y 7: están formados por 32 elementos, de forma que su electrón diferenciador se ubica en los subniveles ns, (n-2)f, (n-1)d o np. Es decir, tienen un elemento en cada uno de los 18 grupos y, además, los 14 elementos de los lantanoides (período 6) o actinoides (período 7).

En conclusión, hay dos períodos (el 2 y el 3) con 8 elementos, por lo que **la respuesta correcta es la a.**

CUESTIÓN 11

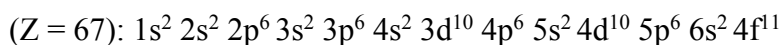
- 11) ¿Dónde se alojará el electrón diferenciador en el átomo del elemento de $Z = 67$ en su estado fundamental?
- a) En uno de los orbitales 4f.
 - b) En uno de los orbitales 4d.
 - c) En el orbital 5s.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El número atómico de un elemento representa el número de protones que poseen los átomos del mismo en el núcleo. Como la materia es eléctricamente neutra y el protón y el electrón tienen la misma carga pero de signo contrario, el número de protones del núcleo de un átomo será igual al número de electrones que este tiene en la corteza. De esta forma, el átomo de la cuestión cuenta con 67 electrones, que deben distribuirse entre los diferentes orbitales atómicos, determinando esta distribución su configuración electrónica.

Así, para determinar la configuración electrónica de un elemento en su estado fundamental (de menor energía) debe aplicarse el Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau, que establece que los electrones irán ocupando sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía. En general, la energía de los orbitales atómicos aumenta con el valor de $n+l$ (donde n es el número cuántico principal y l es el número cuántico secundario o azimutal), y a igualdad de $n+l$, tiene mayor energía aquel con un valor más alto de n . De este modo, se obtiene el orden de llenado de los orbitales, que se muestra gráficamente en el diagrama de Möeller. Además, debe tenerse en cuenta el Principio de exclusión de Pauli, que limita a 2 el número máximo de electrones que puede albergar cada orbital.

En base a lo anterior, se deduce que la configuración electrónica del átomo del elemento de $Z = 67$ en su estado fundamental es:



Como puede apreciarse, el electrón diferenciador (el que se añade al pasar del elemento anterior, de número atómico $Z - 1$, al elemento considerado) se sitúa en el subnivel 4f, por lo que ocupa uno de los orbitales 4f del átomo, tal y como recoge la respuesta a.

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

CUESTIÓN 12

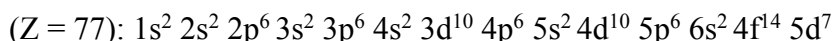
- 12) ¿Dónde se alojará el electrón más externo en el átomo del elemento de $Z = 77$ en su estado fundamental?
- a) En uno de los orbitales 4f.
 - b) En uno de los orbitales 4d.
 - c) En el orbital 5s.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El número atómico de un elemento representa el número de protones que poseen los átomos del mismo en el núcleo. Como la materia es eléctricamente neutra y el protón y el electrón tienen la misma carga pero de signo contrario, el número de protones del núcleo de un átomo será igual al número de electrones que este tiene en la corteza. Así, el átomo de la cuestión cuenta con 77 electrones, que deben distribuirse entre los diferentes orbitales atómicos para determinar su configuración electrónica.

De este modo, para determinar la configuración electrónica de un elemento en su estado fundamental (de menor energía) debe aplicarse el Principio de construcción progresiva o Principio de Aufbau, que establece que los electrones irán ocupando sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía. En general, la energía de los orbitales atómicos aumenta con el valor de $n+l$ (donde n es el número cuántico principal y l es el número cuántico secundario o azimutal), y a igualdad de $n+l$, tiene mayor energía aquel con un valor más alto de n . Se puede obtener de esta forma el orden de llenado de los orbitales, que se muestra gráficamente en el diagrama de Möeller. Además, el Principio de exclusión de Pauli limita a 2 el número máximo de electrones que puede albergar cada orbital.

Teniendo en cuenta las ideas anteriores, se deduce que la configuración electrónica del átomo del elemento de $Z = 77$ en su estado fundamental es:



Se puede apreciar cómo el electrón más externo, que es el situado en el orbital de mayor número cuántico principal (este determina el volumen o tamaño del orbital), se encuentra en el orbital 6s (únicamente hay este orbital en este nivel de energía). Sin embargo, esta solución no se corresponde con ninguna de las respuestas a-c, lo que convierte a la respuesta d en correcta.

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

CUESTIÓN 13

- 13) Los átomos de los elementos del grupo de los anfígenos o calcógenos, ¿cómo suelen participar en los enlaces iónicos?
- a) Compartiendo dos electrones.
 - b) Cediendo tres electrones.
 - c) Compartiendo tres electrones.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Los enlaces iónicos se producen por una transferencia total de electrones desde un átomo metálico (con electronegatividad relativamente baja) a otro no metálico (con electronegatividad relativamente alta), formándose los iones correspondientes, que quedan unidos mediante fuerzas de tipo electrostático. Por su parte, el grupo de los anfígenos o calcógenos es el grupo 16 de la Tabla Periódica, esto es, es el grupo encabezado por el oxígeno. Por lo tanto, los elementos de este grupo tienen un marcado carácter no metálico (salvo el telurio y polonio, que suelen clasificarse como semimetales), de forma que cuando forman enlaces iónicos serán los que ganen o acepten electrones de los átomos metálicos (menos electronegativos).

En concreto, debe tenerse en cuenta que los elementos del grupo de los anfígenos presentan una configuración electrónica en el estado fundamental de la capa de valencia que viene dada por $ns^2 np^4$, es decir, todos ellos tienen 6 electrones de valencia. Dado que todos los elementos tienden a alcanzar su máxima estabilidad adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo, lo que se conoce como regla del octeto puesto que, salvo el helio, los gases nobles tienen 8 electrones de valencia (su configuración electrónica de la capa de valencia en el estado fundamental es $ns^2 np^6$), se concluye que en los enlaces iónicos los anfígenos aceptan dos electrones. Así, los átomos de los anfígenos forman iones con dos cargas negativas, puesto que de este modo se completa su capa de valencia con los 8 electrones que establece la regla del octeto y se justifica el estado de oxidación -2 que presentan los anfígenos en los compuestos iónicos.

Por consiguiente, puesto que ninguna de las respuestas a-c recoge la aceptación o ganancia de dos electrones, se concluye que **la respuesta correcta es la d.**

CUESTIÓN 14

- 14) Si una sustancia pura es sólida a temperatura ambiente, tiene una muy baja dureza y conduce mal la electricidad en cualquiera de sus estados, ¿de qué tipo de sustancia se trata?
- a) Iónica.
 - b) Molecular.
 - c) Cristal covalente.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para responder a la cuestión, se comenzará analizando la conductividad eléctrica de la sustancia pura. Puesto que conduce mal la electricidad en cualquiera de sus estados, se concluye que tiene que ser una sustancia covalente, ya que en estas no hay cargas eléctricas libres (ni electrones libres ni iones) que puedan conducir la corriente. Ello contrasta con el comportamiento de las sustancias metálicas e iónicas. Los metales son buenos conductores eléctricos gracias al “gas electrónico” formado por los electrones de valencia que comparten colectivamente los cationes del cristal y que pueden desplazarse con gran facilidad cuando se ven sometidos a un campo eléctrico. Por su parte, las sustancias iónicas (formadas por iones) son aislantes en estado sólido, dado que los iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina, pero en estado líquido o disuelto, los iones (que son portadores de carga neta) pueden moverse por la acción de un campo eléctrico.

Una vez deducido el carácter covalente de la sustancia pura de la cuestión, falta por concretar si se trata de una sustancia molecular o un cristal covalente. Para ello, se analizará su dureza, que el enunciado establece que es muy baja. Así, los cristales covalentes, formados por átomos unidos por enlaces covalentes que se extienden, por lo general, en las tres direcciones del espacio originando estructuras cristalinas, presentan elevada dureza. Puesto que la dureza es la dificultad que ofrece un sólido a ser rayado y para rayarlo se necesita romper un cierto número de enlaces próximos a la superficie, rayar un cristal covalente implicará romper enlaces covalentes (al menos en el caso de los de estructura tridimensional), por lo que será un proceso difícil debido a la fortaleza de los enlaces covalentes. En cambio, las sustancias moleculares, al estar formadas por moléculas unidas por fuerzas intermoleculares, son generalmente blandas (de baja dureza), ya que para rayarlas solo se necesita romper dichas fuerzas intermoleculares, mucho más débiles que los enlaces químicos. De este modo se concluye que la sustancia pura, al presentar muy baja dureza, es de tipo molecular, en línea con lo que afirma la respuesta b.

Finalmente, el hecho de que la sustancia sea sólida a temperatura ambiente es compatible con que sea molecular, ya que aunque las sustancias moleculares suelen ser volátiles (se requiere poca energía para separar a las moléculas individuales, puesto que solo se precisa romper fuerzas intermoleculares para ello), las que presentan mayores fuerzas intermoleculares pueden ser sólidas en condiciones ambiente (p. ej., es el caso del I_2 , P_4 , ácido benzoico...).

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

CUESTIÓN 15

- 15) ¿Qué tipo de sustancia es el diamante?
- a) Iónica.
 - b) Molecular.
 - c) Cristal covalente.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

El diamante es una de las formas alotrópicas del carbono (la otra más conocida es el grafito, aunque en las últimas décadas se han descubierto otras, como los fullerenos o los nanotubos de carbono). En el diamante, cada átomo de C ocupa el centro de un tetraedro, de forma que se une mediante 4 enlaces covalentes sencillos a otros tantos átomos de carbono, que se disponen en los vértices de este tetraedro, con lo que estos enlaces forman entre sí ángulos de $109,5^\circ$. Esta disposición espacial se repite en las 3 direcciones del espacio, de forma que el diamante está formado por átomos unidos por enlaces covalentes y que forman estructuras ordenadas (cristalinas) que se extienden en todas las direcciones. Es decir, el diamante es un cristal covalente, tal y como afirma la respuesta c.

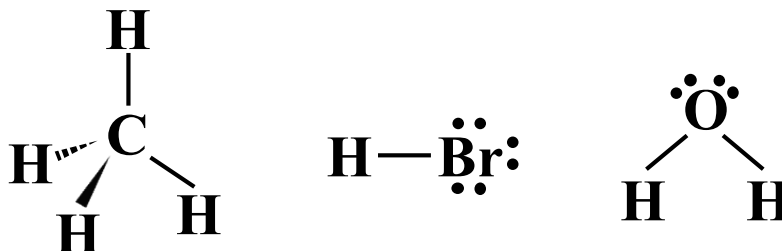
En resumen, **la respuesta correcta es la c.**

CUESTIÓN 16

- 16) ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares se da en las tres moléculas que se indican a continuación: metano (CH_4), bromuro de hidrógeno (HBr) y agua (H_2O)?
- a) Fuerzas de dispersión de London.
 - b) Fuerzas dipolo-dipolo.
 - c) Enlaces de hidrógeno.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La resolución de la cuestión exige conocer la estructura de las tres moléculas de la cuestión: metano (CH_4), bromuro de hidrógeno (HBr) y agua (H_2O). Así, el metano presenta una geometría tetraédrica, en la que el carbono se sitúa en el centro del tetraedro y se une mediante un enlace sencillo con cada uno de los átomos de hidrógeno, que se ubican en los vértices del tetraedro. En relación con el bromuro de hidrógeno, como toda molécula diatómica, presenta una estructura lineal, en la que los átomos de hidrógeno y de bromo se encuentran unidos por un enlace sencillo. Por su parte, la molécula de agua tiene una estructura angular, en la que el átomo de oxígeno posee dos pares de electrones no compartidos y se une a los dos átomos de hidrógeno mediante sendos enlaces sencillos, de forma que el ángulo que forman estos enlaces entre sí es menor a $109,5^\circ$. De esta forma, en la figura siguiente se dibuja de forma simplificada la estructura de estas moléculas:



Como puede apreciarse, el metano es una molécula apolar por un doble motivo: por un lado, puesto que el carbono y el hidrógeno tienen similar electronegatividad, los enlaces carbono-hidrógeno no están polarizados; por otro lado, la molécula es simétrica, por lo que aunque los enlaces estuvieran polarizados, la polaridad que introduciría cada enlace se compensaría con la del resto por simetría. En consecuencia, las únicas fuerzas intermoleculares que se darán entre moléculas de metano serán las fuerzas de dispersión de London, que se establecen debido a interacciones del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. Puesto que estas fuerzas intermoleculares se dan entre cualesquiera dos moléculas, también estarán presentes entre moléculas de bromuro de hidrógeno y de agua. Y dado que en el metano no se establece ningún otro tipo de fuerza intermolecular, se concluye que la respuesta correcta es la a. No obstante, se analizará también qué otros tipos de fuerzas intermoleculares se establecen en el caso del bromuro de hidrógeno y del agua.

Así, tanto el bromuro de hidrógeno como el agua son moléculas polares, ya que sus enlaces están polarizados debido a la notable diferencia de electronegatividad existente

entre el hidrógeno y el bromo (en el caso del HBr) y entre el hidrógeno y el oxígeno (en el caso del H₂O). Además, en la molécula de agua la polaridad de cada enlace no solo no se ve anulada, al formar estos enlaces un ángulo menor de 109,5° (no están alineados), sino que se ve reforzada por los pares de electrones no enlazantes del átomo de oxígeno. Por lo tanto, como en todas las moléculas polares, en ambos compuestos se establecerán fuerzas dipolo-dipolo, además de las fuerzas de dispersión de London ya mencionadas. Asimismo, dado que ambas moléculas contienen hidrógeno, debe evaluarse la posibilidad de que también establezcan enlaces de hidrógeno. Debe recordarse que los enlaces de hidrógeno se producen entre un átomo de hidrógeno, unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, y otro átomo muy electronegativo, de pequeño tamaño y con al menos un par de electrones no compartidos de otra molécula (o de la misma, si se dan las condiciones apropiadas). En ambos casos, los átomos muy electronegativos y de pequeño tamaño deben corresponder a átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno, ya que en cualquier otro caso no se podrían establecer los enlaces de hidrógeno. En consecuencia, se deduce que los enlaces de hidrógeno podrán establecerse entre moléculas de agua, pero no entre moléculas de bromuro de hidrógeno (al no contener flúor, oxígeno ni nitrógeno).

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

CUESTIÓN 17

- 17) Las combustiones son reacciones químicas:
- a) Atérmicas.
 - b) Exotérmicas.
 - c) Endotérmicas.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Las combustiones son reacciones químicas en las que se produce rápidamente la oxidación completa de un combustible (material capaz de liberar gran cantidad de energía en forma de calor cuando arde; p. ej.: hidrocarburos, carbón...) en presencia de un comburente (sustancia que actúa como oxidante, siendo en la mayoría de los casos el oxígeno del aire), de forma que se desprende gran cantidad de energía, habitualmente en forma de calor. Por su parte, las reacciones exotérmicas son las que transcurren con liberación de energía al medio exterior, generalmente en forma de calor, de modo que la energía de los reactivos (en este caso, el combustible y el comburente) es mayor que la de los productos. Por lo tanto, se concluye que las combustiones son reacciones exotérmicas, tal y como afirma la respuesta b.

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

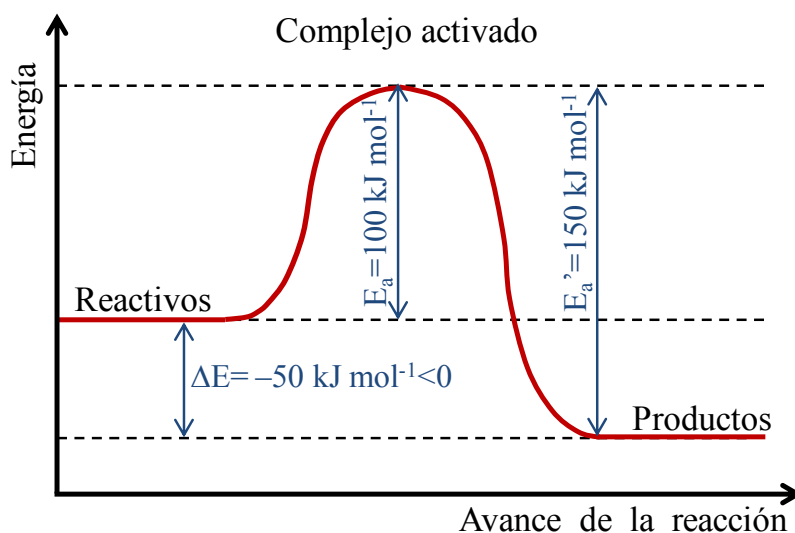
CUESTIÓN 18

- 18) Si una reacción química tiene una energía de activación igual a 100 kJ mol^{-1} y la de la reacción inversa es de 150 kJ mol^{-1} , ¿cómo será dicha reacción química (la reacción directa)?
- a) Atérmica.
 - b) Exotérmica.
 - c) Endotérmica.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

De acuerdo con la Teoría del estado de transición, la energía de activación, E_a , se define como la diferencia de energía entre el complejo activado (estructura química intermedia de elevada energía entre los reactivos y productos de la reacción) y los reactivos. En consecuencia, la energía de activación es igual a la variación de energía que acompaña a la formación del complejo activado y tiene siempre signo positivo, ya que es la energía mínima que debe aportarse a los reactivos para que pueda tener lugar esa reacción.

Si se aplica esta definición a la reacción inversa de una dada, se concluye que su energía de activación, E'_a , se corresponderá con la diferencia de energía entre el complejo activado (que es el mismo en la reacción directa y en la inversa) y los productos de la reacción directa. En consecuencia, como en la reacción de la cuestión la energía de activación de la reacción directa (100 kJ mol^{-1}) es menor que la de la inversa (150 kJ mol^{-1}), se deduce que la energía de los productos es menor que la de los reactivos (ya que se necesita aportar más energía a los productos que a los reactivos para formar el complejo activado), tal y como se muestra en la siguiente gráfica:



En concreto, se puede apreciar cómo el nivel energético de los productos es 50 kJ mol^{-1} menor al de los reactivos, por lo que se concluye que en la reacción se desprende esta energía y la energía de la reacción, ΔE , es igual a -50 kJ mol^{-1} .

Por definición, dado que en la reacción química (directa) de la cuestión se desprende energía ($\Delta E < 0$) y, lo que es lo mismo, la energía de los reactivos es mayor que la de los productos, esta es exotérmica, en línea con lo que señala la respuesta b.

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

CUESTIÓN 19

- 19) Indique cómo puede aumentar la velocidad de una reacción química cuyos reactivos se encuentran todos en estado gaseoso y no está catalizada, asumiendo que en todos los casos se utiliza la misma masa de reactivos:
- a) Aumentando la superficie de las paredes del reactor (recipiente en el que se desarrolla la reacción química).
 - b) Aumentando la presión en el reactor mediante la introducción de un gas inerte, manteniendo constante la temperatura mediante un sistema de control de temperatura adecuado.
 - c) Disminuyendo el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura mediante un sistema de control de temperatura adecuado.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

Para responder a la cuestión, se recurrirá a la Teoría de colisiones, ya que proporciona una explicación de las reacciones químicas, así como permite interpretar cómo influyen diversos factores en la velocidad de las reacciones. Así, la Teoría de colisiones establece que las reacciones químicas tienen lugar por choques eficaces entre las moléculas de reactivos. Y para que una colisión entre moléculas de reactivos sea eficaz deben darse dos condiciones:

- Las moléculas de reactivos han de tener la energía suficiente para que puedan romperse los enlaces químicos necesarios para poder formar los productos.
- Las moléculas de reactivos tienen que tener una orientación adecuada de modo que puedan formarse los productos al enlazarse los átomos (o grupos atómicos) originados tras la ruptura de los enlaces en los reactivos.

De acuerdo con esta interpretación, se analizará si lo expuesto por cada respuesta es verdadero o falso:

- a) Puesto que la reacción tiene lugar entre reactivos todos gaseosos (y por lo tanto, totalmente miscibles) y no está catalizada, la reacción es homogénea, esto es, se produce en una única fase (la gaseosa). De esta forma, puesto que la reacción transcurre íntegramente en estado gaseoso, el que la superficie de las paredes del reactor sea mayor o menor no influye de ninguna manera en el número de choques eficaces que se producirá entre las moléculas de reactivo, y por lo tanto, tampoco en la cinética de esta reacción. Se deduce así que la respuesta a es incorrecta.
- b) En este caso, puesto que el aumento de la presión se debe a la introducción de un inerte, no implica ni un aumento de la concentración de reactivos (número de moléculas de reactivo por unidad de volumen) en el reactor ni un incremento de temperatura (de acuerdo a lo que establece el enunciado de la cuestión). De esta forma, la probabilidad de que se produzca el encuentro de las moléculas de reactivos y tenga lugar un choque eficaz se mantiene constante, por lo que tampoco se modificará la velocidad de reacción. En consecuencia, la respuesta b también es incorrecta.

- c) Dado que la masa de reactivos permanece constante (es decir, el reactor está cerrado) y el volumen se reduce manteniendo constante la temperatura, se producirá un aumento de la presión parcial de cada reactivo y la concentración de los mismos. Es decir, la reducción de volumen originará un incremento en el número de moléculas de reactivos por unidad de volumen, por lo que al ser más probable el encuentro entre dichas moléculas, aumentará el número de colisiones. A su vez, como la temperatura permanece constante y no se incorpora ningún catalizador o inhibidor (no se dice nada al respecto), la proporción de choques eficaces sobre el total se mantendrá constante, por lo que también se incrementará el número de choques eficaces y, con ello, la velocidad de reacción. Por ello, la respuesta c resulta ser la correcta, lo que convierte a su vez en incorrecta a la respuesta d.

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

CUESTIÓN 20

- 20) Si al aumentar la concentración de una sustancia se incrementa la velocidad de reacción y para llevar a cabo dicha reacción se precisa un mol de la misma por cada dos moles de uno de los reactivos, se puede afirmar que aquella sustancia actúa en esta reacción como:
- a) Reactivo.
 - b) Catalizador.
 - c) Enzima.
 - d) Ninguna de las otras respuestas es correcta.

Resolución

La resolución de esta cuestión exige diferenciar los conceptos de reactivo, catalizador y enzima.

Por definición, un reactivo es toda sustancia que se utiliza para provocar una reacción química, por lo que los reactivos de una reacción son las especies que se tienen inicialmente, antes de que se produzca la transformación química. Así, en una reacción química dada, los reactivos se combinan en una proporción en moléculas, moles o volúmenes (en caso de que sean gaseosos) igual a la relación de coeficientes estequiométricos (los números que aparecen en las ecuaciones químicas delante de la fórmula química de cada especie y que permiten ajustar la reacción, esto es, que se verifique la Ley de conservación de la masa y que haya el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos de la reacción). Así, el hecho de que por cada mol de sustancia se necesiten dos moles de otro reactivo para llevar a cabo la reacción, induce a pensar que la sustancia es un reactivo, de forma que lo que el enunciado de la cuestión está exponiendo es la relación estequiométrica entre dichas especies (ambas actuando como reactivos).

Además, la cuestión establece que el aumento de la concentración de la sustancia debe suponer un incremento de la velocidad de reacción, lo que también queda justificado si esta sustancia fuese un reactivo. Así, según la Teoría de colisiones, las reacciones químicas tienen lugar por choques eficaces entre las moléculas de reactivos. Cuando se produce un aumento de la concentración de los reactivos, se incrementa el número de moléculas de reactivos por unidad de volumen, por lo que al ser más probable el encuentro entre estas, aumentará el número de colisiones. A su vez, como la temperatura permanece constante y no se incorpora ningún catalizador o inhibidor (no se dice nada al respecto), la proporción de choques eficaces sobre el total se mantendrá constante, por lo que también se incrementará el número de choques eficaces y, con ello, la velocidad de reacción. Por consiguiente, se confirma que la sustancia de la cuestión es un reactivo, tal y como afirma la respuesta a, lo que determina que la respuesta d sea incorrecta.

No obstante, se considera oportuno también analizar las respuestas b (catalizador) y c (enzima). Un catalizador se define como toda sustancia que cambia la velocidad de una reacción química sin ser modificada en el proceso o, desde el punto de vista molecular, como aquella sustancia que no se consume en la reacción y que es capaz de formar complejos activados de menor energía de activación. Por lo tanto, aunque los

catalizadores habitualmente incrementan la velocidad de la reacción, al no consumirse en la misma, no responden a relaciones estequiométricas como las descritas anteriormente, ya que los catalizadores, tras su participación en la reacción, se recuperan inalterados y pueden volver a utilizarse para producir otro ciclo de catálisis. Se concluye así que la sustancia de la cuestión, de la que se consume un mol por cada dos moles de otro reactivo, no puede ser un catalizador. De la misma manera, puesto que las enzimas son catalizadores biológicos (es decir, moléculas orgánicas que catalizan reacciones bioquímicas), se concluye también que la sustancia de la cuestión tampoco puede ser una enzima. En consecuencia, se comprueba cómo las respuestas b y c son incorrectas.

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



Junio, 2022

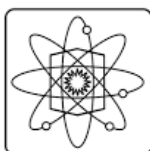
Este libro contiene los enunciados y la resolución de los exámenes de la Olimpiada y de la Miniolimpiada de Química de Cantabria del año 2022. En este sentido, puesto que se incluyen las explicaciones detalladas y las estrategias de resolución de las preguntas tipo test y problemas de estos exámenes, el libro pretende 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, el profesorado puede utilizar este material para atender las necesidades educativas de los alumnos sobresalientes en Química, ya que estos problemas y cuestiones poseen un nivel de dificultad mayor que el que se propone habitualmente en estas etapas educativas. Igualmente, este libro puede servir de ayuda a alumnos de asignaturas de Química general de estudios universitarios.

This book contains the exam questions and solutions of the Chemistry Olympiad and Mini-olympiad of Cantabria in 2022. In this way, since the detailed explanations and the resolution strategies of the test questions and problems of these exams are included, this book is intended to be a useful tool for pre-university Chemistry students, both Baccalaureate and Compulsory Secondary Education, with which they can prepare future tests of the Olympiad and the Mini-olympiad, respectively. Moreover, teaching staff can use this material to meet the educational needs of outstanding students in Chemistry, because these problems and test questions have a higher level of difficulty than those that are usually proposed in these educational stages. Likewise, this book can be helpful for students of General Chemistry courses in undergraduate studies.

ORGANIZAN



AQUIQÁN
Asociación de Química e
Ingeniería Química
de Cantabria
ANQUE



Sección Territorial de Cantabria de la
RSEQ
Real Sociedad Española de Química
El Sitio de la Química en España

COLABORA

