

FÍSICA Y QUÍMICA

**Aprueba
tus
exámenes**

SOLUCIONARIO

30
ESO

Oxford
EDUCACIÓN

FÍSICA Y QUÍMICA

**Aprueba
tus
exámenes**

SOLUCIONARIO

30
ESO

AUTOR

Mario Ballesterro Jadraque

Oxford
EDUCACIÓN

Índice de contenidos

A. La medida	4
1. Estados de agregación	7
2. Mezclas y sustancias puras	13
3. Materia: estructura interna	18
4. Elementos y compuestos	23
5. La reacción química	25
Anexo. Formulación y nomenclatura	29
Evaluación general	32

Apéndice La medida

A.1. El método científico (pág. 4)

1

Planteamiento del problema. El objeto sufre oxidación cuando está en prolongado contacto con el aire y/o el agua. *¿Influye este hecho en el proceso de oxidación? ¿Cómo?*

Propuesta de hipótesis. 1) Son el aire y el agua, actuando conjuntamente, los que producen la oxidación. 2) Es el aire o el agua, actuando por separado, el agente que produce la oxidación. 3) En cualquier caso, el responsable último es alguna sustancia común que tienen el aire y el agua; por ejemplo, el oxígeno.

Comprobación experimental de las hipótesis. Necesitamos un mínimo de seis clavos de hierro iguales. A tres de ellos los recubrimos de pintura plástica. Dejamos a la intemperie, de forma que actúe el aire y el agua de lluvia, dos de ellos: uno pintado y otro sin pintar. Dejamos a la intemperie, de forma que actúe solo el aire, otros dos de ellos: uno pintado y otro sin pintar. Por otro lado, sumergimos los dos que quedan en un recipiente con agua, esperamos un tiempo y anotamos los cambios sufridos.

Análisis de los datos recogidos en los experimentos. Según sean los datos registrados, extraemos las pertinentes conclusiones.

2

Hipótesis A. Un perfume está constituido por partículas gaseosas. Estas se sitúan entre el nivel del líquido y el tapón del frasco; al retirar este, salen al exterior.

Hipótesis B. Un perfume está constituido por partículas líquidas muy volátiles disueltas en un soporte líquido. Al abrir el frasco se evaporan lentamente, repartiéndose por toda la estancia.

3

- a) Sí, pues se realiza una observación sistemática del problema.
- b) y c) Sí, pues ambas son suposiciones provisionales.
- d) Sí; toda hipótesis comprobada experimentalmente se convierte en ley.

4

Experimento hipótesis (b). Sujetamos uno de los extremos de la goma elástica de un punto fijo. Del otro colgamos, sucesivamente, cuerpos de masa conocida y medimos, en cada caso, el alargamiento producido. Los datos los registramos en forma de tabla:

Masa (g)			
Alargamiento (cm)			

Estos valores se representan gráficamente y se observa si la línea de ajuste es una recta o no. Si el resultado es una recta, la hipótesis es correcta.

Experimento hipótesis (c). Sujetamos cada uno de los extremos de tres gomas elásticas (de diferente grosor y material) a un punto fijo. Del otro extremo colgamos siempre un mismo cuerpo de masa conocida. Medimos el alargamiento producido en cada goma. Los datos los registramos en forma de tabla:

Tipo de goma	1	2	3
Alargamiento (cm)			

A la vista de los alargamientos producidos, extraemos las debidas conclusiones.

A.2. Los datos en tablas. Interpretación de gráficas (pág. 6)

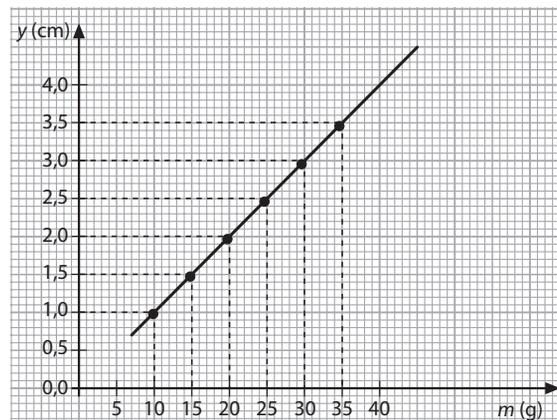
5

- **Variable dependiente:** distancia recorrida.
- **Variable independiente:** tiempo, pues sus valores han sido previamente fijados.

6

- a) La variable independiente es la masa, pues sus valores han sido previamente fijados, y la variable dependiente es el alargamiento de la goma.

b)



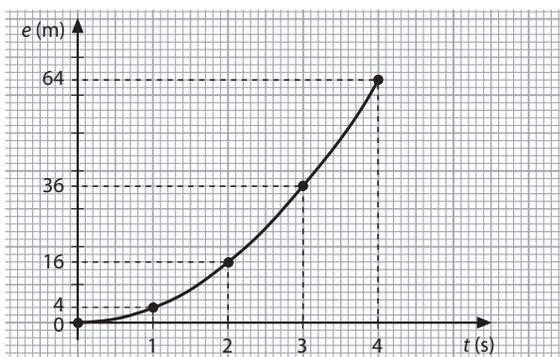
- c) Sí, pues la línea de ajuste ha resultado ser una recta. Esta conclusión es una hipótesis comprobada experimentalmente; por tanto, se convierte en ley.

- d) Como la gráfica es una recta, la ecuación será $y = k \cdot m$, donde k es una constante tal que su valor multiplicado por la masa permite obtener el alargamiento. Puede observarse que dicho valor es 0,1 cm/g.
- e) La explicación es que en el registro se ha cometido un error, pues a una masa de 40 g le corresponde un alargamiento de 4,0 cm, tal y como se aprecia en la gráfica.
- f) Sustituyendo valores en la ecuación matemática, tenemos:

$$0,5 \text{ cm} = k \cdot m$$

$$\frac{0,5 \text{ cm}}{k} = m; m = \frac{0,5 \text{ cm}}{0,1 \text{ cm/g}} = 5 \text{ g}$$

7

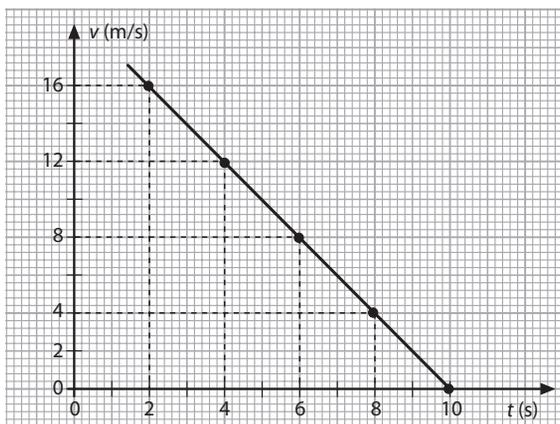


Es una parábola, y por tanto, está sujeta a la ecuación: $e = k \cdot t^2$, k es una constante de proporcionalidad:

$$k = \frac{e}{t^2} = \frac{4}{1^2} = \frac{16}{2^2} = \frac{36}{3^2} = \frac{64}{4^2} = 4$$

Por tanto, la ecuación que representa la gráfica es $e = 4t^2$.

8



Como la gráfica es una recta, la ecuación será $v = k \cdot t$.

A.3. Magnitudes y unidades. Sistema internacional de unidades (SI) (pág. 9)

9

Magnitudes: masa, superficie del tablero y longitud de sus patas.

10

Magnitudes: volumen y densidad.

11

Magnitudes: peso, tiempo, volumen, temperatura, masa y longitud.

Unidades: metro cúbico, metro, mol y minuto.

12

El resultado de una medida es un número seguido de la unidad correspondiente; por tanto, el número 8 por sí solo no indica nada; debe estar seguido de la unidad correspondiente: 8 cm, 8 m, 8 km, etcétera.

13

Están expresadas en unidades del SI las medidas de la densidad del agua, la longitud de un muelle y de la superficie de un local.

14

Magnitud	Medida	Magnitud	Medida
Masa	20,4 kg	Fuerza	3,2 N
Superficie	0,5 m ²	Volumen	1,5 m ³
Velocidad	10 m/s	Presión	240 Pa

15

Magnitudes: masa, volumen y longitud.

Unidades: centímetro, gramo y litro.

Cualidades: belleza y bondad.

16

Medida directa	Medida indirecta
La masa de una piedra	La densidad de un cuerpo
El volumen de un líquido	La velocidad de un coche
La longitud de un folio	La fuerza de unos frenos

17

Masa-balanza; volumen-probeta; longitud-regla graduada; tiempo-reloj; temperatura-termómetro.

18

- a) $1 \text{ L} = 0,001 \text{ m}^3$
 b) $1\,000\,000 \text{ L} = 1\,000 \text{ m}^3$
 c) $0,25 \text{ h} = 15 \text{ min} = 900 \text{ s}$
 d) $1 \text{ día} = 24 \text{ h} = 1\,440 \text{ min} = 86\,400 \text{ s}$
 e) $1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 3\,600 \text{ s}$
 f) $23 \text{ min} = 1\,380 \text{ s}$

19

- a) $0,52 \text{ m}^3 = 520 \text{ L}$
 b) $8\,640 \text{ s} = 144 \text{ min} = 2,4 \text{ h} = 0,1 \text{ días}$
 c) $4 \text{ dm}^3 = 4 \text{ L}$

20

- a) El factor para pasar dm^3 a m^3 es 10^{-3} .
 b) El factor para pasar cm^3 a m^3 es 10^{-6} .

21

- a) $1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ L}$
 b) $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$
 c) $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L}$

22

- a) $4\,205,6 \text{ mg} = 4\,205,6 \cdot 10^{-6} \text{ kg} = 0,004\,205\,6 \text{ kg}$
 b) $30,08 \text{ mm} = 3,008 \text{ cm} = 0,3008 \text{ dm} = 0,03008 \text{ m}$
 c) $25\,012 \text{ cm}^3 = 25,012 \text{ dm}^3 = 0,025\,012 \text{ m}^3$
 d) $814 \text{ mL} = 0,814 \text{ L} = 0,000\,814 \text{ m}^3$
 e) $3\,012 \mu\text{s} = 3\,012 \cdot 10^{-6} \text{ s} = 0,003\,012 \text{ s}$
 f) $35 \text{ min} = 2\,100 \text{ s}$
 g) $230 \text{ g} = 23,0 \text{ dag} = 2,30 \text{ hg} = 0,230 \text{ kg}$
 h) $250 \text{ mL} = 25,0 \text{ cL} = 2,50 \text{ dL} = 0,250 \text{ L} = 0,000\,250 \text{ m}^3$
 i) $56 \text{ km} = 560 \text{ hm} = 5\,600 \text{ dam} = 56\,000 \text{ m}$

23

- a) $0,3 \text{ km} > 3\,512 \text{ cm} > 34 \text{ m} > 850 \text{ mm}$;
 en cm: $30\,000 \text{ cm}$, $3\,512 \text{ cm}$, $3\,400 \text{ cm}$, 85 cm
 b) $0,02 \text{ m}^3 > 2\,000 \text{ cm}^3 = 2 \text{ dm}^3$;
 en cm^3 : $20\,000 \text{ cm}^3$, $2\,000 \text{ cm}^3$, $2\,000 \text{ cm}^3$
 c) $2\,400 \text{ s} > 35 \text{ min} > 0,5 \text{ h}$; en s: $2\,400 \text{ s}$, $2\,100 \text{ s}$, $1\,800 \text{ s}$
 d) $200 \text{ g} > 0,02 \text{ kg} > 20 \text{ mg}$; en mg: $200\,000 \text{ mg}$,
 $20\,000 \text{ mg}$, 20 mg

24

- a) $0,02 \text{ km} = 0,02 \text{ km} \cdot 10^3 \text{ m/km} = 20 \text{ m}$
 b) $18 \text{ L} = 18 \text{ L} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3/\text{L} = 0,018 \text{ m}^3$
 c) $55 \text{ cm}^2 = 55 \text{ cm}^2 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2/\text{cm}^2 = 0,005\,5 \text{ m}^2$

d) $1 \text{ hora y } 15 \text{ minutos} = 3\,600 \text{ s} + 15 \text{ min} \cdot 60 \text{ s/min} = 4\,500 \text{ s}$

e) $689 \text{ cm} = 689 \text{ cm} \cdot 10^{-2} \text{ m/cm} = 6,89 \text{ m}$

25

$$\frac{10\,000 \text{ g de Fe}}{100 \text{ g de Fe}} = \frac{50 \text{ €}}{x \text{ €}}$$

$$x = \frac{100 \text{ g} \cdot 50 \text{ €}}{10\,000 \text{ g}} = 0,5 \text{ €}$$

A.4. La notación científica (pág. 14)**26**

- a) $0,000\,068 \text{ m} = 6,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}$
 b) $5\,242\,000 \text{ kg} = 5,242 \cdot 10^6 \text{ kg}$
 c) $78\,102\,150 \text{ s} = 7,810\,215 \cdot 10^7 \text{ s}$

27

- a) $1\,200 \text{ km} = 1,2 \cdot 10^4 \text{ hm} = 1,2 \cdot 10^5 \text{ dam} = 1,2 \cdot 10^6 \text{ m}$
 b) $2,5 \text{ g} = 2,5 \cdot 10^{-1} \text{ dag} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ hg} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$
 c) $28 \text{ cm}^2 = 28 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^2 = 28 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2$
 d) $1,5 \text{ cm}^3 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 1,5 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$
 e) $3,2 \text{ g/cm}^3 = 3,2 \cdot 10^2 \text{ dag/dm}^3 = 3,2 \cdot 10^4 \text{ hg/m}^3 = 3,2 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$
 f) $1 \text{ año} = 12 \text{ meses} = 52 \text{ semanas} = 365 \text{ días} = 8\,760 \text{ h} = 525\,600 \text{ min} = 31\,536\,000 \text{ s}$

28

$$300\,000 \text{ km/s} \cdot 31\,536\,000 \text{ s/año} =$$

$$= 3,0 \cdot 10^5 \text{ km/s} \cdot 3,1536 \cdot 10^7 \text{ s/año} =$$

$$= 9,4608 \cdot 10^{12} \text{ km/año}$$

A.5. Cifras significativas y redondeo (pág. 15)**29**

- a) $908,05 \text{ km}$: 5 cifras significativas
 b) $0,00680 \text{ kg}$: 3 cifras significativas
 c) $6,98 \cdot 10^8 \text{ m}$: 3 cifras significativas
 d) $0,000\,030 \text{ m}$: 2 cifras significativas

30

- a) $47,8 \text{ kg} - 1,897 \text{ kg} = 45,9 \text{ kg}$
 b) $4,12 \text{ m} \cdot 2,2 \text{ m} = 9,1 \text{ m}^2$
 c) $2,884 \text{ m}/2,0 \text{ m} = 1,4$

31

$$V = \text{largo} \cdot \text{ancho} \cdot \text{alto}; V = 40,6 \text{ cm} \cdot 20 \text{ cm} \cdot 15 \text{ cm};$$

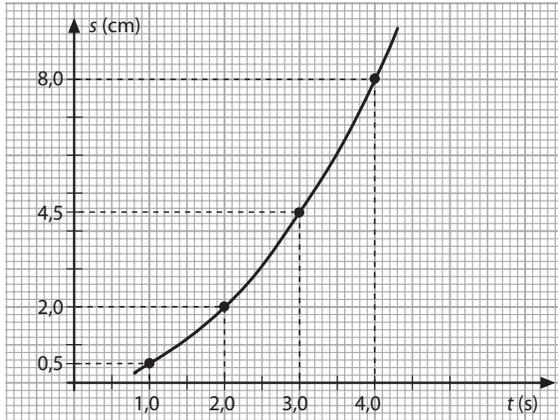
$$V = 1,2 \cdot 10^4 \text{ cm}^3$$

Evaluación (pág. 16)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

1

- a) La variable independiente es el tiempo.
 b) La gráfica y la línea de ajuste son las siguientes:



c) Como se trata de una parábola, la ecuación es $s = k \cdot t^2$.

d) En primer lugar, hay que saber el valor de k :

$$\text{Para } t = 1 \text{ s} \rightarrow s = 0,5 \text{ cm}$$

$$k = \frac{0,5 \text{ cm}}{1^2 \text{ s}^2} = 0,5 \text{ cm/s}^2$$

Por consiguiente, como $t = 5,0 \text{ s}$:

$$s = 0,5 \text{ cm/s}^2 \cdot (5,0)^2 \text{ s}^2 = 12,5 \text{ cm}$$

e) Para $s = 1 \text{ cm}$

$$t = \sqrt{\frac{s}{k}} = \sqrt{\frac{1 \text{ cm}}{0,5 \text{ cm/s}^2}} =$$

$$= \sqrt{2 \text{ s}^2} = 1,4 \text{ s}$$

(Ejercicios del apartado 1.2)

2

- a) $345,6 \text{ mm} = 345,6 \text{ mm} \cdot 10^{-3} \text{ m/mm} = 0,3456 \text{ m}$
 b) $1805 \text{ L} = 1805 \text{ L} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3/\text{L} = 1,805 \text{ m}^3$
 c) $0,52 \text{ h} = 0,52 \text{ h} \cdot 60 \text{ min/h} \cdot 60 \text{ s/min} = 1872 \text{ s}$
 d) $2000 \text{ cm}^3 = 2000 \text{ cm}^3 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3/\text{cm}^3 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
 e) $25 \text{ mg} = 25 \text{ mg} \cdot 10^{-6} \text{ kg/mg} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$

(Ejercicios del apartado 1.3)

3

Las transformamos a una misma unidad.

Por ejemplo, mg:

- $6,5 \cdot 10^8 \mu\text{g} = 6,5 \cdot 10^8 \mu\text{g} \cdot \frac{1 \text{ mg}}{10^3 \mu\text{g}} = 6,5 \cdot 10^5 \text{ mg}$
- $6,5 \cdot 10^2 \text{ mg}$
- $6,5 \text{ g} = 6500 \text{ mg} = 6,5 \cdot 10^3 \text{ mg}$
- $0,65 \text{ kg} = 0,65 \text{ kg} \cdot 10^6 \text{ mg} = 6,5 \cdot 10^5 \text{ mg}$

Entonces:

$$6,5 \cdot 10^8 \mu\text{g} = 0,65 \text{ kg} > 6,5 \text{ g} > 6,5 \cdot 10^2 \text{ mg}$$

(Ejercicios del apartado 1.3)

4

$$300\,000 \text{ km/s} = 3 \cdot 10^5 \text{ km/s} =$$

$$= 3 \cdot 10^5 \frac{\text{km}}{\text{s}} \cdot 10^3 \frac{\text{m}}{\text{km}} = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

(Ejercicios del apartado 1.4)

5

- $58\,000 = 5,8 \cdot 10^4$
- $5,8 \cdot 10^3$
- $0,0058 = 5,8 \cdot 10^{-3}$
- $5,8 \cdot 10^{-2}$

Entonces:

$$58\,000 > 5,8 \cdot 10^3 > 5,8 \cdot 10^{-2} > 0,0058$$

(Ejercicios del apartado 1.4)

6

- a) $0,000\,071 \text{ kg} = 7,1 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$
 b) $65\,352\,000 \text{ m} = 6,5352 \cdot 10^7 \text{ m}$
 c) $78\,100\,000 \text{ s} = 7,81 \cdot 10^7 \text{ s}$

(Ejercicios del apartado 1.4)

7

- a) $6,519 \text{ m} + 2,82 \text{ m} = 9,34 \text{ m}$
 b) $132\,600\,000 \text{ km/s} \cdot 0,000\,000\,12 \text{ s} =$
 $= 1,326 \cdot 10^8 \text{ km/s} \cdot 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ s} =$
 $= 1,6 \cdot 10 \text{ km} = 16 \text{ km}$
 c) $2,5 \text{ m} \cdot 1,8 \text{ m} \cdot 0,30 \text{ m} = 1,4 \text{ m}^3$
 d) $\frac{8\,340\,600\,000 \text{ km/s}}{8,2 \text{ s}} =$
 $= \frac{8,3406 \cdot 10^9 \text{ km/s}}{8,2 \text{ s}} =$
 $= 1,0 \cdot 10^9 \text{ km/s}^2$

(Ejercicios del apartado 1.5)

1 Estados de agregación

1.1. Sistemas materiales. Propiedades. Concepto de densidad (pág. 18)

1

- $V_{\text{cubo}} = a^3$
- $V_{\text{esfera}} = 4/3 \pi \cdot r^3$

2

- $V_{\text{cubo}} = a^3 = (2 \text{ cm})^3 = 8 \text{ cm}^3$
- $V_{\text{esfera}} = 4/3 \pi \cdot r^3 = 4/3 \pi \cdot (2 \text{ cm})^3 = 33,5 \text{ cm}^3$

3

- Se mide el volumen del sólido sumergiendo este en el líquido contenido en una probeta. El nivel al que ascienda el líquido indicará el volumen del sólido.
- Su masa se determina con una balanza, y la densidad, dividiendo su masa entre su volumen.

4

- $\rho = \frac{m}{V} = \frac{10,5 \text{ g}}{5 \text{ cm}^3} = 2,1 \text{ g/cm}^3$
- $2,1 \text{ g/cm}^3 = \frac{2,1 \cdot 10^{-3} \text{ kg/g}}{\text{cm}^3 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3/\text{cm}^3} = \frac{2,1 \cdot 10^6 \text{ kg}}{10^3 \text{ m}^3} = 2,1 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3 = 2100 \text{ kg/m}^3$

5

$$\rho = \frac{m}{V}; \rho \cdot V = m; m = 800 \text{ kg/m}^3 \cdot 0,5 \text{ m}^3 = 400 \text{ kg}$$

6

$$\rho = \frac{m}{V}; \rho \cdot V = m$$
$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{24 \text{ kg}}{1200 \text{ kg/m}^3} = 0,02 \text{ m}^3 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

7

$$\rho_{\text{madera}} = \frac{m}{V}; \rho_{\text{hierro}} = \frac{2m}{V} = 2 \cdot \frac{m}{V} = 2 \cdot \rho_{\text{madera}}$$

La densidad del hierro es el doble que la de la madera.

8

$$\rho_{\text{madera}} = \frac{m}{V}; \rho_{\text{hierro}} = \frac{m}{V/2} = 2 \cdot \frac{m}{V} = 2 \cdot \rho_{\text{madera}}$$

La densidad del hierro es el doble que la de la madera.

1.2. Estados de agregación (pág. 20)

9

Sólido	Líquido	Gas
—	—	No tiene volumen propio.
Tiene forma definida.	—	—
Tienen masa constante.	Tienen masa constante.	Tienen masa constante.
—	Son fluidos.	Son fluidos.
Tiene una densidad generalmente elevada.	—	—

10

Las sustancias sólidas y líquidas siempre mantienen el mismo volumen, independientemente de donde se hallen; sin embargo, las sustancias gaseosas adoptan el volumen del recipiente que las contiene (la misma masa de gas puede ocupar diferentes volúmenes).

Por tanto, mientras que 1 kg de hierro (sólido) y 1 kg de aceite (líquido) ocupan siempre el mismo volumen, no ocurre lo mismo con 1 kg de aire.

11

- No adopta la forma de la probeta, ya que los sólidos tienen forma propia.
- Sí adopta la forma de la probeta, pues los líquidos tienen forma variable y se ajustan a la del recipiente que los contiene.

12

Falso. La densidad es una propiedad específica; cada sustancia tiene una densidad que la diferencia de otra. El aluminio tiene siempre la misma densidad (a una misma temperatura), independientemente del trozo que se elija.

1.3. Cambios de estado (pág. 21)

13

Como la temperatura ambiente es superior a 0 °C, el hielo absorbe energía del entorno y comienza el proceso de fusión, convirtiéndose el sólido en líquido. A la vez, parte del líquido, y siempre desde la superficie del mismo, continúa con el proceso de evaporación.

Transcurrido un tiempo, todo el hielo se habrá fundido y una pequeña parte del líquido se habrá evaporado. Después de varias horas (o incluso días), el volumen de líquido habrá disminuido considerablemente.

14

Las bolas de alcanfor se subliman, es decir, pasan directamente del estado sólido al gaseoso.

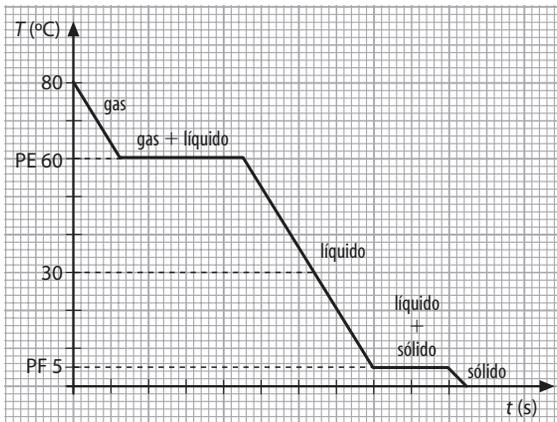
15

Quiere decir que toda sustancia tiene un valor único para cada una de esas propiedades, valor que la distingue de cualquier otra sustancia.

16

En la figura de la derecha es en la única en la que se aprecia que se cumple el requisito de que la temperatura no varía mientras dura el cambio de estado de una sustancia.

17



En la gráfica se observa que, a 30°C , la sustancia se encuentra en estado líquido.

18

La **evaporación** es el paso de líquido a gas y se da a cualquier temperatura, si bien solo ocurre en la parte del líquido que está en contacto con el aire, es decir, en su superficie.

En cambio, la **ebullición** es el paso de líquido a gas que se da en toda la masa de líquido a la vez y que sucede a una única temperatura, llamada temperatura de ebullición.

Por ejemplo, el agua contenida en un vaso siempre se está evaporando, pero solo hierve (alcanza la ebullición) si se la calienta hasta los 100°C .

1.4. Concepto de presión. Barómetro y manómetro (pág. 23)

19

Aplicamos la ecuación:

$$p = \frac{F}{S}$$

Sustituyendo:

$$p = 6 \text{ N}/100 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2 = 600 \text{ Pa}$$

20

p (Pa)	p (atm)	p (mmHg)
$1,2 \cdot 10^5$	1,2	912
$1,5 \cdot 10^5$	1,5	1 140
10^6	10,1	7 676
$2 \cdot 10^5$	2	1 520

21

$$p = 0,001 \text{ atm} = (760 \text{ mmHg/atm}) \cdot 0,001 \text{ atm} = 0,76 \text{ mmHg}$$

$$p = 0,001 \text{ atm} = (1 013 \text{ mbar/atm}) \cdot 0,001 \text{ atm} = 1,013 \text{ mbar}$$

22

El manómetro mide la presión de los gases contenidos en recipientes, y el barómetro mide la presión atmosférica.

1.5. Las leyes de los gases. Temperatura absoluta (pág. 24)

23

a) A temperatura constante, el volumen que ocupa una determinada cantidad de gas es **inversamente** proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

b) A temperatura constante, la presión que ejerce una masa de gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene es **inversamente** proporcional al volumen que ocupa dicho gas en el recipiente.

24

Aplicamos la ley de Boyle: $p_1 V_1 = p_2 V_2$.

Sustituimos: $2 \text{ atm} \cdot 0,2 \text{ L} = p_2 \cdot 0,5 \text{ L}$; $p_2 = 0,8 \text{ atm}$.

25

Aplicamos la ley de Boyle: $p_1 V_1 = p_2 V_2$.

Sustituimos: $p_1 \cdot V_1 = 3p_1 \cdot V_2$; $V_2 = V_1/3$; es decir, se reduce a la tercera parte.

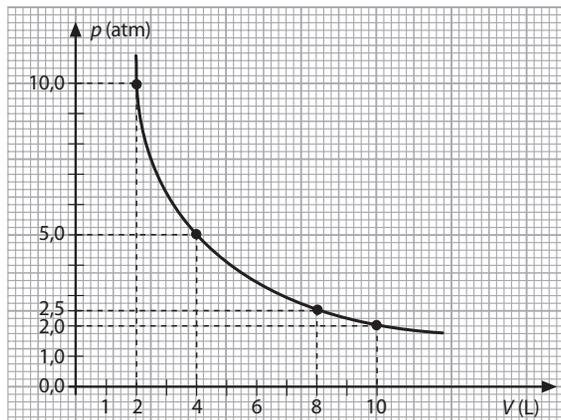
26

Aplicamos la ley de Boyle: $p_1V_1 = p_2V_2$.

Sustituimos: $2 \text{ atm} \cdot V_1 = 1 \text{ atm} \cdot 650 \text{ mL}$; $V_1 = 325 \text{ mL}$.

27

Como el volumen y la presión son inversamente proporcionales, si el volumen de un gas se reduce a la mitad, su presión aumenta el doble (siempre que la temperatura se mantenga constante).

28

Como la gráfica es una hipérbola, la ecuación será $p = k/V$.

29

- a) En la gráfica se puede apreciar que $V = 80 \text{ L}$.
- b) En la gráfica no puede apreciarse bien esa presión, por lo que recurrimos a la expresión $p_1V_1 = p_2V_2$, donde de la situación (1) es cualquiera de las observadas en la gráfica y la situación (2) es la del problema. Por ejemplo:

$$20 \text{ atm} \cdot 80 \text{ L} = p_2 \cdot 180 \text{ L}$$

$$p_2 = 20 \text{ atm} \cdot 80 \text{ L} / 180 \text{ L} = 8,9 \text{ atm}$$

30

Sí, haciendo que disminuya la presión (ley de Boyle); por ejemplo, elevando el émbolo del recipiente donde se encuentra.

31

- a) A presión constante, el volumen que ocupa una determinada cantidad de gas es **directamente** proporcional a la temperatura.
- b) A presión constante, la temperatura de una masa gas es **directamente** proporcional al volumen que ocupa dicho gas en el recipiente.

32

No, aunque el volumen aumente, la masa de gas se mantiene constante. Lo único que sucede es que la misma masa se encuentra distribuida en un volumen mayor.

33

- a) No, porque la escala Kelvin no tiene valores negativos.
- b) $0 \text{ K} = -273 \text{ }^\circ\text{C}$

34

Aplicando la ecuación de Charles y Gay-Lussac: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Sustituyendo:

$$200 \text{ cm}^3 / 293 \text{ K} = V_2 / 363 \text{ K}$$

$$V_2 = 200 \text{ cm}^3 \cdot 363 \text{ K} / 293 \text{ K} = 247,8 \text{ cm}^3$$

Ha aumentado en $47,8 \text{ cm}^3$.

35

Aplicando la ecuación de Charles y Gay-Lussac: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Sustituyendo:

$$20 \text{ mL} / 271 \text{ K} = 112 \text{ mL} / T_2$$

$$T_2 = 112 \text{ mL} \cdot 271 \text{ K} / 20 \text{ mL} = 1517,6 \text{ K} = 1244,6 \text{ }^\circ\text{C}$$

36

Aplicando la ecuación de Charles y Gay-Lussac: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Sustituyendo:

$$120 \text{ mL} / 293 \text{ K} = V_2 / 333 \text{ K}$$

$$V_2 = 120 \text{ mL} \cdot 333 \text{ K} / 293 \text{ K} = 136,4 \text{ mL}$$

37

Aplicando la ecuación de Charles y Gay-Lussac: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Sustituyendo:

$$250 \text{ cm}^3 / 413 \text{ K} = 125 \text{ cm}^3 / T_2$$

$$T_2 = 125 \text{ cm}^3 \cdot 413 \text{ K} / 250 \text{ cm}^3 = 206,5 \text{ K} = -66,5 \text{ }^\circ\text{C}$$

1.6. El modelo cinético de los gases (pág. 28)

38

Es debido a las grandes distancias que separan a las partículas que forman el gas, de modo que, si desde el exterior se aumenta la presión, entonces disminuye la distancia que las separa y el gas se comprime.

Como las fuerzas de cohesión en los sólidos y los líquidos son mucho mayores que en los gases, al ejercer una presión sobre ellos, sus partículas no pueden apretarse más (ya estaban suficientemente apretadas).

39

El perfume está formado por multitud de partículas muy pequeñas de gas, inobservables a simple vista, que escapan del frasco y se difunden por la habitación.

40

Porque los gases adoptan la forma del recipiente que los contiene, ya que las partículas del gas están en continuo movimiento y sometidas a débiles fuerzas de atracción, lo que hace que tiendan a ocupar el máximo volumen.

41

Por los choques de las partículas del gas sobre todas aquellas superficies que las rodean.

1.7. Interpretación de las leyes y propiedades de los gases (pág. 29)

42

Si la temperatura del gas no varía, tampoco lo hará la velocidad de sus partículas. Sin embargo, si el volumen se reduce a la mitad, cada partícula deberá recorrer la mitad de la distancia que antes, por lo que en el mismo tiempo hará dos veces el trayecto de ida y vuelta y colisionará con las paredes del recipiente exactamente el doble de veces; en otras palabras, la presión aumentará el doble.

43

Al elevarse la temperatura de un gas, se acelera el movimiento de sus partículas, por lo que, si las paredes del recipiente pueden expandirse, aumentará el volumen de la masa gaseosa.

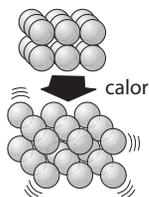
44

Cumple la ley de Charles y Gay-Lussac: al elevar la temperatura del gas, aumenta el movimiento de sus partículas. De este modo, las paredes del globo pueden expandirse, con lo que se incrementa el volumen de la masa gaseosa.

1.8. Interpretación del comportamiento de líquidos y sólidos (pág. 30)

45

Al aumentar la temperatura, el movimiento de las partículas que constituyen el sistema material también se incrementa y se separan más de sus anteriores posiciones de equilibrio. Según los principios de la teoría cinética, los gases son los que más se dilatan, seguidos de los líquidos.



46

- No adopta la forma de la probeta, ya que los sólidos tienen forma propia debido a la gran intensidad de las fuerzas de atracción existente entre sus partículas.
- Sí adopta la forma de la probeta, pues las fuerzas de atracción son menores y permiten cierta fluidez en las partículas del líquido.

47

- Sí; los átomos de hierro están unidos por grandes fuerzas de atracción que les impide cambiar de posición.
- Sí, por la misma razón que en el caso anterior, aunque ahora las fuerzas de atracción son algo menores.
- Tratándose de gases, no, pues las fuerzas de atracción son muy débiles y las partículas pueden moverse a gran velocidad en todas las direcciones; es por ello por lo que los gases ocupan siempre todo el volumen del recipiente en el que están alojados.

1.9. Interpretación de los cambios de estado (pág. 31)

48

Al aumentar la temperatura, las partículas que forman la sustancia adquieren mayor velocidad en sus movimientos y pueden vencer las fuerzas de atracción que las mantenían unidas en la red, con lo que esta comienza a desmoronarse hasta destruirse por completo.



49

Como la temperatura ambiente es superior a 0 °C, el hielo absorbe energía del entorno y sus partículas dejan de formar parte de la estructura sólida, convirtiéndose el sólido en líquido. A la vez, parte del líquido, y siempre desde la superficie del mismo, continúa con el proceso de evaporación.

Transcurrido un tiempo, todo el hielo se habrá fundido y una pequeña parte del líquido se habrá evaporado. Después de varias horas (o incluso días), el volumen de líquido habrá disminuido considerablemente.

50

Al disminuir la temperatura, se reduce la velocidad de agitación de las partículas del gas, lo que hace que las fuerzas de atracción entre ellas aumenten. De este modo, las partículas se mantienen más unidas y el sistema pasa del estado gaseoso al estado líquido.

1.10. La teoría atómico-molecular de la materia (pág. 32)

51

Dalton fue el primero en elaborar una teoría sobre los átomos. Sus postulados más importantes son:

- Las sustancias simples están formadas por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. Los átomos permanecen inalterables en cualquier proceso de transformación entre sustancias.
- Todos los átomos de una sustancia simple son iguales entre sí, y diferentes a los de cualquier otra sustancia simple.
- Las sustancias compuestas están formadas por la unión de átomos de distinta clase según una relación numérica sencilla.

52

Ese sencillo experimento prueba que la materia de la que está hecha la tinta debe estar formada por multitud de partículas muy pequeñas, inobservables a simple vista, y que, al caer al agua, se distribuyen por todo su volumen debido al continuo movimiento al que están sometidas.

53

El gas que sale del spray está formado por partículas muy pequeñas (átomos). Esas partículas están en continuo movimiento y sometidas a débiles fuerzas de atracción, por lo que tienden a ocupar el máximo volumen. Es decir, el insecticida llegará a todos los rincones.

54

La hipótesis de Avogadro complementa la teoría de Dalton, al afirmar que puede haber unidades estructurales formadas, no por uno, sino por varios átomos enlazados químicamente (moléculas). Avogadro comprobó que, en las mismas condiciones de p y T , volúmenes iguales de gases distintos contienen el mismo número de partículas.

55

Tanto la molécula como el átomo son unidades estructurales (partículas) de la materia. La diferencia es que mientras el átomo ya no puede dividirse en nada más simple, la molécula, al estar formada por la unión de varios átomos, se puede descomponer en los átomos que la integran. Por ejemplo, la partícula más pequeña de oxígeno que conserva las propiedades que tiene el oxígeno no es el átomo de oxígeno (O), sino la molécula de oxígeno (O₂).

56

Se llama así para englobar a las dos partículas (átomo y molécula) que forman toda la materia.

Evaluación (pág. 34)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

1

Sistema material	Aire	Alcohol	Hierro
Masa	13 kg	0,25 kg	200 g
Volumen	10 m ³	304 mL	2,5 · 10 ⁻⁵ m ³
Densidad	1,3 kg/m ³	8,22 · 10 ² kg/m ³	7 880 kg/m ³

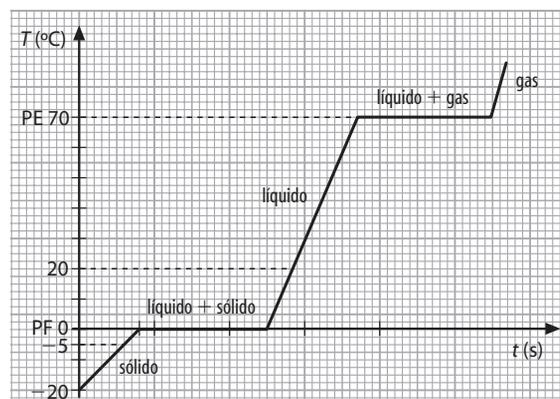
(Ejercicios del apartado 1.1)

2

Estado	Volumen	Forma	Densidad	Fluidez	Dilatación
Sólido	Const.	Const.	Alta	Nula	Baja
Líquido	Const.	Variable	Media	Alta	Media
Gaseoso	Variable	Variable	Baja	Alta	Alta

(Ejercicios del apartado 1.2)

3



A -5°C , la sustancia está en estado sólido. A 0°C , parte es líquida y parte sólida. A 20°C , es líquida.

(Ejercicios del apartado 1.3)

4

a) Aplicamos la ley de Boyle: $p_1V_1 = p_2V_2$.

Sustituimos: $1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L} = p_2 \cdot 1 \text{ L}$; $p_2 = 2 \text{ atm}$.

b) Transformamos la T : $25^{\circ}\text{C} = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$.

Aplicando la ecuación de Charles y Gay-Lussac:

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

Sustituyendo: $2 \text{ L}/298 \text{ K} = V_2/350 \text{ K}$; $V_2 = 2 \text{ L} \cdot 350 \text{ K}/298 \text{ K} = 2,3 \text{ L}$.

(Ejercicios del apartado 1.5)

5

Al aumentar la temperatura, las partículas que forman el vidrio consiguen mayor velocidad en sus movimientos y pueden vencer las fuerzas de atracción que las mantenían unidas en la estructura. Cuando no pueden mantener su posición inicial, la estructura se desmorona.

(Ejercicios del apartado 1.6)

6

Véase el cuadro en la página 21 del cuaderno del alumno.

(Ejercicios del apartado 1.3)

7

a) El hecho de que los gases estén formados por partículas y de que estas estén en continuo movimiento y sometidas a débiles fuerzas de atracción hace que los gases tiendan a ocupar el máximo volumen.

En los líquidos y en mayor medida en los sólidos, las fuerzas de cohesión entre las partículas que los constituyen son mucho más intensas, por lo que apenas pueden cambiar de posición y es por ello por lo que tienen volumen propio.

b) El origen de la presión ejercida por los gases radica en el hecho de que están formados por partículas que chocan con las superficies que las rodea.

(Ejercicios del apartado 1.6)

8

Se debe a las partículas que forman el aire que, al estar en continuo movimiento, golpean a las partículas de polvo, con lo que ambos tipos de partículas se mueven en zigzag.

■ Un aumento en la temperatura consigue que el movimiento de las partículas de aire también se eleve, con lo que el movimiento de las partículas de polvo será aún más caótico.

(Ejercicios del apartado 1.6)

9

Teoría atómica de Dalton:

■ Las sustancias simples están formadas por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. Los átomos permanecen inalterables en cualquier proceso de transformación entre sustancias.

■ Todos los átomos de una sustancia simple son iguales. Los átomos de diferentes sustancias simples son también diferentes.

■ Las sustancias compuestas están formadas por la unión de átomos de distinta clase según una relación numérica sencilla.

Modificación de Avogadro:

■ Las sustancias simples gaseosas pueden contener como entidades más pequeñas «moléculas», esto es, asociaciones de varios átomos, en lugar de átomos individuales.

(Ejercicios del apartado 1.10)

2 Mezclas y sustancias puras

2.1. Diferencia entre mezclas y sustancias puras (pág. 36)

1

Una mezcla está constituida por varias sustancias puras que pueden separarse fácilmente utilizando métodos físicos sencillos.

Una sustancia pura está formada por un único componente.

2

Mezcla	Sustancia pura
Refresco	Oro
Agua del grifo	Azúcar
Roca	Sal común
Sangre	
Pasta dentífrica	
Agua de mar	

3

Mezclas	Sustancias puras
Aire	Plata
Sopa	Hierro
Papel	Aluminio
Tinta	Diamante
Gasolina	Silicio

2.2. Tipos de mezclas: heterogéneas y homogéneas (pág. 37)

4

Las mezclas homogéneas presentan aspecto uniforme, y sus componentes no pueden distinguirse a simple vista ni con el microscopio.

Las mezclas heterogéneas no presentan aspecto uniforme, y en ellas pueden distinguirse (a simple vista o con una lupa o microscopio) sus componentes.

5

Heterogénea.

La nata se diferencia del resto del líquido. Aunque la leche estuviera homogeneizada, con ayuda de un microscopio se apreciarían las partículas de grasa sobre la masa restante de líquido.

6

Mezcla homogénea	Mezcla heterogénea
Refresco	Sangre
Agua de mar	Pirita
Niebla	Agua con arena
Humo	Ensalada
Tiza	Agua con gasolina
Pasta dentífrica	Azufre con limaduras de hierro

7

El requisito para que una mezcla sea a la vez una disolución es que sea homogénea.

Son ejemplos de disoluciones el aire, el acero, el agua del grifo...

8

El disolvente es el medio en el que se dispersan los solutos y aparece en mayor cantidad que estos; por ejemplo, una disolución de sal común (solute) en agua (disolvente).

9

Disolvente	Sólido	Líquido	Líquido	Líquido	Gas
Solute	Sólido	Sólido	Líquido	Gas	Gas
Disolución	Sólido	Líquido	Líquido	Líquido	Gas
Ejemplo	Aleación	Sal en agua	Agua con alcohol	Refresco con burbujas	Aire

10

- **Disolvente:** agua.
- **Solutos:** azúcar, correctores de acidez E-330 y E-331, aromas, cloruro de sodio, fosfato de potasio, fosfato de calcio, antioxidante E-300 y estabilizantes E-414 y E-445.

11

- a) A diferencia de las sustancias puras, las mezclas heterogéneas no muestran (a simple vista) un aspecto uniforme. Además, las propiedades específicas (densidad, temperaturas de fusión y ebullición...) de la mezcla heterogénea no se mantienen constantes en todas las porciones que se elijan de ella, mientras que sí lo hacen en una sustancia pura.
- b) Para distinguir una mezcla homogénea de una sustancia pura, debemos realizar un cambio de estado: la temperatura de fusión o de ebullición de una sustancia pura permanece constante a lo largo del proceso de cambio de estado, mientras que la de una mezcla, homogénea o heterogénea, varía.

12

La mezcla es la sustancia B, pues el cambio de estado sucede en un intervalo de temperaturas (la mayor o menor amplitud de este intervalo depende de la composición de la propia mezcla) en lugar de suceder a una única temperatura (caso de la sustancia A, que es la pura).

2.3. Sustancias simples y compuestos (pág. 40)

13

Una sustancia simple está constituida por átomos de la misma clase y, además, no puede descomponerse en otras más sencillas por métodos físicos o químicos ordinarios; un compuesto, por su parte, está formado por la unión de átomos de diferente clase y sí puede descomponerse en sustancias más simples utilizando procedimientos químicos.

14

La mayoría de las sustancias simples se representan mediante símbolos: la primera letra (en mayúscula) de su nombre latino, que puede estar acompañada de una segunda letra (en minúscula) si hubiera otra sustancia simple que empezara por la misma letra. Ejemplos: Na, P, Al, Au...

En algunas sustancias simples puede aparecer un subíndice numérico que indica el número mínimo de átomos (de la misma clase) que deben unirse para formar la partícula más pequeña de dicha sustancia. Ejemplos: O₂, N₂, O₃, H₂...

15

- **Sustancias simples:** oxígeno, diamante, oro, hierro.
- **Sustancias compuestas:** monóxido de carbono, sal común, sulfato de potasio, amoníaco, agua.

16

- **Sustancias simples:** plata, cobre, cinc, mercurio y calcio.
- **Compuestos:** nitrato de potasio, cloruro de plata, sulfuro de calcio, ácido sulfúrico y amoníaco.

17

Utilizando diversos procesos de tipo químico (por ejemplo, una electrolisis), se puede descomponer en otras sustancias más simples (hidrógeno y oxígeno).

18

- La fórmula de un compuesto nos ofrece información acerca de su composición, tanto cualitativa (clases de átomos que lo integran) como cuantitativa (proporción entre esos átomos).
- La fórmula del agua nos informa de que el compuesto que lleva ese nombre está formado por dos tipos distintos de átomos: hidrógeno y oxígeno, de forma que la proporción del primero es dos veces la del segundo.

19

Los componentes de un compuesto pierden sus propiedades características al formar parte del compuesto; por ejemplo, las propiedades del hidrógeno y las del oxígeno (ambos gases en condiciones ambientales normales) no tienen nada que ver con las del agua (líquida en condiciones ambientales normales). Además, la proporción en la que participa cada componente dentro del compuesto es fija.

Sin embargo, las sustancias que forman una mezcla conservan sus propiedades características dentro de ella; por ejemplo, el azúcar es dulce y el agua con azúcar también es dulce. Por otra parte, la proporción en la que participa cada sustancia dentro de la mezcla puede ser variable.

20

- **Mezclas:** aire, bronce, tierra, agua de mar.
- **Compuestos:** dióxido de carbono, óxido de cinc, amoníaco, alcohol etílico.

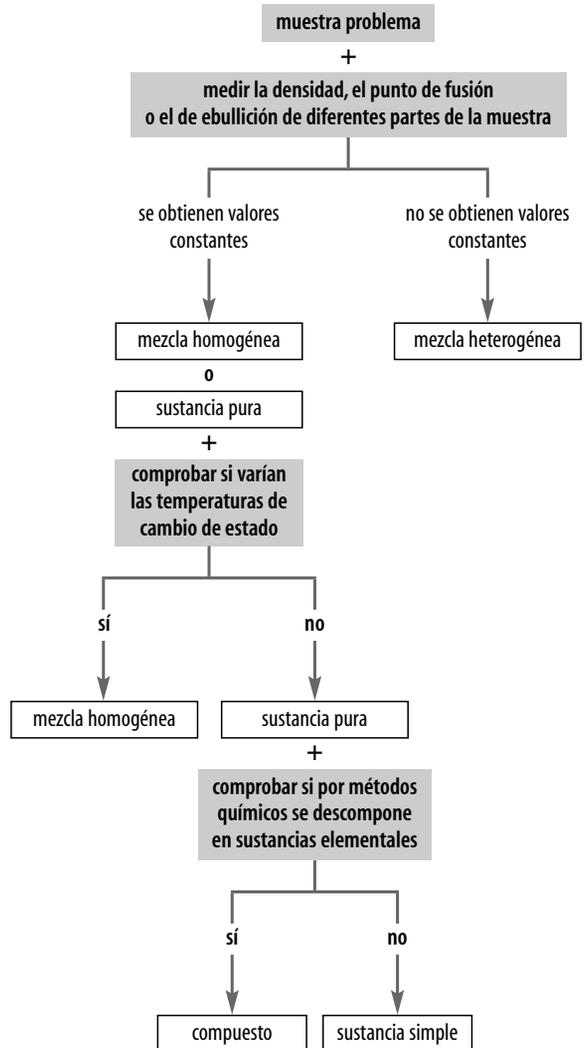
21

Lo primero que habría que hacer es comprobar que las temperaturas de cambio de estado permanecen constantes a lo largo del cambio de estado. Lo que descartaría que se trate una mezcla homogénea. Después, habría que comprobar si, utilizando el procedimiento químico

adecuado (electrolisis), se descompone en otras sustancias más elementales, lo que determinaría que es un compuesto.

22

No, pues el agua del grifo es una mezcla homogénea.

23**24**

Es una mezcla, ya que pueden conseguirse diferentes tipos de latón sin más que ir cambiando la proporción entre los dos elementos que lo integran. Esto no es posible con los compuestos químicos, que, al ser sustancias puras, guardan una proporción única entre sus componentes.

2.4. Composición de las mezclas: riqueza y concentración (pág. 44)

25

$$a) \% \text{ en masa de C} = \frac{m \text{ (g) de C}}{m \text{ (g) de la mezcla}} \cdot 100$$

Sustituimos:

$$90 = \frac{x \text{ g de C}}{1\,000 \text{ g de mineral}} \cdot 100$$

$$x \text{ g de C} = \frac{90 \cdot 1\,000 \text{ g}}{100} = 900 \text{ g de C}$$

$$b) \% \text{ en masa de impurezas} = \frac{m \text{ (g) de impurezas}}{m \text{ (g) de la mezcla}} \cdot 100$$

También es posible hallar la masa de impurezas restando la cantidad total de mineral de la cantidad de carbono que contiene:

$$1\,000 \text{ g} - 900 \text{ g} = 100 \text{ g de impurezas}$$

26

$$a) \% \text{ en masa de CaO} = \frac{m \text{ (g) de CaO}}{m \text{ (g) de la mezcla}} \cdot 100$$

Sustituimos:

$$\% \text{ en masa de CaO} = \frac{90 \text{ g}}{150 \text{ g}} \cdot 100 = 60 \% \text{ de CaO}$$

b) Calculamos la masa de impurezas:

$$150 \text{ g} - (90 \text{ g} + 52,5 \text{ g}) = 7,5 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa de impurezas} = \frac{m \text{ (g) de impurezas}}{m \text{ (g) de la mezcla}} \cdot 100$$

Sustituimos:

$$\% \text{ en masa de impurezas} = \frac{7,5 \text{ (g)}}{150 \text{ (g)}} \cdot 100 = 5 \%$$

27

a) Cloruro de sodio; 10 g

b) Agua; 150 mL = 150 g

c) g de soluto + g de disolvente = 10 g + 150 g = 160 g

$$d) \% \text{ en masa} = \frac{10 \text{ g de soluto}}{160 \text{ g de disolución}} \cdot 100 = 6,25 \%$$

28

Aplicamos la fórmula de la ρ para conocer la m_{leche} :

$$2 \text{ L} = 2\,000 \text{ mL}; m_{\text{leche}} = \rho_{\text{leche}} \cdot V_{\text{leche}} = 1,015 \text{ g/mL} \cdot 2\,000 \text{ mL} = 2\,030 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{87 \text{ g de lactosa}}{2\,030 \text{ g de leche}} \cdot 100 = 4,3 \%$$

29

$$4 \% = \frac{x \text{ g de soluto}}{250 \text{ g de disolución}} \cdot 100$$

$$x = 4 \cdot 250/100 = 10 \text{ g de clorato de potasio}$$

30

$$a) \% \text{ en volumen} = (10 \text{ mL de soluto}/110 \text{ mL de disolución}) \cdot 100 = 9,1 \%$$

$$b) m_{\text{alcohol}} = \rho_{\text{alcohol}} \cdot V_{\text{alcohol}} = 0,8 \text{ g/mL} \cdot 10 \text{ mL} = 8 \text{ g}$$

$$\text{Concentración en g/L} = 8 \text{ g}/0,110 \text{ L} = 72,7 \text{ g/L}$$

31

$$\text{Masa total de las sustancias en la disolución} = 27 + 4 + 2 + 1 + 1 + 0,1 = 35,1 \text{ g}$$

$$\% \text{ de cloruro de sodio} = (27 \text{ g}/35,1 \text{ g}) \cdot 100 = 76,9 \%$$

$$\% \text{ de cloruro de magnesio} = (4 \text{ g}/35,1 \text{ g}) \cdot 100 = 11,4 \%$$

$$\% \text{ de sulfato de magnesio} = (2 \text{ g}/35,1 \text{ g}) \cdot 100 = 5,70 \%$$

$$\% \text{ de sulfato de calcio} = (1 \text{ g}/35,1 \text{ g}) \cdot 100 = 2,85 \% = \% \text{ de sulfato de potasio}$$

$$\% \text{ de carbonato de calcio} = 100 - (76,9 + 11,4 + 5,7 + 2,85 + 2,85) = 0,3 \%$$

32

■ Concentración en g/L = m en g de soluto/ V en L de disolución; m = concentración en g/L $\cdot V$ en L de disolución = 10 g/L \cdot 0,250 L = 2,5 g

■ En un matraz aforado de 250 mL se echa un poco de agua destilada y, a continuación, los 2,5 g de sulfato de sodio (previamente pesados en una balanza). Hay que seguir añadiendo agua destilada con cuidado de no sobrepasar el enrase de los 250 mL.

33

$$11^\circ = 11 \% \text{ en volumen}$$

$$11 \% = \frac{x \text{ mL de alcohol etílico}}{750 \text{ mL de disolución}} \cdot 100$$

$$x = \frac{11 \cdot 750}{100} = 82,5 \text{ mL de alcohol etílico}$$

2.5. Tipos de disoluciones (pág. 48)

34

Una disolución es concentrada cuando le falta poca cantidad de soluto para la saturación, y diluida cuando aún le falta mucho soluto para la saturación.

35

Si es correcta; se corresponde con la definición que se da en el texto.

36

- a) Al cloruro de sodio.
- b) Al nitrato de potasio.
- c) A 20 °C, la solubilidad del nitrato de potasio es 30 g/100 g de agua, y a 40 °C es 70 g/100 g de agua.
- d) 10 g no se disolverán e irán al fondo del recipiente.
- e) A 25 °C.
- f) $70 \text{ g} \cdot 2 = 140 \text{ g}$

2.6. Métodos de separación de los componentes de una mezcla (pág. 50)

37

Podría separarse siguiendo estos pasos:

- **Por filtración.** La mezcla se vierte sobre un embudo que contenga un filtro de papel. La arena quedará en el filtro, mientras que el agua de mar atravesará los poros del filtro y será recogida en un recipiente.
- **Por cristalización.** En un recipiente ancho se vierte el filtrado anterior. Al cabo de un tiempo se evaporará el agua, quedando las sales en forma sólida.

38

Por destilación llevamos la mezcla a ebullición. Entonces, el líquido de menor punto de ebullición pasará, primero, al estado de vapor; a continuación, haríamos que atravesase el tubo interior de un refrigerante, para recuperarlo, finalmente, en estado líquido en un recipiente colocado a la salida del tubo. Cuando el termómetro situado en el matraz de destilación comenzara a subir de nuevo, se dejaría de calentar, quedando aislado el segundo líquido.

2.7. Importancia de algunas mezclas y sustancias puras en los seres vivos (pág. 52)

39

El contenido en agua de todos los seres vivos es muy alto, superior al 50 %.

40

- Sí existe una relación: los órganos más activos son los que tienen más contenido en agua.
- El agua es un excelente disolvente y, por ello, los seres vivos la utilizan para desarrollar sus reacciones químicas, al igual que como medio para transportar de un lugar a otro del organismo las sustancias disueltas en ella. Además, su elevada capacidad calorífica consigue amortiguar los cambios bruscos de temperatura.

41

No es posible. La densidad de una sustancia pura es una característica propia de dicha sustancia.

En el caso del agua (a 4 °C) es 1 000 kg/m³ (véase tema 1).

42

No es suficiente el conocimiento de una sola propiedad específica para determinar que las dos muestras son iguales; además, es necesario conocer otras propiedades, como la temperatura de fusión, la de ebullición y el comportamiento de la temperatura en el cambio de estado; solo así se podrá estar seguro del tipo de muestra.

43

Además de no aniquilar al virus, la introducción del antibiótico aumenta el riesgo de que algunas bacterias patógenas se hagan resistentes a él, de modo que, cuando realmente proliferen, el antibiótico habrá dejado de ejercer su acción o será necesario aumentar su dosis.

44

La mejor defensa contra las enfermedades víricas es la vacunación preventiva.

45

- a) La acción del medicamento será deficiente.
- b) El fármaco puede producir el envenenamiento de algunos órganos.

Evaluación (pág. 54)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

1

Mezcla heterogénea: agua y aceite.

Mezcla homogénea: agua de mar.

Sustancia pura (elemento): azufre.

Sustancia pura (compuesto): agua destilada.

(Ejercicios de los apartados: 2.1, 2.2 y 2.3)

2

No es posible diferenciarlas por el color, olor, etc., pero sí calculando la densidad de ambas muestras (la que resulte 1 000 kg/m³ a 4 °C es agua destilada) y, sobre todo, llevándolas a temperatura de ebullición o solidificación: aquella muestra que mantenga la temperatura de cambio de estado constante a lo largo del proceso será el agua destilada.

(Ejercicios del apartado: 2.2)

3

Disoluciones: vino, gaseosa y aire.

(Ejercicios del apartado: 2.2)

4

a) **Soluto:** cloruro de potasio. **Disolvente:** agua.

b) Cantidad de disolución = 20 g + 200 g = 220 g

c) % en masa = $\frac{20 \text{ g de soluto}}{220 \text{ g de disolución}} \cdot 100 = 9,1\%$

(Ejercicios del apartado: 2.4)

5

g/L = 20 g de soluto/0,202 L de disolución = 99 g/L

$\rho_{\text{disolución}} = 220 \text{ g}/202 \text{ mL} = 1,1 \text{ g/mL}$

(Ejercicios del apartado: 2.4)

6

Primero se calcula la cantidad de alcohol etílico necesario:
 $30\% = (x \text{ mL de alcohol etílico}/1\,500 \text{ mL de disolución}) \cdot 100$;
 $x = 30 \cdot 1\,500/100 = 450 \text{ mL de alcohol etílico.}$

Posteriormente, en un matraz aforado de 1,5 L se vierte un poco de agua destilada. A continuación, y con ayuda de un embudo, se echan los 450 mL de alcohol etílico (medidos previamente con una probeta). Se añade más agua destilada hasta llegar casi al enrase y se completa con ayuda de un cuentagotas.

(Ejercicios del apartado: 2.4)

7

a) % en masa de $\text{FeS}_2 = \frac{\text{masa (kg) de FeS}_2}{\text{masa (kg) de la mezcla}} \cdot 100$

Sustituimos:

$$60\% = \frac{x \text{ kg de FeS}_2}{50 \text{ kg}} \cdot 100$$

$$x \text{ kg de FeS}_2 = \frac{60 \cdot 50}{100} = 30 \text{ kg de FeS}_2$$

b) Calculamos la masa de impurezas:

$$50 \text{ kg} - 30 \text{ kg} = 20 \text{ kg}$$

(Ejercicios del apartado: 2.4)

8

a) La solubilidad del sulfato de potasio en agua a 20 °C es de 10 g/100 g de agua; si a esa temperatura se disuelven 25 g de sulfato de potasio en 250 g de agua, se obtiene una disolución **saturada**.

b) Al calentar un refresco, la solubilidad del gas que contiene **disminuye**.

c) En agua caliente, el azúcar se disuelve **mejor**, debido a que su solubilidad **aumenta**.

(Ejercicios del apartado: 2.5)

9

Mediante una filtración separaríamos la arena de los dos líquidos. A continuación, la mezcla de ambos líquidos se vertería a un embudo de decantación, y mediante este procedimiento separaríamos la acetofenona (que se obtendría en primer lugar por ser más densa) del agua.

(Ejercicios del apartado: 2.6)

3 Materia: estructura interna

3.1. Propiedades eléctricas de la materia (pág. 56)

1

Sí, la electricidad es una propiedad de la materia, como la masa o la densidad.

Los aislantes son materiales que retienen durante bastante tiempo la electricidad adquirida. Ejemplos: vidrio, goma, azufre, cuarzo, madera, ebonita...

Los conductores son materiales a través de los cuales la electricidad circula con facilidad y apenas es retenida (solo cuando se encuentra con un aislante). Por ejemplo, los metales.

2

No los atrae porque la electricidad adquirida por el metal no queda retenida en él.

Sí los atrae porque ahora el material aislante detiene a la electricidad en la barra de metal (siempre que esta no se toque con las manos).

3

■ **Conductores:** un hilo de cobre, un tenedor de acero, el cuerpo humano y una disolución salina.

■ **Aislantes:** el plástico que recubre el hilo de cobre y una cuchara de madera.

4

Los cuerpos cargados con la misma clase de electricidad se **repelen** y los cargados con distinta clase de electricidad se **atraen**.

5

Todos tienen, en efecto, la misma raíz.

6

El vidrio, al ser frotado, adquiere electricidad de signo positivo; por tanto, y dado que el cuerpo es repelido, la electricidad que posee el pequeño cuerpo es positiva.

3.2. Carga eléctrica. Fenómenos eléctricos (pág. 58)

7

Electrización por frotamiento, por contacto o por inducción.

8

Cuando adquiere carga eléctrica y, por tanto, es capaz de atraer cuerpos ligeros. Por ejemplo el plástico frotado, el peine al peinarnos...

3.3. Instrumentos de medida (pág. 59)

9

En el 2. Se aprecia cómo las hojas del electroscopio se separan, lo que indica que detectan la proximidad de un cuerpo electrizado (se electrizan por inducción o influencia).

En el 3. Se observa cómo las hojas del electroscopio vuelven a su posición original, lo que sugiere que la electrización por influencia solo dura mientras esté próximo el cuerpo electrizado.

En el 4. Las hojas se separan violentamente y quedan así después de alejar el cuerpo electrizado, lo que parece indicar que la electrización por contacto es permanente.

En el 5. Se aprecia cómo las hojas se cierran sobre sí mismas. Este hecho se podría explicar si suponemos que la carga almacenada en las hojas se transmite a nuestro cuerpo (que no tiene electricidad).

10

Esta experiencia demuestra que el aire en contacto con un cuerpo cargado también se carga de electricidad por acción de este.

11

- a) En ambos casos se comprueba que, tanto el punzón como el destornillador se han electrizado, pero la electrización del destornillador es superior.
- b) Los materiales conductores pueden electrizarse por frotamiento si se los sujeta a través de un mango de material aislante, y la electrización es mucho mayor si el metal no acaba en punta. Por tanto, los objetos metálicos terminados en punta pierden fácilmente sus cargas (las transmiten con facilidad al entorno), lo que puede deberse a que en las puntas se acumula gran cantidad de carga en un espacio muy reducido.

12

- a) El chorrito de agua es desviado de forma espectacular.
- b) Al pasar el peine varias veces por el pelo se consigue electrizarlo. Una vez electrizado, atrae al chorro de agua de la misma forma que una barra de plástico frotada atrae pequeños trozos de papel.
- c) El fenómeno eléctrico no se limita solo a los materiales que se encuentran en estado sólido, sino que también se presenta en líquidos y gases.

3.4. El fenómeno eléctrico y la estructura atómica de la materia (pág. 61)

13

Thomson descubrió los electrones. Demostró la existencia de unas partículas más pequeñas que el átomo de hidrógeno, cargadas negativamente.

14

El átomo no es indivisible. En su interior hay varias partículas, algunas de las cuales son portadoras de carga eléctrica. Sí que es cierto que los átomos que intervienen en los procesos químicos ordinarios siempre participan enteros, es decir, nunca se divide la corteza o el núcleo en dos, tres o más partes.

15

Que la materia se presenta en estado neutro.

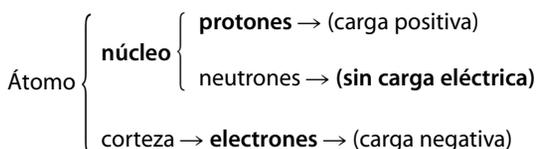
16

Las diferencias entre ambos modelos son las siguientes:

- El modelo atómico de Thomson postula que el átomo es una esfera de carga positiva en la que están incrustados los electrones.
- El modelo atómico de Rutherford postula que el átomo consta de dos partes: núcleo y corteza.

El núcleo es una región muy pequeña donde se hallan los protones. Los diminutos electrones se encuentran alejados del núcleo, en una amplia zona denominada corteza. Los electrones están en continuo movimiento alrededor del núcleo.

17



18

Ha de ser el mismo, ya que ambas partículas tienen el mismo valor de carga eléctrica aunque de signo contrario.

19

En el espacio disponible no se puede hacer un dibujo del átomo a escala, ya que el núcleo no se vería apenas.

No están hechos a escala: en esos dibujos, el núcleo aparece muchísimo más grande de lo que le correspondería si se hicieran a escala.

20

Es un espacio esférico prácticamente vacío.

21

$1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg} / 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \approx 2 \cdot 10^3$ electrones

22

Al acercarse el cuerpo cargado, las cargas de distinto signo de la bolita de metal se colocan frente a él, y las de signo distinto, en el extremo opuesto de la bolita (electrización por inducción). Cuando los dos cuerpos entran en contacto, pasan cargas del cuerpo cargado, A, a la bolita, con lo que esta se carga con electricidad del mismo signo (electrización por contacto); acto seguido, se separan, pues los cuerpos cargados con electricidad de igual signo se repelen.

23

Cuando un cuerpo pierde electrones, queda cargado **positivamente**, mientras que cuando adquiere electrones, queda cargado **negativamente**.

24

Si la carga de 1 electrón es de $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, la pérdida de x electrones será de 1 C :

$$x = 1 / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 6,2 \cdot 10^{18} \text{ electrones}$$

25

a) Al frotar la varilla de vidrio, pasan electrones de este a la seda, con lo que el vidrio queda cargado. En el proceso no se crea carga; solo se transfiere de un cuerpo a otro.

b) Al frotar dos reglas de plástico, pasan electrones del paño al plástico, con lo que las dos reglas quedan cargadas negativamente y se repelen por tener el mismo signo de carga.

Al frotar una varilla de vidrio, pasan electrones del vidrio al paño, con lo que la varilla de vidrio se carga positivamente. Entonces, atraerá a la regla de plástico previamente frotada, ya que ambas poseen cargas de distinto signo.

c) Porque son materiales aislantes y los electrones, en el caso de las reglas de plástico, o la ausencia de electrones, en el caso de las varillas de vidrio, se acumulan en el extremo frotado.

d) Porque el dedo neutraliza las cargas de la bolita, llevándose el exceso de electrones, en el caso de estar cargada negativamente, o aportando electrones a la bolita, si está cargada positivamente. Y esto es así debido a que el cuerpo humano es conductor.

3.5. Números que identifican al átomo (pág. 66)

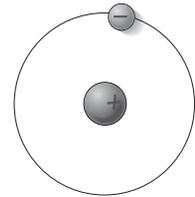
26

■ $m_H \approx 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

■ $\text{carga} = -1 + 1 = 0$

■ $Z = 1$

■ $A = Z + N = 1 + 0 = 1$

**27**

Sí es correcta. Un átomo es eléctricamente neutro porque tiene el mismo número de protones que de electrones.

28

Nombre del átomo	Átomo	N.º de p ⁺	N.º de n	N.º de e ⁻	Z	A
Aluminio	${}^{27}_{13}\text{Al}$	13	14	13	13	27
Nitrógeno	${}^{14}_7\text{N}$	7	7	7	7	14
Cloro	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	17	17	35
Cloro	${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	20	17	17	37

3.6. Iones (pág. 67)

29

No hay el mismo número de electrones y de protones en un ion.

En un catión hay menor número de electrones que de protones, y en un anión hay mayor número de electrones que de protones.

30

Como es un ion monopositivo, ha perdido 1 electrón; por tanto, no hay equilibrio entre el número de electrones y el de protones, así el ion Na^+ tiene 10 electrones, 11 protones y 12 neutrones.

31

Como es un ion con tres cargas negativas, ha ganado 3 electrones; por tanto, no hay equilibrio entre el número de electrones y el de protones y tiene 10 electrones, 7 protones y 7 neutrones.

32

Nombre del ion	Ion	Z	A	N.º de p ⁺	N.º de n	N.º de e ⁻
Ion aluminio(III)	Al ³⁺	13	27	13	14	10
Ion óxido	O ²⁻	8	16	8	8	10
Ion cloruro	Cl ⁻	17	35	17	18	18
Ion hierro(II)	Fe ²⁺	26	56	26	30	24

3.7. Isótopos. Concepto de elemento químico (pág. 68)

33

³⁵Cl y ³⁷Cl.

34

Es incorrecta. Debe decir: «Los isótopos de un elemento son aquellos átomos de ese elemento que tienen distinto número másico».

35

Tienen, en efecto, el mismo número de electrones; solo se diferencian en el número de neutrones.

36

Dalton tendría que haber afirmado que son muy parecidos (todos tienen el mismo número de electrones y protones); sin embargo, hay algunos más masivos que otros y, por tanto, no todos los átomos de un elemento son iguales.

37

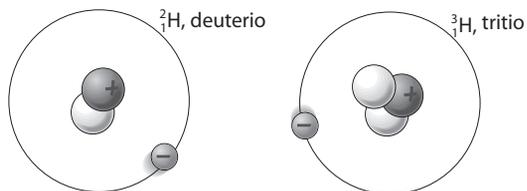
a) Z = 1

b) ¹H: 1 protón, 1 electrón y 0 neutrones.

²H: 1 protón, 1 electrón y 1 neutrón.

³H: 1 protón, 1 electrón y 2 neutrones.

c) Con número másico 1, está dibujado en el ejercicio 26.

**38**

Se suele suprimir el número atómico porque el conocimiento del símbolo del elemento es ya una indicación del número atómico de ese elemento, pues cada elemento solo puede tener un único número atómico.

39

No. Las sustancias simples formadas por moléculas, como, por ejemplo, H₂, O₂, O₃, Cl₂, etc., no son elementos, sino sustancias formadas por la unión de dos (o más) elementos iguales.

40

No hay regla fija; la mayoría de los elementos tienen dos o tres isótopos, aunque algunos poseen solo uno (el berilio, el aluminio o el fósforo). Todas aquellas combinaciones de protones y neutrones que produzcan núcleos estables dan lugar a átomos estables.

41

Estables y no estables o radiactivos.

42

Es aquel cuyo núcleo cambia o se desintegra, emitiendo radiaciones energéticas en forma de partículas o de ondas electromagnéticas.

43

Entre otras aplicaciones, se utiliza como moderador de la reacción de fisión en los reactores nucleares.

44

Isótopo	Aplicación
Cobalto-60	Tratamiento contra el cáncer.
Carbono-14	Datación de materiales con una antigüedad no muy alta.
Yodo-131	Tratamiento contra el cáncer.
Sodio-24	Detección de trastornos circulatorios de la sangre.

45

RESPUESTA LIBRE.

3.8. La electricidad: desarrollo científico-tecnológico (pág. 72)

46

RESPUESTA LIBRE.

47

RESPUESTA LIBRE.

48

Con esta medida se pretende conseguir un mayor ahorro energético.

49

RESPUESTA LIBRE.

Evaluación (pág. 74)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

1

- **Electrización por frotamiento.** Al frotar determinado material con un paño, pasan cargas eléctricas del material al paño o del paño al material. En ambos casos, tanto el material como el paño quedan electrizados (cargados de electricidad), si bien con electricidad de diferente signo.
- **Electrización por contacto.** Se pone en contacto un cuerpo neutro con otro cargado, que transfiere las cargas eléctricas al primero, que queda, de ese modo cargado.
- **Electrización por inducción.** Ahora no es preciso que haya contacto entre el cuerpo cargado y el neutro. Se produce un reordenamiento de cargas en el material neutro, de modo que las de signo contrario a las del cuerpo cargado se colocan en el extremo más cercano a este, y las del mismo signo, en el extremo opuesto.

(Ejercicios de los apartados 3.1 y 3.2)

2

El electroscopio consiste en una barra metálica terminada en su extremo superior en una esfera, también metálica, y en su extremo inferior en dos hojas metálicas (oro o aluminio). La mayor parte de la barra se encuentra aislada del exterior por un recipiente de vidrio.

Cuando se toca la esfera metálica con un cuerpo cargado, las hojas se separan; esto se debe a que las cargas eléctricas existentes en el cuerpo electrizado bajan por la barra y electrizan las hojas con electricidad del mismo signo, por lo que estas se repelen.

Como el grado de separación es proporcional a la carga suministrada, con la ayuda de una escala tendremos una medida del valor de la carga.

(Ejercicios del apartado 3.3)

3

- a) La electricidad es una propiedad de todos los materiales.
- b) Con los electrones y los protones.
- c) En el átomo. Los electrones en la corteza, y los neutrones en el núcleo.
- d) El átomo está constituido por dos regiones: el núcleo y la corteza.

El núcleo es una región muy pequeña y cargada positivamente, ya que allí se encuentran los protones, partículas portadoras de carga positiva (posteriormente se descubrió que en el núcleo había otro tipo de partículas, los neutrones). Alejados del núcleo, en una amplia zona que recibe el nombre de corteza y en continuo movimiento alrededor del núcleo, están localizados los diminutos electrones.

(Ejercicios del apartado 3.4)

4

- El helio es un **elemento** y, por tanto, está formado por multitud de **átomos**. No todos ellos son iguales; se diferencian en el número másico y reciben el nombre de **isótopos**.
- A un **átomo** de helio le cuesta mucho ganar o perder electrones y, de ese modo, convertirse en **ion**; sin embargo, un **átomo** de calcio, tiene tendencia a perder dos electrones y convertirse en un **ion** positivo, también llamado **cati6n**.
- La tendencia del yodo es adquirir un electr6n y convertirse en **ani6n**.
- Por 6ltimo, el agua es un **compuesto** y est6 formado por multitud de **mol6culas**.

(Ejercicios de los apartados 3.6 y 3.7)

5

- a) No; est6 formado por tres clases distintas de 6tomos que se diferencian entre s6 por el n6mero de neutrones.
- b) Elemento qu6mico es aquella sustancia pura formada por 6tomos que tienen igual n6mero at6mico, si bien pueden tener diferente n6mero m6sico.
- c) Los 6tomos que forman el elemento tienen el mismo n6mero de protones; por tanto, el n6mero at6mico es igual para todos ellos y constituye el n6mero at6mico del elemento. Sin embargo, debido a la existencia de is6topos, hay diferentes valores de n6meros m6sicos (tantos como is6topos tenga el elemento), por lo que no se puede elegir uno como representativo del elemento.

(Ejercicios de los apartados 3.5 y 3.7)

6

Nombre de la especie química	Especie química	N.º de p ⁺	N.º de e ⁻	N.º de n	Z	A
Átomo de flúor	${}^{19}_9\text{F}$	9	9	10	9	19
Átomo de magnesio	${}^{25}_{12}\text{Mg}$	12	12	13	12	25
Ion/catión calcio	Ca^{2+}	20	18	20	20	40
Átomo de magnesio	${}^{26}_{12}\text{Mg}$	12	12	14	12	26
Ion/anión nitruro	N^{3-}	7	10	7	7	14

Isótopos: ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ y ${}^{25}_{12}\text{Mg}$.

(Ejercicios de los apartados 3.5, 3.6 y 3.7)

7

- El cobalto-60 y el yodo-131 se emplean en medicina para destruir células cancerosas.
- El uranio-238 y el carbono-14 se utilizan para la datación de rocas, plantas y animales.
- El sodio-24 se utiliza para detectar desórdenes circulatorios.

(Ejercicios del apartado 3.7)

4 Elementos y compuestos

4.1. A la búsqueda de nuevos elementos

(pág. 76)

1

Los átomos que forman parte del mismo elemento han de poseer el mismo número atómico, es decir, tener en el núcleo el mismo número de protones.

2

Para poder explicar la diversidad de sustancias que nos ofrece la naturaleza o incluso obtener otras nuevas que ayuden a mejorar nuestra vida.

3

No; algunos han sido creados de manera artificial en los laboratorios.

4

Elemento	Símbolo	Número atómico	Elemento	Símbolo	Número atómico
Cloro	Cl	17	Helio	He	2
Magnesio	Mg	12	Aluminio	Al	13
Oxígeno	O	8	Carbono	C	6
Azufre	S	16	Silicio	Si	14
Hierro	Fe	26	Oro	Au	79
Potasio	K	19	Neón	Ne	10
Nitrógeno	N	7	Sodio	Na	11

4.2. Masa atómica de un elemento (pág. 78)

5

- $A = 35$
- No es lo mismo; son conceptos distintos.
- La masa atómica representa mejor la masa del átomo.

6

Las masas atómicas de la mayoría de los elementos son números decimales porque las masas atómicas de los isótopos que contienen son decimales; además, al hallar la media ponderada de esas masas atómicas, casi siempre sale un número decimal.

7

- La abundancia ha de sumar 100%, y como solo son dos isótopos:

$$100\% - 51,82\% = 48,18\%$$

- Masa atómica de la Ag:

$$M_{\text{Ag}} = \frac{51,82 \cdot 106,91 + 48,18 \cdot 108,90}{100}$$

$$M_{\text{Ag}} = 107,87$$

4.3. Agrupaciones de átomos en la materia

(pág. 79)

8

- a) Es una sustancia molecular.
- b) Está formada por cinco átomos: cuatro de hidrógeno y uno de carbono.

9

- A la estructura formada por la unión de ambos átomos se la llama molécula.

10

- **Sustancias simples:** N₂, O₃, Cl₂ y Br₂.
- **Sustancias compuestas:** CO₂ y NH₃.

4.4. Distribución de los elementos en la naturaleza (pág. 80)

11

Hidrógeno y helio.

12

$$78\% + 21\% = 99\%$$

13

- En estado sólido: hielo y nieve.
En estado líquido: océanos, mares, ríos y aguas subterráneas.
En estado gaseoso: vapor de agua y agua de las nubes.
- El hidrógeno y el oxígeno.

14

$$100\% - 1,2\% = 98,8\%$$

15

En la corteza terrestre.

16

Formado por sílice, es decir, por dióxido de silicio (SiO₂).

17

El elemento más abundante en el ser humano y en el resto de especies animales y vegetales es el oxígeno.

18

- La más adecuada es una alimentación variada que contenga de todo: carne, pescado, pan, verduras, legumbres, leche, huevos, fruta variada y frutos secos.
- Para combatir la anemia, es necesario aportar al organismo Fe.

19

El contenido en agua de todos los seres vivos es muy alto, superior al 50%.

20

- Sí existe una relación: los órganos más activos son los que tienen más contenido en agua.
- El agua es un excelente disolvente y, por ello, los seres vivos la utilizan para desarrollar sus reacciones químicas, al igual que como medio para transportar de un lugar a otro del organismo las sustancias disueltas en ella. Además, su elevada capacidad calorífica consigue amortiguar los cambios bruscos de temperatura (al igual que sucede en los océanos).

Evaluación (pág. 84)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

1

Se pueden formar varios millones.

(Ejercicios del apartado 4.1)

2

Los elementos en el sistema periódico se distribuyen en orden creciente del número atómico, de izquierda a derecha y de arriba abajo, formando períodos y grupos.

(Ejercicios del apartado 4.1)

3

Elemento	Símbolo	Número atómico	Masa atómica
Flúor	F	9	19,0
Oxígeno	O	8	15,99
Calcio	Ca	20	40,08
Carbono	C	6	12
Selenio	Se	34	78,96
Hidrógeno	H	1	1,01
Plata	Ag	47	107,87
Bromo	Br	35	79,91
Mercurio	Hg	80	200,6
Fósforo	P	15	30,97
Argón	Ar	18	39,95
Cesio	Cs	55	132,90

(Ejercicios de los apartados 4.1 y 4.2)

4

No coinciden porque el elemento suele estar formado por varios isótopos, cada uno con su propia masa atómica, de modo que la masa atómica del elemento es la media ponderada de las masas de sus isótopos.

(Ejercicios del apartado 4.2)

5

La masa atómica del M_{Ne} es:

$$M_{\text{Ne}} = \frac{90,93 \cdot 19,98 + 0,25 \cdot 20,99 + 8,82 \cdot 21,98}{100}$$

$$M_{\text{Ne}} = 20,16$$

(Ejercicios del apartado 4.2)

6

■ Excepto los gases nobles (helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón) que son átomos aislados, los demás elementos se unen.

■ Moléculas y cristales. Las sustancias que forman moléculas pueden ser sustancias simples o compuestas. Sustancias simples: nitrógeno (N_2), hidrógeno (H_2)...

Sustancias compuestas: ácido clorhídrico (ClH), amoníaco (NH_3)...

Las sustancias que forman cristales son sólidas y pueden estar constituidas por átomos, moléculas o iones. Por ejemplo, diamante, cloruro de sodio (sal común), sodio, potasio, hierro...

(Ejercicios del apartado 4.3)

7

A temperatura ambiente, las sustancias que forman cristales se hallan en estado **sólido** y pueden estar constituidas por átomos, moléculas o **iones**, que se ordenan conforme a un patrón que se repite en las tres direcciones del espacio, denominado **retícula**.

(Ejercicios del apartado 4.3)

8

■ Sustancias formadas por moléculas: agua (H_2O), cloro (Cl_2), oxígeno (O_2), etcétera.

■ Sustancias formadas por cristales: diamante (C), cloruro de sodio (NaCl), hierro (Fe), etcétera.

(Ejercicios del apartado 4.3)

9

■ Las **biomoléculas** son moléculas que se forman por la unión de átomos de los bioelementos.

■ Se clasifican en dos tipos: inorgánicas y orgánicas.

(Ejercicios del apartado 4.4)

5 La reacción química

5.1. Cambios físicos y químicos (pág. 86)

1

Proceso	Cambios físicos	Cambios químicos
La combustión de una cerilla		✓
La deformación de un muelle	✓	
La fusión de un cubito de hielo	✓	
La oxidación de un clavo de hierro		✓
La dilatación de una varilla	✓	
La descomposición de un alimento		✓
El desteñimiento de una prenda al lavarla con lejía		✓

2

Son cambios físicos porque en ellos no se modifica la naturaleza de la sustancia que cambia de estado, es decir, no se altera la relación de átomos que la componen.

3

Se produce un cambio químico: el aspecto del huevo antes y después de freírse es muy diferente lo cual parece indicar que unas sustancias se han transformado en otras. Microscópicamente se puede observar cómo al freírlo, las altas temperaturas desnaturalizan, al romperlas, las proteínas contenidas en el huevo.

5.2. Ley de conservación de la masa (pág. 87)

4

Debe haberse formado alguna otra sustancia que no se ha recogido, por ejemplo una sustancia gaseosa, ya que siempre se cumple la ley de conservación de la masa.

5

Ley de conservación de la masa:

$$100 \text{ g} = 56 \text{ g} + x \text{ g}; x = 100 \text{ g} - 56 \text{ g} = 44 \text{ g de gas}$$

6

■ Segun la ley de conservación de la masa:

$$32 \text{ g} + x \text{ g} = 64 \text{ g}; x = 64 \text{ g} - 32 \text{ g} = 32 \text{ g de oxígeno}$$

■ Una cantidad que sobrepase los 32 g queda sin reaccionar, es decir, en forma de oxígeno.

5.3. Ley de las proporciones definidas

(pág. 88)

7

Sí son equivalentes, pues en ambas el cociente es el mismo. Son relaciones equivalentes todas aquellas que sean múltiplo (o submúltiplo) de una dada.

8

Reaccionará 1 g de hidrógeno con 8 g de oxígeno, se formarán 9 g de agua y quedarán 2 g de oxígeno sin reaccionar (se ha puesto exceso de este gas).

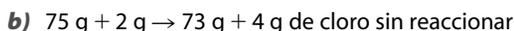
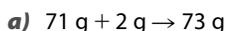
9

La relación 2/16 equivale a la relación 1/8; por tanto, se formarán:

$$2 \text{ g} + 16 \text{ g} = 18 \text{ g de agua}$$

10

cloro + hidrógeno → cloruro de hidrógeno



11

■ Aplicando la ley de conservación de la masa:

$$5 \text{ g} + 2,5 \text{ g} = 7,5 \text{ g de sulfuro de cobre(II)}$$

■ Aplicando la ley de las proporciones definidas: la proporción 5 g de cobre/2,5 g de azufre, explica que, de los 4 g de azufre, solo reaccionen:

$$4 \text{ g} - 2,5 \text{ g} = 1,5 \text{ g de azufre}$$

Por tanto, se formará la misma cantidad de sulfuro de cobre(II) que la que se indicó en el apartado anterior (7,5 g).

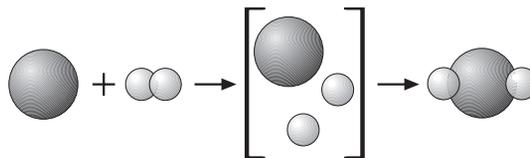
■ Sí se cumple la ley de conservación de la masa, ya que se partió de un total de 9 g y se obtuvieron 7,5 g de producto + 1,5 g de azufre que quedó sin reaccionar.

5.4. Explicación de las reacciones químicas según la teoría atómico-molecular (pág. 89)

12

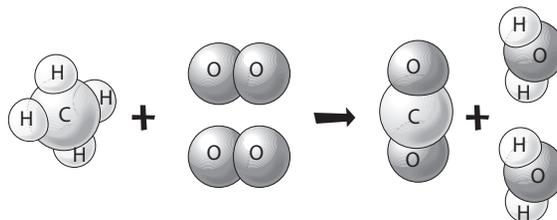
Ello se debe a que las cantidades de reactivos no guardan la relación fija que existe entre sus partículas. Es decir, hay un número de partículas de uno de los reactivos (el que está en exceso) que no encuentra partículas del otro reactivo con las que poder combinarse, por lo que la masa de todas estas partículas que no reaccionan constituye la masa de reactivo que queda sin reaccionar.

13



5.5. Ecuaciones químicas (pág. 90)

14

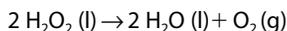


Reactivos	→	Productos
Átomos de C: 1		Átomos de C: 1
Átomos de H: 4		Átomos de H: 4
Átomos de O: 4		Átomos de O: 4

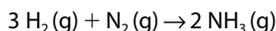
15

- $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{C} (\text{s}) \rightarrow 4 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2 (\text{g})$
- $\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{CO} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g})$
- $4 \text{NH}_3 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO} (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{HCl} (\text{aq}) + \text{FeS} (\text{s}) \rightarrow \text{FeCl}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{S} (\text{g})$

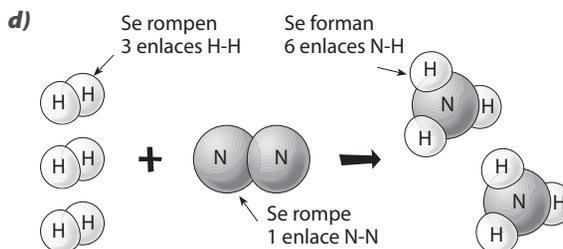
16



17



- a) Todas las sustancias son gaseosas.
- b) Hay 3 moléculas de H_2 , 1 molécula de N_2 y 2 de NH_3 .
- c) En los reactivos: 3 moléculas · 2 átomos que tiene cada una = 6 átomos de hidrógeno.
En los productos: 2 moléculas · 3 átomos que tiene cada una = 6 átomos de hidrógeno.



5.6. Importancia de las reacciones químicas (pág. 92)

18

Se debe a que hoy en día disponemos de productos de limpieza tales como detergentes, jabones, limpiadores de varios tipos, abrillantadores, desengrasantes, etc., todos ellos obtenidos mediante diversas reacciones químicas. Además, la química interviene en alguno de los procesos de fabricación de los aparatos electrodomésticos: lavadoras, lavavajillas, hornos, secadoras, placas vitrocerámicas, aspiradoras, etc., que facilitan las tareas domésticas.

19

La química ha contribuido con la obtención y desarrollo de sustancias que mejoran nuestra salud: medicamentos, alimentos, productos de higiene, etc., y también con los descubrimientos de nuevos materiales que hacen la vida más fácil.

20

Nuevos plásticos y fibras sintéticas, tuberías de gran resistencia, material aislante, ropa impermeable que permite la transpiración, trajes espaciales, airbags..., anticongelantes, disolventes, pinturas, perfumes, cremas, aditivos alimentarios y medicamentos, entre otros.

5.7. La química, el medio ambiente y la salud (pág. 93)

21

La peligrosa radiación ultravioleta llegaría a la superficie de la Tierra, y en los seres vivos se producirían alteraciones inmunológicas, mutaciones, problemas oculares, cáncer de piel y, finalmente, la muerte.

22

Al aumentar la temperatura en las estaciones cálidas, se inician las reacciones de destrucción del ozono debido a la mayor activación de los átomos de Cl.

23

Los átomos de cloro son muy reactivos, y uno solo puede combinarse múltiples veces con muchas moléculas de ozono y destruirlas. En una molécula de CFC existen tres átomos de Cl que pueden liberarse sucesivamente a lo largo del tiempo.

24

Por el efecto invernadero de sus cristales, que reflejan buena parte de la energía que intenta escapar.

25

a) El efecto invernadero aumentará peligrosamente, lo que contribuirá al calentamiento global del planeta y al cambio climático (ascenso del nivel en mares y océanos, lluvias torrenciales debido a la mayor evaporación del agua, desertización más intensa...).

b) Los gobiernos deberían acordar medidas para reducir las emisiones de CO₂ y conseguir que se cumplan.

Los ciudadanos, por nuestra parte, debemos hacer un mejor aprovechamiento de la energía, procurando no derrocharla, usar más los transportes públicos y, en general, estar dispuestos a consumir menos energía.

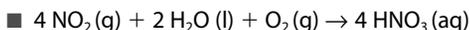
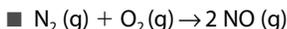
26

El vapor de agua atmosférico tendrá una acidez superior a la normal y al caer en forma de lluvia ocasionará daños en la agricultura y en la masa forestal, alteración de los ecosistemas de ríos y lagos, así como erosión y corrosión en monumentos.

27

Esta medida no evita la lluvia ácida; lo único que se consigue es que la contaminación llegue a zonas más alejadas que no estaban contaminadas.

28



29

La causa es el vertido sin depurar del agua de alcantarillado, que lleva detergentes (causantes de las espumas) y restos orgánicos (producen gases como el sulfuro de hidrógeno y compuestos amoniacales que son los causantes del mal olor).

30

Hay que reciclarlos, depositándolos, para ello, en los correspondiente lugares de recogida selectiva, por ejemplo los contenedores para pilas de mercurio.

31

Al regar el suelo (ya sea de manera natural con el agua de lluvia o mediante regadío artificial), el contaminante pasa, bien a las aguas subterráneas, bien a las aguas de algún arroyo o río. Si esas aguas se beben sin potabilizar, el contaminante llega a los seres humanos.

Esto mismo ocurre si se ingiere algún animal o vegetal que se ha contaminado debido a que ha ingerido el agua con el contaminante o lo ha tomado directamente del sustrato del suelo contaminado.

5.8. Reacciones de interés (pág. 97)

32

- a) Los cambios macroscópicos observados permiten afirmar que en el tercer corte es donde ha ocurrido una reacción química.
- b) El oxígeno del aire ha sido uno de los desencadenantes de la reacción, ya que los tres trozos han estado colocados en un sitio oscuro, donde la luz no puede intervenir. Por tanto, se trata de una reacción de oxidación.
- c) El primer corte ha estado protegido del oxígeno del aire por la envoltura de plástico y el segundo ha sido impregnado por un agente antioxidante (el ácido ascórbico contenido en la vitamina C del zumo del limón), que previene o retrasa la oxidación.

33

La luz solar es imprescindible para que las plantas verdes realicen la reacción de fotosíntesis, por lo que, al cubrir una hoja verde con papel de aluminio, se está impidiendo que se produzca dicha reacción.

Macroscópicamente se notará por la pérdida del color verde en la hoja.

34

El vinagre y el bicarbonato contienen sustancias que reaccionan entre sí. La prueba es la aparición de un producto gaseoso capaz de inflar el globo (CO_2).

Evaluación (pág. 98)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

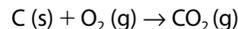
1

Proceso	Cambios físicos	Cambios químicos
Evaporación del agua contenida en un vaso	✓	
Caída del vaso al suelo	✓	
Rotura del vaso	✓	
Combustión de un tronco de leña		✓
Fermentación de la uva		✓
Digestión de un alimento		✓

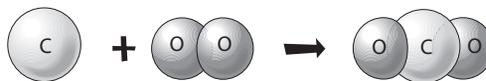
(Ejercicios del apartado 5.1)

2

- a) $44 \text{ g} - 12 \text{ g} = 32 \text{ g}$ de oxígeno
- b) Se ha aplicado la ley de conservación de la masa.
- c) La ecuación que tiene lugar es:



d)

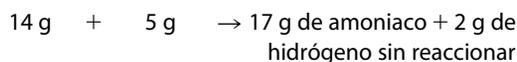
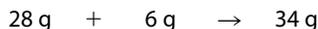


(Ejercicios de los apartados 5.1, 5.2, 5.4 y 5.5)

3

Se aplica la ley de conservación de la masa:

nitrógeno + hidrógeno \rightarrow amoníaco



(Ejercicios del apartado 5.2)

4

Según la teoría atómico-molecular, los átomos que forman los reactivos no pueden dividirse. Así pues, al final de la reacción debe haber el mismo número de átomos de cada clase que los que había al principio (eso sí, ordenados de otra forma); por tanto, la masa inicial debe coincidir con la final.

(Ejercicios del apartado 5.2)

5

La ley de las proporciones definidas explica que, cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, son sus partículas, átomos o moléculas, las que participan en tal combinación y lo hacen en una proporción equivalente a la relación existente entre sus masas, proporción que es la única posible.

(Ejercicios del apartado 5.3)

6

- $\text{C}_2\text{H}_4 \text{ (g)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (aq)}$
- $2 \text{ Cl}_2 \text{ (g)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Cl}_2\text{O}_3 \text{ (g)}$
- $\text{CO (g)} + 2 \text{ H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CH}_4\text{O (g)}$
- $2 \text{ HCl (g)} + \text{CaO (s)} \rightarrow \text{CaCl}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (aq)}$

(Ejercicios del apartado 5.5)

7

Medicamentos más eficaces, nuevos materiales (plásticos, fibras sintéticas, combustibles menos contaminantes, prótesis...), mejora en la producción de alimentos...

(Ejercicios del apartado 5.6)

Agente contaminante	Problema medioambiental	Consecuencias	Prevención
CO ₂ .	Incremento del efecto invernadero.	Sobrecalentamiento global del planeta, lo que origina el deshielo parcial de los casquetes polares, el aumento del nivel de evaporación de las aguas, etcétera.	Disminución de las emisiones de los gases que provocan el aumento del efecto invernadero.
CFC y bromuro de metilo.	Destrucción de la capa de ozono.	Agujeros en la capa de ozono, por donde pasan los rayos ultravioleta, que provocan afecciones oculares y cáncer de piel en los seres humanos, desequilibrios en el ecosistema marino y destrucción de los cultivos y la vegetación.	La no utilización de los productos contaminantes, que han de ser sustituidos por otros.
Diversos gases de azufre (SO _x) y nitrógeno (NO _x).	Lluvia ácida.	<ul style="list-style-type: none"> ■ Aumento en la acidez de ríos y lagos. ■ Erosión y corrosión de edificios. ■ Daños en la vegetación. 	Reducción de la emisión de estos óxidos, bien eliminando el azufre de los combustibles, o bien instalando filtros que les impidan pasar a la atmósfera.
Productos químicos procedentes de vertidos industriales y metalúrgicos, derivados del petróleo, aguas residuales de alcantarillado, pesticidas, herbicidas y fertilizantes.	Contaminación de las aguas, el aire y los suelos.	Alto riesgo de que los agentes contaminantes se incorporen a la cadena trófica de los seres vivos.	<ul style="list-style-type: none"> ■ Depuración de las aguas y los suelos. ■ Utilización y control de los vertederos y reciclaje de residuos.

(Ejercicios del apartado 5.7)

Anexo Formulación y nomenclatura

1. Conceptos básicos (pág. 100)

1

Elementos		Números de oxidación positivos	Números de oxidación negativos
Halógenos	Cl, Br, I	+1, +3, +5, +7	-1
	F	—	-1
Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs	+1	—
Hidrógeno		+1	-1
Oxígeno		—	-2, -1

2. Iones (pág. 101)

2

Véase la tabla al comienzo de la página siguiente.

Símbolo del elemento	N.º de oxidación positivo	N.º de oxidación negativo	Símbolo y nombre del catión	Símbolo y nombre del anión
Na	+1	—	Na ⁺ , ion sodio	—
Co	+2, +3	—	Co ²⁺ , ion cobalto(II)	—
F	—	-1	—	F ⁻ , ion fluoruro
B	+3	-3	B ³⁺ , ion boro	—
Cu	+1, +2	—	Cu ²⁺ , ion cobre(II)	—
O	—	-2, -1	—	O ²⁻ , ion óxido
Br	+1, +3, +5, +7	-1	—	Br ⁻ , ion bromuro
Ag	+1	—	Ag ⁺ , ion plata	—
H	+1	-1	H ⁺ , ion hidrógeno	H ⁻ , ion hidruro
S	+2, +4, +6	-2	—	S ²⁻ , ion sulfuro

3. Sustancias binarias oxigenadas (pág. 102)

3

Nomenclatura	Fórmula	Nomenclatura	Fórmula
Pentóxido de dicloro	Cl ₂ O ₅	Dióxido de azufre	SO ₂
Óxido de manganeso(IV)	MnO ₂	Óxido de plata	Ag ₂ O
Monóxido de carbono	CO	Óxido de azufre(VI)	SO ₃
Óxido de cinc	ZnO	Trióxido de difósforo	P ₂ O ₃
Óxido de cobre(II)	CuO	Óxido de bromo(VII)	Br ₂ O ₇
Dióxido de carbono	CO ₂	Monóxido de plomo	PbO

4

Fórmula	Sistemática	De Stock
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono(IV)
K ₂ O	Monóxido de dipotasio	Óxido de potasio
MnO ₂	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso(IV)
SnO ₂	Dióxido de estaño	Óxido de estaño(IV)
MgO	Óxido de magnesio	Óxido de magnesio
Li ₂ O ₂	Dióxido de litio	Peróxido de litio
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre(VI)
Al ₂ O ₃	Trióxido de aluminio	Óxido de aluminio

Fórmula	Sistemática	De Stock
K ₂ O ₂	Dióxido de dipotasio	Peróxido de potasio
NiO	Monóxido de níquel	Óxido de níquel(II)
Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro(III)

5

Nomenclatura	Fórmula	Nomenclatura	Fórmula
Óxido de mercurio(II)	HgO	Óxido de oro(III)	Au ₂ O ₃
Óxido de azufre(IV)	SO ₂	Monóxido de selenio	SeO
Monóxido de estaño	SnO	Dióxido de nitrógeno	NO ₂
Óxido de platino(II)	PtO	Dióxido de sodio	Na ₂ O ₂
Óxido de hierro(III)	Fe ₂ O ₃	Monóxido de azufre	SO
Peróxido de magnesio	MgO ₂	Óxido de cloro(I)	Cl ₂ O

4. Sustancias binarias hidrogenadas (pág. 104)

6

Fórmula	Sistemática	De Stock
HgH ₂	Dihidruro de mercurio	Hidruro de mercurio(II)
KH	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio
FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro(III)

Fórmula	Sistemática	De Stock
SnH ₂	Dihidruro de estaño	Hidruro de estaño(II)
PtH ₄	Tetrahidruro de platino	Hidruro de platino(IV)
CrH ₆	Hexahidruro de cromo	Hidruro de cromo(VI)
CoH ₃	Trihidruro de cobalto	Hidruro de cobalto(III)
CuH	Monohidruro de cobre	Hidruro de cobre(I)
AgH	Hidruro de plata	Hidruro de plata
AuH ₃	Trihidruro de oro	Hidruro de oro(III)
PbH ₂	Dihidruro de plomo	Hidruro de plomo(II)
FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro(II)
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
AuH	Monohidruro de oro	Hidruro de oro(I)

7

Fórmula	Sistemática	Tradicional
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Teluriuro de hidrógeno	Ácido telurhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
SiH ₄	Tetrahidruro de silicio	Silano
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
SbH ₃	Trihidruro de antimonio	Estibina
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
PH ₃	Trihidruro de fósforo	Fosfina
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
BH ₃	Trihidruro de boro	Borano

5. Sales binarias (pág. 106)

8

Fórmula	Sistemática	De Stock
MgF ₂	Difluoruro de magnesio	Fluoruro de magnesio
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
Na ₂ S	Sulfuro de disodio	Sulfuro de sodio

Fórmula	Sistemática	De Stock
CuS	Monosulfuro de cobre	Sulfuro de cobre(II)
PCl ₅	Pentacloruro de fósforo	Cloruro de fósforo(V)
AuI	Monoyoduro de oro	Yoduro de oro(I)
ZnBr ₂	Dibromuro de cinc	Bromuro de cinc
Ni ₂ S ₃	Trisulfuro de diníquel	Sulfuro de níquel(III)
PCl ₃	Tricloruro de fósforo	Cloruro de fósforo(III)
PbI ₄	Tetrayoduro de plomo	Yoduro de plomo(IV)
CCl ₄	Tetracloruro de carbono	Cloruro de carbono(IV)
PbS	Monosulfuro de plomo	Sulfuro de plomo(II)
Ca ₃ N ₂	Dinitruro de tricalcio	Nitruro de calcio

6. Sustancias ternarias: hidróxidos

(pág. 107)

9

Fórmula	Sistemática	De Stock
Mg(OH) ₂	Dihidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio
AgOH	Hidróxido de plata	Hidróxido de plata
Sn(OH) ₄	Tetrahidróxido de estaño	Hidróxido de estaño(IV)
CuOH	Monohidróxido de cobre	Hidróxido de cobre(I)
Al(OH) ₃	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
AuOH	Monohidróxido de oro	Hidróxido de oro(I)
Co(OH) ₃	Trihidróxido de cobalto	Hidróxido de cobalto(III)
Sn(OH) ₂	Dihidróxido de estaño	Hidróxido de estaño(II)
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Hg(OH) ₂	Dihidróxido de mercurio	Hidróxido de mercurio(II)
Zn(OH) ₂	Dihidróxido de cinc	Hidróxido de cinc
Pt(OH) ₄	Tetrahidróxido de platino	Hidróxido de platino(IV)
KOH	Hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio
Au(OH) ₃	Trihidróxido de oro	Hidróxido de oro(III)
Ba(OH) ₂	Dihidróxido de bario	Hidróxido de bario
Co(OH) ₂	Dihidróxido de cobalto	Hidróxido de cobalto(II)
Pd(OH) ₂	Dihidróxido de paladio	Hidróxido de paladio(II)

Evaluación (pág. 108)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

1

Fórmula	Sistemática	De Stock y tradicional
Fe ³⁺	—	Ion hierro(III)
S ²⁻	—	Ion sulfuro
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono(II)
K ₂ O ₂	Dióxido de dipotasio	Peróxido de potasio
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre(VI)
SnO ₂	Dióxido de estaño	Óxido de estaño(IV)
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
CuH ₂	Dihidruro de cobre	Hidruro de cobre(II)
AlH ₃	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio
PbH ₄	Tetrahidruro de plomo	Hidruro de plomo(IV)
Co(OH) ₃	Trihidróxido de cobalto	Hidróxido de cobalto(III)
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
AuBr ₃	Tribromuro de oro	Bromuro de oro(III)
Fe(OH) ₂	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro(II)
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
CaI ₂	Diyoduro de calcio	Yoduro de calcio
FeS	Monosulfuro de hierro	Sulfuro de hierro(II)
HgF	Monofluoruro de mercurio	Fluoruro de mercurio(I)
Na ₂ O ₂	Dióxido de disodio	Peróxido de sodio
Br ₂ O ₃	Trióxido de dibromo	Óxido de bromo(III)
Mn ₂ S ₇	Heptasulfuro de dimanganeso	Sulfuro de manganeso(VII)
SO ₂	Dióxido de azufre	Óxido de azufre(IV)
AsH ₃	Trihidruro de arsénico	Arsina
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono(IV)
Ca(OH) ₂	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre(VI)

Fórmula	Sistemática	De Stock y tradicional
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
PH ₃	Trihidruro de fósforo	Fosfina

(Ejercicios de los apartados 2, 3, 4, 5 y 6)

2

Fórmula	Sistemática	De Stock y tradicional
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Fe(OH) ₃	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro(III)
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
H ₂ Se	Seleniuro de dihidrógeno	Ácido selenhídrico
AuI	Monoyoduro de oro	Yoduro de oro(I)
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
BH ₃	Trihidruro de boro	Borano
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro(III)
H ₂ O ₂	Dióxido de dihidrógeno	Agua oxigenada
KOH	Hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio

(Ejercicios de los apartados 3, 4, 5 y 6)

3

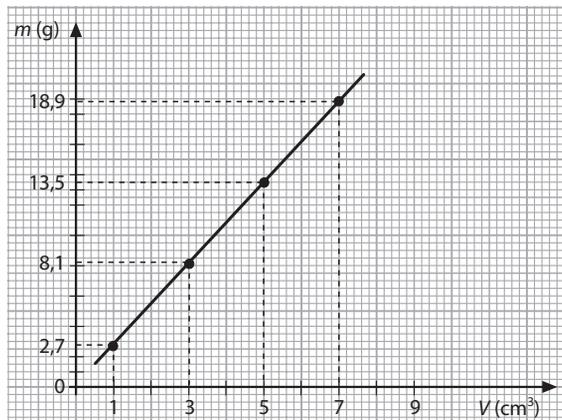
- a) CaH₂
- b) NH₃
- c) PbO
- d) Na⁺
- e) Ca(OH)₂
- f) H₂O₂
- g) Cl⁻
- h) CuOH
- i) SO
- j) HCl
- k) K₂S;
- l) CO₂
- m) MgO₂

(Ejercicios de los apartados 2, 3, 4, 5 y 6)

Evaluación general (pág. 110)

Repasa la teoría y las actividades en las que hayas fallado, haciendo los ejercicios indicados después de cada respuesta.

1



a) $m = k \cdot V$

b) La constante k recibe el nombre de **densidad**. Es fija para cada sustancia. Las cuatro piezas de Al tienen siempre la misma densidad:

■ $2,7/1,0 = 2,7 \text{ g/cm}^3$ ■ $13,5/5,0 = 2,7 \text{ g/cm}^3$
 ■ $8,1/3,0 = 2,7 \text{ g/cm}^3$ ■ $18,9/7,0 = 2,7 \text{ g/cm}^3$

(Ejercicios del Apéndice y del tema 1)

2

Si se reduce el volumen de una masa de gas de modo que la temperatura no cambie, la presión **aumenta**.

Si disminuye el volumen que ocupa una masa de gas, entonces aumentará el número de choques de las partículas con las paredes del recipiente. Esto explica el aumento de presión que predice la ley de Boyle.

(Ejercicios del tema 1)

3

a) Son las temperaturas a las cuales dicha sustancia se funde o entra en ebullición, respectivamente.

b) Permanece constante.

c) Al variar la temperatura de una sustancia, se modifica la velocidad de los movimientos de las partículas que la forman y cambian las fuerzas de atracción que las mantenían más o menos unidas. Cuando se alcanza una temperatura determinada, la sustancia adquiere un nuevo estado de agregación.

(Ejercicios del tema 1)

4

■ Masa de disolución = $12 \text{ g} + 250 \text{ g} = 262 \text{ g}$

% en masa = $(12 \text{ g}/262 \text{ g}) \cdot 100 = 4,6 \%$

■ $V = \frac{m}{\rho} = \frac{262 \text{ g}}{1,02 \text{ g/cm}^3} = 257 \text{ cm}^3 = 257 \text{ mL} = 0,257 \text{ L}$

g/L = $12 \text{ g de soluto}/0,257 \text{ L} = 46,7 \text{ g/L}$

(Ejercicios del tema 2)

5

a) La electricidad es una propiedad existente en todos los **cuerpos**.

b) La carga eléctrica es una **magnitud** que mide la cantidad de **electricidad** que tiene un cuerpo. Su unidad es el **culombio**.

c) Se puede electrizar un cuerpo por **contacto**, por **frotamiento** y por **inducción**.

d) Los nombres de tres dispositivos capaces de medir la carga eléctrica de un cuerpo son el **péndulo eléctrico**, el **electroscopio** y el **versorio**.

(Ejercicios del tema 3)

6

El átomo es un volumen esférico. En una zona muy pequeña del centro del átomo (núcleo) hay unas partículas con cargas positivas; son los protones. Alejados del núcleo, en una amplia zona llamada corteza, y en continuo movimiento alrededor del núcleo y con carga negativa, se localizan a los electrones.

(Ejercicios del tema 3)

7

Especie química	N.º de protones	N.º de neutrones	N.º de electrones	Z	A
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	17	17	35
Mg^{2+}	12	12	10	12	24
$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	20	17	17	37
O^{2-}	8	8	10	8	16

Son isótopos los dos átomos de Cl: $^{35}_{17}\text{Cl}$ y $^{37}_{17}\text{Cl}$.

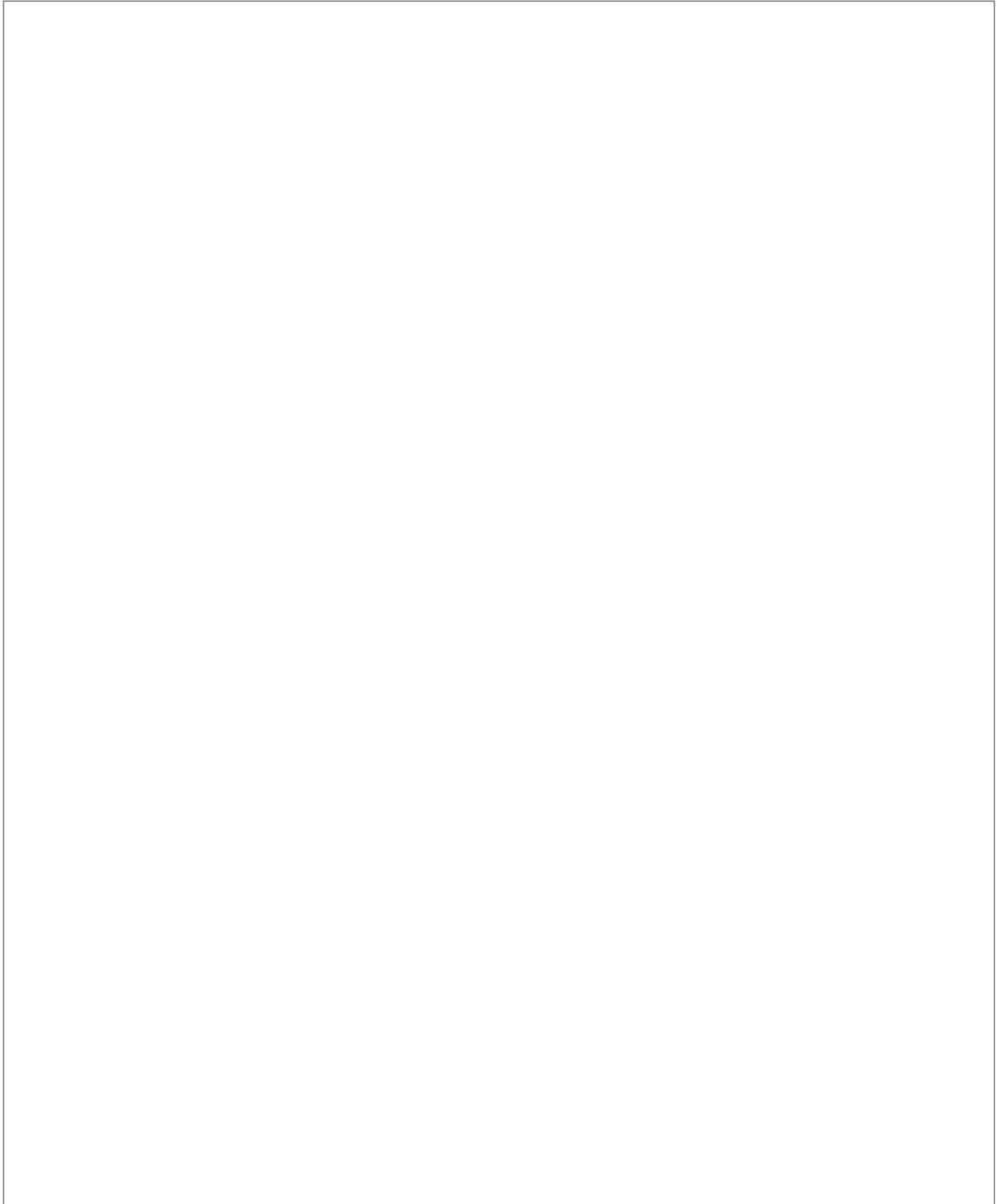
(Ejercicios de los temas 3 y 4)

8



■ $\frac{71 \text{ g de cloro}}{48 \text{ g de oxígeno}} = \frac{30 \text{ g de cloro}}{x \text{ g de oxígeno}}$; $x = 20,3 \text{ g de O}_2$

(Ejercicios del tema 5 y Anexo)



FÍSICA Y QUÍMICA

3º
ESO

**Aprueba
tus
exámenes
SOLUCIONARIO**

AUTOR
Mario Ballesteró Jadraque

OXFORD
UNIVERSITY PRESS

ISBN 978-84-673-3063-2



9 788467 330632