

**Departamento de Física y Química**

# **Problemas de Física y Química**

## **3º ESO**

### **Indice**

|  |    |
|--|----|
| 1. Las magnitudes y su medida .....                              | 2  |
| 2. Los estados de la materia. Teoría cinética .....              | 6  |
| 3. Sistemas materiales .....                                     | 9  |
| 4. Estructura de la materia. Agrupaciones de átomos .....        | 13 |
| 5. Elementos y compuestos. Tabla periódica. Concepto de mol..... | 16 |
| 6. Reacciones químicas. Cálculos químicos. ....                  | 21 |



Jesús Millán 11 de noviembre de 2014

# 1. Las magnitudes y su medida

## El método científico. Magnitudes y unidades. El sistema internacional de unidades

1. Indica las fases del método científico y explícalas brevemente.
2. De las siguientes magnitudes. Indica cuáles son fundamentales y cuáles son derivadas. Completa la lista con tres ejemplos más de cada tipo.

|              |                           |                 |
|--------------|---------------------------|-----------------|
| a) Longitud. | c) Temperatura.           | e) Presión.     |
| b) Volumen.  | d) Cantidad de sustancia. | f) Aceleración. |
3. Nombra y ordena, de mayor a menor, estos múltiplos y submúltiplos de la unidad fundamental de tiempo del Sistema Internacional: Ts,  $\mu$ s, Ms, ms, ks, cs.
4. Di cuál es la unidad de las siguientes magnitudes físicas en el SI: superficie, volumen, densidad, fuerza, presión, velocidad, aceleración.
5. Escribe la unidad de las siguientes magnitudes físicas en el SI.

|             |                            |                |
|-------------|----------------------------|----------------|
| a) Longitud | c) Intensidad de corriente | e) Energía     |
| b) Tiempo   | c) Masa                    | f) Temperatura |

## Notación científica.

6. Escribe en notación científica los siguientes datos, obtenidos al medir el valor de algunas magnitudes. Indica el orden de magnitud en cada caso.

|  |                          |
|--|--------------------------|
| a) Longitud = 0,00002 m.               | d) Masa = 125000000 kg.  |
| b) Intensidad de corriente = 0,0035 A. | e) Temperatura = 1200 K. |
| a) Tiempo = 560000 s.                  |                          |
7. Escribe en notación decimal los siguientes valores de ciertas medidas:

|  |  |
|--|--|
| a) Longitud = $1,5 \cdot 10^5$ m.                    | d) Masa = $2,45 \cdot 10^{-4}$ kg.                   |
| b) Intensidad de corriente = $3,65 \cdot 10^{-2}$ A. | e) Temperatura = $2 \cdot 10^2$ K.                   |
| c) Tiempo = $6,2 \cdot 10^3$ s.                      | f) Superficie = $5,1 \cdot 10^{14}$ m <sup>2</sup> . |
8. Expresa en notación científica las siguientes cantidades:

|              |                   |                |
|--------------|-------------------|----------------|
| a) 773,3448  | e) 78351368,43548 | i) 74000000    |
| b) 0,00298   | f) 0,00002        | j) 400000000   |
| c) 0,0000009 | g) 4576320        | k) 0,079       |
| d) 698,0410  | h) 0,0000019      | l) 0,000000542 |

## Cambio de unidades

9. Efectúa los cambios de unidades propuestos:

|                 |                   |  |
|-----------------|-------------------|--|
| a) 1245 cm a m  | d) 7 días a s     | g) 135 km/h a m/s                        |
| b) 124 CV a W   | e) 3824,6 W a CV  | h) 0,36 m <sup>3</sup> a dm <sup>3</sup> |
| c) 25500 g a kg | f) 20148 h a años |  |
10. Las ondas electromagnéticas se caracterizan por sus valores de amplitud y frecuencia. Cuanto mayor es su frecuencia, más energéticas son y por tanto más peligrosas para la salud. Ordena las siguientes ondas electromagnéticas de mayor a menor frecuencia (f), medida en hercios (Hz):

- a) Rayos X:  $f = 10^{18}$  Hz.  
b) Ondas de radio AM:  $f = 100$  kHz.  
c) Rayos gamma:  $f = 10^{10}$  THz.  
d) Luz visible:  $f = 10^{14}$  Hz.  
e) Microondas:  $f = 10^{11}$  Hz.  
f) Radio FM y televisión:  $f = 100$  MHz.  
g) Luz ultravioleta:  $f = 10^{16}$  Hz.

**11.** Al igual que expresamos la equivalencia entre kilogramos y gramos de esta forma:  $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ , escribe las siguientes equivalencias. ¿Qué magnitud medimos en cada caso?

- a) Entre km y m.  
b) Entre mA y  $\mu$ A.  
c) Entre kmol y Gmol.
- d) Entre ks y cs.  
e) Entre Mg y hg.  
f) Entre ucd y ncd.
- g) Entre ds y  $\mu$ s.  
h) Entre Tm y Gm.

12. Convierte en gramos estas cantidades:

- a) 2.5 ng                      b) 2,5 µg                      c) 2,5 Mg                      d) 2,5 Gg

13. En este grupo, todas las masas son iguales, excepto una. ¿Cuál es la que no corresponde?

- a)  $m_1 = 5,8 \cdot 10^4 \mu\text{g}$       b)  $m_2 = 5,8 \cdot 10^{-4} \text{ kg}$       c)  $m_3 = 5,8 \cdot 10^{-1} \text{ dg}$       d)  $m_4 = 0,058 \text{ g}$

**14. Realiza las siguientes conversiones de unidades fundamentales:**

- Masa = 150 mg; exprésala en gramos.
- Tiempo = 2500 s; exprésalo en megasegundos.
- Intensidad de corriente = 0,0325 mA; exprésala en microamperios.
- Longitud = 0,00062 Mm; exprésala en metros.
- Intensidad luminosa = 2,56 ncd; exprésala en microcandelas.

**15. Haz las siguientes conversiones de unidades derivadas:**

- Velocidad = 72 km/h; exprésala en metros por segundo.
- Concentración = 1,5 mg/mL; exprésala en gramos por litro.
- Superficie = 600000 m<sup>2</sup>; exprésala en kilómetros cuadrados.

**16.** Convierte estas temperaturas en grados centígrados o en kelvin, según corresponda:

- Temperatura normal de una persona:  $36,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
- Temperatura de solidificación del dióxido de carbono:  $77,16\text{ K}$ .
- Temperatura de ebullición del agua:  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
- Temperatura en la Antártida:  $223,16\text{ K}$ .

17. María está realizando un experimento en el laboratorio de Química. Mide con una probeta un volumen de agua de  $75\text{ cm}^3$  y lo coloca en un recipiente. Añade a ese mismo recipiente 5 mL de agua medidos con una pipeta y 2 cL de agua con ayuda de una bureta. ¿Cuál es el volumen total de agua que María ha añadido al recipiente? Expresa el resultado en litros.

18. Las distancias en el universo son enormes. Por eso, en lugar de utilizar las habituales unidades terrestres de longitud, se ha definido como unidad de longitud la distancia de la Tierra al Sol, a la que se denomina Unidad Astronómica (UA):  $1 \text{ UA} = 149600000000 \text{ m}$ . ¿Cuál sería el valor de las siguientes distancias en UA?

- Distancia desde el Sol a Plutón:  $6 \cdot 10^9$  km.
- Distancia desde el Sol a Júpiter:  $7,8 \cdot 10^8$  km.
- Diámetro de la estrella Betelgeuse:  $4 \cdot 10^8$  km.

## Cifras significativas. Redondeo. Error absoluto y relativo. Representaciones gráficas

19. Indica el número de cifras significativas que tienen las siguientes medidas:

- a) Longitud = 0,0038 m. d) Tiempo = 1840 s.

- a) Intensidad de corriente = 5,006 A. e) Velocidad = 50 km/h.  
c) Volumen = 0,0601 m<sup>3</sup>.

20. Señala las cifras significativas de las siguientes cantidades:

4,19      29,5750      0,000112      5,610·10<sup>2</sup>      8,9700·10<sup>3</sup>      4,3·10<sup>4</sup>  
5,6870      3,2979·10<sup>2</sup>      12,45      4,7000·10<sup>3</sup>      0,00145      5·10<sup>5</sup>

21. Haz el redondeo de los siguientes resultados, de modo que queden expresados con tres cifras significativas:

- a) Longitud = 1,235896 m. d) Intensidad luminosa = 85,222152 cd.  
b) Tiempo = 9,125482 s. e) Temperatura = 298,12468 K.  
c) Cantidad de sustancia = 0,029532 mol.

22. ¿En qué se diferencian el error absoluto y el error relativo? Pon un ejemplo en el que se obtengan y comparen ambos.

23. Hemos medido el alargamiento de un muelle al colgarle pesas de diferentes masas. Los resultados aparecen en la tabla:

|                  |   |      |      |      |      |
|------------------|---|------|------|------|------|
| Masa (g)         | 0 | 100  | 150  | 200  | 300  |
| Alargamiento (m) | 0 | 0,08 | 0,12 | 0,16 | 0,24 |

- a) Construye una gráfica con los datos anteriores. Coloca la masa en el eje de abscisas y el alargamiento en el eje de ordenadas.  
b) ¿Cómo es la dependencia entre ambas magnitudes? ¿Qué fórmula podrías proponer para expresarla?

24. La ley de la gravitación universal es una compleja expresión que relaciona la fuerza (F) de atracción que existe entre dos cuerpos de masas M y M' separados por una distancia r:

$$F = G \frac{M \cdot M'}{r^2} \quad (G \text{ es un número llamado constante de gravitación universal}).$$

De esta fórmula, despeja: a) La masa M. b) la masa M'. c) La distancia r.

25. Dadas las siguientes leyes físicas despeja las variables que te indican:

- a)  $V = \frac{4}{3}\pi R^3$ ; despeja la R. d)  $F = \frac{\mu_0}{4\pi} \frac{I_1 \cdot I_2}{d}$ ; despeja la I<sub>1</sub> y d.  
b)  $v^2 = v_0^2 + 2ae$ ; despeja la e. e)  $A_T = 2\pi R^2 + 2\pi R \cdot h$ ; despeja la h.  
c)  $\frac{1}{2}m \cdot v^2 = \frac{3}{2}k \cdot T$ ; despeja la v. f)  $T = 2\pi \sqrt{\frac{l}{g}}$ ; despeja la l y g.

26. Al pesar 20,25 g de una sustancia obtenemos un valor de 20,21 g. calcula el error absoluto y el error relativo cometido.

Sol.: ±0.04 g; 0,2 %

27. Una báscula señala 67,2 kg como masa de una persona, cuya verdadera masa es de 67,85 kg. Calcula el error absoluto y relativo de la medida.

Sol.: 0,65 kg; 9,58·10<sup>-3</sup>

28. Con un cronómetro hemos medido un tiempo de 9,8 s cuando el valor verdadero era de 9,790 s. Calcula el error absoluto y relativo de la medida. Explica la diferencia entre resolución y precisión de una medida.

Sol.: 0,01 s; 0,001

29. Con un cronómetro cuya resolución es de 0,01 s se realizan las siguientes medidas: 9,79 s; 10 s; 14,5 s; Expresa las medidas con todas sus cifras significativas y con su error correspondiente.

Sol.: (9,79 ± 0,01) s; (10,00 ± 0,01) s; (14,50 ± 0,01) s.

30. Una báscula señala una masa de 68,5 kg para una persona cuya masa verdadera es de 68,45 kg. Calcula el error absoluto y el error relativo de la medida.

Sol.: 0,05 kg;  $7,3 \cdot 10^{-4}$

31. Un amperímetro señala una intensidad de corriente de 12 A. Si la intensidad de corriente verdadera que atraviesa el circuito es de 11,84 A, calcula el error absoluto y el error relativo de la medida.

Sol.: 0,16 A;  $1,35 \cdot 10^{-2}$

32. Se ha medido una longitud de 11,99 mm con un micrómetro cuya resolución es de 10  $\mu\text{m}$ . Expresa la medida con todas sus cifras significativas y con su error correspondiente.

Sol.:  $(11,99 \pm 0,01) \text{ mm}$

33. En un informe científico puede leerse como expresión completa de una medida  $(125 \pm 5) \text{ ml}$ . Estima el error relativo de dicha medida.

Sol.: 0,04

### Ampliación cambio de unidades

34. Realiza las siguientes transformaciones de unidades:

$0,005 \text{ m}^2$  a  $\text{cm}^2$

$3,6 \cdot 10^9 \mu\text{s}$  a h

7,2 km/h a m/s

90 dam/min a km/h

$1,4 \text{ g/cm}^3$  a  $\text{kg/m}^3$

$24,5 \text{ dg/L}$  a  $\text{g/cm}^3$

$5 \cdot 10^{-8} \text{ Mm}$  a cm

1 billón de mL a  $\text{hm}^3$

$1000 \text{ cm}^3$  a L

$205 \text{ m}^2/\text{h}$  a  $\text{cm}^2/\text{s}$

35. Expresa en unidades del Sistema Internacional:

$$3,6 \cdot 10^{-5} \frac{\text{Mm} \cdot \text{h}}{\text{min}^2} =$$

$$2,5 \cdot 10^6 \frac{\mu\text{m}^2 \cdot \text{dg}}{\text{nm} \cdot \text{kg}} =$$

$$0,0065 \frac{\text{dag}}{\text{cm}^3} =$$

$$2000 \frac{\text{dm}^2}{\text{mm} \cdot \text{dag}} =$$

$$1,08 \cdot 10^{-7} \frac{\text{Gs} \cdot \text{nm}^2}{\text{pm} \cdot \text{min}^2} =$$

$$4,3 \frac{\text{Ms} \cdot \text{hm}^2}{\text{h} \cdot \text{km} \cdot \text{dam}} =$$

## 2. Los estados de la materia. Teoría cinética

### La densidad. La materia. Propiedades generales y características.

1. ¿Cuál es la densidad de un material, si  $30\text{ cm}^3$  tiene una masa de  $600\text{ g}$ ?  
Sol:  $20000\text{ kg/m}^3$
2. La densidad del agua es  $1\text{ g/cm}^3$ , ¿Qué volumen ocupara una masa de  $3000\text{ g}$ ?  
Sol:  $3\cdot 10^{-3}\text{ m}^3$
3. La densidad del aire es  $0,00129\text{ g/cm}^3$ , ¿Qué volumen ocupara una masa de  $10000\text{ g}$ ?  
Sol:  $7,75\text{ m}^3$
4. Un trozo de material tiene un volumen de  $2\text{ cm}^3$  si su densidad es igual  $2,7\text{ g/cm}^3$ . ¿Cuál es su masa?  
Sol:  $5,4\text{ g}$
5. La masa de un vaso vacío es  $274\text{ g}$ . Se mide, con una probeta graduada,  $200\text{ mL}$  de aceite de oliva y se vierten en el vaso. Se pesa el vaso con su contenido, obteniendo un valor de  $456\text{ g}$ . ¿Cuál es la densidad del aceite? Exprésala en  $\text{g/cm}^3$ , en  $\text{kg/L}$  y en unidades del SI.  
Sol:  $0,91\text{ g/cm}^3$ ;  $0,91\text{ kg/L}$ ;  $910\text{ kg/m}^3$
6. Calcula el volumen que tendrán  $3\text{ kg}$  de vidrio (densidad =  $2,60\text{ g/cm}^3$ ).  
Sol:  $1,15\text{ L}$
7. Determinar la densidad de un objeto macizo de masa  $0,75\text{ kg}$  y volumen  $600\text{ cm}^3$ .  
Sol:  $1,25\text{ g/cm}^3$
8. Una botella llena de alcohol, pesa  $850\text{ g}$ , si la densidad del alcohol es  $0,79\text{ g/cm}^3$ . ¿Cuál es su volumen? Expresa el resultado en  $\text{cm}^3$  y  $\text{m}^3$ .  
Sol:  $1075,9\text{ cm}^3 = 1,075\text{ m}^3$
9. Calcular la densidad del níquel si una pieza de este material desplaza un volumen de  $76\text{ mL}$  y tiene una masa de  $676,4\text{ g}$ .  
Sol:  $8,9\text{ g/cm}^3$
10. Sumergimos un anillo en agua, volumen desplazado resultó ser de  $1,5\text{ cm}^3$ . Posteriormente se pesó obteniendo un valor de  $19,5\text{ g}$ . ¿cuál será su densidad? Sabiendo que la densidad del oro es de  $18,9\text{ g/cm}^3$ , ¿podrías decir si el anillo es de oro?  
Sol:  $13\text{ g/cm}^3$
11. El volumen de una esfera vale  $4\pi r^3/3$ . Si el diámetro de esta esfera es de  $20\text{ cm}$  y además tiene una densidad de  $2\text{ g/cm}^3$  ¿Qué masa tiene esta esfera?  
Sol: **8370 g**
12. Realiza las siguientes conversiones de unidades de masa y de volumen:
  - a)  $m_1 = 270\text{ mg}$ ; exprésala en g.
  - b)  $m_2 = 0,065\text{ kg}$ ; exprésala en g.
  - c)  $m_3 = 6,5\cdot 10^6\text{ }\mu\text{g}$ ; exprésala en g.
  - d)  $V_1 = 58000\text{ cm}^3$ ; exprésalo en  $\text{m}^3$ .
  - e)  $V_2 = 350\text{ dm}^3$ ; exprésalo en  $\text{m}^3$ .
  - f)  $V_3 = 4,5\cdot 10^{-5}\text{ m}^3$ ; exprésalo en  $\text{cm}^3$ .
13. Se han realizado diversas medidas de una magnitud derivada, obteniéndose los siguientes resultados:
  - a)  $5\text{ kg/m}^3$ .
  - b)  $6\text{ g/cm}^3$ .
  - c)  $14\text{ cm}^3/\text{g}$ .
  - d)  $16\text{ mg/cm}^3$ .¿Cuál de ellas no corresponde a una medida de la densidad? Explícalo.
14. Hemos medido la masa de un cuerpo en una balanza, obteniendo un valor de  $350\text{ g}$ . También hemos hallado su volumen, resultando  $200\text{ cm}^3$ . Calcula la densidad del cuerpo.  
Sol:  $1,75\text{ g/cm}^3$
15. Realiza la conversión de unidades necesaria para expresar los siguientes valores de densidad en  $\text{g/cm}^3$ :
  - a)  $d_1 = 50\text{ mg/cm}^3$ .
  - b)  $d_2 = 700\text{ kg/m}^3$ .
  - c)  $d_3 = 0,0026\text{ kg/cm}^3$ .
  - d)  $d_4 = 1,5\cdot 10^6\text{ g/m}^3$ .



16. Ordena las densidades de estas sustancias de mayor a menor:

a) Agua:  $d_{\text{agua}} = 1000 \text{ kg/m}^3$ .

d) Acero:  $d_{\text{acero}} = 7900 \text{ mg/cm}^3$ .

b) Aceite:  $d_{\text{aceite}} = 850 \text{ kg/m}^3$ .

e) Mercurio:  $d_{\text{mercurio}} = 13600 \text{ mg/cm}^3$ .

c) Corcho:  $d_{\text{corcho}} = 0,35 \text{ g/cm}^3$ .

17. Calcula la densidad de una esfera maciza de hierro y de un cilindro de aluminio a partir de los datos que se dan. Busca en algún libro o en Internet las densidades del hierro y del aluminio, y compara los valores con tus resultados:

a) Bola de hierro:

masa = 110 g

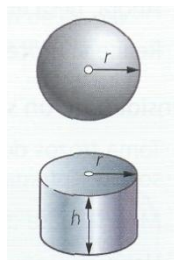
radio = 1,5 cm

b) Cilindro de aluminio:

masa = 4,25 g

radio de la base = 0,5 cm

altura = 2 cm



18. Una sustancia líquida tiene una densidad de  $1,2 \text{ g/cm}^3$ . Si tomamos una porción de  $75 \text{ cm}^3$  de esta sustancia y la pesamos en una balanza, ¿cuál es la masa que medimos?

Sol: 90 g

19. El níquel tiene una densidad de  $8,90 \text{ g/cm}^3$ :

a) ¿Qué masa tiene un objeto de níquel cuyo volumen es de  $38,5 \text{ cm}^3$ ?

b) ¿Cuál es el volumen de una esfera de níquel de masa 45 g?

Sol: 346,65 g;  $5,05 \text{ cm}^3$

20. Una de las sustancias más densas que existen es el platino, un metal noble cuya densidad es  $21,4 \text{ g/cm}^3$ . Si tenemos un bloque de platino con un volumen de 1 L, ¿cuál es su masa?

Sol: 21,4 kg

21. En un recipiente hemos colocado 150 g de agua, a la que hemos añadido 25 g de sal y hemos agitado hasta disolverla por completo. Si el volumen total de la mezcla resultante es 152 mL ¿Cuál es la densidad del agua salada que hemos preparado?

Sol:  $1,15 \text{ g/cm}^3$

22. Un joyero está preparando una aleación de oro y plata para elaborar colgantes en su taller de joyería. En un crisol (que es el recipiente en el que fundirá ambos metales) coloca 77,1 g de oro y 25,6 g de plata, obteniendo finalmente una aleación cuya densidad es  $17,1 \text{ g/cm}^3$ .

a) ¿Qué volumen de aleación ha obtenido el joyero tras la fundición?

b) Si para cada colgante necesita  $0,25 \text{ cm}^3$  de aleación, ¿cuántos colgantes podrá elaborar?

Sol:  $6 \text{ cm}^3$ ; 24 colgantes

23. Una inspectora viene a revisar nuestra instalación de gas en la cocina, y al informarle de que queremos utilizar gas butano, nos comunica que la rejilla de ventilación está mal colocada, pues debería estar en la parte baja de la cocina y nosotros la tenemos en la zona más alta, próxima al techo. Sabiendo que la densidad del aire es  $1,293 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$  y que la del gas butano es  $2,591 \text{ g/L}$ :

a) Da una explicación científica a este hecho.

b) ¿Por qué en algunas cocinas existen rejillas de ventilación junto al techo?

### Estados de la materia. Cambios de estado. La teoría cinética

24. El punto de fusión del aluminio es  $660^\circ\text{C}$  y su punto de ebullición es  $2450^\circ\text{C}$ .

a) ¿En qué estado se encontrará una pieza de aluminio que se haya calentado hasta  $665^\circ\text{C}$ ?

b) ¿En qué estado estará si solo la calentamos hasta  $660^\circ\text{C}$ ?

c) ¿Puede el aluminio pasar al estado gaseoso? ¿Qué debería ocurrir para que sucediese esto?

## Leyes de los gases

---

25. Un litro de dióxido de carbono gaseoso a 27 °C a presión atmosférica, se lleva hasta una presión de 10 mm de Hg. ¿Cuál será ahora el volumen que ocupe el gas si la temperatura no ha variado?

Sol: 76 L

26. Tres litros de oxígeno gaseoso a 15 °C y a presión atmosférica (1 atm), se lleva a una presión de 140 mm de Hg. ¿Cuál será ahora el volumen que ocupe el gas si la temperatura no ha variado? Indica la ley que aplicas.

Sol: 16,28 L

27. Un globo tiene un volumen de 4 L de aire a 27 °C. Se le escapa a un niño y sube a dos kilómetros de altura, donde la temperatura es de -5 °C. ¿Cuál será ahora el volumen del globo suponiendo la misma presión?

Sol: 3,57 L

28. Calcular cuántas bombonas de 200 L, a 2 atm, podrán llenarse con el gas propano contenido en un depósito de 500 m<sup>3</sup>, que está a una presión de 4 atm.

Sol: 5000 bombonas

29. Una persona, al respirar, introduce en cada inspiración 0,6 L de aire en sus pulmones. Sabiendo que hace 16 inspiraciones por minuto, calcula el volumen de aire en m<sup>3</sup> que introduce en una hora.

Sol: 0,576 m<sup>3</sup>

30. Las condiciones iniciales de un gas son 3000 cm<sup>3</sup>, 1520 mm de Hg y -27°C, ¿Cuál será la nueva temperatura si el volumen se reduce a 2 L. y la presión aumenta a 3 atm?

Sol: 246 K

31. Un gas que esta a una temperatura de 27 °C, triplica su presión a volumen constante. ¿Cuánto valdrá en ese momento su temperatura en grados centígrados?

Sol: 627 °C

32. En condiciones normales tenemos 20 cm<sup>3</sup> de un gas. ¿Qué temperatura en grados centígrados alcanzará dicho gas si la presión se duplica y el volumen pasa a valer 25 cm<sup>3</sup>?

Sol: 409,5 °C

33. Un gas que evoluciona de forma isobara ocupa inicialmente un volumen de 25 cm<sup>3</sup> y esta a una temperatura de -73°C. ¿Qué volumen ocupará a 27°C?

Sol: 37,5 cm<sup>3</sup>

34. Cierta cantidad de gas ocupa 60 cm<sup>3</sup> a 20°C. ¿Qué volumen ocupará ese mismo gas a una temperatura de -5°C en un proceso isobárico?

Sol: 54,88 cm<sup>3</sup>

35. Un gas está sometido a una presión de 740 mm de Hg a -5°C de temperatura. ¿A qué presión estará sometido si la temperatura se eleva a 27 °C en un proceso isocórico?

Sol: 828,3 mm Hg

36. Un gas ocupa un volumen de 250 mL a la temperatura de 293 K. ¿Cuál será el volumen que ocupe cuando su temperatura sea de 303 K?

Sol: 258,5 mL

---



### 3. Sistemas materiales

## Sustancias puras y mezclas

- Define estos términos:  
a) Elemento.                      b) Mezcla heterogénea.                      c) Sustancia pura.
- Copia en tu cuaderno el esquema de la clasificación de la materia y complétalo poniendo tres ejemplos de cada tipo de sustancia.
- Clasifica las siguientes sustancias en puras o mezclas; en el segundo caso, distingue entre homogéneas y heterogéneas. Consulta una enciclopedia o Internet si lo necesitas:  
a) Latón.                      b) Marmol.                      c) Hielo.                      d) Almibar.

## Separación de mezclas

4. Explica la diferencia entre: a) Decantación y destilación. b) Centrifugación y filtración.
5. ¿Qué importancia tiene la separación magnética en los procesos de reciclaje de basuras? ¿Te parece importante esta contribución a la preservación del medio ambiente?
6. Indica en qué tipo de mezclas están indicados los siguientes procesos de separación:  
a) Decantación.                      b) Destilación.                      c) Cristalización.                      d) Filtración.
7. Indica qué método físico es el más adecuado para separar los componentes de estas mezclas:  
a) a) Suspensión de partículas en aceite.                      c) Arena y grava.  
b) b) Residuos de agua en gasolina.                      d) Partículas de hierro y polvos de talco.
8. ¿Qué métodos de separación de mezclas se usan en estos procesos? Razona tus respuestas.  
a) La extracción de sal en las salinas.  
b) La eliminación de partículas en el aceite usado.  
c) La obtención de combustibles a partir del petróleo.  
d) La retención de las partículas de polvo y polen en una mascarilla.
9. Diseña un procedimiento para separar los componentes de las siguientes mezclas mediante procesos físicos: a) Agua, gasolina y gasóleo.                      b) Virutas de aluminio, agua y etanol.
10. A partir de la información que se te proporciona, diseña con detalle un procedimiento para separar los componentes de una mezcla de agua, sulfato de bario ( $\text{BaSO}_4$ ), nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ) y tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ):
  - El agua y el tetracloruro de carbono (más denso) son sustancias líquidas incoloras no miscibles.
  - El sulfato de bario es insoluble en ambos disolventes. El nitrato de sodio solo es soluble en agua.

## Disoluciones y solubilidad

11. Pon tres ejemplos de mezclas que puedas considerar disoluciones y otros tres ejemplos de mezclas que no lo sean. Justifica tu respuesta en cada caso, explicando el criterio que has usado para clasificarlas.

12. ¿Qué dato necesitas conocer para poder preparar una disolución saturada de una sustancia a una determinada temperatura? Justifica tu respuesta y explica cómo prepararías esa disolución.

13. En una empresa que fabrica y embotella bebidas refrescantes saben bien que la solubilidad de los gases como el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) en agua es menor a medida que aumenta la temperatura. De acuerdo con esto:

- ¿En qué condiciones de temperatura crees que se carbonatarán los refrescos antes de envasarlos?
- ¿Por qué cuando se calienta una lata de refresco, su contenido se derrama bruscamente al abrirla?

14. En la tabla se recogen datos de solubilidad del oxígeno ( $\text{O}_2$ ) en agua a diferentes temperaturas.

Dibuja la curva de solubilidad correspondiente a este gas y responde razonadamente a estas cuestiones:

- ¿Cómo varía la solubilidad en agua del oxígeno con la temperatura?
- ¿Cómo podría afectar a la vida acuática en una charca un calentamiento del agua debido a la acción de los rayos del sol en verano?

| Temperatura (°C) | Solubilidad (mg/100 g) |
|------------------|------------------------|
| 0                | 1,42                   |
| 5                | 1,23                   |
| 10               | 1,09                   |
| 15               | 0,98                   |
| 20               | 0,88                   |
| 25               | 0,81                   |
| 30               | 0,75                   |
| 35               | 0,70                   |

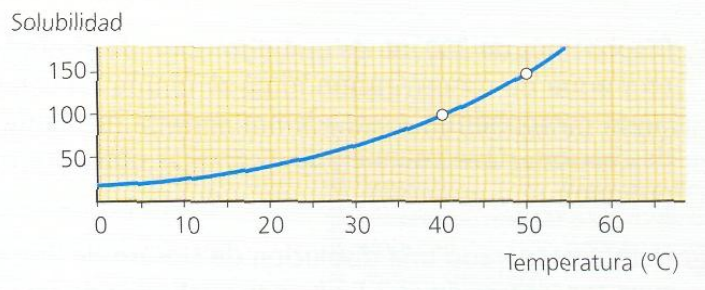
15. A 25 °C mezclamos 30 g de una sustancia con 200 g de agua, de los cuales se han disuelto 18 g y han quedado 12 g sin disolver:

- Haz un dibujo y refleja en él los datos.
- ¿Puedes decir que esta sustancia no es soluble en agua?
- ¿Puedes calcular la solubilidad de esta sustancia en agua a 25 °C? En caso afirmativo, explica cómo lo has hecho e interpreta el resultado.

16. Observa la siguiente curva de solubilidad.

a) Hemos preparado una disolución de esta sustancia en agua a 50 °C, mezclando 180 g de soluto con 300 g de agua. ¿Se tratará de una disolución saturada?

b) Enfriamos la disolución anterior hasta la temperatura de 40 °C. ¿Qué ocurre?



### Concentración de una disolución

17. Interpreta los siguientes resultados, obtenidos al calcular la concentración de varias disoluciones:

- Disolución de azúcar en agua al 17 %.
- Disolución de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) en agua de concentración 30 g/L.
- Una bebida tiene una concentración de alcohol etílico del 36 % en volumen.
- En un jarabe, la concentración de principio activo es 0,3 mg/mL

18. Calcula la concentración de estas disoluciones en porcentaje en masa y en masa por unidad de volumen a partir de los datos de esta tabla.

|                       | Disolución 1 | Disolución 2 | Disolución 3 |
|-----------------------|--------------|--------------|--------------|
| Masa de soluto        | 10 g         | 1,20 kg      | 0,5 kg       |
| Masa de disolvente    | 490 g        | 25 kg        | 1 300 g      |
| Volumen de disolución | 625 mL       | 10 L         | 250 mL       |

19. Se ha preparado una disolución disolviendo 60 g de tricloruro de hierro ( $\text{FeCl}_3$ ) en 840 g de agua, con lo que ha resultado un volumen final de 850 mL. Calcula la concentración en porcentaje en masa y en masa por unidad de volumen para esta disolución.

20. Ordena las siguientes disoluciones, de mayor a menor concentración:

- a) 25 g/L;                      b) 20 mg/mL;                      c) 0,038 g/mL;                      d) 420 mg/mL.

21. Una disolución de sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) en agua tiene una concentración en masa del 14 %:

- a) ¿Qué información aporta este dato?  
b) ¿Qué cantidad de sulfato de sodio habrá disuelto en un recipiente que contenga 120 g de esta disolución?

22. Disponemos de 300 mL de una disolución de alcohol etílico y agua de concentración igual al 15,6 % en volumen, cuyos componentes pretendemos separar mediante una destilación. ¿Qué volumen de alcohol se obtendrá tras el proceso?

23. Hemos preparado una disolución de cloruro de litio ( $\text{LiCl}$ ) cuya concentración es 7,5 g/L. ¿Qué volumen de esta disolución, expresado en mililitros, debemos tomar para tener 1,5 g de cloruro de litio?

24. Una disolución cuyo volumen es 250 cm<sup>3</sup> contiene disueltos 12 g de sulfato de hierro (II) y 26 g de nitrato de sodio:

- a) Calcula la concentración en masa por unidad de volumen (g/L) de cada soluto en la disolución anterior e interpreta el resultado.  
b) Tomamos una porción de 60 cm<sup>3</sup> de esta disolución. ¿Cuál es la concentración de sulfato de hierro (II) y de nitrato de sodio en ella?  
c) Calcula la cantidad de ambas sales que habrá disuelta en esos 60 cm<sup>3</sup> de disolución.

25. Los siguientes enunciados son incorrectos. Encuentra los errores y corrígelos:

- a) El porcentaje en masa se calcula dividiendo la masa de soluto y la masa de disolvente entre si.  
b) En una disolución el disolvente siempre es un líquido, mientras que el soluto puede ser una sustancia en cualquier estado de agregación.  
c) Una disolución es una mezcla de dos o más sustancias que mantienen siempre la misma proporción, con independencia de la forma de preparación.

26. Estudiando los envases y la publicidad de algunos productos que habitualmente se encuentran en el mercado, hemos encontrado las siguientes expresiones. Discute cada una de ellas e interpreta su significado.

- a) Detergente concentrado.                      b) Diluir antes de usar.                      c) Soluble en agua.

27. Explica la diferencia entre:

- a) Solubilidad y tanto por ciento en masa.                      b) Disolver y diluir.

28. Pedro ha comprado agua embotellada, y curioseando en la etiqueta del envase, lee lo siguiente: bicarbonatos: 127 mg/L; calcio: 36 mg/L; magnesio: 8 mg/L; sodio: 11 mg/L.

- a) ¿De qué forma se expresa la concentración salina del agua embotellada?  
b) ¿Qué cantidad total de calcio y magnesio toma Pedro cada vez que bebe un vaso de agua de 250 mL?

29. Juan y Marta deben preparar un biberón para su bebé. Para ello, añaden 6 cacitos de 4,5 g de leche en polvo cada uno a un biberón que contiene 180 g de agua y agitan hasta que el contenido queda mezclado:

- a) ¿Puedes decir que han preparado una disolución?  
b) Calcula la concentración en porcentaje en masa.  
c) El bebé solo toma 150 g del biberón. ¿Qué cantidad de leche en polvo habrá ingerido?

30. La concentración media de vitamina C en un zumo de naranja natural es del 0,052 %, mientras que en un kiwi es del 0,1 %:

- a) ¿Cuál de los dos contiene mayor cantidad de vitamina C?  
b) Sabiendo que la cantidad diaria recomendada (C.D.R.) de vitamina C para una persona de 15 años en adelante es de 60 mg/día, ¿qué cantidad de zumo de naranja deberá tomar un adulto para satisfacer sus necesidades de vitamina C? ¿Y si prefiere consumir kiwi?

31. Una marca de leche muestra esta información nutricional en el envase, correspondiente a 100 mL: proteínas: 3,10 g; hidratos de carbono: 4,6 g; grasas: 3,5 g.

- a) Calcula la concentración de cada nutriente en g/L e interpreta el resultado.  
b) ¿Qué cantidad en gramos de cada uno de los principios nutritivos ingiere una persona que toma 625 mL de esta leche al día?

32. Un abono comercial para plantas contiene 160 g de óxido de potasio ( $K_2O$ ) por cada 2 L de disolución. Sabiendo que la densidad del producto es  $1,05 \text{ g/cm}^3$ , calcula la concentración en masa por unidad de volumen y en porcentaje en masa.

33. En el laboratorio tenemos tres disoluciones de ácido clorhídrico en matraces de 250 mL, de concentraciones:

- Disolución 1: 5%.
- Disolución 2: 10 g/L.
- Disolución 3: 15 mg/L.

- a) Halla la masa en gramos de ácido que hay en cada disolución. ¿Necesitas algún dato adicional? En el caso de que sea así, indica cuál.  
b) Mezclamos las disoluciones 2 y 3 en un matraz de 1 L. ¿Qué concentración tiene la nueva disolución así obtenida?

34. Lee con atención la siguiente información, extraída del prospecto de un jarabe:

«100 mL del preparado contienen 50 mg del principio activo. La posología recomendada es de 0,25 mg por kilogramo de peso corporal y día».

- a) ¿Qué cantidad del principio activo debe tomar un niño de 15 kg de peso al día?  
b) ¿Cuántos mililitros del jarabe debe ingerir, si va a hacer una toma por la mañana y otra por la noche?

## 4. Estructura de la materia. Agrupaciones de átomos

### Modelos atómicos

---

1. Enuncia los postulados de la Teoría Atómica de Dalton.
2. Indica el nombre de la partícula que corresponda en cada caso:
  - a) Su masa es igual a  $9,110 \cdot 10^{-31}$  kg.
  - b) Tiene una carga positiva igual a  $1,602 \cdot 10^{-19}$  C.
  - c) Su masa es algo mayor que la de un protón.
  - d) No tiene carga eléctrica.
  - e) Tiene una carga negativa igual a  $-1,602 \cdot 10^{-19}$  C.
  - f) Su masa es mucho mayor que la de un electrón y algo menor que la de un neutrón.
3. Busca y corrige el error en las siguientes afirmaciones:
  - a) El electrón es una partícula de masa muy pequeña que tiene carga eléctrica positiva.
  - b) Un protón es mucho mayor en masa que un neutrón, y aproximadamente igual que un electrón.
  - c) El neutrón tiene la misma carga que el electrón, pero de signo contrario.
  - d) Los electrones y los protones se repelen porque tienen cargas de signo contrario.
4. Asocia cada una de las siguientes afirmaciones con el modelo correspondiente: Thomson, Rutherford, Bohr.
  - a) El átomo es una esfera compacta.
  - b) Los electrones giran en ciertas órbitas permitidas.
  - c) El núcleo es muy pequeño en comparación con el átomo.
  - d) Los electrones se encuentran incrustados.

### Número Atómico y Número Másico

---

5. En un átomo de potasio  $Z=19$  y  $A=39$ . Determina su estructura atómica y su configuración electrónica.
  6. En un átomo de bromo  $Z=35$  y  $A=80$ . Determina su estructura atómica y su configuración electrónica.
  7. En un átomo de selenio  $Z=34$  y  $A=79$ . Determina su estructura atómica y su configuración electrónica.
  8. En un átomo de azufre  $Z=16$  y  $A=32$ . Determina su estructura atómica y su configuración electrónica.
  9. Un átomo tiene 39 protones y 50 neutrones en el núcleo. ¿Qué número atómico y qué número másico corresponden a este átomo? ¿De qué elemento se trata?
  10. Un átomo posee número atómico 12 y número másico 26. Considerando que se trata de un átomo neutro, indica cuántos protones, neutrones y electrones tiene, y haz un dibujo esquemático de él. ¿De qué elemento se trata?
  11. Calcula el número de electrones, protones y neutrones que hay en cada uno de los siguientes átomos: a)  $A=13$ ,  $Z=6$  y b) Número másico=56, número atómico = 26.
-

12. El átomo de potasio tiene 19 electrones y 20 neutrones. Calcula A y Z.

13. Completa la siguiente tabla considerando que se trata de átomos neutros:

| ELEMENTO             | Z  | A   | PROTON<br>ES | NEUTRONES | ELECTRONES | CONFIGURACIÓN<br>ELECTRÓNICA |
|----------------------|----|-----|--------------|-----------|------------|------------------------------|
| ${}^1_1H$            |    |     |              |           |            |                              |
| $N$                  |    | 14  |              |           |            | $1s^2 2s^2 2p^3$             |
| ${}^{26}_{12}Mg$     |    |     | 12           |           |            |                              |
| ${}^{16}_8S$         |    |     |              | 18        |            |                              |
| ${}^{63}_{29}Cu$     |    |     |              |           | 29         |                              |
| ${}^{70}_{31}Ga$     |    |     |              |           |            |                              |
| $Zr$                 | 40 |     |              | 51        |            |                              |
| ${}^{39}_{19}K^{+1}$ |    |     |              |           | 18         |                              |
| $Po$                 |    | 209 | 84           |           |            |                              |

14. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Las sustancias puras son aquellas que están formadas por un tipo de átomo de los que están en la tabla periódica.
- Ernest Rutherford estuvo trabajando con el tubo de rayos catódicos y dedujo la masa y la carga del electrón.
- La masa atómica decimal de ciertos elementos se debe a que, al sumar la masa de los electrones, se obtienen valores decimales.
- La molécula  $Pb_3(PO_4)_2$  contiene un total de 13 átomos.

15. Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Un átomo puede tener el número másico menor que el número atómico.
- Un átomo puede tener el número másico igual que el número atómico.
- Un átomo puede tener el número másico mayor que el número atómico.

### Configuración electrónica

16. Escribe la configuración electrónica del rubidio ( $Z = 37$ ) y deduce cuál es su estado de oxidación más probable. ¿Qué tipo de enlace formará con el flúor ( $Z = 9$ )?

17. Escribe la configuración electrónica de los elementos A ( $Z = 13$ ) y B ( $Z = 17$ ). ¿Cuál será el estado de oxidación más probable de cada elemento? ¿Qué tipo de compuesto formarán y cuál será su fórmula empírica?

18. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos. Indica el periodo y el grupo al que pertenecen. Determina qué tipo de ion pueden dar:

- Un átomo de litio, Li ( $Z=3$ ).
- Un átomo de oxígeno, O ( $Z=8$ ).
- Un átomo de flúor, F ( $Z=9$ ).
- Un átomo de Neón, Ne ( $Z= 10$ ).
- Un átomo de Magnesio, Mg ( $Z=12$ ).
- Un átomo de Berilio, Be ( $Z = 4$ ).
- Un átomo de Carbono, C ( $Z = 6$ ).
- Un átomo de Zinc, Zn ( $Z = 30$ ).



## Isótopos

---

19. Calcula la masa atómica media del cloro ( $Z=17$ ) sabiendo que se conocen dos isótopos de números másicos 35 y 37 que aparecen en una proporción 75% y 25% Respectivamente.
20. Calcula la masa atómica media del litio ( $Z=3$ ) sabiendo que se conocen dos isótopos de números másicos 6 y 7 que aparecen en una proporción 7,6 % y 92,4 % respectivamente.
21. Sabemos que los isótopos más estables del azufre son el  $^{32}\text{S}$ , el  $^{33}\text{S}$ , el  $^{34}\text{S}$ , cuyas abundancias relativas son 95%, 1% y 4% respectivamente. Determina la masa atómica del azufre.
22. ¿Qué son el deuterio y el tritio? (investígalo)
23. Explica las semejanzas y diferencias que presentan entre sí estas parejas de átomos:  
a)  $^{136}_{58}\text{Ce}$  y  $^{142}_{58}\text{Ce}$ .      b)  $^{90}_{40}\text{Zr}$  y  $^{92}_{40}\text{Zr}$ .      c)  $^{124}_{54}\text{Xe}$  y  $^{136}_{54}\text{Xe}$ .

## Enlace Químico

---

24. a) Clasifica las siguientes de sustancias en iónicas y covalentes: NaBr, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>O, CCl<sub>4</sub> b) ¿Cuáles están formadas por moléculas?
25. Determina qué tipo de enlace dan las siguientes parejas de átomos:  
Flúor ( $Z=9$ )-Sodio ( $Z=11$ )      Nitrógeno ( $Z=7$ )-Hidrógeno ( $Z=1$ )  
Cloro ( $Z=17$ )-Hidrógeno ( $Z=1$ )      Cloro ( $Z=17$ )-Potasio ( $Z=19$ )
26. Contesta a las siguientes cuestiones:  
a) ¿Qué partícula se obtiene cuando un átomo neutro pierde electrones?  
b) ¿En qué se transforma un átomo neutro cuando gana electrones?  
c) Si conocemos el número de protones y de electrones de un átomo, ¿cómo podemos saber si se trata de un ion o de un átomo neutro?
27. ¿En qué se convierten estos átomos? Explícalo y realiza un dibujo que lo ilustre.  
a) Be ( $Z = 4$ ), cuando pierde dos electrones.  
b) Al ( $Z = 13$ ), cuando se queda con diez electrones.  
c) S ( $Z = 16$ ), cuando adquiere dos electrones más.
28. Lola está estudiando en el laboratorio tres sustancias desconocidas A, B y C. ¿Puedes indicarle de qué tipo de compuestos se trata: iónicos, covalentes atómicos, covalentes moleculares o metales?  
a) La sustancia A tiene aspecto cristalino y se disuelve en agua.  
b) La sustancia B es un líquido que tiene un punto de ebullición de 56 °C.  
c) La sustancia C es un sólido brillante que conduce muy bien la electricidad.

## 5. Elementos y compuestos. Tabla periódica. Concepto de mol.

### Los elementos químicos y la tabla periódica

---

- Indica cuáles de las siguientes sustancias pueden considerarse elementos, justificando tu respuesta:
    - Gas hidrógeno: su molécula está formada por la unión de dos átomos de hidrógeno ( $H_2$ ).
    - Fluorita: mineral formado por una red cristalina de cationes calcio y aniones flúor.
    - Hierro: metal formado por la unión de millones de átomos de hierro.
    - Carbonato de calcio: al calentarlo a alta temperatura produce oxígeno y cal viva (óxido de calcio).
  - Clasifica las siguientes sustancias como metales o no metales, indicando en cada caso las propiedades en las que te has basado para hacerlo:

|           |             |             |
|-----------|-------------|-------------|
| a) Oro    | c) Oxígeno  | e) Cobre    |
| b) Madera | d) Plástico | f) Mercurio |
  - ¿Qué criterio se utiliza actualmente para ordenar los elementos químicos? ¿En qué se diferencia del que usaron Mendeleiev y Lothar Meyer?
  - Enuncia la ley periódica y describe la estructura que tiene la tabla periódica actual.
  - Corrige los siguientes enunciados incorrectos:
    - El cromo se encuentra en el tercer período de la tabla periódica.
    - Nitrógeno, fósforo y selenio son tres elementos del grupo 15 de la tabla periódica.
    - El símbolo químico del argón es AR.
    - El sodio es el elemento químico de número atómico 23.
    - A medida que descendemos en un grupo, disminuye la masa y el número atómico de los elementos.
  - Si te fijas con detalle en cualquier período de la tabla periódica, podrás deducir que el carácter metálico de los elementos disminuye a medida que nos desplazamos de izquierda a derecha.
    - ¿En qué observación nos basamos para llegar a esta conclusión? Fíjate, por ejemplo, en el cuarto período.
    - Analiza nuevamente la tabla periódica y deduce cómo varía el carácter metálico al bajar en un grupo. Justifícalo, tomando como ejemplos los grupos 14 y 15.
  - Basándote en las conclusiones del ejercicio anterior, ordena los siguientes elementos de mayor a menor carácter metálico. Explica tu respuesta:

|                    |                   |
|--------------------|-------------------|
| a) Fe, Ca, Br, Zn. | b) Tl, B, Al, Ga. |
|--------------------|-------------------|
  - Escribe la configuración electrónica del boro y del aluminio, buscando previamente en la tabla periódica sus números atómicos. ¿Por qué se encuentran ambos elementos en el mismo grupo?
  - Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando tu respuesta en cada caso:
    - El K y el Rb son dos elementos del mismo grupo.
    - Se conocen cinco gases nobles.
    - El Zn pertenece al grupo de los halógenos.
    - Todos los elementos del mismo grupo tienen idénticas propiedades y sus átomos son iguales en tamaño.
  - Los elementos de los grupos 1 y 17 de la tabla periódica son los de mayor reactividad química.
-

- a) ¿A qué grupos nos estamos refiriendo? ¿Qué elementos los componen?  
b) ¿Qué justificación puede darse a la alta reactividad de estos elementos?

11. En un laboratorio se han investigado ciertos elementos que pertenecen a uno de estos tres grupos: metales alcalinos, halógenos o gases nobles. A partir de sus propiedades, trata de identificar en qué grupo está cada uno de ellos:

| Elemento | Propiedades   |
|----------|---|
| A        | Elemento gaseoso a temperatura ambiente y muy reactivo.                     |
| B        | Es un buen conductor de la electricidad, pero reacciona con gran facilidad. |
| C        | Tiene una gran tendencia a formar un catión al perder un electrón.          |
| D        | Es un gas inerte que no reacciona químicamente.                             |
| E        | Es un sólido cuyos átomos tienen una gran tendencia a ganar un electrón.    |

### Los compuestos químicos. La masa molecular

12. ¿Qué es un compuesto químico? Pon algún ejemplo. ¿Cómo podemos diferenciar un elemento de un compuesto químico?

13. Responde brevemente:

- a) ¿Cuál es el significado de la fórmula de un compuesto químico?  
b) ¿Qué indican los subíndices en una fórmula química?  
c) ¿Qué es una fórmula desarrollada?

14. Dados los siguientes compuestos químicos, interpreta sus fórmulas, indicando cuáles son los elementos que los componen y la proporción entre sus átomos en el compuesto:

- a)  $\text{SO}_3$  (tróxido de azufre).  
b)  $\text{CCl}_4$  (tetracloruro de carbono).  
c)  $\text{N}_2\text{O}_4$  (tetraóxido de dinitrógeno).  
d)  $\text{HNO}_2$  (ácido nitroso).

15. Calcula la masa molecular de cada una de las siguientes sustancias a partir de sus fórmulas:

- a) Dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).  
b) Ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).  
c) Etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ).  
d) Trinitrotolueno ( $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_6\text{N}_3$ ).

16. Ordena, sin necesidad de realizar cálculos, los siguientes compuestos de menor a mayor masa molecular. Explica el criterio en el que te has basado para hacer tu ordenación:

- a)  $\text{CH}_4$ , gas metano o gas natural (combustible)  
b)  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , octano (componente de la gasolina)  
c)  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , gas butano (combustible),  
d)  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ , hexano (disolvente)  
e)  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ , ciclohexano (disolvente).

17. Considerando que la masa atómica de un átomo de carbono es 12 u, la de un átomo de hidrógeno es 1 u y la de un átomo de oxígeno es 16 u, indica el número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno, y calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:

- a) Formaldehído,  $\text{CH}_2\text{O}$   
b) Glicol,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$   
c) Glicerina,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$   
d) Vitamina C,  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$   
e) Ácido oleico,  $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$

18. La clorofila es una macromolécula cuya fórmula es  $C_{54}H_{70}O_5N_4Mg$ . Indica cuántos átomos de cada elemento hay en la molécula y cuál es el número total de átomos en ella. Calcula la masa molecular de la clorofila.

19. La sacarosa, que es el azúcar de consumo cotidiano, es un compuesto de fórmula  $C_{12}H_{22}O_{11}$

a) Calcula la masa molecular de la sacarosa.

b) Considerando la relación de equivalencia existente entre la unidad de masa atómica y el kilogramo, expresa la masa de esta molécula en kilogramos. ¿Cuántas moléculas de sacarosa hay en 1 kg de azúcar?

### El concepto de mol. La masa molar

---

20. Un recipiente contiene 2,5 moles de gas propano. Calcula, utilizando la definición de mol, cuántas moléculas de propano ( $C_3H_8$ ) contiene ese recipiente.

21. Realiza los cálculos necesarios:

a) ¿Cuántas moléculas de tolueno (disolvente para pinturas), hay en un frasco donde se encuentran 4 moles de tolueno?

b) ¿Cuántos moles de hierro hay en un trozo de este metal que contiene  $3,011 \cdot 10^{23}$  átomos de hierro?

c) ¿Cuántas moléculas de nitrógeno ( $N_2$ ) hay en una botella que contiene 12,5 moles de gas nitrógeno?

22. Para los siguientes compuestos, calcula su masa molecular y su masa molar, e interpreta el resultado que obtengas:

a) Benceno ( $C_6H_6$ ).

b) Ácido nítrico ( $HNO_3$ ).

c) Acetona ( $CH_3COCH_3$ ).

23. Indica cuál de estas sustancias tendrá mayor masa molar. Justifica tu respuesta:

a) Etano,  $C_2H_6$

b) Eteno,  $C_2H_4$

c) Etino,  $C_2H_2$

24. Realiza las siguientes conversiones de unidades de cantidad de sustancia y de masa molar:

a)  $n = 0,35$  mol de  $SO_2$ . Exprésalo en mmol.

b)  $n = 62\,500$   $\mu$ mol de  $Cl_2O_5$ . Exprésalo en mol.

c)  $M(CO) = 28$  g/mol. Exprésalo en mg/mmol.

d)  $M(C_2H_6O) = 46 \cdot 10^3$  mg/mol. Exprésalo en g/mol.

25. Luis y Ana se han marchado en su coche a pasar el día en la playa, para lo cual han consumido cierta cantidad de gasolina y han expulsado a la atmósfera 2728 g de dióxido de carbono ( $CO_2$ ).

a) Calcula la masa molecular y la masa molar del  $CO_2$ .

b) Halla el número de moles de este gas que nuestros amigos han expulsado a la atmósfera, contribuyendo de este modo a incrementar el efecto invernadero.

c) Calcula el número de moléculas de este gas expulsadas por el tubo de escape del vehículo.

26. El mármol está compuesto fundamentalmente por carbonato de calcio ( $CaCO_3$ ). Si suponemos que todo el mármol es carbonato de calcio, ¿cuántos moles de este compuesto hay en un trozo de 400,4 g de mármol?

27. El paracetamol es un compuesto de uso frecuente en medicina por sus propiedades analgésicas.

a) Calcula la masa de una molécula de paracetamol, expresada en unidades de masa atómica, si sabes que su fórmula química es  $C_8H_9O_2N$ .

b) ¿Cuál es la masa molar del paracetamol? Interpreta su significado.

c) Halla el número de moléculas de paracetamol que consumimos cada vez que tomamos un comprimido de 500 mg de este fármaco.

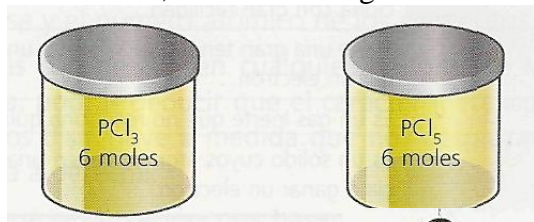
---

28. Observa estos dos recipientes y, sin necesidad de realizar cálculos, contesta a las siguientes cuestiones:

a) ¿En cuál de los dos recipientes hay un mayor número de moléculas?

b) ¿Cuál de los dos recipientes contiene un mayor número de átomos de fósforo? ¿Y de cloro?

Justifica en cada caso tu respuesta y comprueba tus conclusiones haciendo los cálculos correspondientes.



con-



29. La bombona contiene 14 kg de gas butano ( $C_4H_{10}$ ) a presión. Determina:

a) La masa en gramos del gas contenido en la bombona.

b) La masa molecular del butano.

c) La masa molar del gas butano en g/mol.

d) El número de moles de butano que contiene la bombona.

e) El número de moléculas de butano que contiene la bombona.

f) La masa de una molécula de butano en gramos.

30. Calcula el número de moles que habrá en 49 g de  $H_2SO_4$ .

31. Calcula el número de moles que habrá en  $20 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $H_2SO_4$ .

32. Calcula el número de moles y moléculas que hay en 25 g de  $NH_3$ .

33. ¿Cuántos moles y moléculas de  $HNO_3$  hay en 126 g de este ácido?

34. ¿Cuántos gramos habrá en 0,5 moles de  $N_2O_4$ ?

35. ¿Cuántas moléculas habrá en 64 g de  $O_2$ ?

36. ¿Cuántos gramos de  $H_2O$  habrá en  $3,0115 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua?

37. ¿Cuántos moles y cuántos átomos hay en 1,00 g de magnesio?

38. ¿Cuántos gramos y cuántos átomos hay en 0,1 mol de magnesio?

39. Pasa a moles las siguientes cantidades:

a)  $4,7 \cdot 10^{25}$  átomos de K

b)  $8,5 \cdot 10^{40}$  moléculas de  $SO_2$

c)  $3,14 \cdot 10^{23}$  iones  $Na^+$

40. Pasa a átomos, moléculas o iones, según sea el caso, las siguientes cantidades:

a) 200 moles de átomos de aluminio.

b) 352 moles de moléculas de agua.

c) 780 moles de iones cloruro.

41. Halla la equivalencia, en gramos, de los siguientes moles:

a) 3 moles de Na

b) 5 moles de  $FeCl_3$

c) 67 moles de  $Al_2O_3$

d) 100 moles de  $H_2SO_4$

e) 4 moles de  $Cl_2$

42. Pasa, a moles, las siguientes cantidades:

a) 80 g de  $H_2O$

b) 56 g de HCl

c) 375 g de  $CH_4$

d) 200 g de S

e) 6 g de  $HNO_3$

f) 132 g de  $CO_2$

g) 196 g de  $H_2SO_4$

h)  $3 \cdot 10^{25}$  moléculas de  $H_2S$

i) 132 g de  $C_3H_8$

43. Cuántos átomos hay en las siguientes cantidades:

a) 5 moles de átomos de hierro

b) 28 g de hierro

44. ¿Cuántos g de cloro hay en 2 moles de  $\text{FeCl}_2$ ?
45. ¿Cuál es la masa molar del  $\text{Ca(OH)}_2$ ?
46. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 37 g de  $\text{Ca(OH)}_2$ ?

### Molaridad

---

47. Calcula la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 175,35 g de  $\text{NaCl}$  en agua hasta completar 6 litros de disolución. Datos: Masas atómicas de  $(\text{Na})=23$ ;  $(\text{Cl})=35,5$
48. Calcula la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 25 g de  $\text{KCl}$  en 225 g de agua, sabiendo que la densidad de la disolución es de 2,1 g/mL. Datos: Masas atómicas de  $(\text{K})=39,1$ ;  $(\text{Cl})=35,5$
49. Una disolución contiene 0,5 moles de soluto en 400  $\text{cm}^3$  de disolución. ¿Cuál es su molaridad?
50. ¿Cuántos moles de cloruro de sodio hay en 300  $\text{cm}^3$  de una disolución 0,02 M?
51. ¿Qué molaridad tiene una disolución que contiene 5 g de óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ) en 250  $\text{cm}^3$  de disolución?
52. ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio hay que pesar para preparar 1,5 L de disolución 0,8 M de  $\text{Ca(OH)}_2$ ?
53. Calcula el número de moles de soluto que están presentes en cada una de las disoluciones siguientes: a) 400 mL de  $\text{MgBr}_2$  0,240 M; b) 80,0  $\mu\text{L}$  de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) 0,460 M; c) 3,00 L de  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  0,040 M.
-



## 6. Reacciones químicas. Cálculos químicos.

### Cambios físicos y químicos

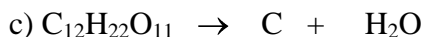
1. Explica la diferencia entre un proceso físico y un proceso químico, ilustrando la explicación con un ejemplo de cada uno de ellos.
2. De los siguientes fenómenos, indica los que corresponden a un cambio físico y los que son cambios químicos. Justifica en cada caso la elección:
  - a) Una persona sube por una escalera mecánica.
  - b) Hace frío y el agua del patio se congela.
  - c) Ponemos una pastilla efervescente en agua.
  - d) Encender una cerilla.
3. ¿Qué ocurre a nivel microscópico durante una reacción química? ¿Por qué cambian las sustancias que participan en la reacción?
4. ¿Qué es la velocidad de reacción? Indica cuáles de las siguientes operaciones aumentan la velocidad de reacción:
  - a) Calentar los reactivos
  - b) Añadir más cantidad de reactivos.
  - c) Concentrar los reactivos.
  - d) Utilizar un recipiente más pequeño.
5. Las reacciones en fase gaseosa suelen ser más rápidas que en fase líquida, y estas, a su vez, más rápidas que en fase sólida. ¿Cómo podrías explicar este hecho experimental? Recuerda los postulados de la teoría cinética.

### Ley de conservación de la masa

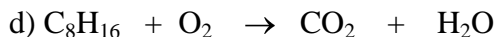
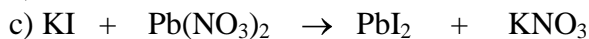
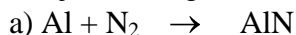
6. Para comprobar la ley de conservación de la masa, Isabel ha disuelto una pastilla efervescente de aproximadamente 2 g en un vaso que contiene 200 g de agua, pero al pesar el contenido total del vaso tras la disolución ha obtenido 200,5 g. Su conclusión ha sido que esta reacción no cumple la ley.
  - a) ¿Es correcta la conclusión de Isabel?
  - b) ¿Cómo puedes explicar lo que está ocurriendo en este caso?

### La ecuación química. Ajuste

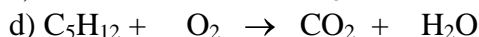
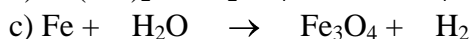
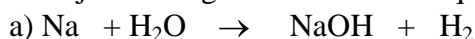
7. En las siguientes ecuaciones químicas, indica cuáles son los reactivos y cuáles los productos, en qué estado de agregación se encuentran y ajusta las reacciones:
  - a)  $\text{HgO(s)} \rightarrow \text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$   
Óxido de mercurio      Mercurio    Oxígeno
  - b)  $\text{Ca(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$   
Calcio      Agua      Hidróxido de calcio    Hidrógeno
  - c)  $\text{H}_2\text{O}_2\text{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$   
Agua oxigenada      Agua      Oxígeno
  - d)  $\text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{NaCl(s)}$   
Sodio      Cloro      cloruro de sodio
8. Una de las siguientes ecuaciones químicas no es correcta, pues la reacción que indica no podría tener lugar de la forma en que está representada. Identifícala y señala el error:
  - a)  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



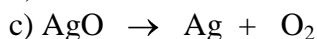
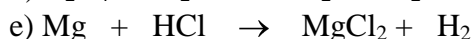
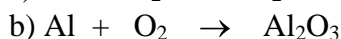
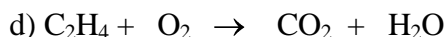
9. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



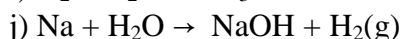
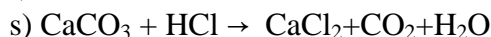
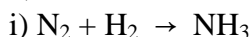
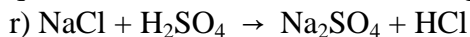
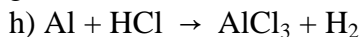
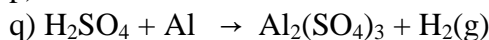
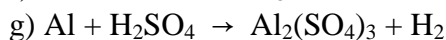
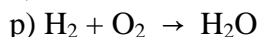
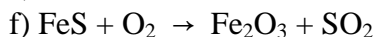
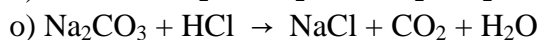
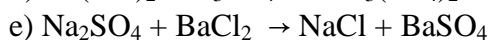
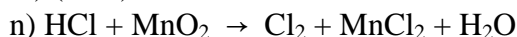
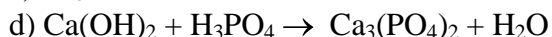
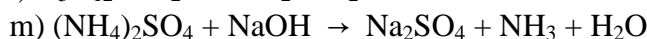
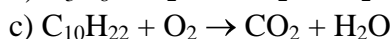
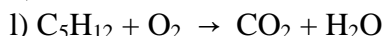
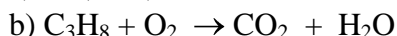
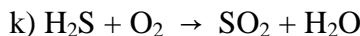
10. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



11. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



12. Ajusta estas ecuaciones químicas:



### Relaciones estequiométricas y cálculos con ecuaciones químicas

13. La reacción entre el hidrógeno y el oxígeno da lugar a vapor de agua. Escribe la ecuación química correspondiente a este proceso, ajústala e indica las relaciones de estequiometría en moles, en masa y en volumen que pueden obtenerse a partir de ella.

14. La reacción entre el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) y el hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) en disolución da lugar a sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) disuelto y agua. Escribe la ecuación química, ajústala y calcula:

a) Los moles de ácido sulfúrico necesarios para reaccionar con 9 moles de hidróxido de sodio.

b) La masa en gramos de sulfato de sodio obtenidos a partir de 50 gramos de ácido sulfúrico.

15. Dada la reacción de combustión entre el etanol,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ , y el oxígeno,  $\text{O}_2$ . Ajusta la ecuación química correspondiente y justifica las relaciones estequiométricas entre los reactivos y los productos.

16. El hidrógeno reacciona con el oxígeno para producir agua.

a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en moles

b) ¿Cuántos moles de hidrógeno se necesitan para obtener 15 moles de agua?

c) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno y de oxígeno se necesitan para obtener 40 moléculas de agua?

17. El carbono reacciona con el oxígeno para producir monóxido de carbono.
- Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en moles
  - ¿Cuántos moles de carbono se necesitan para obtener 8 moles de monóxido de carbono?
  - ¿Cuántas moléculas de oxígeno se necesitan para obtener 30 moléculas de dióxido de carbono?
18. El propano,  $C_3H_8$ , reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.
- Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en moles
  - ¿Cuántos moles de propano y de oxígeno se necesitan para obtener 10 moles de  $CO_2$ ?
  - ¿Cuántos moles de propano y de oxígeno se necesitan para obtener 4 moles de  $CO_2$ ?
19. Se hace reaccionar nitrógeno con hidrógeno para obtener amoníaco
- Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
  - Calcula los gramos de amoníaco que se obtienen a partir de 10 gramos de nitrógeno.
  - Calcula los gramos de hidrógeno que se necesitan para reaccionar los 10 gramos de nitrógeno.
20. Se hace reaccionar hidrógeno con cloro para obtener cloruro de hidrógeno
- Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
  - Calcula los gramos de hidrógeno y de cloro que se necesitan para obtener 100 gramos de cloruro de hidrógeno.
21. El metano reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua.
- Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
  - Calcula los gramos de oxígeno que se necesitan para quemar 250 gramos de metano.
  - Calcula los gramos de dióxido de carbono que se obtienen.
22. El zinc reacciona con el cloruro de hidrógeno para producir cloruro de zinc e hidrógeno. Si reaccionan 10 moles de cloruro de hidrógeno, ¿cuántos gramos de hidrógeno se formarán?
23. El etano,  $C_2H_6$ , reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua. Calcula los gramos de etano que se necesitan para que reaccionen 60 gramos de  $O_2$
24. El gas butano,  $C_4H_{10}$ , reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua. Calcula los moles de  $CO_2$  y de  $H_2O$  que se obtiene al quemar 2,5 kg de butano
25. Considera la siguiente reacción:  $N_2H_4 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
- Calcula los gramos de  $O_2$  que se necesitan para que reaccionen 4 moles de  $N_2H_4$
  - Calcula las moléculas de  $N_2$  y  $H_2O$  que se obtienen al reaccionar los 4 moles.
26. Considera la reacción:  $CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$   
Si reaccionan 200 g de  $CaH_2$  con suficiente agua, calcula los g de hidróxido de calcio y los moles de hidrógeno que se producen.
27. Considera la reacción:  $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$   
Si reacciona 1 kg de  $CaCO_3$ :
- Calcula los g de  $CaCl_2$
  - Calcula los moles de  $CO_2$  y las moléculas de  $H_2O$

### Energía en las reacciones químicas

28. Calcula la energía que se desprende al quemar 250 g de butano.



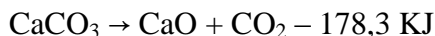
29. Dada la siguiente reacción química:  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 393,5 \text{ KJ}$

- a) Calcula la energía desprendida al quemar 60 g de carbono con oxígeno suficiente;  
b) ¿Cuántos gramos de carbono y de oxígeno tenemos que quemar para obtener 100 KJ?

30. Dada la siguiente reacción química:  $\text{N}_2 + \text{O}_2 + 180 \text{ KJ} \rightarrow 2\text{NO}$

- a) Calcula la energía absorbida al reaccionar 100 gramos de nitrógeno con oxígeno suficiente; b)  
¿Cuántos gramos de monóxido de nitrógeno se obtiene en este caso?

31. Al calentar carbonato de calcio se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono.



- a) Calcula la energía necesaria para descomponer 80 gramos de carbonato de calcio;  
b) ¿Cuántos gramos de carbonato de calcio se pueden descomponer con 1000 kJ?

### Reacciones químicas de interés

---

32. ¿Qué propiedades características tienen los ácidos y las bases? ¿Cómo los distingues en el laboratorio? Pon tres ejemplos de sustancias ácidas y tres de sustancias básicas que sean habituales en nuestro entorno cotidiano.

33. ¿Qué tipo de sustancias intervienen en una reacción de neutralización? Escribe un ejemplo y señala cada una de ellas.

34. Comenta la siguiente frase: «El proceso de la fotosíntesis está en la base de la vida de este planeta, tal y como la conocemos».

35. Explica en qué consiste una reacción de combustión y por qué es una reacción importante. Indica cuál sería la reacción de combustión del gas natural (metano,  $\text{CH}_4$ ).

36. ¿Qué diferencias y semejanzas hay entre las reacciones de combustión y las reacciones de formación de los óxidos, como la oxidación del hierro?

55. Indica cuál es la misión de la clorofila en la fotosíntesis. ¿Puedes afirmar que es imprescindible su participación para que ocurra el proceso?

---