

## EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

### BLOQUE 1. CAMBIO DE UNIDADES

**CAMBIO DE UNIDADES CON NOTACIÓN CIENTÍFICA** (Recuerda que tienes que poner las operaciones que haces)

• **UNA SOLA MAGNITUD**

2,45 km → m

$$2,45 \cancel{\text{ km}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{ km}}} = 2,45 \cdot 10^3 \text{ m}$$

450 mg → kg

$$4,5 \cdot 10^2 \cancel{\text{ mg}} \cdot \frac{\text{kg}}{10^6 \cancel{\text{ mg}}} = 4,5 \cdot 10^2 \cdot 10^{-6} = 4,5 \cdot 10^{-6} \text{ kg/m}^3$$

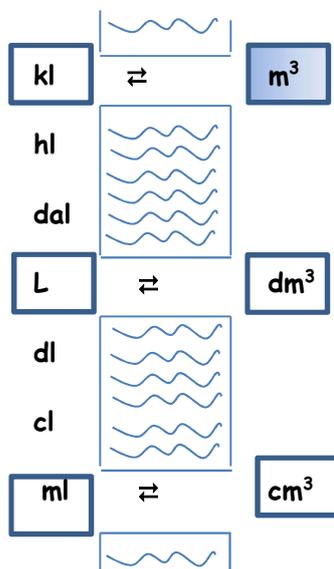
901 km<sup>2</sup> → dm<sup>2</sup>

$$9,01 \cdot 10^2 \cancel{\text{ km}^2} \cdot \frac{10^8 \text{ dm}^2}{1 \cancel{\text{ km}^2}} = 9,01 \cdot 10^2 \cdot 10^8 = 9,01 \cdot 10^{10} \text{ dm}^2$$

0,005 m<sup>3</sup> → dl

$$5,0 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ m}^3} \cdot \frac{10^4 \text{ dl}}{1 \cancel{\text{ m}^3}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \cdot 10^4 = 5,0 \cdot 10 \text{ dl}$$

Recuerda el puente para este tipo de cambio de unidades:



**8 Tg → mg**

$$8 \cancel{\text{Tg}} \cdot \frac{10^{15} \text{ mg}}{1 \cancel{\text{Tg}}} = 8 \cdot 10^{15} \text{ mg}$$

**100 nA → GA**

$$1 \cdot 10^2 \cancel{\text{nA}} \cdot \frac{1 \text{ GA}}{10^{18} \cancel{\text{mA}}} = 1 \cdot 10^2 \cdot 10^{-18} = 1 \cdot 10^{-16} \text{ GA}$$

**28000 pm → mm**

$$2,8 \cdot 10^4 \cancel{\text{pm}} \cdot \frac{1 \text{ mm}}{10^9 \cancel{\text{pm}}} = 2,8 \cdot 10^4 \cdot 10^{-9} = 2,8 \cdot 10^{-5} \text{ mm}$$

- **UNA SOLA MAGNITUD: UNIDADES DE PRESIÓN** 1 atm = 760 mm Hg = 101325 Pa

**Transforma 150 mm Hg a atm:**

$$150 \cancel{\text{mm Hg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}} = 0,197 \text{ atm}$$

**Transforma 150 mm Hg a Pa:**

$$150 \cancel{\text{mm Hg}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{atm}}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}} \cdot \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 19998,36 \text{ Pa} = 2 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

**Transforma 960 hPa a atm:**

$$960 \text{ hPa} = 9,6 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$9,6 \cdot 10^4 \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101325 \cancel{\text{Pa}}} = 0,947 \text{ atm}$$

• **DOS MAGNITUDES**

$$21 \text{ g/cm}^3 \rightarrow \text{kg/m}^3$$

$$2,1 \cdot 10 \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{cm}^3}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{g}}} \cdot \frac{10^6 \cancel{\text{cm}^3}}{1 \text{ m}^3} = 2,1 \cdot 10 \cdot 10^{-3} \cdot 10^6 = 2,1 \cdot 10^4 \text{ kg/m}^3$$

magnitud que aparece en el numerador (masa)

magnitud que aparece en el denominador (volumen)

$$28 \text{ kg/L} \rightarrow \text{cg/mm}^3$$

$$2,8 \cdot 10 \frac{\cancel{\text{kg}}}{\cancel{\text{L}}} \cdot \frac{10^5 \cancel{\text{cg}}}{1 \cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{10^6 \cancel{\text{mm}^3}} = 2,8 \cdot 10 \cdot 10^5 \cdot 10^{-6} = 2,8 \text{ cg/mm}^3$$

$$28 \text{ } \mu\text{g/ml} \rightarrow \text{cg/m}^3$$

$$2,8 \cdot 10 \frac{\cancel{\mu\text{g}}}{\cancel{\text{ml}}} \cdot \frac{1 \text{ cg}}{10^4 \cancel{\mu\text{g}}} \cdot \frac{10^6 \cancel{\text{ml}}}{1 \text{ m}^3} = 2,8 \cdot 10 \cdot 10^{-4} \cdot 10^6 = 2,8 \cdot 10^3 \text{ cg/m}^3$$

**ACTIVIDADES**

1. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a)  $2,45 \text{ km} \rightarrow \text{m}$     b)  $3 \text{ kg} \rightarrow \text{g}$     c)  $25 \text{ cL} \rightarrow \text{L}$     d)  $3400 \text{ mm} \rightarrow \text{m}$     e)  $1,5 \text{ hg} \rightarrow \text{g}$

2. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a)  $901 \text{ km}^2 \rightarrow \text{dm}^2$     b)  $31,5 \text{ hm}^2 \rightarrow \text{dam}^2$     c)  $1027 \text{ dm}^2 \rightarrow \text{dam}^2$     d)  $4,77 \text{ mm}^2 \rightarrow \text{cm}^2$   
e)  $407 \text{ km}^2 \rightarrow \text{m}^2$

3. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a.  $0,005 \text{ m}^3 \rightarrow \text{dl}$   
b.  $20 \text{ m}^2 \rightarrow \text{km}^2$   
c.  $25 \text{ mg} \rightarrow \text{hg}$   
d.  $3000 \text{ cm}^3 \rightarrow \text{hl}$

4. Realiza los siguientes cambios de unidades:
- $0,0005 \text{ kg/hl} \rightarrow \text{g/cm}^3$
  - $17 \text{ g/ml} \rightarrow \text{kg/m}^3$
  - $0,068 \text{ hg/dm}^3 \rightarrow \text{mg/ml}$
  - $21 \text{ g/cm}^3 \rightarrow \text{kg/m}^3$
5. Transforma:
- $4 \text{ kPa} \rightarrow \text{atm}$
  - $765 \text{ mm Hg} \rightarrow \text{atm}$
  - $1,2 \text{ atm} \rightarrow \text{mm Hg}$
  - $70 \text{ mm Hg} \rightarrow \text{atm}$
  - $280 \text{ mmHg} \Leftrightarrow \text{atm}$
6. Realiza con notación científica los siguientes cambios de unidades:
- $25 \text{ kg/m}^3 \rightarrow \text{ng}/\mu\text{L}$
  - $45 \text{ mg/ml} \rightarrow \text{dag/m}^3$
  - $5817 \text{ pmol} \rightarrow \mu\text{mol}$
  - $3,7 \text{ daA} \rightarrow \text{TA}$
  - $0,000017 \text{ hg} \rightarrow \mu\text{g}$
7. Realiza los siguientes cambios de unidades:
- $50 \text{ mg/L} \rightarrow \text{pg} / \mu\text{L}$
  - $240 \text{ ng} / \text{mm}^3 \rightarrow \text{cg/cL}$
  - $45\,000 \mu\text{g} / \text{dL} \rightarrow \text{kg/m}^3$
  - $800 \text{ pmol} \rightarrow \text{mmol}$
  - $0,00005 \text{ MA} \rightarrow \text{mA}$
8. Realiza los siguientes cambios de unidades:
- $0,003 \text{ mA} \rightarrow \text{GA}$
  - $120 \text{ km} \rightarrow \text{nm}$
  - $2700 \text{ Tm} \rightarrow \text{mm}$
  - $0,00000057 \text{ MA} \rightarrow \text{mA}$
  - $450 \text{ pmol} \rightarrow \text{mmol}$
9. Transforma las siguientes cifras empleando la notación científica
- $240 \text{ dag} / \text{m}^3 \rightarrow \text{mg} / \text{dL}$
  - $4500 \mu\text{g} / \text{cl} \rightarrow \text{kg} / \text{m}^3$
  - $87000 \text{ pmol} \rightarrow \text{mmol}$
  - $0,0000005 \text{ MA} \rightarrow \text{mA}$
  - $45 \mu\text{g} / \text{cl} \rightarrow \text{kg} / \text{m}^3$

## SOLUCIONES

1. a)  $2,45 \cdot 10^3$  m; b)  $3 \cdot 10^3$  g; c)  $2,5 \cdot 10^{-1}$  L d) 3,4 m e)  $1,5 \cdot 10^2$  g.
2. a)  $9,01 \cdot 10^{10}$  dm<sup>2</sup>; b)  $3,15 \cdot 10^4$  dam<sup>2</sup>; c)  $1,027 \cdot 10^{-1}$  dam<sup>2</sup>; d)  $4,77 \cdot 10^{-2}$  mm<sup>2</sup>; e)  $4,07 \cdot 10^8$  m<sup>2</sup>.
3. a)  $5,0 \cdot 10$  dl; b)  $2,0 \cdot 10^{-5}$  km<sup>2</sup>; c)  $2,5 \cdot 10^{-4}$  hg; d)  $3,0 \cdot 10^{-2}$  hl.
4. a)  $5 \cdot 10^{-6}$  g/cm<sup>3</sup> b)  $1,7 \cdot 10^4$  kg/m<sup>3</sup> c) 6,8 mg/ml; d)  $2,1 \cdot 10^{-8}$  kg/m<sup>3</sup>.
5. a) 0,0365 atm =  $3,65 \cdot 10^2$  atm; b) 1,007 atm c) 912 mm Hg; d)  $9,2 \cdot 10^{-2}$  atm; e)  $3,68 \cdot 10^{-1}$  atm.
6. a)  $2,5 \cdot 10^4$  ng/μL; b)  $4,5 \cdot 10^3$  dag/m<sup>3</sup>; c)  $5,817 \cdot 10^{-3}$  μmol; d)  $3,7 \cdot 10^{-11}$  TA; e)  $1,7 \cdot 10^3$  μg.
7. a)  $5 \cdot 10^4$  pg/μL; b)  $2,4 \cdot 10^{-1}$  cg/cL; c)  $4,5 \cdot 10^{-1}$  kg/m<sup>3</sup>; d)  $8 \cdot 10^{-7}$  mmol; e)  $5 \cdot 10^4$  mA.
8. a)  $3 \cdot 10^{-15}$  GA; b)  $1,2 \cdot 10^{14}$  nm; c)  $2,7 \cdot 10^{18}$  mm; d)  $5,7 \cdot 10^2$  mA; e)  $4,5 \cdot 10^{-7}$  mmol.
9. a)  $2,4 \cdot 10^2$  mg/dL, b)  $4,5 \cdot 10^{-1}$  kg/m<sup>3</sup>; c)  $8,7 \cdot 10^{-5}$  mmol; d)  $5 \cdot 10^2$  mA; e)  $4,5 \cdot 10^{-3}$  kg/m<sup>3</sup>.

**BLOQUE 2.****2.1 DENSIDAD**

1. ¿Cuál es la densidad de un objeto que tiene una masa de 1130 g y ocupa un volumen de 100ml?

Recuerda que para la resolución de los problemas DEBES SIEMPRE SEGUIR TODOS estos pasos:

1º: anotar los datos, los conocidos y los no conocidos:

Masa = 1130 g (no olvides las unidades)

Volumen = 100 ml (no olvides las unidades)

Densidad = ¿?

2º: planteamiento: escribir la fórmula que va a servir para resolver el problema.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \rho = \frac{m}{V}$$

3º: sustitución: poner los datos que te han dado en el lugar correspondiente:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{1130 \text{ g}}{100 \text{ ml}} \quad (\text{no olvides las unidades})$$

4º: resolución, lo que normalmente llamamos cuentas, que calculamos aparte:

$$1130 : 100 = 11'3$$

5º: escribimos el resultado: densidad =  $\rho = 11'3 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  (no olvides las unidades)

2. Un soldadito de plomo tiene una masa de 35 g. Su volumen es de 25 cm<sup>3</sup>. ¿Cuál es la densidad del soldadito?

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{35 \text{ g}}{25 \text{ cm}^3} = 1,4 \text{ g/cm}^3$$

3. Una moneda A tiene una masa de 12 g. Otra, B, tiene una masa de 9'2 g. Una tercera, C, tiene una masa de 4'14 g.

a) ¿Cómo calcularías el volumen de cada moneda? Tomaría una probeta con un volumen determinado de agua (100 ml por ejemplo), le echaría la moneda y mediría el nivel de agua. La diferencia entre el volumen que hay ahora y el inicial corresponde al que tiene cada moneda.

b) **Cómo averiguarías si las tres monedas están hechas de la misma sustancia?** Una vez que ya conozca el volumen de las monedas, calculo la densidad de cada una de ellas aplicando la fórmula del problema anterior. Si tienen la misma densidad es que están hechas del mismo material.

4. En una probeta de 500 ml de capacidad echamos agua hasta un nivel de 300 ml. A continuación introducimos una figura de alabastro de 298 g y el nivel del agua asciende hasta 410 ml ¿cuál es la densidad de la figura?

Volumen de la figura =  $V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}} = 410 \text{ ml} - 300 \text{ ml} = 110 \text{ ml}$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{298 \text{ g}}{110 \text{ ml}} = 2,7 \text{ g/ml}$$

5. Una probeta de 250 cm<sup>3</sup> contiene agua hasta un nivel de 100 cm<sup>3</sup>. Introducimos diez monedas de 12 g cada una y el nivel del agua asciende hasta 177 cm<sup>3</sup>.

a) ¿Cuál es el volumen de una moneda?

Volumen de las diez monedas =  $V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}} = 177 \text{ cm}^3 - 100 \text{ cm}^3 = 77 \text{ cm}^3$  es el volumen de diez monedas.  
Volumen de una moneda =  $77 \text{ cm}^3 : 10 = 7,7 \text{ cm}^3$

b) ¿Cuál es la densidad del metal con el que está fabricada la moneda?

Como tenemos diez monedas, para calcular la masa tenemos que multiplicar por diez la masa de una, de modo que la masa total es de 120 g

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{120 \text{ g}}{77 \text{ cm}^3} = 1,56 \text{ g/cm}^3$$

Si en cambio nos fijamos en solo una moneda, ya sabemos que la masa es de 12 g, pero el volumen que ocupa será la décima parte de 77cm<sup>3</sup>, que es lo que ocupan las diez monedas (o sea 7,7 cm<sup>3</sup>). Calculamos la densidad:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{12 \text{ g}}{7,7 \text{ cm}^3} = 1,56 \text{ g/cm}^3$$

Como ves, da igual si lo calculas con una moneda o con las diez, porque la densidad es una propiedad INTENSIVA, que no depende de la cantidad de materia.

6. Tenemos un cuerpo de 40 g cuya densidad es 1,24 g/mL y otro objeto de 70 g con una densidad de 0,96 g/mL. Si introducimos cada uno en un recipiente con agua, ¿en qué caso subirá más el nivel de líquido?

$$V_1 = m/\rho = 40 \text{ g} / 1,24 \text{ g/ml} = 32,26 \text{ ml}$$

$$V_2 = m/\rho = 70 \text{ g} / 0,96 \text{ g/ml} = 72,92 \text{ ml}$$

Subirá más el nivel de agua con el segundo cuerpo, ya que tenemos más cantidad de materia, más masa, pero esta materia es menos densa, por lo que ocupará mayor volumen

## ACTIVIDADES

- En una probeta de  $250 \text{ cm}^3$  se miden  $200 \text{ cm}^3$  de agua. A continuación se introduce una piedra de  $100 \text{ g}$  de masa. El nivel del agua sube hasta  $225 \text{ cm}^3$ .

  - ¿Cuál es el volumen de la piedra?  $25 \text{ cm}^3$
  - ¿Cuál es su densidad?  $4 \text{ g/cm}^3$
- Una probeta contiene agua hasta la marca de los  $130 \text{ mL}$ . Introducimos un objeto de  $38 \text{ g}$  de masa y observamos que el nivel de agua sube hasta los  $152 \text{ mL}$ . Determina la densidad de este objeto. ¿Habría subido el mismo nivel si el líquido hubiera sido alcohol? ¿Y si la probeta hubiera estado en la Luna? Razona la respuesta. Sol:  $1,727 \text{ g/ml}$

Sí habría subido lo mismo pues el nivel al que asciende el agua o el alcohol de la probeta depende del volumen del objeto que introducimos, que es el que desplaza al agua o al alcohol.

En la Luna ocurriría lo mismo, puesto que el objeto introducido no ha variado en sus características generales ni específicas (solo tardaría un poco más en descender por el líquido, puesto que la gravedad es menor)
- Una botella vacía tiene una masa de  $800 \text{ g}$ ; llena de agua, de  $960 \text{ g}$  y llena de queroseno,  $931 \text{ g}$ . Calcular la capacidad de la botella y la densidad del queroseno.

Sol: Capacidad de la botella= $160\text{mL}$ ;  $d_{\text{queroseno}}=0,81 \text{ g/mL}$
- 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:  $90 \text{ g}$
- Cierto trozo de material que pesa  $148 \text{ g}$  se introduce en un recipiente que contiene  $200 \text{ ml}$  de agua, de tal modo que, tras hundirse, se observa que el nivel de agua se elevó hasta  $315 \text{ ml}$  ¿Cuál era la densidad del material? Si en lugar de haberse introducido en agua se hubiera introducido en aceite ¿El nivel de aceite habría subido hasta los  $315 \text{ ml}$ ?

Sol:  $1,28 \text{ g/mL}$ . Sí, el nivel del aceite habría subido hasta  $315 \text{ mL}$ , pues el espacio que ocupa ese material no varía por lo que el desplazamiento del líquido es el mismo (simplemente el aceite es más viscoso).
- Tenemos  $150 \text{ g}$  de dos sustancias diferentes A y B, cuyas densidades son  $A=6,3 \text{ g/ml}$  y  $B= 4,9 \text{ g/ml}$

  - ¿qué sustancia pesa más? Sol: pesan lo mismo, tengo la misma cantidad de materia.
  - ¿Qué sustancia ocupa un volumen mayor? Sol:  $V_A=23,8 \text{ mL}$ ,  $V_B= 30,61 \text{ mL}$  (ocupa mayor volumen la sustancia B)
  - ¿Qué masa de A tiene el mismo volumen que  $80 \text{ g}$  de B? Sol: $102,81 \text{ g}$
  - ¿Qué volumen de A tiene la misma masa que  $600 \text{ ml}$  de B? Sol:  $466,6 \text{ mL}$
- La densidad del aire existente en una habitación es de  $1,293 \text{ g/l}$ . Halla la masa del aire sabiendo que las dimensiones de la habitación son  $5 \text{ m} \times 4 \text{ m} \times 2,40 \text{ m}$ .

Sol: 62064 g

8. Una determinada sustancia A tiene de densidad  $1200 \text{ kg/m}^3$  y otra sustancia diferente B tiene de densidad  $10,5 \text{ g/mL}$ . Se pide: (a) si se dispone de medio kilogramo de cada sustancia, ¿cuál pesará más? Sol: tengo la misma cantidad de materia, pesarán lo mismo; (b) si se dispone de medio litro de cada sustancia, ¿cuál pesará menos? Sol:  $m_A = 0,6 \text{ kg}$ ,  $m_B = 5,25 \text{ kg}$ , pesará menos la sustancia A ; (c) si ponemos 100 mL de la sustancia A en el platillo de una balanza, ¿qué volumen de B habrá que poner en el otro platillo para que el conjunto quede equilibrado?

Sol: 11,42 mL.

9. La densidad del corcho es  $0,25 \text{ g/cm}^3$  y la del vidrio es  $3,2 \text{ g/cm}^3$ . Se pide:

a) ¿Qué volumen ocuparía 1 kg de corcho? Sol:  $4000 \text{ cm}^3$

b) Expresa el dato de la densidad del vidrio en el Sistema Internacional. Sol:  $3,2 \text{ Kg/m}^3$

c) Se ha fabricado un cubo macizo de vidrio de 10 cm de lado. ¿Cuánto pesaría?  $3200 \text{ g}$

d) ¿Qué pesará más, 10 g de vidrio o 10 mL de corcho?  $m_{\text{corcho}} = 2,5 \text{ g}$ , pesa más el vidrio.

e) ¿Qué ocupará más volumen, 10 g de vidrio o 10 mL de corcho?  $V_{\text{vidrio}} = 3,125 \text{ cm}^3$ , ocupará más volumen el corcho.

10. 9. La densidad de la cebada es de  $0,69 \text{ kg/L}$ . Calcula la masa de cebada que puede transportar el remolque de un tractor cuyas dimensiones son 4 m de largo, 3m de ancho y 2,2 m de alto, suponiendo que la cebada está perfectamente empaquetada, sin dejar huecos en el remolque.

Sol:  $m = 16896 \text{ kg}$

11. Una probeta contiene agua hasta la marca de los 130 mL. Introducimos un objeto de 38 g de masa y observamos que el nivel de agua sube hasta los 152 mL. Determina la densidad de este objeto. ¿Habría subido el mismo nivel si el líquido hubiera sido alcohol? ¿Y si la probeta hubiera estado en la Luna? Razona la respuesta. Sol:  $\rho = 1,727 \text{ g/ml}$ . Sí habría subido lo mismo pues el nivel al que asciende el agua o el alcohol de la probeta depende del volumen del objeto que introducimos, que es el que desplaza al agua o al alcohol. En la Luna ocurriría lo mismo, puesto que el objeto introducido no ha variado en sus características generales ni específicas (solo tardaría un poco más en descender por el líquido, puesto que la gravedad es menor)

12. 11. Calcula el volumen de 35 g de aluminio si su densidad es de  $2700 \text{ kg/m}^3$  Sol:  $V = 12,96 \text{ mL}$

13. Tenemos un cuerpo de 40 g cuya densidad es  $1,24 \text{ g/mL}$  y otro objeto de 70 g con una densidad de  $0,96 \text{ g/mL}$ . Si introducimos cada uno en un recipiente con agua, ¿en qué caso subirá más el nivel de líquido? Sol:  $V_1 = 32,26 \text{ ml}$

$V_2 = 72,92 \text{ ml}$ . Subirá más el nivel de agua con el segundo cuerpo, ya que tenemos más cantidad de materia, más masa, pero esta materia es menos densa, por lo que ocupará mayor volumen

14. La densidad de los garbanzos es 0,8 g/mL. Si se han comprado 6kg de garbanzos ¿Podremos guardarlos en un recipiente que tiene un volumen de 7 L? Sol: No, el volumen de los 6 kg de garbanzos es 7,5 L

15. Un botijo tiene una capacidad de 2 L. Está completamente lleno de agua y tiene entonces una masa de 4,5 kg. ¿Qué masa tendrá el botijo vacío? Si lo llenásemos de aceite, ¿qué masa de aceite habría en su interior?  $\rho_{\text{agua}} = 1\text{g/cm}^3$   $\rho_{\text{aceite}} = 0,9\text{g/cm}^3$  Sol: 2.500 g pesa el botijo vacío. La masa de aceite= 1.800 g

16. a. ¿Es cierto que 400 mL de hierro pesan menos que 300 mL de mercurio?  $\rho_{\text{hierro}} = 7,9\text{g/mL}$   
 $\rho_{\text{mercurio}} = 13,6\text{g/mL}$  Verdadera, pesa más el mercurio.

b. ¿Es cierto que 40 g de plomo ocupan más volumen que 40 g de oro?  $\rho_{\text{plomo}} = 11,3\text{g/mL}$   $\rho_{\text{oro}} = 19,3\text{g/mL}$   
 $V_{\text{plomo}} > V_{\text{oro}}$ . Sí es cierta la afirmación.

c. ¿Es cierto que 100 g de aire pesan más que 80 g de plomo? Es cierto;  $100\text{g} > 80\text{g}$ .

17. La densidad del hierro es 7,9 g/cm<sup>3</sup>, la del mercurio es 13,6 g/cm<sup>3</sup>, la del aceite 0,9 g/cm<sup>3</sup> y la de la gasolina 0,68 g/cm<sup>3</sup>. EXPLICA si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) 100 mL de hierro pesan menos que 100 mL de mercurio Verdadero. Al tener el mismo volumen de las dos sustancias, el que tenga menos densidad, tendrá menos masa. Masa de mercurio 1360 g, masa de de hierro 790 g.

b) Si se ponen 400 g de mercurio en el plato de una balanza, hay que poner 400 mL de gasolina en el otro plato para equilibrarla. Falso, la masa de 400mL de gasolina es 272 g. Para que se equilibre hay que poner 588,24 mL de gasolina.

c) Cinco kilogramos de aceite NO caben en una garrafa de 5 litros Verdadero, el volumen de 5 kg aceite = 5,56 litros.

d) Cuatro litros de gasolina pesan lo mismo que 800 g de mercurio. Falso. Masa de 4 L de gasolina = 2720 g.

18. Consultado la tabla de densidades que se te ofrece al final, responder y explicar las siguientes cuestiones:

a) ¿Es cierto que 10 kg de mercurio NO caben en un recipiente de 20 L? Sol:  $V=0,375\text{L}$ . Sí caben

b) Si en el platillo de una balanza ponemos 100 g de alcohol, ¿qué volumen de aceite habrá que poner en el otro lado para equilibrar el conjunto? Sol:  $V=111,1\text{mL}$

c) ¿Es cierto que 100 mL de aceite pesa más de 100 g de agua? Sol: m de 100 mL de aceite 90 g (pesa menos)

d) ¿Qué ocupa mayor volumen 200 g de mercurio o 200 g de hierro? Sol:  $V_{\text{Hg}} = 14,7\text{mL}$ ;  $V_{\text{Fe}} = 25,31\text{mL}$   
 Ocupa mayor volumen el hierro

e) ¿Qué tiene mayor masa 200 mL de mercurio o 200 mL de hierro? Sol:  $m_{\text{Hg}} = 2720\text{g}$ ;  $m_{\text{Fe}} = 1580\text{g}$  Tiene más masa los 200 mL de mercurio

19. EXPLICAR si las siguientes afirmaciones son correctas o no. (Busca las densidades que necesites en la tabla del final)

- a) Un litro de gasolina pesa más que un litro de agua **Falso**. Un litro de agua pesa 1 kg y un litro de gasolina pesa 680 g
- b) Un  $\text{cm}^3$  de alcohol pesa menos que  $1 \text{ cm}^3$  de agua **Verdadero**. Un  $\text{cm}^3$  de alcohol pesa 0,79 g mientras que el de agua pesa 1 g
- c) Cien gramos de hierro pesan menos que 40 g de agua . **Falso**, los gramos son unidad de masa, y  $100\text{g} > 40 \text{ g}$
- d) Un  $\text{cm}^3$  es igual a un mL **Verdadero**
- e) 2'5 litros de leche pesan más que 3 litros de alcohol **Verdadero**. La leche pesa 2575 g mientras que de alcohol solo tenemos 2370 g
- f) Cincuenta gramos de aluminio ocupan más volumen que 50 ml de aceite **Falso**. El aluminio ocupa 18,52 mL
- g) El aceite es más denso que el agua. **Falso**. Es menos denso, pero más viscoso.
- h) Cinco kilogramos de aceite caben en una garrafa de 5 litros. **Falso**, el volumen de 5 kg aceite = 5,56 litros.
- i) Un mL de agua pesa un gramo **Verdadero**.

20. CUESTIONES. (Busca las densidades que necesites en la tabla del final)

- a) ¿qué pesará más 100 g de agua o 25 g de hierro? **Los gramos son unidad de masa, por tanto, pesa más el agua, ya que  $100\text{g} > 25\text{g}$**
- b) ¿qué pesará más  $100 \text{ cm}^3$  de agua o 10 mL de hierro? **El agua pesa 100 g y el hierro, 79 g, por tanto, pesa más el agua.**
- c) ¿qué tendrá más volumen  $40 \text{ cm}^3$  de aceite o 150 g de agua?  **$150 \text{ g}$  de agua ocupan  $150 \text{ cm}^3$ , por tanto, tiene más volumen el agua.**
- d) ¿qué tendrá más volumen 150 g de aceite o  $150 \text{ cm}^3$  de agua? **Tiene más volumen el aceite, ya que los  $150 \text{ g}$  ocupan 166,67 mL**
- e) ¿qué tendrá más masa 8 g de alcohol o  $20 \text{ cm}^3$  de aluminio? **Tienen más masa los  $20 \text{ cm}^3$  de aluminio, 54 g.**
- f) ¿qué tendrá más volumen  $10 \text{ cm}^3$  de leche o  $15 \text{ cm}^3$  de plomo. **Los  $\text{cm}^3$  son unidades de volumen, por tanto tiene más volumen el plomo ya que  $15 \text{ cm}^3 > 10 \text{ cm}^3$**

21. En el platillo de una balanza ponemos 500 g de gasolina. Si se ponen 500 mL de aceite en el otro platillo ¿hacia dónde se inclinará la balanza? **500 mL de aceite pesan 450 g. Se inclina hacia el lado de la gasolina.**

TABLA DE DATOS de DENSIDADES en  $\text{g/cm}^3$

Aluminio	Plomo	Mercurio	Hierro	Agua	Aceite	Alcohol
2,7	11,4	13,6	7,9	1	0,9	0,79

Oro	Níquel	Gasolina	Bromo	Acetona	Plata	Leche
19,32	8,9	0,68	3,12	0,8	10,5	1,03

## 2.2. GASES

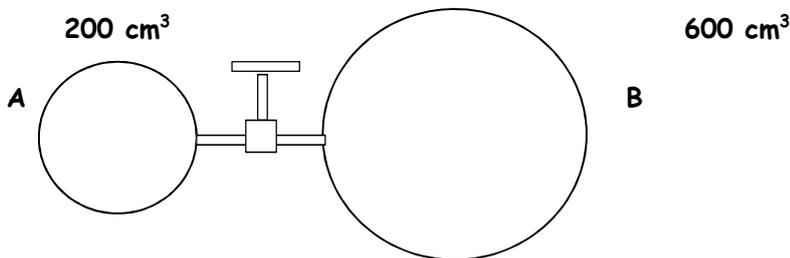
1. En una botella de acero hay 5 L de hidrógeno a la presión de 24 atm. ¿Cuántos globos de ese gas podrán hincharse si su capacidad una vez llenos y a 1,2 atm es de 4 litros? (suponemos constante la temperatura).

Como no varía la temperatura, aplicamos la ley de Boyle-Mariotte ( $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$ ).

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{24 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{1,2 \text{ atm}} = 100 \text{ L ocupa ahora el gas que repartimos en globos de cuatro litros cada uno}$$

$$\frac{100 \text{ L}}{4 \text{ L} / 1 \text{ globo}} = 25 \text{ globos}$$

2. Una vasija A de 200 cm<sup>3</sup> está separada de otra B de 600 cm<sup>3</sup> mediante una tubería de capacidad despreciable, provista de una llave de paso. La vasija A contiene un gas a 750 mmHg y en la B se ha hecho el vacío. Calcula la presión en los dos recipientes después de abrir la llave de paso, si no varía la temperatura.



Como no varía la temperatura, hay que aplicar la ley de Boyle-Mariotte ( $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$ ).

$$p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{750 \text{ mm Hg} \cdot 200 \text{ cm}^3}{800 \text{ cm}^3} = 187,5 \text{ mm Hg}$$

Son 800 cm<sup>3</sup> porque como bien recordarás, los gases tienden a ocupar todo el espacio disponible, y el gas que estaba antes en la vasija A está ahora repartido en las dos vasijas.

3. En un laboratorio se obtienen  $30 \text{ cm}^3$  de nitrógeno a  $18^\circ \text{C}$  y  $760 \text{ mm}$  de Hg de presión, se desea saber cuál es el volumen en condiciones normales.

Un gas en condiciones normales está a  $1 \text{ atm}$  de presión y a  $0^\circ \text{C}$ , o sea, a  $273 \text{ K}$ . En este caso la presión inicial es de  $760 \text{ mm Hg}$ , lo que es igual a  $1 \text{ atm}$ , y esto significa que la presión se va a mantener constante, por lo que vamos a aplicar la **ley de Charles** o primera ley de Gay-Lussac.

Recuerda: **LA TEMPERATURA LA TENEMOS QUE EXPRESAR SIEMPRE EN KELVIN**

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad V_1 = 30 \text{ cm}^3; \quad V_2 = ?; \quad T_1 = 18^\circ \text{C} = 291 \text{ K}; \quad T_2 = 273 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{30 \text{ cm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 28,14 \text{ cm}^3$$

4. Es peligroso que los envases de aerosoles se expongan al calor. Si una lata de fijador para el cabello a una presión de  $4 \text{ atm}$  y a una temperatura ambiente de  $27^\circ \text{C}$  se arroja al fuego y el envase alcanza los  $402^\circ \text{C}$  ¿Cuál será su nueva presión? El envase puede explotar si la presión interna supera los  $1060 \text{ mmHg}$  ¿Qué posibilidad hay de que explote? (Indica qué ley de los gases aplicas).

Volumen constante: ley de **Gay-Lussac**:  $p_1 / T_1 = p_2 / T_2$

$$p_2 = \frac{p_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{4 \text{ atm} \cdot 675 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 9 \text{ atm}$$

$$9 \text{ atm} \cdot 760 \text{ mm Hg/atm} = 6840 \text{ mm Hg}$$

$6840 \text{ mm Hg} \gg 1060 \text{ mmHg}$  El envase explotará

5. Se encierra un gas en un pistón a  $1 \text{ atm}$  de presión y se calienta desde  $293 \text{ K}$  hasta  $390 \text{ K}$ , manteniendo fijo su volumen. ¿Qué opciones son verdaderas (justifica tu respuesta)?

a) **Aumenta la distancia media entre las partículas** Es falso. Al aumentar la temperatura, las moléculas se mueven más rápido, pero al estar contenidas en un recipiente de volumen constante, no pueden aumentar ni disminuir la distancia media.

b) **Aumenta la masa total de gas en el cilindro** Falso. No se ha añadido ni quitado gas al aumentar la temperatura. La cantidad de materia es la misma.

c) **Aumenta la presión hasta  $1,33 \text{ atm}$ .** Al aumentar la temperatura y mantenerse constante el volumen, las partículas se moverán más rápido y chocarán más veces contra las paredes del recipiente, por lo que la presión aumentará, pero para saber si realmente sube hasta  $1,33 \text{ atm}$ , aplicamos la ley de Gay-Lussac

$$p_1 / T_1 = p_2 / T_2$$

$$p_2 = \frac{p_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 390 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 1,33 \text{ atm}$$

Es verdadero.

## ACTIVIDADES

- Una jeringa contiene cloro gaseoso, que ocupa un volumen de 95 mL a una presión de 0,96 atm. ¿Qué presión debemos ejercer en el émbolo para reducir su volumen a 35 mL, a temperatura constante? Indica la ley que aplicas. **Sol:** Ley de Boyle-Mariotte. 2,6 atm
- Un balón que en la ciudad A tiene un volumen de 3,5 litros se lleva a la ciudad B y se encuentra que su volumen es de 3,2 litros. ¿Cuál de las dos ciudades tiene mayor presión atmosférica si la temperatura es igual en ambas? Explica razonadamente lo que ocurre según la teoría cinética e indica la ley que aplicas. **Sol:** Ley de Boyle-Mariotte. Tendrá mayor presión el de 3,2 L. La razón es que la presión que ejercen las moléculas en el interior del balón tiene que ser igual a la del aire que lo rodea. En la primera ciudad, las moléculas de aire en el interior del balón se mueven a la misma velocidad y chocan con la misma frecuencia que las del exterior. Cuando se pasa de un lugar con una presión más baja a otro con una presión mayor, las moléculas del exterior golpean más veces la superficie del balón, que como es elástico, se va comprimiendo, hasta que la presión que ejercen las moléculas del interior se iguala con las de fuera.
- Se ensaya un tanque que resiste una presión de 36 atm. Se llena de aire a 30 °C y 18 atm. ¿Ofrece seguridad para someterlo, una vez lleno a una temperatura de 600 °C? **Sol:** Ley de Gay-Lussac; 51,8 atm >> 36 atm, que es la presión que resiste. El tanque explotará.
- Cuando subimos a la sierra, la bolsa de patatas fritas de un compañero se hinchó como un globo. ¿Cómo explica la teoría cinética este hecho?  
Al ascender en altura, la presión atmosférica disminuye. La presión que hay en el interior de la bolsa es la misma que la del aire que la rodea, por tanto, también disminuye, lo que significa que la frecuencia de los choques de las partículas de gas contra las paredes del globo también ha disminuido. Para que esto sea posible, el volumen que ocupa el gas debe ser mayor, lo que se consigue hinchándose la bolsa. Se está aplicando la ley de Boyle
- Un globo contiene 10 L de un gas a presión atmosférica y 0°C. Si el globo puede duplicar su volumen antes de estallar, ¿llegará a explotar si lo calentamos hasta 50°C? Indica la ley que aplicas. **Sol.:**
- ¿A qué presión se debe someter una muestra de gas a temperatura constante para comprimirlo de 18 L a 8,2 L si su presión inicial es de 1,7 atm? **Sol:** Ley de Boyle-Mariotte. 3,73 atm.

7. Un litro de dióxido de carbono gaseoso a  $27^{\circ}\text{C}$  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? Indica la ley que aplicas. **Sol. : Ley de Boyle-Mariotte. 76 L.**
8. Calcular cuántas bombonas de 200 L a 2 atm podrán llenarse con el gas propano contenido en un depósito de  $500\text{ m}^3$ , que está a una presión de 4 atm. **Sol.: Ley de Boyle-Mariotte. 5000 bombonas.**
9. Un globo sonda de 155 L de volumen a 1 atm se deja subir a una altura de 6 km, donde la presión es de 0,8 atm. Suponiendo que la temperatura permanece constante ¿Cuál es el volumen final del globo? Indica la ley que aplicas. **Sol.: Boyle-Mariotte. 193,75 L.**
10. Un globo contiene 10L de un gas a presión atmosférica y  $0^{\circ}\text{C}$ . Si el globo puede duplicar su volumen antes de estallar, llegará a explotar si lo calentamos hasta  $50^{\circ}\text{C}$ ? Si no llegara a explotar a esa temperatura, indica a qué temperatura estallaría? **Sol.: Ley de Charles. No, 546K ( $273^{\circ}\text{C}$ )**
11. Un recipiente contiene un gas a 5,25 atm y  $25^{\circ}\text{C}$ . Si la presión no debe sobrepasar 9,75 atm, ¿hasta qué temperatura se podría calentar sin peligro? **Sol.: Ley de Gay-Lussac. 553K ( $260^{\circ}\text{C}$ )**
12. Un globo tiene un volumen de 4 L de aire a  $27^{\circ}\text{C}$ . Se le escapa a un niño y sube a dos kilómetros de altura, donde la temperatura es de  $-5^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál será ahora el volumen del globo suponiendo la misma presión? **Sol.: Ley de Charles. 3,57 L.**
13. A una temperatura de  $25^{\circ}\text{C}$  una masa de gas ocupa un volumen de  $150\text{ cm}^3$ . Si a presión constante se calienta hasta  $90^{\circ}\text{C}$ , ¿cuál será el nuevo volumen? (no olvides indicar la ley que aplicas). **Sol.: Ley de Charles.  $182,72\text{ cm}^3$ .**
14. Una botella de acero contiene dióxido de carbono a  $0^{\circ}\text{C}$  y 12 atm de presión. Halla la presión del gas si se eleva la temperatura hasta  $50^{\circ}\text{C}$ . Indica la ley que aplicas. **Sol.: Ley de Gay-Lussac. 14,20 atm**
15. Las ruedas traseras de una moto están infladas a 2,6 atm, a una temperatura de  $18^{\circ}\text{C}$ . ¿Qué presión alcanzarán si la temperatura sube a  $40^{\circ}\text{C}$ ? Indica la ley que aplicas. **Sol.: Ley de Gay-Lussac. 2,8 atm.**
16. Se encierra un gas en un pistón a 1 atm de presión y se calienta desde 293 K hasta 390 K, manteniendo fijo su volumen. ¿Qué opciones son verdaderas (justifica tu respuesta)?
- Aumenta la distancia media entre las partículas
  - Aumenta la masa total de gas en el cilindro
  - Aumenta la presión hasta 1,33 atm.
  - La presión baja a 0,75 atm.

Sol.: c) La distancia media entre las partículas se mantiene, pues siguen en el mismo recipiente, con el mismo volumen, no disponen de más espacio; la masa es la misma, pues no se ha introducido más cantidad de gas.

Debido al aumento de temperatura, las partículas se mueven más rápido, al tener más energía. Por este motivo, chocan más veces contra las paredes del recipiente, lo que significa que aumenta la presión. Si aplicamos la ley de Gay-Lussac, obtenemos el resultado expresado en la respuesta c.

### 2.3. DISOLUCIONES

1. Una mezcla está formada por los gases A y B, con las siguientes cantidades: 410 mg del A y 27 hg del B:

a) Halla la masa total de la mezcla, expresada en g.

A :  $410 \text{ mg} \cdot 10^{-3} \text{ g/mg} = 0,410 \text{ g}$  (es la masa de soluto, el gas que está en menor proporción)

B:  $27 \text{ hg} \cdot 10^2 \text{ g/hg} = 2\,700 \text{ g}$  (es la masa del disolvente, el gas más abundante de la mezcla)

Mezcla o disolución :  $m_D = m_s + m_d = 2\,700,410 \text{ g}$

b) Calcula la concentración de cada gas en la mezcla en porcentaje en masa.

$$\%m_A = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{0,410 \text{ mg}}{2\,700,410 \text{ mg}} \cdot 100 = 0,015\%$$

$$\%m_B = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{2\,700 \text{ g}}{2\,700,410 \text{ g}} \cdot 100 = 99,985\%$$

una vez que se ha hallado el porcentaje del primer componente, al estar formada la disolución por solo dos componentes, el porcentaje del segundo se puede calcular restando a 100 el porcentaje que ya tenemos:

$$\%m_B = 100 - \%m_A = 100 - 0,015 = 99,985 \%$$

2. Calcula el tanto por ciento en peso de soluto en las siguientes disoluciones.

a) 40 g de sal en 250 g de agua.

En este caso, la sal es el soluto, el agua, el disolvente; por tanto, la suma de la masa de los dos componentes, agua y sal, nos dará la masa de la disolución.

$$m_D = m_s + m_d = 40 \text{ g} + 250 \text{ g} = 290 \text{ g}$$

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{40 \text{ g}}{290 \text{ g}} \cdot 100 = 13,79 \% = 13,8 \%$$

b) 50 g de azúcar en 1 kg de disolución.

Ahora nos dan directamente la masa del soluto, el azúcar, y el de la disolución final. Pero ésta viene en kg, y para operar, tenemos que pasarla a las mismas unidades que la del soluto, o sea, a gramos.

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{50 \text{ g}}{1000 \text{ g}} \cdot 100 = 5\%$$

**c) 12 g de nitrato de plata en medio litro de agua.**

En este último apartado, lo que nos dan es la masa del soluto, el nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ), pero no del disolvente ni de la disolución. Sí nos dan el volumen del disolvente, que nos permite calcular su masa aplicando la fórmula de la densidad. Como la densidad del agua es  $1 \text{ g/mL}$ , lo primero que tenemos que hacer es expresar el medio litro en mL:  $0,5 \text{ L} \cdot 1000 \text{ mL/L} = 500 \text{ mL}$

$$m = \rho \cdot V = 1 \text{ g/mL} \cdot 500 \text{ mL} = 500 \text{ g.}$$

Esta es la masa del disolvente. Como necesitamos la masa de la disolución, le sumamos la del soluto:

$$m_D = m_s + m_d = 12 \text{ g} + 500 \text{ g} = 512 \text{ g}$$

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{12 \text{ g}}{512 \text{ g}} \cdot 100 = 2,34 \%$$

**3. En un vaso se han puesto 250 g de alcohol junto con 2 g de yodo, que se disuelven completamente.**

**a) Calcular la concentración de la disolución en % en masa.**

En este problema, el soluto es el yodo y el disolvente, el alcohol. De nuevo calculamos la masa de la disolución

$$m_D = m_s + m_d = 2 \text{ g} + 250 \text{ g} = 252 \text{ g}$$

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{2 \text{ g}}{252 \text{ g}} \cdot 100 = 0,79 \%$$

**b) ¿Cuántos gramos de disolución habrá que coger para que al evaporarse el alcohol queden 0,5 g de yodo sólido?**

Ahora lo que nos piden es calcular la masa de la disolución; los datos que tenemos son la masa de soluto: los 0,5 g de yodo sólido (que son los que quedan cuando se evapora todo el alcohol), y tenemos también el % en masa, que lo hemos calculado en el apartado anterior.

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \quad \text{por tanto,} \quad m_D = \frac{m_s}{\%m} \cdot 100 = \frac{0,5 \text{ g}}{0,79} \cdot 100 = 63,29 \text{ g disolución.}$$

También lo podemos hacer por reglas de proporcionalidad: (marcamos en negrita el dato que conozco, el de la concentración de la disolución; en el otro lado de la igualdad, indico los datos del problema; es lo que varía en cada caso)

$$\frac{0,79 \text{ g yodo}}{100 \text{ g disol.}} = \frac{0,5 \text{ g yodo}}{x \text{ g disol.}} \quad x = 63,29 \text{ g de disolución}$$

c) Si tomamos 50 g de disolución y dejamos evaporar el alcohol. ¿Cuántos gramos de yodo quedan?

En este apartado lo que queremos calcular es la masa de soluto, o sea de yodo, cuando tomamos una porción de 50 g de la disolución inicial, y dejamos evaporar todo el disolvente, o sea, el alcohol. Partimos de la fórmula inicial, y lo que ahora despejamos es masa de soluto

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100; \text{ por tanto } m_s = \frac{\%m \cdot m_D}{100} = \frac{0,79 \cdot 50 \text{ g}}{100} = 0,395 \text{ g yodo}$$

También lo podemos hacer por reglas de proporcionalidad: (marcamos en negrita el dato que conozco, el de la concentración de la disolución; en el otro lado de la igualdad, indico los datos del problema; es lo que varía en cada caso)

$$\frac{0,79 \text{ g yodo}}{100 \text{ g disol}} = \frac{x \text{ g yodo}}{50 \text{ g disol}} \quad x = 0,395 \text{ g de yodo}$$

4. El ácido clorhídrico (HCl) de los recipientes de laboratorio se encuentra disuelto en agua, con una concentración del 35 % en masa. a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico contendrá un recipiente de 1,5 kg de disolución? b) ¿Qué cantidad de disolución debemos coger para que contenga 6 g de HCl?

a) Nos piden en este caso la cantidad de soluto,  $m_s$ , y nos dan la masa de disolución  $m_D$ .

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100; \text{ por tanto } m_s = \frac{\%m \cdot m_D}{100} = \frac{35 \cdot 1\,500 \text{ g}}{100} = 525 \text{ g HCl}$$

También lo podemos hacer por reglas de proporcionalidad: (marcamos en negrita el dato que conozco, el de la concentración de la disolución; en el otro lado de la igualdad, indico los datos del problema; es lo que varía en cada caso)

$$\frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} = \frac{x \text{ g yodo}}{1\,500 \text{ g disol}} \quad x = 525 \text{ g de HCl}$$

- b) En este segundo apartado lo que tenemos que calcular es la masa de la disolución  $m_D$  que contiene esos 6 g de HCl.

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \quad \text{por tanto,} \quad m_D = \frac{m_s}{\%m} \cdot 100 = \frac{6 \text{ g}}{35} \cdot 100 = 17,14 \text{ g disol.}$$

Y por reglas de proporcionalidad sería:

$$\frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} = \frac{6 \text{ g yodo}}{x \text{ g disol}} \quad x = 17,14 \text{ g de HCl}$$

5. Como sabes, las aleaciones metálicas son disoluciones en las que los componentes están en estado sólido. Para medir la concentración de oro en una aleación (el resto suele ser plata) se usa una unidad llamada quilate. Una concentración de 1 quilate es de 1/24 del total, es decir, de cada 24 g de aleación, 1 g es de oro puro. a) ¿Qué % en peso corresponde a una aleación de 1 quilate? b) ¿Qué % contendrá una aleación de 18 quilates? ¿y de 24 quilates? c) ¿Puede existir una aleación de 30 quilates? ¿por qué? d) ¿Qué cantidad de oro puro posee un lingote de oro de 18 quilates de 4 kg de masa?

a) 1 quilate:

$$\frac{1 \text{ g oro}}{24 \text{ g aleación}} = \frac{x \text{ g oro}}{100 \text{ g aleación}} \quad x = 4,17 \%$$

b) 18 quilates:

$$\frac{18 \text{ g oro}}{24 \text{ g aleación}} = \frac{x \text{ g oro}}{100 \text{ g aleación}} \quad x = 75 \%$$

24 quilates:

$$\frac{24 \text{ g oro}}{24 \text{ g aleación}} = \frac{x \text{ g oro}}{100 \text{ g aleación}} \quad x = 100 \%$$

Una aleación de 24 quilates es ya oro puro, el 100% es oro (con lo que deja de ser aleación, una mezcla; es ya una sustancia pura)

c) No, no puede existir, no podemos tomar 30 g de oro por cada 24 g que cojamos.

d)

$$\frac{18 \text{ g oro}}{24 \text{ g aleación}} = \frac{x \text{ g oro}}{4000 \text{ g aleación}} \quad x = 3000 \text{ g} = 3 \text{ kg de oro}$$

Como hemos calculado los porcentajes, también podemos hallarlo por %m

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100; \text{ por tanto } m_s = \frac{\%m \cdot m_D}{100} = \frac{75 \cdot 4 \text{ kg}}{100} = 3 \text{ kg de oro}$$

6. **Calcula la concentración en g de soluto por litro de disolvente de una disolución formada con 40 g cloruro de sodio (NaCl) en 0,20 m<sup>3</sup> de agua destilada a 4°C. Calcula esa concentración en porcentaje en masa.**

La forma de pedir la concentración en este caso no es la más corriente, pero solo hay que sustituir los datos que nos piden, una vez que reconozcamos qué es cada cosa.

$m_s = 40 \text{ g}$  de cloruro de sodio

$V_d = 0,20 \text{ m}^3$ ; el volumen lo tengo que expresar en litros:  $0,20 \text{ m}^3 \cdot 10^3 \text{ L/m}^3 = 200 \text{ L}$

$$\text{Concentración } g_s / L_d = \frac{m_s}{V_d \text{ (en litros)}} = \frac{40 \text{ g}}{200 \text{ L}} = 0,2 \text{ g/L}$$

Para calcular ahora el % en masa, **tenemos que pasar el volumen de disolvente a masa**, utilizando la fórmula de la densidad. Previamente, los litros los pasamos a mL:

$200 \text{ L} \cdot 10^3 \text{ mL/L} = 200\,000 \text{ mL}$

(también podríamos calcular la masa en kg, usando el dato de 1 kg/L en la densidad del agua, pero luego hay que hacer cambio de unidades - de kg a g- pues para calcular el %m todos tienen que ir en las mismas unidades, y el soluto me lo han dado en gramos)

$m_d = \rho \cdot V = 1 \text{ g/mL} \cdot 200\,000 \text{ mL} = 200\,000 \text{ g}$

$m_D = m_s + m_d = 40 \text{ g} + 200\,040 \text{ g} = 200\,040 \text{ g}$

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{40 \text{ g}}{200\,040 \text{ g}} \cdot 100 = 0,019996 = 0,02 \%$$

7. **Calcula la concentración en gramos por litro y en % en masa de una disolución que hemos preparado disolviendo 33 gramos de azúcar en 198 gramos de agua, resultando 0,22 litros de disolución.**

En primer lugar, reconocemos los datos:

$m_s = 33 \text{ g}$  de azúcar

$m_d = 198 \text{ g}$  de agua      por tanto:  $m_D = m_s + m_d = 33 \text{ g} + 198 \text{ g} = 231 \text{ g}$

$V_D = 0,22 \text{ L}$

$$\text{Concentración } g_s / L_D = \frac{m_s}{V_D} = \frac{33 \text{ g}}{0,22 \text{ L}} = 150 \text{ g/L}$$

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{33 \text{ g}}{231 \text{ g}} \cdot 100 = 14,29 \%$$

8. Para endulzar el café de una taza de  $50 \text{ cm}^3$  de volumen y  $51 \text{ g}$  de masa, se utiliza un azucarillo de  $16 \text{ g}$  de masa. Suponiendo que el volumen de la disolución resultante es  $50,2 \text{ cm}^3$ , determina:

En primer lugar, reconocemos los datos:

$m_s = 16 \text{ g}$  de azúcar

$m_d = 51 \text{ g}$  de café

por tanto:  $m_D = m_s + m_d = 16 \text{ g} + 51 \text{ g} = 67 \text{ g}$  de café dulce

$V_D = 50,2 \text{ cm}^3$

- a) su concentración en % en masa

$$\%m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{16 \text{ g}}{67 \text{ g}} \cdot 100 = 23,88 \%$$

- b) su concentración en g/L

para calcular este apartado, tenemos, en primer lugar, que pasar a litros el volumen de la disolución, el café endulzado:

$$50,2 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} = 50,2 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3 = 0,0502 \text{ L}$$

$$\text{Concentración } g_s / L_D = \frac{m_s}{V_D} = \frac{16 \text{ g}}{0,0502 \text{ L}} = 318,73 \text{ g/L}$$

- c) La densidad del café dulce resultante.

En este apartado solo nos tenemos que fijar en los datos que se refieren a la disolución, el café dulce, o sea la  $m_D$  y  $V_D$

$$\rho_D = m_D / V_D = 67 \text{ g} / 50,2 \text{ cm}^3 = 1,33 \text{ g/cm}^3$$

9. El ácido clorhídrico es una disolución del gas cloruro de hidrógeno en agua. En un laboratorio encontramos un frasco de  $250 \text{ mL}$  con una concentración del  $32\%$  en masa y una

densidad de  $1,16 \text{ g/cm}^3$ . Se pide: a) la cantidad del cloruro de hidrógeno que contiene.  
b) su concentración en g/L.

$$a) \quad m = \rho \cdot V = 1,16 \text{ g/cm}^3 \cdot 250 \text{ cm}^3 = 290 \text{ g de disolución}$$

$$\frac{32 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} = \frac{x \text{ g HCl}}{290 \text{ g disol.}} \quad x = 92,8 \text{ g de HCl}$$

o se puede hacer también:

$$m_s = \frac{\% \cdot m_d}{100} = \frac{32\% \cdot 290 \text{ g disol.}}{100} = 92,8 \text{ g de HCl}$$

$$b) \quad C = \frac{m_s}{V_d} = \frac{92,8 \text{ g HCl}}{0,25 \text{ L}} = 371,2 \text{ g/L}$$

10. ¿Cuántos ml de alcohol se ingiere si se toma un botellín de cerveza Alhambra 1925 (33cL) cuya etiqueta marca un 6,4% en volumen de contenido alcohólico? Sabiendo que la densidad del alcohol es de  $0,76 \text{ g/cm}^3$ , calcula la concentración en tanto por ciento en masa de esta bebida, suponiendo que la densidad de la cerveza es de  $0,95 \text{ g/cm}^3$ .

Se puede hacer por cualquiera de estos dos métodos:

$$\frac{6,4 \text{ mL alcohol}}{100 \text{ mL cerveza}} = \frac{x \text{ mL alcohol}}{330 \text{ mL cerveza}} = 21,12 \text{ mL alcohol}$$

$$V_s = \frac{\% \cdot V_d}{100} = \frac{6,4\% \cdot 330 \text{ mL disol.}}{100} = 21,12 \text{ mL alcohol}$$

$$m_s = \rho_{\text{alcohol}} \cdot V_{\text{alcohol}} = 0,76 \text{ g/cm}^3 \cdot 21,12 \text{ cm}^3 = 16,05 \text{ g de alcohol}$$

$$m_d = \rho_{\text{cerveza}} \cdot V_{\text{cerveza}} = 0,95 \text{ g/cm}^3 \cdot 330 \text{ cm}^3 = 313,5 \text{ g de disolución, cerveza.}$$

$$\%m = \frac{m_s}{m_d} \cdot 100 = \frac{16,05 \text{ g alcohol}}{313,5 \text{ g de disolución}} \cdot 100 = 5,12 \%$$

11. Se prepara una disolución disolviendo 5 g de azúcar en agua hasta tener un volumen total de 100 ml. La disolución resultante tiene una densidad de 1,05 g/ml. Calcula la concentración en g/L de la disolución y el porcentaje en masa.

$$\text{Concentración } C = m_{\text{solute}} / V_{\text{disolución}} = 5 \text{ g azúcar} / 0,1 \text{ L disolución} = 50 \text{ g / L}$$

$$\% \text{ masa} = m_{\text{solute}} / m_{\text{disolución}} \cdot 100$$

$$m_{\text{solute}} = 5 \text{ g de azúcar}$$

$m_{\text{disolución}}$  aún no la conocemos, pero podemos hallarla mediante la densidad:

$$m_{\text{disolución}} = \rho_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}} = 1,05 \text{ g/ml} \cdot 100 \text{ ml} = 105 \text{ g de disolución}$$

$$\% \text{ masa} = m_{\text{solute}} / m_{\text{disolución}} \cdot 100 = \frac{5 \text{ g de azúcar}}{105 \text{ de disolución}} \cdot 100 = 4,76 \%$$

## ACTIVIDADES

### % EN MASA

1. El latón es una aleación de cobre y cinc. Cuando el porcentaje de cinc es del 35% se utiliza en bisutería ¿Qué cantidad de cobre y de cinc tienen unos pendientes hechos con 20 g de esta aleación?

Sol: 7 g de Zn, 13 g de Cu

2. La pirita, veces conocida como "el oro de los tontos" o "el oro de los pobres", u "oropel" llamada así por su increíble parecido con el oro, es un mineral del grupo de los sulfuros, que contiene el 46,52% de hierro. ¿Cuánto hierro hay en una tonelada de esta mineral?

Sol: 465,2 kg.

3. La galena es una de las principales menas del plomo. El plomo obtenido se emplea como placas de los acumuladores eléctricos y para la producción de tubos, láminas y perdigones, para la fabricación de pantallas de protección contra el uranio y otras sustancias radiactivas. En España, cabe destacar las minas de Linares y La Carolina (en Jaén). Si en un yacimiento se encuentra una mena de galena con un 75,78% de plomo ¿cuántos kg de plomo podemos obtener de la extracción de 2 toneladas de este mineral?

Sol: 1515,6 kg.

4. ¿Qué cantidad de soluto habrá en una disolución que tiene una masa de 250 g si me dicen que el porcentaje en masa es del 73 %? Sol: 182,5 g

5. Se quieren preparar 250 g de disolución acuosa de cloruro de potasio al 5 % en masa ¿Qué cantidad de soluto y disolvente se deben tomar

Sol: a) 12,5 g de cloruro de potasio y 237,5 g de agua

6. Se disuelven 12 g de cloruro de sodio (NaCl) y 13 g de cloruro de potasio (KCl) en 250 g de agua destilada. Halla el porcentaje en masa de cada soluto en la disolución obtenida.

Sol: NaCl 4,4% y KCl 4,7 %

7. Calcula el tanto por ciento en peso de soluto en las siguientes disoluciones.

a) 40 g de sal en 250 g de agua.

b) 50 g de azúcar en 1 kg de disolución.

c) 12 g de nitrato de plata en medio litro de agua.

Sol: a) 13,8 % b) 5 % c) 2,3 %

8. ¿Qué cantidad de soluto habrá en una disolución que tiene una masa de 250 g si me dicen que el porcentaje en masa es del 73 %?

Sol: 182,5 g

## % EN VOLUMEN

1. Un whisky contiene 43 % en volumen de alcohol etílico. ¿Cuántos ml de alcohol se ingieren si se toma una copa de 50 ml de este whisky?

Sol: 21,5 ml;

2. Un señor bebe una copa (125 ml) de un rioja con un 14% de alcohol y su amigo se toma dos cañas de 200 ml cada una al 35% de alcohol ¿Quién bebe más alcohol?

Sol: Rioja 17,5 ml Cerveza 14 ml. Bebe más alcohol el que se toma el rioja.

3. ¿Qué cantidad de alcohol hay en una botella de whisky de 750 ml, sabiendo que el grado alcohólico es del 40%?

Sol: 300 ml

4. Un whisky contiene 43 % en volumen de alcohol etílico. ¿Cuántos ml de alcohol se ingieren si se toma una copa de 50 ml de este whisky?

Sol: 21,5 ml

5. Calcula el tanto por ciento en volumen de una disolución preparada disolviendo 25 cm<sup>3</sup> de alcohol en 225 cm<sup>3</sup> de agua destilada?

Sol: 10%

6. Un vinagre tiene una concentración en ácido acético del 5% en volumen ¿Cuántos mL de ácido contiene una botella de 750 mL de este vinagre?

Sol: 37,5 mL

7. El alcohol etílico, cuando alcanza una concentración de 0,04% en volumen en sangre, produce una intoxicación. Si una persona de 70 kilogramos tiene 5 litros de sangre, calcula el volumen de alcohol que produce la intoxicación.

Sol: 2 cm<sup>3</sup>

8. ¿Cuántos ml de alcohol debes emplear para preparar 0,3 L de una disolución al 15% en volumen?

Sol: 45 ml

9. Un vinagre tiene una concentración en ácido acético del 5% en volumen ¿Cuántos mL de ácido contiene una botella de 750 mL de este vinagre?

Sol: 37,5 mL

1. Una lata de refresco contiene 330 cm<sup>3</sup> de líquido. Si su concentración en azúcar es de 10 g/L ¿qué cantidad de azúcar hay disuelta en el líquido contenido en la lata?

Sol: 3,3 g

2. Un frasco de 2 L del laboratorio de química contiene una disolución de ácido nítrico. La etiqueta del frasco pone que posee una riqueza en peso del 35% y una densidad de 1,18 g/mL. Se pide:

a) Concentración del ácido nítrico en g/L.

Sol: 413 g/L

b) Si se extraen 200 mL de la botella, ¿qué cantidad de ácido nítrico puro contendrán esos 200 mL?

Sol: 82,6 g

3. Se toman 600 mL de disolución de cloruro de potasio, cuya concentración es de 10 g/L y se calienta hasta que su volumen final es de 150 mL ¿Cuál será la nueva concentración de la disolución?

Sol: 40 g/L

4. A 500 mL de una disolución de cloruro de calcio cuya concentración es 10 g/L se le añaden 2 g de soluto ¿Cuál es la nueva concentración?

Sol: 14 g/L

**MISCELÁNEA**

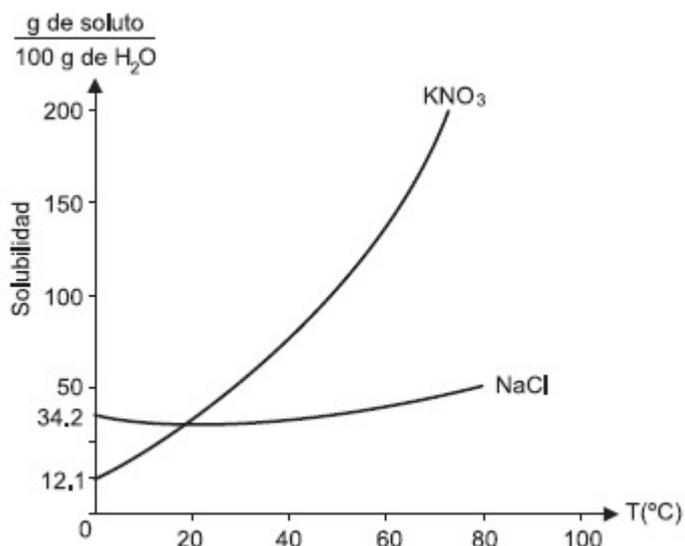
1. Calcula el porcentaje en masa de una disolución preparada con 300 mL de agua y 40 mL de alcohol (densidad del alcohol= 0,78 g/mL) **Sol: 9,42 %**
2. Calcula el volumen de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 10 g/L, sabiendo que contiene 30 g de soluto. Si la densidad de la disolución es de 1,04 g /mL calcula la masa de la disolución. **Sol: V= 3 L; m= 3120 g**
3. En la etiqueta de una botella de ácido sulfúrico puede leerse que contiene un 96% en masa y una densidad de 1,84 g/cm<sup>3</sup> Se pide:
  - a) Si la botella contiene 800 mL cuántos gramos de ácido sulfúrico puro hay? **Sol: 1413,12 g**
  - b) ¿Cuál es la concentración en g/L? **Sol: 1766,4 g/L**
4. El ácido clorhídrico es una disolución del gas cloruro de hidrógeno en agua. En un laboratorio encontramos un frasco de 250 mL con una concentración del 32% en masa y una densidad de 1,16 g/ cm<sup>3</sup>. Se pide:
  - a) la cantidad del cloruro de hidrógeno que contiene. **Sol: 92,8 g**
  - b) su concentración en g/L. **Sol: 371,2 g/L**
5. En 200 mL de agua destilada echamos 4 g de sal. Determinar:
  - a) la concentración de la disolución en % en peso; **Sol: 1,96%**
  - b) Suponiendo que el volumen final de la disolución hubiera sido 200 mL, determinar la concentración de la disolución en g/L y la densidad de la disolución. **Sol: 20 g/L; ρ= 1,02 g/mL**
  - c) ¿Qué volumen de la disolución anterior habría que sacar para que contuviera 1,7 g de sal disueltos? **Sol: 85 mL**
6. Un frasco de 2 L del laboratorio de química contiene una disolución de ácido nítrico. La etiqueta del frasco pone que posee una riqueza en peso del 35% y una densidad de 1,18 g/mL. Se pide:
  - a) Concentración del ácido nítrico en g/L. **Sol: 413 g/L**
  - b) Si se extraen 200 mL de la botella, ¿qué cantidad de ácido nítrico puro contendrán esos 200 mL? **Sol: 82,6 g**
7. Una disolución acuosa de ácido fosfórico, a 20°C, contiene 200 g/L del citado ácido. Su densidad a esa temperatura es 1,15 g/mL . Calcula la concentración en tanto por ciento en masa. **Sol: 17,39 %**
8. Se quieren preparar 250 g de disolución acuosa de cloruro de potasio al 5 % en masa
  - a) ¿Qué cantidad de soluto y disolvente se deben tomar? **Sol: 12,5 g de cloruro de potasio y 237,5 g de agua**
  - b) Si la densidad de la disolución es 1,05 g/mL, determina su concentración en g/L. **Sol: 52,1 g/L**
9. Calcula el volumen de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 10 g/L, sabiendo que contiene 30 g de soluto. Si la densidad de la disolución es de 1,04 g /mL calcula la masa de la disolución. **Sol: V= 3 L; m= 3120 g**

10. El ácido clorhídrico es una disolución del gas cloruro de hidrógeno en agua. En un laboratorio encontramos un frasco de 250 mL con una concentración del 32% en masa y una densidad de 1,16 g/cm<sup>3</sup>. Se pide a) la cantidad del cloruro de hidrógeno que contiene. Sol: 92,8 g b) su concentración en g/L. Sol: 371,2 g/L
11. Un whisky contiene 43% en volumen de alcohol etílico. ¿Cuántos gramos de alcohol etílico se ingieren por cada 50 mL de este whisky? (Densidad del alcohol etílico= 0,789 g/mL) Sol: 16,96 g
12. Calcula el porcentaje en masa de una disolución preparada con 300 mL de agua y 40 mL de alcohol (densidad del alcohol= 0,78 g/mL) Sol: 9,42 %

## 2.4. SOLUBILIDAD

1. La solubilidad del nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) es de 25 g en 100 ml de agua a  $20^\circ\text{C}$ . Halla la cantidad de nitrato de potasio que hay que disolver en 5 cl para formar una disolución saturada a esa temperatura.

En este problema nos indican la solubilidad del nitrato de potasio a  $20^\circ\text{C}$  porque es una característica que en esta sal varía bastante según la temperatura, como se puede observar en la siguiente gráfica.



Como solo nos dan una temperatura,  $20^\circ\text{C}$ , solo nos fijamos en el dato de que la solubilidad es 25 g por cada 100 ml de agua, (es lo que ponemos en el recuadro, pues es el dato que conocemos) y procedemos así:

$$\frac{25 \text{ g de KNO}_3}{100 \text{ ml agua}} = \frac{x \text{ g KNO}_3}{50 \text{ ml de agua}} \quad x = 12,5 \text{ g}$$

No olvides que para operar los datos deben estar en las mismas unidades, por eso, los 5 cl de agua los hemos pasado a ml  $\rightarrow$  50 ml

2. Las cantidades de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que se disuelven en  $100 \text{ cm}^3$  de agua (solubilidad) a diferentes temperaturas son:

Temperatura ( $^\circ\text{C}$ )	0	10	20	30	40	50	60
Solubilidad del $\text{CO}_2$	0,34	0,24	0,18	0,14	0,12	0,10	0,086

a) ¿Qué cantidad de gas se desprenderá al calentar agua de 20 °C a 40° C?

A 20°C la solubilidad es 0,18 g CO<sub>2</sub> por cada 100 g de agua y a 40°C es de 0,12 g/100 g de agua. Por tanto, al elevar la temperatura de 20°C a 40°C, en cada 100 g de agua:

0,18 g - 0,12 g = 0,06 g de CO<sub>2</sub> se desprenderán al elevar la temperatura de 20°C a 40°C.

b) ¿Qué cantidad de gas disuelto hay en un cubo de cinco litros de agua a 30°C?

5L agua= 5 000 mL  $m = \rho \cdot V = 1 \text{ g/mL} \cdot 5\,000 \text{ mL} = 5\,000 \text{ g}$  pesan los 5 litros de agua.

Ahora nos fijamos en la solubilidad del CO<sub>2</sub> a 30°C, 0,14 g por cada 100 ml de agua, o sea, 100 g.

$$\frac{0,14 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{x \text{ g CO}_2}{5\,000 \text{ g H}_2\text{O}} \quad x = 7 \text{ g CO}_2$$

3. La solubilidad del cloruro de sodio a temperatura ambiente es de 36 g en 100 g de agua. ¿Es posible disolver a temperatura ambiente 200 g de cloruro de sodio en 500 ml de agua?

Aplicamos la relación de proporcionalidad para la solubilidad, como en los ejercicios anteriores:

$$\frac{36 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g agua}} = \frac{x \text{ g NaCl}}{500 \text{ g de agua}} \quad x = 180 \text{ g}$$

En 500ml de agua, que tienen una masa de 500 g, sólo podemos disolver 180 g a temperatura ambiente, por lo que no podremos disolver 200g, quedarán 20 g sin disolver, que precipitarán.

4. Se han introducido 95 g de NaCl en 250 g de agua a 40°C. Si sabemos que la solubilidad a esta temperatura es de 36,4 g /100g de agua ¿se disuelve el cloruro de sodio (NaCl) completamente? En caso de no disolverse del todo, ¿qué cantidad de en gramos queda sin disolver?

Aplicamos la relación de proporcionalidad para la solubilidad, como en el ejercicio anterior:

$$\frac{36,4 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g agua}} = \frac{x \text{ g NaCl}}{250 \text{ g de agua}} \quad x = 91 \text{ g}$$

Se disuelven 91 g en 250 g de agua a esa temperatura. Por tanto, si habíamos introducido 95 g, quedarán 4 sin disolver, que precipitarán y quedarán al fondo del recipiente.

5. La solubilidad del azúcar en agua a 20°C es de 200g/100 cm<sup>3</sup> y a 100°C sube hasta 490g/100cm<sup>3</sup>. Si añadimos azúcar en exceso a una taza con 24 cm<sup>3</sup> de agua hirviendo ¿Qué cantidad de azúcar se disuelve? ¿Qué ocurre cuando la disolución se enfría hasta 20°C (si se forma precipitado, indicar qué cantidad)?

Como en los casos anteriores, planteamos la relación de proporcionalidad para la solubilidad para el azúcar. Empezamos viendo cuánto se disuelve en la tacita con agua hirviendo (usamos el dato de la solubilidad a 100°C)

$$\frac{490 \text{ g de azúcar}}{100 \text{ ml agua}} = \frac{x \text{ g azúcar}}{24 \text{ ml}} \quad x = 117,6 \text{ g}$$

Pero después el agua se enfría, y pasa de estar a 100°C a 20°C, por lo que la solubilidad varía. Calculamos la cantidad de azúcar que se puede disolver en la tacita a esa temperatura:

$$\frac{200 \text{ g de azúcar}}{100 \text{ ml agua}} = \frac{x \text{ g azúcar}}{24 \text{ ml}} \quad x = 48 \text{ g}$$

Como se habían disuelto 117,6 g, al pasar a 20°C, solo quedan en disolución 48g, por lo que precipitan 69,6 g.

## ACTIVIDADES

1. Las siguientes tablas de datos presentan la solubilidad en agua de dos sustancias puras: el oxígeno y el nitrato de sodio.

Solubilidad (g soluto/100 cm <sup>3</sup> )	74	81	88	95	102,5	110
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50

Solubilidad (mg soluto/L)	14,6	13,1	11,3	9,1	7,6	6
Temperatura (°C)	0	4	10	20	30	40

- a) Representa gráficamente los datos. ¿Cuál corresponde a cada uno?  
 b) A partir de la gráfica, indica por aproximación la solubilidad de la sal y del oxígeno a 25 °C.  
 c) ¿Qué cantidad de nitrato de sodio podemos disolver en 4 litros de agua a 30°C?  
 b) El primero es el nitrato de sodio, porque su solubilidad aumenta con la temperatura. El segundo es el oxígeno, porque al ser un gas, su solubilidad disminuye con la temperatura.  
 c) 3 800 g.

2. La solubilidad del nitrato de plata, a  $18^{\circ}\text{C}$ , es de 211,6 g en 100mL de agua. a) ¿Cuántos gramos de nitrato de plata se pueden disolver como máximo en 400 mL de agua a  $18^{\circ}\text{C}$ ? b) ¿Cuánto nitrato hay que añadir a 1L de agua para que se sature? Sol.: a) 846,4 g; b) 2116 g.
3. La solubilidad de nitrato de potasio, a  $30^{\circ}\text{C}$ , es de 40 g en 100 g de agua. ¿Cuánta masa de nitrato quedará sin disolver en un vaso con 300 mL de agua si añadimos, agitando, 170 g de nitrato a  $30^{\circ}\text{C}$ ? Sol.: 50 g.
4. La solubilidad de la sal común, a  $10^{\circ}\text{C}$ , es de 35,8 g en 100mL de agua. ¿Cuántos gramos de sal se pueden disolver como máximo en 80 mL de agua? Sol: 28,6 g.
5. Se ha preparado una disolución de cloruro de potasio a  $80^{\circ}\text{C}$ , disolviendo 45 g de soluto en 100 g de agua. ¿Qué ocurre cuando la temperatura desciende a  $60^{\circ}\text{C}$ ? ¿Y cuando cae a  $20^{\circ}\text{C}$ ? (La solubilidad del cloruro de potasio a  $60^{\circ}\text{C}$  es de 45 g/100 cm<sup>3</sup> y a  $20^{\circ}\text{C}$  es de 34 g/ 100 cm<sup>3</sup>) Sol: La disolución pasa a ser saturada; 11 g.
6. La solubilidad del azúcar, a  $40^{\circ}\text{C}$ , es de 240 g en 100 mL de agua ¿Cuántos gramos de azúcar se pueden disolver, como máximo en 20 mL de agua? Sol: 48 g.
7. Dada la siguiente tabla de solubilidad (expresada en gramos de soluto/100 cm<sup>3</sup> de agua) de tres sustancias:

	$0^{\circ}\text{C}$	$20^{\circ}\text{C}$	$40^{\circ}\text{C}$	$60^{\circ}\text{C}$	$80^{\circ}\text{C}$
Cloruro de potasio (KCl)	28	34	40	45	51
Sulfato de Cobre(II) ( $\text{CuSO}_4$ )	14	21	29	40	55
Nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ )	13	32	64	110	169

Contesta a las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué sustancia se disolverá más a  $0^{\circ}\text{C}$ ? ¿Y a  $40^{\circ}\text{C}$ ?  
 b) ¿Qué cantidad máxima de cada sustancia podremos disolver en 1 litro de agua a  $20^{\circ}\text{C}$ ?  
 c) Si tenemos 300 g de cada sustancia ¿se disolverán en 1 litro de agua a  $40^{\circ}\text{C}$ ?

Sol.: a) Cloruro de potasio a  $0^{\circ}\text{C}$  y nitrato de potasio a  $40^{\circ}\text{C}$ .  
 b) KCl  $\rightarrow$  340 g,  $\text{CuSO}_4 \rightarrow$  210 g,  $\text{KNO}_3 \rightarrow$  320 g.  
 c) Cloruro de y nitrato de potasio sí, sulfato de cobre (II) no.

8. La solubilidad del nitrato de potasio es de 25 g en 100 ml de agua a  $20^{\circ}\text{C}$ . Halla la cantidad de nitrato de potasio que hay que disolver en 150 dl para formar una disolución saturada a esta temperatura. Sol.: 3750 g.
9. La solubilidad del nitrato sódico,  $\text{NaNO}_3$  viene dada por la siguiente tabla:

Temperatura ( $^{\circ}\text{C}$ )	10	20	30	40	60	70	80	90
Solubilidad (g/100 mL agua)	20	32	45	59	93	105	130	160

- a) ¿Se disolverán 250 gramos de  $\text{KNO}_3$  en 200 mL de agua a  $80^\circ$ ? Razona tu respuesta.  
 b) Si de repente descendiera la temperatura a  $60^\circ$ , explica razonadamente que sucederá.

Sol.: a) Sí, se pueden disolver hasta 260g. b) Solo se disuelven 186 g y precipitan los 64 g restantes.

10. La solubilidad del cloruro de sodio a temperatura ambiente es de 36g en 100g de agua. ¿Es posible disolver a temperatura ambiente 200 g de cloruro de sodio en 500 ml de agua? Sol.: No, solo se pueden disolver 180 g, quedan 20 g sin disolver, que precipitan.

## 2.5. EL ÁTOMO

1. Indica el número atómico, el número másico, el número de protones, el número de neutrones y el número de electrones de los siguientes elementos:

Elemento	Z = Número atómico	A = Número másico	Número de protones $p^+$ (Z)	Número de neutrones $n^\circ$ ( $N = A - Z$ )	Número de electrones $e^-$  <i>Coincide con <math>p^+</math> en un átomo neutro, y tantos más <math>e^-</math> como cargas negativas tenga el ión, y tantos menos <math>e^-</math> como cargas positivas tenga el catión</i>
${}_6^{13}\text{C}$	6	13	6	7	6
${}_{17}^{35}\text{Cl}$	17	35	17	18	17
${}_{17}^{36}\text{Cl}$	17	36	17	19	17
${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$	17	35	17	18	18 (17+1)
${}_{13}^{29}\text{Al}$	13	29	13	16	13
${}_{13}^{29}\text{Al}^{3+}$	13	29	13	16	10 (13-3)
${}_{11}^{23}\text{Na}^+$	11	23	11	12	10 (11-1)
${}_{11}^{23}\text{Na}$	11	23	11	12	10 11-1)

2. Determina la configuración electrónica de estos átomos:  ${}_{7}^{12}\text{A}$ ,  ${}_{5}^{10}\text{B}$ ,  ${}_{5}^{11}\text{C}$ ,  ${}_{5}^{12}\text{D}$ ,  ${}_{26}^{56}\text{E}$ ,  ${}_{20}^{40}\text{F}$ ,  
¿Se trata del mismo elemento? ¿por qué?

Para hacer las configuraciones electrónicas nos fijaremos en el número atómico y colocaremos tantos electrones como nos indique dicho número, ya que se tratan de átomos neutros (si fueran iones habría que sumar tantos electrones como cargas negativas aparecieran en los aniones, y restar tantos electrones como cargas positivas presentaran los cationes). Hay que seguir el orden del diagrama de Moeller :

~~1s~~  
~~2s 2p~~  
~~3s 3p 3d~~  
~~4s 4p 4d 4f~~  
~~5s 5p 5d 5f ...~~  
~~6s 6p 6d ... ..~~

${}_{7}^{12}\text{A}$        $1s^2 2s^2 2p^3$  (si sumas el valor de los superíndices coincide con el número atómico (subrayado):  $2 + 2 + 3 = 7$ )

${}_{5}^{10}\text{B}$        $1s^2 2s^2 2p^1$  ( $2 + 2 + 1 = 5$ )

${}_{5}^{11}\text{C}$ ,       $1s^2 2s^2 2p^1$  ( $2 + 2 + 1 = 5$ )

${}_{5}^{12}\text{D}$ ,       $1s^2 2s^2 2p^1$  ( $2 + 2 + 1 = 5$ )

${}_{26}^{56}\text{E}$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$  ( $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 6 = 26$ ). Esta configuración termina en 3d, pero previamente hemos completado un orbital de mayor nivel, el 4s. Tenemos que ordenarlo por niveles energéticos:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$  (como se ve, en primer lugar está el orbital de nivel 1, luego todos los del nivel 2, a continuación, todos los del nivel 3 y por último, el de nivel 4)

${}_{20}^{40}\text{F}$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  ( $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 = 20$ )

**B, C, y D, sí son el mismo elemento**, pues presentan el mismo número atómico,  $Z=5$ . Los demás pertenecen a elementos diferentes.

3. Indica la configuración electrónica de los siguientes elementos:  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ ;  ${}_{17}^{36}\text{Cl}$ ;  ${}_{19}^{39}\text{K}$ ;  ${}_{27}^{58}\text{Co}$

${}_{17}^{35}\text{Cl}$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

${}_{17}^{36}\text{Cl}$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

${}_{19}^{39}\text{K}$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

${}_{27}^{58}\text{Co}$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

4. 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.

Estos isótopos se diferencian en el número de neutrones: 32, 33 y 34 respectivamente.

$$A(\text{S}) = \frac{(32 \cdot 95) + (33 \cdot 1) + (34 \cdot 4)}{100} = 32,09 \text{ u}$$

## ACTIVIDADES

- Indica el número atómico, el número másico, el número de protones, el número de neutrones y el número de electrones de los siguientes elementos  ${}^6_{12}\text{C}$ ,  ${}^6_{14}\text{C}$ ,  ${}_{21}^{45}\text{Sc}$ ,  ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ ,  ${}_{26}^{56}\text{Fe}$ ,  ${}^4_9\text{Be}$
- Completa la siguiente tabla :

ELEMENTO	Z =	A =	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
${}_1\text{H}^1$						
N		14				$1s^2 2s^2 2p^3$
${}^{26}_{12}\text{Mg}$			12			
${}_{16}\text{S}$				18		
${}_{31}^{70}\text{Ga}$						
${}_{39}\text{K}^{+1}$					18	
$\text{Br}^{-1}$	35			45		

- Completa la tabla:

Símbolo	Nº atómico = _	Nº másico = _	Nº protones	Nº Neutrones	Nº electrones
${}^9_4\text{Be}$					
${}^{20}_{10}\text{Ne}$					
${}^{24}_{12}\text{Mg}$					
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$					
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$					

-

**BLOQUE 3. ELEMENTOS Y COMPUESTOS**

1. ¿Cuánto ocupan 5 moles de  $O_2$  en condiciones normales y que volumen ocuparán cuando aumente a 2 atm y suba la temperatura a  $25^\circ C$ ?

El oxígeno ( $O_2$ ) es un gas, por tanto, para calcular el número de moles, podemos usar la ecuación general de gases ( $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ). Sin embargo, como nos indican que se encuentra en condiciones normales (273 K y 1 atm), y sabemos que un mol de cualquier gas en esas condiciones ocupa 22,4 L:

$$5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 112 \text{ L}$$

Cuando elevemos la temperatura a  $25^\circ C$  (recuerda, en las ecuaciones de gases, la temperatura se tiene que expresar en Kelvin:  $273+25^\circ C = 298 \text{ K}$ ), y apliquemos una presión de 2 atm, el oxígeno ya no está en condiciones normales, y hay que usar la ecuación general de gases.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \cdot 298 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 61,09 \text{ L a } 25^\circ C \text{ y } 2 \text{ atm.}$$

2.

- a. Calcula el número de moles que hay en un kg de agua  $H_2O$ .

Datos  $H=1u$ ;  $O=16u$ ;

Para calcular el número de moles, primero necesitamos conocer la masa molar del agua. Utilizamos las masas atómicas relativas del hidrógeno y del oxígeno, y con ello obtenemos la masa molecular relativa del agua. Ese mismo valor, pero expresado en g/mol, es la masa molar del agua:

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(O) = (2 \cdot 1 u) + (1 \cdot 16 u) = 18 u \rightarrow M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,56 \text{ mol}$$

También lo podemos plantear por factores de conversión:

$$1000 \text{ g } \cancel{H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } \cancel{H_2O}} = 55,56 \text{ mol}$$

- b. **Calcula el número de moléculas que hay 100 g de ácido sulfúrico  $H_2SO_4$ .**  
**Datos  $H=1u$ ;  $O=16u$ ;  $S =32u$**

Para calcular el número de moléculas primero tenemos que conocer el número de moles que hay en los 100 g de ácido sulfúrico. Procedemos del mismo modo que en el apartado anterior:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = (2 \cdot 1 u) + (1 \cdot 32 u) + (4 \cdot 16 u) = 98 u \rightarrow M(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 1,02 \text{ mol}$$

Una vez que conocemos el número de moles, para calcular el número de moléculas, aplicamos la fórmula:

$$N = n \cdot N_A = 1,02 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas /mol} = 6,14 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2SO_4.$$

También lo podemos plantear por factores de conversión:

$$100 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} =$$

$$= 6,14 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2SO_4.$$

- c. **Calcula el número de átomos de hidrógeno que hay en 17 g de amoníaco  $NH_3$ .**  
**Datos  $H=1u$ ;  $N =14u$ ;**

Para calcular el número átomos que hay en esos 17 g de amoníaco, tenemos que conocer el número de moléculas que contiene, y después multiplicaremos por tres, ya que según observamos en la fórmula, cada molécula contiene tres átomos de hidrógeno.

Como en el caso anterior, para determinar el número de moléculas, primero tenemos que conocer el número de moles que hay en los 17 g de amoníaco. Procedemos entonces como en los casos anteriores:

$$M_r(NH_3) = 1 \cdot A_r(N) + 3 \cdot A_r(H) = (1 \cdot 14 u) + (3 \cdot 1 u) = 17 u \rightarrow M(NH_3) = 17 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{17 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

Una vez que conocemos el número de moles, para calcular el número de moléculas, aplicamos la fórmula:

$$N = n \cdot N_A = 1 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Y ahora, tal como hemos apuntado al inicio, multiplicamos por tres:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 3 \text{ átomos de hidrógeno / molécula NH}_3 = 1,081 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrógeno.}$$

También lo podemos plantear por factores de conversión:

$$17 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ átomos de H}}{\text{molécula de NH}_3} =$$

$$= 1,081 \cdot 10^{23} \text{ átomos de hidrógeno.}$$

### 3. ¿Qué cantidad de moles hay en 40 cm<sup>3</sup> de CO<sub>2</sub> a 0°C y a 1 atm? ¿Y de moléculas?

Como se trata de un gas, para calcular el número de moles, utilizamos la ecuación general de gases:  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ :

$$n = \frac{p \cdot V}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,04 \text{ L}}{0,082(\text{atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}} = 1,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

O bien, como el gas está en condiciones normales (0°C y 1 atm de presión), y sabemos que en estas condiciones un mol ocupa 22,4 L:

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{x \text{ mol}}{0,04 \text{ L}} = 1,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Una vez que conocemos el número de moles, para calcular el número de moléculas, aplicamos la fórmula:

$$N = n \cdot N_A = 1,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1,08 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

4. ¿Qué pesará más, 2 moles de metano  $\text{CH}_4$  o 1,5 moles de dióxido de carbono? ¿Dónde habrá mayor número de moléculas?

Datos de masas atómicas en una: c(12); H(1); O(16)

$$\text{CH}_4 : (12 \text{ u} \cdot 1 \text{ át. C}) + (1 \text{ u} \cdot 4 \text{ át H}) = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g/mol}$$

$$\text{CO}_2 : (12 \text{ u} \cdot 1 \text{ át. C}) + (16 \text{ u} \cdot 2 \text{ át O}) = 44 \text{ u} \dots\dots\dots 44 \text{ g/mol}$$

$$2 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol CH}_4 = 32 \text{ g}$$

$$1,5 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol CO}_2 = 66 \text{ g.} \quad \text{Pesa más 1,5 mol de dióxido de carbono}$$

Como un mol es la unidad de cantidad de materia y contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  partículas (en este caso moléculas), contienen mayor número de moléculas los dos moles de metano que uno y medio de dióxido de carbono. (se puede resolver también mediante operaciones)

$$N = n \cdot N_A = 1,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$N = n \cdot N_A = 2 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1,2044 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

5. Si tenemos  $4 \cdot 10^{22}$  moléculas de  $\text{N}_2$  en c.n. ¿qué volumen ocuparán a 3 atm?

Lo primero que tenemos que calcular es el número de moles que le corresponde a este número de moléculas:

$$n = N/N_A = 4 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} / 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 6,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Utilizamos ahora la ecuación general de gases, sin olvidar que si estaba en c.n., la temperatura era de 273 K, y este dato no varía:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{6,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \cdot 273 \text{ K}}{3 \text{ atm}} = 0,496 \text{ L} \approx 0,5 \text{ L}$$

6. Calcula el volumen molar del plomo y del mercurio. Datos:  $d_{\text{Hg}}=13,6 \text{ g/cm}^3$   $d_{\text{Pb}}=11,4 \text{ g/cm}^3$

Para calcular el volumen molar, usaremos la relación entre masa y volumen a través de la densidad. La masa que tiene un mol la conocemos a través de la masa atómica relativa. La tabla periódica nos proporciona esta información. Así, la masa atómica relativa  $A_r[\text{Hg}] = 200,6 \text{ u}$ , por lo que la masa molar  $M_{\text{Hg}} = 200,6 \text{ g/mol}$  y  $A_r[\text{Pb}] = 207,2 \text{ u}$  y, por tanto,  $M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g/mol}$ .

$$V = \frac{M_{\text{Hg}}}{\rho} = \frac{200,6 \text{ g/mol}}{13,6 \text{ g/cm}^3} = 14,75 \text{ cm}^3$$

$$V = \frac{M_{Pb}}{\rho} = \frac{207,2 \text{ g/mol}}{11,4 \text{ g/cm}^3} = 18,17 \text{ cm}^3$$

7. En una probeta tenemos 50 ml de acetona ( $C_3H_6O$ ) un líquido incoloro de olor característico usado como disolvente) ¿cuántos moles de acetona tenemos? Datos  $d_{\text{acetona}} = 0,74 \text{ g/ml}$   
Para conocer el número de moles, primero tenemos que conocer la cantidad de masa que hay en los 50 mL de acetona:

$$m = \rho \cdot V = 0,74 \text{ g/ml} \cdot 50 \text{ ml} = 37 \text{ g.}$$

Ahora utilizaremos la masa molar, que calculamos usando la masa molecular relativa:

$M_r [C_3H_6O] = (A_r[C] \cdot 3) + (A_r[H] \cdot 6) + (A_r[O] \cdot 1) = (12 \text{ u} \cdot 3) + (1 \text{ u} \cdot 6) + (16 \text{ u} \cdot 1) = 58 \text{ u}$ , por lo que la masa molar será  $M_{\text{acetona}} = 58 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{37 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 0,638 \text{ mol}$$

Podemos resolverlo por factores de conversión, empezando por la cantidad de acetona que tengo:

$$50 \text{ ml acetona} \cdot \frac{0,74 \text{ g acetona}}{\text{ml acetona}} \cdot \frac{1 \text{ mol acetona}}{58 \text{ g acetona}} = 0,638 \text{ mol}$$

8. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, corrigiendo éstas últimas:

- Un cristal iónico posee bajos puntos de fusión y ebullición. **F. Un cristal iónico posee altos puntos de fusión y ebullición**
- El enlace metálico forma estructuras de red cristalinas formadas por iones positivos y negativos. **F El enlace metálico forma estructuras de red cristalinas formadas por cationes metálicos inmersos en una nube de electrones que los mantienen unidos.**
- Un cristal iónico conduce la electricidad solo cuando está disuelto en agua. **F y cuando está fundido**
- Los no metales son sólidos, dúctiles y duros. **F. Los metales son dúctiles y duros, y sólidos salvo el mercurio, que es líquido.**
- Las moléculas solo se presentan en estado sólido o líquido. **F. También se presentan en estado gaseoso**
- Las sustancias con enlace covalente no pueden formar redes cristalinas. **F los cristales covalentes, como el diamante, presentan enlace covalente.**
- Las únicas sustancias que conducen la electricidad son los metales. **F. los cristales iónicos conducen la electricidad si están fundidos o en disolución.**

- h. Las moléculas son compuestos que presentan enlace covalente. v
- i. Los cristales iónicos conducen bien la corriente en estado sólido porque tienen cargas positivas y negativas F. los cristales iónicos conducen la electricidad si están fundidos o en disolución.
- j. Las siguientes propiedades corresponden a un cristal iónico: "Presenta altos puntos de fusión y ebullición. No conduce la electricidad en estado sólido. No se disuelve en agua. Es un elemento" **Corresponde a un cristal covalente, como el diamante**

## ACTIVIDADES

- ¿Qué cantidad de moléculas de  $O_2$  hay en una jeringa de  $3\text{ cm}^3$  si se encuentra a  $760\text{ mm Hg}$  y una temperatura de  $25\text{ }^\circ\text{C}$ ? **Sol.:  $7,39 \cdot 10^{20}$  moléculas**
- ¿Cuántos moles hay en una bombona de oxígeno de 12 litros que está a  $20\text{ }^\circ\text{C}$  y a  $760\text{ mm Hg}$ ? ¿Cuántas moléculas hay? **Sol.: 12 mol;  $7,227 \cdot 10^{24}$  moléculas**
- Si cogemos 500 mL de hierro y 500 mL de agua ¿cuál de las dos sustancias tiene un mayor número de átomos? Dato: densidad hierro  $7,9\text{ g/cm}^3$ , masas atómicas (en uma): H = 1; O = 16; Fe = 56 **Sol.: Fe:  $70,536\text{ mol}$ ;  $4,248 \cdot 10^{25}$  átomos.  $H_2O$ :  $27,778\text{ mol}$ ;  $1,673 \cdot 10^{25}$  moléculas;  $5,018 \cdot 10^{25}$  átomos. Tiene más átomos el agua.**
- Se toman 5,1 g de  $H_2S$  (gas). Calcule:
  - El nº de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales
  - El nº de moléculas de  $H_2S$  presentes.
  - El nº de átomos de hidrógeno.
 Masas atómicas: H = 1; S = 32. **Sol.: a) 0,15 mol, 3,36 L; b)  $6,624 \cdot 10^{22}$  moléculas; c)  $1,325 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrógeno.**
- Un litro de  $SO_2$  se encuentra en condiciones normales. Calcule:
  - El nº de moles que contiene.
  - El nº de moléculas de  $SO_2$  presentes.
  - La masa de una molécula de dióxido de azufre.
 Masas atómicas: O = 16; S = 32 **Sol.: a) 0,045 mol; b)  $2,688 \cdot 10^{22}$  c)  $1,063 \cdot 10^{-22}$ g.**
- Diga si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando las respuestas:
  - Un mol de cualquier compuesto químico ocupa, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.
  - El Número de Avogadro indica el número de moléculas que hay en un mol de cualquier compuesto químico.**Sol.: a) Falso. Esa afirmación solo es válida para los gases. B) Verdadero. El Número de Avogadro indica el número de partículas que hay en un mol,  $6,022 \cdot 10^{23}$ . Si estamos hablando de un compuesto químico molecular, un mol siempre tendrá ese número de moléculas.**
- Si tenemos  $4 \cdot 10^{22}$  moléculas de  $N_2$  en c.n. ¿qué volumen ocuparán a 3 atm? **Sol.: 0,066 mol; 0,49 L**
- 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  $\text{CO}_2$ . 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. Datos: masa atómica C = 12 u; H = 1 u.

Sol.: 44 u; 44g/mol; 62 mol;  $3,734 \cdot 10^{25}$  moléculas

9. La bombona contiene 14 kg de gas butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) 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) el número de átomos total que hay en la bombona. Dato: Butano:  $\text{C}_4\text{H}_{10}$

Sol.: a) 14 000 g b) 58 u c) 58 g/mol d) 241,379 mol e)  $1,454 \cdot 10^{26}$  moléculas f)  $2,035 \cdot 10^{27}$  átomos.

10. Averigua el volumen molar del mercurio, sabiendo que su densidad es  $13,6 \text{ g/cm}^3$ . ¿Cuántos átomos hay en 20 ml de mercurio? Sol.:  $14,75 \text{ cm}^3$ ; 1,356 mol;  $8,166 \cdot 10^{23}$  átomos de mercurio.

11. ¿Cuánto ocupa 5 moles de  $\text{O}_2$  en condiciones normales y que volumen ocupará cuando aumente a 2 atm y suba la temperatura a  $25^\circ\text{C}$ ? Sol.: 112 L; 122,18 L.

12. ¿Qué volumen ocuparán 88 g de  $\text{CO}_2$  a  $12^\circ \text{C}$  y a 14 atm? Sol.: 2 mol; 3,34 L

13. ¿Qué cantidad de moles hay en 5 L de  $\text{O}_2$  a 273K y a 10 atm? ¿Y de moléculas? Sol.: 2,234 mol;  $1,345 \cdot 10^{23}$  moléculas.

14. ¿Qué cantidad de moles hay en 5 L de  $\text{N}_2$  a 215 K y 1 atm? ¿y de moléculas? Sol.: 0,284 mol.  $1,708 \cdot 10^{23}$  moléculas.