



FÍSICA Y QUÍMICA - 3º E.S.O.  
CUESTIONES Y PROBLEMAS RESUELTOS

**DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA**

Plaza 1º de mayo, 2 – C.P. 52003 (Melilla)

<http://google.sites.com/site/depfqlqueipo>

[fisicayquimica@iesleopoldoqueipo.com](mailto:fisicayquimica@iesleopoldoqueipo.com)

# TEMA 1.- El método científico

## 1.- Clasificar los siguientes procesos en físicos o químicos:

- Una persona expira expulsando dióxido de carbono.
- Un coche de Fórmula 1 acelera tras una curva.
- Se quema una hoja de papel.
- Se oxida la hoja de un cuchillo.

- Se trata de un proceso físico, pues el aire expulsado sigue tratándose de la misma sustancia antes y después de ser expulsado.
- Se trata de un proceso físico, pues no han aparecido nuevas sustancias una vez que el coche ha acelerado.
- Se trata de un proceso químico, pues el papel se transforma en ceniza una vez se ha quemado.
- Se trata de un proceso químico, pues cuando el cuchillo se oxida aparece una nueva sustancia que antes no existía (llamada "óxido").

## 2.- Indicar si los siguientes términos son magnitudes o unidades:

- |                   |        |           |
|-------------------|--------|-----------|
| • Simpatía        | • K    | • Altura  |
| • mm <sup>2</sup> | • Olor | • Energía |

- Magnitudes son la altura y la energía, pues ambas se pueden medir (tienen valores numéricos).
- Unidades son el mm<sup>2</sup> (unidad de superficie) y el K (unidad de temperatura).
- La simpatía y el olor son propiedades de los cuerpos que no pueden medirse, por lo que no son ni magnitudes ni unidades.

## 3.- Expresar las siguientes cantidades en notación científica, redondeando los resultados a 2 cifras decimales:

- |                   |                   |
|-------------------|-------------------|
| a) 0'0000006666 = | c) 111000111000 = |
| b) 99000010 =     | d) 0'00255555 =   |

- $0'0000006666 = 6'67 \cdot 10^{-7}$
- $99000010 = 9'9 \cdot 10^7$
- $111000111000 = 1'11 \cdot 10^{11}$
- $0'00255555 = 2'56 \cdot 10^{-3}$

## 4.- Completar la siguiente tabla:

CANTIDAD	MAGNITUD	UNIDAD DEL S.I.	CONVERTIR EN...	RESULTADO
36 km/h			cm/min	
1025 kg/m <sup>3</sup>			g/mL	
2'2 · 10 <sup>-8</sup> Gm			km	
1234 ng			µg	
1 lustro			días	

36 km/h	Velocidad	m/s	cm/min	60000 cm/min
1025 kg/m <sup>3</sup>	Densidad	Kg/m <sup>3</sup>	g/mL	1'025 g/mL
2'2 · 10 <sup>-8</sup> Gm	Longitud	m	km	0'022 km
1234 ng	Masa	kg	µg	1'234 µg

1 lustro	Tiempo	s	días	1825 días
----------	--------	---	------	-----------

- $36 \text{ km/h} = 36 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{10^5 \text{ cm}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} = \frac{36 \cdot 10^5}{60} = 60000 \text{ cm/min}$   
 cm/min
- $1025 \text{ kg/m}^3 = 1025 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ mL}} = \frac{1025 \cdot 1000}{10^6} = 1'025 \text{ g/mL}$   
 g/mL
- $2'2 \cdot 10^{-8} \text{ Gm} = 2'2 \cdot 10^{-8} \text{ Gm} \cdot \frac{10^9 \text{ m}}{1 \text{ Gm}} = 22 \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = \frac{22}{1000} = 0'022 \text{ km}$   
 km     m     km
- $1234 \text{ ng} = 1234 \text{ ng} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^9 \text{ ng}} = \frac{1234}{10^9} = 1'234 \cdot 10^{-6} \text{ g} \cdot \frac{10^6 \mu\text{g}}{1 \text{ g}} = 1'234 \cdot 10^{-6} \cdot 10^6 = 1'234 \mu\text{g}$   
 μg     g     μg
- $1 \text{ lustro} = 5 \text{ años} \cdot \frac{365 \text{ días}}{1 \text{ año}} = 5 \cdot 365 = 1825 \text{ días}$   
 días

**5.- Transformar las siguientes cantidades en su unidad correspondiente del S.I.:**

- |                                |                                    |
|--------------------------------|------------------------------------|
| a) $1'1 \cdot 10^5 \text{ cL}$ | e) $6'66 \cdot 10^6 \mu\text{s}$   |
| b) $144 \text{ km/h}$          | f) Medio año                       |
| c) $0'33 \text{ g/cm}^3$       | g) $6'7 \text{ hm}^2$              |
| d) $0'0099 \text{ Mg}$         | h) $2'22 \cdot 10^{10} \text{ nm}$ |

- a)  $1'1 \cdot 10^5 \text{ cL} = 1'1 \cdot 10^5 \text{ cL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{100 \text{ cL}} = \frac{1'1 \cdot 10^5}{100} = 1'1 \cdot 10^3 \text{ L} = 1'1 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ dm}^3} = \frac{1'1 \cdot 10^3}{1000} = 1'1 \text{ m}^3$   
 m<sup>3</sup>     L     m<sup>3</sup>
- b)  $144 \text{ km/h} = 144 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = \frac{144 \cdot 1000}{3600} = 40 \text{ m/s}$   
 m/s
- c)  $0'33 \text{ g/cm}^3 = 0'33 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \cdot \frac{10^6 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} = \frac{0'33 \cdot 10^6}{1000} = 330 \text{ kg/m}^3$   
 kg/m<sup>3</sup>
- d)  $0'0099 \text{ Mg} = 0'0099 \text{ Mg} \cdot \frac{10^6 \text{ g}}{1 \text{ Mg}} = 0'0099 \cdot 10^6 = 9900 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = \frac{9900}{1000} = 9'9 \text{ kg}$   
 kg     g     kg
- e)  $6'66 \cdot 10^6 \mu\text{s} = 6'66 \cdot 10^6 \mu\text{s} \cdot \frac{1 \text{ s}}{10^6 \mu\text{s}} = \frac{6'66 \cdot 10^6}{10^6} = 66'6 \text{ s}$   
 s
- f)  $0'5 \text{ años} = 0'5 \text{ años} \cdot \frac{365 \text{ días}}{1 \text{ año}} \cdot \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 0'5 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 3600 = 15768000 \text{ s}$   
 s

$$g) \quad 6'7 \text{ hm}^2 = 6'7 \text{ hm}^2 \cdot \frac{10^4 \text{ m}^2}{1 \text{ hm}^2} = \boxed{6'7 \cdot 10^4 \text{ m}^2}$$

↳ m<sup>2</sup>

$$h) \quad 2'22 \cdot 10^{10} \text{ nm} = 2'2 \cdot 10^{10} \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} = \frac{2'2 \cdot 10^{10}}{10^9} = \boxed{22 \text{ m}}$$

↳ m

**6.- Ordenar las siguientes cantidades en orden decreciente (de mayor a menor):**

**A) 1'01 g/cm<sup>3</sup>; 1000 kg/m<sup>3</sup>; 990 g/L.**

**B) 100 km/h; 30 m/s; 50 millas/h. (1 milla = 1609 m)**

Para ordenar las cantidades anteriores de mayor a menor, debemos expresarlas en una única unidad para así poder compararlas:

A) Expresamos todas las densidades en kg/m<sup>3</sup>:

- $1'01 \text{ g/cm}^3 = 1'01 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \cdot \frac{10^6 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} = \frac{1'01 \cdot 10^6}{1000} = \boxed{1010 \text{ kg/m}^3}$

↳ kg/m<sup>3</sup>

- $990 \text{ g/L} = 990 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \cdot \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = \frac{990 \cdot 1000}{1000} = \boxed{990 \text{ kg/m}^3}$

↳ kg/m<sup>3</sup>

donde hemos tenido en cuenta que 1 m<sup>3</sup> = 1000 dm<sup>3</sup> = 1000 L.

Así pues, tendremos de mayor a menor: 1'01 g/cm<sup>3</sup> > 1000 kg/m<sup>3</sup> > 990 g/L.

B) Expresamos todas las velocidades en m/s:

- $100 \text{ km/h} = 1000 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = \frac{100 \cdot 1000}{3600} = \boxed{27'78 \text{ m/s}}$

↳ m/s

- $50 \text{ millas/h} = 50 \frac{\text{millas}}{\text{h}} \cdot \frac{1609 \text{ m}}{1 \text{ milla}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = \frac{50 \cdot 1609}{3600} = \boxed{22'35 \text{ m/s}}$

↳ m/s

Así pues, tendremos de mayor a menor: 30 m/s > 100 km/h > 50 millas/h.

**7.- Un atleta tarda 4'6·10<sup>-4</sup> días en recorrer una cierta distancia, mientras que otro tarda 4'3·10<sup>10</sup> ns. ¿Cuál de los dos ha tardado menos tiempo?**

Para saber cuál de los dos ha tardado menos tiempo debemos expresar ambas cantidades en la misma unidad, por ejemplo, en días:

$$4'3 \cdot 10^{10} \text{ ns} = 4'3 \cdot 10^{10} \text{ ns} \cdot \frac{1 \text{ s}}{10^9 \text{ ns}} = \frac{4'3 \cdot 10^{10}}{10^9} = 43 \text{ s} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} = \frac{43}{3600 \cdot 24} = \boxed{4'98 \cdot 10^{-4} \text{ días}}$$

Así pues, tardará menos tiempo el atleta que emplea 4'6·10<sup>-4</sup> días en recorrer la distancia.

**8.- Indicar la precisión de las siguientes medidas o aparatos de medida:**

- a) Un reloj de pulsera.
- b) Un velocímetro que marca 100'92 km/h.
- c) Un densímetro que marca 8'9 g/cm<sup>3</sup>.
- d) Un nonius (aparato que mide longitudes pequeñas) que marca 2'57 cm.
- e) Un termómetro que marca 20 °C.

- a) El tiempo más pequeño que puede medirse con un reloj de pulsera es de 1 s.
- b) La velocidad más pequeña que puede detectar el velocímetro es de 0'01 km/h.
- c) La densidad más pequeña que puede medirse con el densímetro es de 0'1 g/cm<sup>3</sup>.
- d) La distancia más pequeña que puede medirse con el nonius es de 0'01 cm.
- e) La temperatura más pequeña que podrá medirse con el termómetro será de 1 °C.

www.yoquieroaprobar.es

# TEMA 2.- La materia (I)

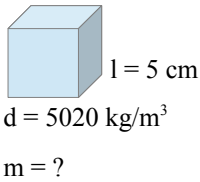
9.- Clasificar los siguientes sistemas materiales en sustancias puras, mezclas homogéneas o mezclas heterogéneas:

- |                           |                       |                     |
|---------------------------|-----------------------|---------------------|
| • nitrógeno               | • sangre              | • plato de lentejas |
| • agua de lluvia          | • detergente en polvo | • hierro            |
| • zumo de naranja natural | • pintura             | • acero             |

Recordemos que las sustancias puras son aquellas que están formadas por un solo tipo de materia; las mezclas están formadas por dos o más tipos de materia: si sus componentes pueden distinguirse a simple vista se tratará de una mezcla homogénea (o disolución), y en caso contrario, será heterogénea. Así pues, tendremos:

- Sustancias puras: nitrógeno, hierro
- Mezclas homogéneas o disoluciones: agua de lluvia, sangre, pintura y acero
- Mezclas heterogéneas: zumo de naranja natural, detergente en polvo, plato de lentejas

10.- Determinar la masa de un cubo de pirita de 5 cm de arista, sabiendo que la densidad de la pirita vale 5020 kg/m<sup>3</sup>.

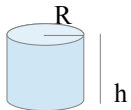


Para calcular la masa del cubo de pirita aplicamos la expresión de la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 5020 \text{ kg/m}^3 \cdot 125 \text{ cm}^3 = 5020 \text{ kg/m}^3 \cdot 1'25 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 0'63 \text{ kg}$$

$$V = l^3 = 5^3 = 125 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = 1'25 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

11.- Calcular la masa de un cilindro de hierro de 10 cm de radio y 1 m de alto sabiendo que la densidad del hierro es 7874 kg/m<sup>3</sup>.



$$R = 10 \text{ cm} = 0'1 \text{ m}$$

$$h = 1 \text{ m}$$

$$m = ?$$

$$d = 7874 \text{ kg/m}^3$$

Para calcular la masa del cilindro aplicamos la expresión de la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 7874 \text{ kg/m}^3 \cdot 0'0314 \text{ m}^3 = 247'24 \text{ kg}$$

$$V = \pi R^2 \cdot h = 3'14 \cdot 0'1^2 \cdot 1 = 0'0314 \text{ m}^3$$

12.- ¿Cabrían 80 kg de gasolina en una garrafa de 80 litros? ¿Cuánto pesaría esa garrafa si la llenáramos de alcohol?

Datos:  $d_{\text{gasolina}} = 0'68 \text{ g/cm}^3$ ;  $d_{\text{alcohol}} = 805 \text{ kg/m}^3$ .

Para saber si caben 80 kg de gasolina en una garrafa de 80 L hallamos el volumen que ocupan 80 kg de dicha sustancia:

$$m = 80 \text{ kg}$$

$$d = 0'68 \text{ g/cm}^3$$

$$V = ?$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{80 \text{ kg}}{0'68 \text{ g/cm}^3} = \frac{80000 \text{ g}}{0'68 \text{ g/cm}^3} = 117647'06 \text{ cm}^3$$

Ahora bien:

$$117647'06 \text{ cm}^3 = 117647'06 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 117'65 \text{ dm}^3 = 117'65 \text{ L}$$

Así pues, **80 kg de gasolina no cabrán en una garrafa de 80 litros.**

Si llenamos esta misma garrafa de alcohol, tendremos:

$$\begin{array}{l} m = ? \\ V = 80 \text{ L} \\ d = 805 \text{ kg/m}^3 \end{array} \left\| \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 805 \text{ kg/m}^3 \cdot 0'08 \text{ m}^3 = \boxed{64'4 \text{ kg}} \\ \text{donde hemos tenido en cuenta que:} \end{array} \right.$$

$$80 \text{ L} = 80 \text{ dm}^3 = 0'08 \text{ m}^3$$

**13.- Responder de forma razonada las siguientes preguntas:**

1. ¿Qué pesa más, 10 g de alcohol ó 10 ml de acetona?
2. ¿Qué ocupa más volumen, 4 g de aceite ó 4 g de plata?
3. ¿Qué tiene más masa, 2 litros de leche ó 2 litros de gasolina?
4. ¿Qué tiene más volumen, 5 litros de mercurio ó 5 litros de plata?

**Datos: densidades de las sustancias: alcohol = 805 kg/m<sup>3</sup>; acetona = 790 kg/m<sup>3</sup>; aceite = 920 kg/m<sup>3</sup>; plata = 10'5 g/cm<sup>3</sup>; leche = 1'030 g/ml; gasolina = 0'68 g/cm<sup>3</sup>; mercurio = 13600 kg/m<sup>3</sup>.**

1) Calculamos la masa de 10 mL de acetona:

$$\begin{array}{l} V = 10 \text{ mL} \\ m = ? \\ d = 790 \text{ kg/m}^3 \end{array} \left\| \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 790 \text{ kg/m}^3 \cdot 10 \text{ mL} = 790 \text{ kg/m}^3 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 = 7'9 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = \boxed{7'9 \text{ g}} \\ \text{donde hemos tenido en cuenta que:} \end{array} \right.$$

$$V = 10 \text{ mL} = 10 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0'01 \text{ L} = 0'01 \text{ dm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ dm}^3} = 10^{-5} \text{ m}^3$$

Así pues, **pesan más 10 g de alcohol.**

2) Calculamos en primer lugar el el volumen que ocupa el aceite:

$$\begin{array}{l} m = 4 \text{ g} \\ d = 920 \text{ kg/m}^3 \\ V = ? \end{array} \left\| \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{4 \text{ g}}{920 \text{ kg/m}^3} = \frac{0'004 \text{ kg}}{920 \text{ kg/m}^3} = \boxed{4'35 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3} \end{array} \right.$$

Calculamos ahora el volumen que ocupa la plata:

$$\begin{array}{l} m = 4 \text{ g} \\ d = 10'5 \text{ g/cm}^3 \\ V = ? \end{array} \left\| \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{4 \text{ g}}{10'5 \text{ g/cm}^3} = \boxed{0'38 \text{ cm}^3} \end{array} \right.$$

Para saber cuál de los dos volúmenes es mayor debemos hacer un cambio de unidades; transformamos el volumen que ocupa la plata a m<sup>3</sup>:

$$0'38 \text{ cm}^3 = 0'38 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = 3'8 \cdot 10^{-7} \text{ m}^3$$

Así pues, **ocuparán mayor volumen 4 g de aceite.**

3) Calculamos la masa de leche en primer lugar:

$$\begin{array}{l} V = 2 \text{ L} \\ d = 1'030 \text{ g/mL} \\ m = ? \end{array} \left\| \right. \quad d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1'030 \text{ g/mL} \cdot 2 \text{ L} = 1'030 \text{ g/mL} \cdot 2000 \text{ mL} = \boxed{2060 \text{ g}}$$

Calculamos ahora la masa de gasolina:

$$\begin{array}{l} V = 2 \text{ L} \\ d = 0'68 \text{ g/cm}^3 \\ m = ? \end{array} \left\| \right. \quad d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0'68 \text{ g/cm}^3 \cdot 2 \text{ L} = 0'68 \text{ g/cm}^3 \cdot 2000 \text{ cm}^3 = \boxed{1360 \text{ g}}$$

donde hemos tenido en cuenta que:

$$2 \text{ L} = 2 \text{ dm}^3 = 2000 \text{ m}^3$$

Así pues, **tendrán mayor masa 2 L de leche.**

4) **Ambos tienen el mismo volumen** (5 litros), aunque se trate de sustancias distintas.

**14.- En una tienda venden aceite a 4'5 € por kilogramo y en otra a 4 € por litro. ¿Cuál interesa? Dato:  $d_{\text{aceite}} = 0,92 \text{ g/mL}$ .**

Para saber cuál de las dos tiendas es más barata calculamos el volumen que ocupa 1 kg de aceite:

$$\begin{array}{l} m = 1 \text{ kg} \\ V = ? \\ d = 0'92 \text{ g/mL} \end{array} \left\| \right. \quad d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1 \text{ kg}}{0'92 \text{ g/mL}} = \frac{1000 \text{ g}}{0'92 \text{ g/mL}} = 1086'96 \text{ mL} = 1'087 \text{ L}$$

En la primera tienda pagamos 4'5 € por cada 1'087 L de aceite; para saber cuánto cuesta 1 L planteamos una regla de 3:

$$\begin{array}{r} 4'5 \text{ €} \quad \text{---} \quad 1'087 \text{ L} \\ x \quad \quad \quad \text{---} \quad 1 \text{ L} \end{array}$$

Despejando x, obtenemos:

$$x = \frac{4'5 \cdot 1}{1'087} = 4'14 \text{ €}$$

En la primera tienda cuesta 4'14 € un litro de aceite; en la segunda, 1 L cuesta 4 €. Por tanto, **interesa la segunda tienda.**

**15.- En una jeringa tenemos encerrados 5 g de aire. Al comprimir ese aire con el émbolo de la jeringa, ¿habrá cambiado la densidad del gas?**

Sabemos que la densidad de una sustancia relaciona la masa que tiene con el volumen que ocupa:

$$d = \frac{m}{V}$$

Si comprimimos el aire, entonces el volumen se hace más pequeño. Como la masa de aire sigue siendo la misma (5 g) y ocupa un volumen menor, entonces **la densidad del aire que hay dentro de la jeringa aumentará.** Observar que, en la fórmula de la densidad, si el volumen disminuye y la masa no cambia la fracción se hace mayor, es decir, la densidad aumenta.



**16.- Hemos echado 20 € de gasolina en el depósito, a 99 céntimos el litro. ¿Cuántos kilogramos de gasolina habrá en el depósito? La densidad de la gasolina es 680 kg/m<sup>3</sup>.**

En primer lugar, calculamos el volumen de gasolina que hemos echado al coche planteando una regla de 3:

$$\begin{array}{r} 0'99 \text{ €} \text{ --- } 1 \text{ L} \\ 20 \text{ --- } x \end{array}$$

Despejando x, obtenemos:

$$x = \frac{20 \cdot 1}{0'99} = 20'20 \text{ L}$$

Finalmente, hallamos la masa de gasolina que hay en el depósito a partir de su densidad:

$$\begin{array}{l} V = 20'20 \text{ L} \\ d = 680 \text{ kg/m}^3 \\ m = ? \end{array} \left\| \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 680 \text{ kg/m}^3 \cdot 20'20 \text{ L} = 680 \text{ kg/m}^3 \cdot 0'020 \text{ m}^3 = \boxed{13'74 \text{ kg}} \end{array} \right.$$

donde hemos tenido en cuenta que:

$$25 \text{ L} = 25 \text{ dm}^3 = 0'025 \text{ m}^3$$

**17.- La masa de un vaso vacío es 368 g. Se miden, con una probeta, 150 ml de aceite de oliva y se vierten en el vaso; se pesa éste con su contenido y se obtiene un valor de 505 g. Expresar la densidad del aceite en kg/m<sup>3</sup>.**

La masa de aceite que hay dentro del vaso será:

$$m = 505 - 368 = 137 \text{ g}$$

Calculamos ahora su densidad:

$$\begin{array}{l} m = 137 \text{ g} \\ V = 150 \text{ mL} \\ d = ? \end{array} \left\| \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} = \frac{137 \text{ g}}{150 \text{ mL}} = 0'91 \text{ g/mL} \end{array} \right.$$

Para expresar esta densidad en kg/m<sup>3</sup> utilizamos los factores de conversión:

$$0'91 \text{ g/mL} = 0'91 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \cdot \frac{10^6 \text{ mL}}{1 \text{ m}^3} = \frac{0'91 \cdot 10^6}{1000} = \boxed{910 \text{ kg/m}^3}$$

↳ kg/m<sup>3</sup>

donde hemos tenido en cuenta que 1 cm<sup>3</sup> = 1 mL.

**18.- Responder las siguientes preguntas de forma razonada empleando la teoría cinético-molecular de la materia:**

- En algunos mecheros puede verse el combustible líquido en su interior. ¿Por qué sale gas al presionar sobre la válvula?
- ¿Por qué es necesario cerrar debidamente las ollas a presión (ollas express) cuando se está cocinando?
- Al introducir una botella de cristal con aire en su interior, tapada con un corcho, en un recipiente que contiene hielo, observamos que el tapón de corcho se introduce aún más por el cuello de la botella. ¿Por qué?
- ¿Por qué en verano los sonidos se perciben de forma diferente que en invierno?
- Las cabinas de los aviones, durante el vuelo, están presurizadas a una presión constante de 1 atm para que los pasajeros no sufran las consecuencias de la variación de la presión con la altura. Si la cabina se rompe cuando el avión se encuentra a 10000 m de altura, donde la presión exterior es de 0'25 atm, ¿qué

**ocurrirá con el volumen del aire contenido en los pulmones de los pasajeros?****(f) Explica qué hay que hacer para elevar un globo aerostático.**

a) El combustible de los mecheros es una sustancia gaseosa. Sin embargo, se encuentra en estado líquido debido a la elevada presión a la que dicha sustancia es introducida en el mechero; al aumentar la presión, las partículas se moverán más lentamente, por lo que la sustancia pasará a estado líquido. Al presionar sobre la válvula las partículas, que están sometidas a una gran presión, salen disparadas por la única vía de escape que hay.

b) Porque al aumentar la temperatura las partículas se moverán con mayor velocidad, chocando más veces con las paredes de la olla express y pudiendo dar lugar a que la olla reviente. Es por ello por lo que hay que cerrarla debidamente.

c) Porque al introducir la botella en el hielo la temperatura disminuye, de manera que las partículas de aire que hay dentro se moverán más despacio y chocarán menos veces con las paredes de la botella, disminuyendo entonces la presión. Como la presión del aire que hay fuera de la botella es mayor que la que hay dentro, entonces el aire “empuja” al tapón, haciendo que éste se introduzca en la botella.

d) Porque en verano la temperatura es mayor, por lo que las partículas de aire (que es el medio por el que se propaga el sonido) se moverán a mayor velocidad; así pues, el sonido se propaga a mayor velocidad en verano que en invierno, y ésta es la razón por la que se perciben de formas distintas por el oído humano.

e) De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, cuando la temperatura de un gas permanece constante la presión y el volumen serán inversamente proporcionales. En este caso, cuando la cabina se rompa disminuirá la presión, por lo que el volumen del aire contenido en los pulmones aumentará.

f) Cuando se eleva un globo aerostático hay que aumentar la temperatura del aire que hay dentro de él mediante un aparato. Al aumentar la temperatura aumentará también el volumen del aire que hay dentro del globo, de acuerdo con la ley de Charles; entonces, la densidad del aire caliente será menor (recuerda que la densidad disminuye cuando aumenta el volumen) que la del aire que hay alrededor del globo, por lo que lo empujará hacia arriba.

**19.- Un globo contiene 1000 m<sup>3</sup> de aire a la temperatura de 20 °C. ¿Cuál será el volumen a 80 °C suponiendo que la presión no varía?**

Anotamos en primer lugar los datos que nos dan, indicando las condiciones iniciales y finales del aire que hay dentro del globo:

$$V_1 = 1000 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ L}$$

$$T_1 = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 80 \text{ °C} = 353 \text{ K}$$

Como la presión permanece constante aplicamos la ley de Charles:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{10^6 \cdot 353}{293} = 1'2 \cdot 10^6 \text{ L} = 1200 \text{ m}^3$$

Hemos tenido en cuenta que  $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L}$ , y que la temperatura en kelvin se calcula de la siguiente manera:  $T(\text{K}) = T(\text{°C}) + 273$

**20.- A 20 °C un neumático tiene una presión de 2'2 atm, y después de un viaje se calienta hasta 50 °C. Suponiendo constante el volumen de la rueda, ¿cuál será la nueva presión?**

Anotamos los datos que nos dan, indicando las condiciones iniciales y finales del aire que hay dentro del neumático:

$$p_1 = 2'2 \text{ atm}$$

$$T_1 = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

$$p_2 = ?$$

$$T_2 = 50 \text{ °C} = 323 \text{ K}$$

Como el volumen permanece constante aplicamos la ley de Gay-Lussac:

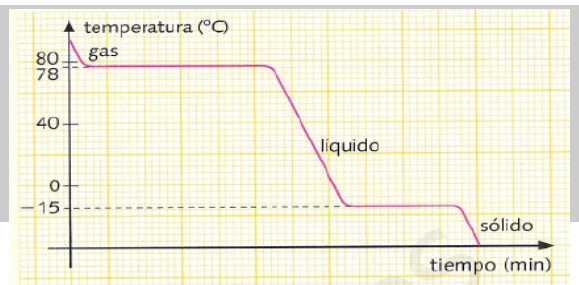
$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1} = \frac{2'2 \cdot 323}{293} = 2'43 \text{ atm}$$

Hemos tenido en cuenta que la temperatura en kelvin se calcula de la siguiente manera:  
 $T(\text{K}) = T(\text{°C}) + 273$

Observa que un aumento de la temperatura supone un movimiento a mayor velocidad de las partículas de aire que hay en el interior del neumático, provocando más choques entre éstas y las paredes de la rueda dando lugar, por tanto, a un aumento de la presión.

**21.- Observar la gráfica de la derecha, correspondiente a una cierta sustancia:**

- a) ¿Se trata de una gráfica de calentamiento o de enfriamiento? ¿Por qué?
- b) ¿Qué cambios de estado tienen lugar?
- c) ¿Cuánto valen los puntos de fusión y ebullición de la sustancia?



a) Se trata de una gráfica de enfriamiento, pues la temperatura disminuye conforme transcurre el tiempo.

b) y c) A 78 °C tiene lugar el paso de estado gaseoso a estado líquido. Por tanto, el punto de ebullición de la sustancia es de 78 °C, y ha tenido lugar la condensación. A - 15 °C se produce el cambio de líquido a sólido (solidificación), por lo que éste será el valor del punto de fusión de la sustancia.

# TEMA 3.- Naturaleza de la materia (II)

## 22.- Responder de forma razonada las siguientes preguntas:

- ¿Es posible que dos volúmenes diferentes de dos disoluciones de una misma sustancia en agua tengan la misma concentración?
- Si a una disolución de sal en agua cuya concentración es del 25 % en masa le añadimos más agua, ¿aumenta o disminuye la concentración? ¿Y si le añadimos más sal? ¿Y si la dejamos evaporar al Sol?
- ¿Qué diferencias hay entre la concentración de una disolución expresada en g/L y la densidad de la disolución expresada, también, en g/L?

a) Sí. Recordemos que la concentración de una disolución relaciona la cantidad de soluto que hay disuelta en una cierta cantidad de disolución. Así, ambas disoluciones tendrán la misma concentración siempre que la disolución que tenga un mayor volumen tenga mayor cantidad de soluto.

b) Si añadimos más agua (disolvente), entonces la disolución se hará más diluida al disminuir su concentración. Si le añadimos más sal (solute) la disolución se hará más concentrada (aumentará su concentración). Finalmente, si la dejamos evaporar al Sol, entonces el agua (y no la sal) pasará de estado líquido a estado gaseoso; por tanto, al disminuir la cantidad de disolvente aumentará la concentración de la disolución.

c) La concentración de una disolución, expresada en g/L, nos indica la relación entre la cantidad de *solute* (en gramos) y el volumen de *disolución* (en litros) en que está disuelto; en cambio, la densidad de la disolución nos indica la relación entre la cantidad de *disolución* (en gramos) y el volumen de la *disolución* (en litros).

## 23.- Explicar cómo separarías los componentes de las siguientes mezclas:

- Agua, gasolina y gasóleo (la gasolina y el gasóleo son miscibles entre sí, pero no con el agua).
- Virutas de aluminio, agua, sal, tierra y etanol (el etanol es soluble en agua).

a) Para separar el agua de la gasolina y del gasóleo realizamos una decantación; finalmente, para separar la gasolina del gasóleo debemos realizar una destilación, aprovechando que ambas sustancias (al ser distintas) tienen distintos puntos de ebullición.

b) En primer lugar, separamos las virutas de aluminio mediante una separación magnética, acercando un imán a la mezcla. En segundo lugar, separamos la tierra mediante una filtración o mediante una centrifugación. En tercer lugar, para separar el etanol del agua salada debemos realizar una destilación, aprovechando que ambos líquidos tienen distintos puntos de ebullición. Finalmente, separamos la sal del agua mediante una cristalización, dejando evaporar el agua.

## 24.- La solubilidad del clorato de potasio en agua a 20°C es de 10 g/100 g de agua, y a 60°C es de 27 g/100 g de agua. Se pide:

- Masa de clorato de potasio que se disolverá como máximo en 345 g de agua a 60°C.
- ¿Qué sucederá si en un vaso con 200 g de agua a 20°C echamos 21 g de clorato de potasio?
- ¿Qué sucederá si en un vaso con 100 g de agua y 27 g de clorato de potasio a 60°C la temperatura desciende hasta 20°C?

a) Planteamos una regla de 3:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g agua} \text{ --- } 27 \text{ g soluto} \\ 345 \text{ g agua} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{345 \cdot 27}{100} = \boxed{9315 \text{ g de clorato de potasio}}$$

b) Calculamos la cantidad máxima de clorato de potasio que podrá disolverse en 200 g de agua a 20°C:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g agua} \text{ --- } 10 \text{ g} \\ 200 \text{ g agua} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{200 \cdot 10}{100} = 20 \text{ g de clorato de potasio.}$$

Así pues, se disolverán 20 g de clorato de potasio y 1 g precipitará.

c) Permanecerán disueltos 10 g, y 17 g precipitarán al no poder disolverse.

**25.- En un vaso con 250 g de agua a 60 °C echamos 60 g de cloruro de sodio (sal común); observamos entonces que precipitan 10 g de sal. Se pide:**

- ¿Qué cantidad de cloruro de sodio hemos de tomar para preparar una disolución saturada con 250 g de agua a esa temperatura?
- ¿Qué sucederá si echamos 50 g de sal en un vaso que contiene 0'225 kg de agua a esa temperatura?

a) Si la disolución está saturada, entonces en el agua debe estar disuelta la máxima cantidad posible de soluto (cloruro de sodio). Si precipitan 10 g de los 60 g que se han añadido al agua, entonces la cantidad de cloruro de sodio que debemos disolver en agua para que la disolución esté saturada deberá ser de 50 g.

b) Planteamos una regla de 3:

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ g agua} \text{ --- } 50 \text{ g sal} \\ 225 \text{ g agua} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{225 \cdot 50}{250} = 45 \text{ g de sal}$$

0'225 Kg

Por tanto, se disolverán 45 g y precipitarán 5 g de sal.

**26.- Mezclamos 20 mL de alcohol (d = 0'81 g/cm³) con 270 mL de agua (d = 1 g/cm³). Se pide:**

- Concentración de la disolución en g/L.
- Concentración de la disolución expresada en % en masa.
- Concentración de la disolución en % en volumen.

Anotamos los datos relativos al soluto, al disolvente y a la disolución que se forma:

soluto → 20 ml de alcohol  
 ↳ d = 0'81 g/cm³  
 disolvente → 270 ml de agua  
 ↳ d = 1 g/cm³ = 0'29 l  
 disolución → 290 ml de agua y alcohol  
 ↳ C = ?  
 ↳ % en masa = ?  
 ↳ % en volumen = ?

a) La concentración en g/l relaciona la masa de soluto con el volumen de disolución:

$$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{l disolución}}$$

• Calculamos la masa de alcohol a partir de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0'81 \text{ g/cm}^3 \cdot 20 \text{ ml} = 16'2 \text{ g de alcohol}$$

Sustituyendo, nos queda:

$$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{l disolución}} = \frac{16'2 \text{ g}}{0'29 \text{ l}} = \boxed{55'86 \text{ g/l}}$$

b) El porcentaje en masa de una disolución relaciona la masa de soluto con la masa de disolución:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

Para hallar la masa de disolución debemos sumar las masas de soluto y de disolvente; conocemos la masa de soluto (alcohol), pero no la del disolvente (agua). La calculamos a partir de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1 \text{ g/cm}^3 \cdot 270 \text{ ml} = 270 \text{ g de agua (disolvente)}$$

La masa de disolución será:  $16'2 + 270 = 286'2 \text{ g}$ ; el porcentaje en masa de la misma es:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 = \frac{16'2 \text{ g}}{286'2 \text{ g}} \cdot 100 = \boxed{5'66\%}$$

c) El porcentaje en volumen relaciona el volumen del soluto con el volumen de disolución:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100 = \frac{20 \text{ ml}}{290 \text{ ml}} \cdot 100 = \boxed{6'9\%}$$

**27.- Una determinada lejía posee una concentración de 20 g/L en hipoclorito de sodio. Para efectuar una limpieza, llenamos un tapón (18 mL) y lo echamos en un cubo con agua hasta completar un volumen total de 38 L. Determinar la concentración en g/L del hipoclorito en el cubo de limpieza.**

Anotamos los datos relativos al soluto, al disolvente y a la disolución que se forma:

soluto  $\rightarrow$  hipoclorito de sodio  
 disolvente  $\rightarrow$  agua = 0'018 l  
 disolución  $\rightarrow$  18 ml de lejía  
 $\hookrightarrow C = 20 \text{ g/l}$

$\rightarrow m = ?$

Calculamos en 1º lugar la masa de hipoclorito de sodio que hay en el tapón que hemos llenado:

$$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{l disolución}} \Rightarrow 20 = \frac{x}{0'018} \Rightarrow x =$$

$$= 20 \cdot 0'018 = 0'36 \text{ g de soluto (hipoclorito de sodio)}$$

El tapón de lejía se echa en un cubo, al que se añade agua hasta 38 l; así pues, la concentración en g/l en el cubo será:

$$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{l disolución}} = \frac{0'36 \text{ g}}{38 \text{ l}} = \boxed{9'47 \cdot 10^{-3} \text{ g/l}}$$

Observar que, al añadir agua, la lejía se hace más diluida, es decir, disminuye su concentración.

**28.- La etiqueta de un frasco de laboratorio lleva la siguiente inscripción: disolución acuosa de ácido nítrico del 38 % en masa y densidad 1'18 g/mL. Calcular:**

- Masa de ácido nítrico que habrá en 1 L de disolución.
- Volumen de disolución que debemos sacar del frasco para disponer de 40 g de ácido puro.
- Concentración del ácido en g/L.
- Si al hacer un experimento se nos derraman 300 mL del frasco, ¿qué cantidad de ácido nítrico

**quedará en la botella?**

Anotamos los datos relativos al soluto, al disolvente y a la disolución que se forma:

a) soluto → ácido nítrico  $m=?$   
 disolvente → agua  
 disolución → 1 l de agua y ácido nítrico  
 ↳ 38% en masa  
 ↳  $d = 1,18 \text{ g/ml}$

Nos dicen cual es el porcentaje en masa de la disolución:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

$$38 = \frac{x}{1180} \cdot 100 \Rightarrow x = \frac{38 \cdot 1180}{100} = \boxed{448,4 \text{ g de soluto}}$$

Hallamos la masa de disolución a partir de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,18 \text{ g/ml} \cdot 1 \text{ l} = 1,18 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = 1180 \text{ g de disolución}$$

b) soluto → 40 g de ác. nítrico  
 disolvente → agua  
 disolución → agua y ác. nítrico  $V=?$   
 ↳ 38% en masa  
 ↳  $d = 1,18 \text{ g/ml}$

Sustituyendo en la expresión del porcentaje en masa podemos calcular el volumen de disolución:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 38 = \frac{40}{x} \cdot 100 \Rightarrow x = \frac{40 \cdot 100}{38} = 105,26 \text{ g de disolución}$$

Hallamos el volumen de disolución a partir de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{105,26 \text{ g}}{1,18 \text{ g/ml}} = \boxed{89,21 \text{ ml de disolución}}$$

c) En el apartado anterior hemos obtenido el resultado de que hay 40 g de soluto en  $89,21 \text{ ml}$  de disolución; la concentración en g/l será:

$$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{l disolución}} = \frac{40 \text{ g}}{0,089 \text{ l}} = \boxed{449,44 \text{ g/l}}$$

d) En la botella quedarán 700 ml de disolución:

soluto → ácido nítrico  $m=?$   
 disolvente → agua  
 disolución → 700 ml de agua y ácido nítrico  
 ↳ 38% en masa  
 ↳  $d = 1,18 \text{ g/ml}$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 38 = \frac{x}{826} \cdot 100 \Rightarrow x = \frac{38 \cdot 826}{100} = \boxed{313,88 \text{ g de ác. nítrico}}$$

Hallamos la masa de disolución a partir de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,18 \text{ g/ml} \cdot 700 \text{ ml} = 826 \text{ g de disolución}$$

**29.- Una disolución de sal en agua es del 12 % en masa. ¿Qué cantidad de agua tiene 1 kg de esta disolución? Si la densidad de la disolución es de 1,45 g/mL, determinar su concentración en g/L.**

Anotamos los datos relativos al soluto, al disolvente y a la disolución que se forma:

soluto → sal  
 disolvente → agua  $m=?$   
 disolución → 1 Kg de agua salada  
 ↳ 12% en masa  
 ↳  $d = 1.45 \text{ g/ml}$   
 ↳  $C=?$

Para hallar la masa de agua debemos calcular la masa de sal que hay disuelta:

% en masa =  $\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 \Rightarrow 120 \text{ g}$   
 $\Rightarrow 12 = \frac{x}{1} \cdot 100 \Rightarrow x = \frac{12 \cdot 1}{100} = 0.12 \text{ Kg de sal}$

Así pues, la masa de agua será:

$1 - 0.12 = 0.88 \text{ Kg de agua}$

La concentración en g/l relaciona la masa de soluto con el volumen de disolución:

$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{l disolución}}$

Nos queda por saber el volumen de disolución (agua salada); lo calculamos a partir de la densidad:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1 \text{ Kg}}{1.45 \text{ g/ml}} = \frac{1000 \text{ g}}{1.45 \text{ g/ml}} = 689.66 \text{ ml de disolución}$

Sustituyendo:

$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{l disolución}} = \frac{120 \text{ g}}{0.69 \text{ l}} = 173.91 \text{ g/l}$

30.- Una botella de vino indica en su etiqueta que posee un 12.5 % en volumen de alcohol. En una comida, una persona se toma un vaso de ese vino de 70 mL. Sabiendo que la densidad del alcohol es de 0,79 g/mL, calcular:

- ¿Cuántos gramos de alcohol ha tomado esa persona?
- Sabiendo que la tasa máxima de alcoholemia permitida para conducir es de 0.5 g/L, ¿daría positivo en un control si se sabe que su volumen de sangre es de 5.5 L?
- ¿Cuál sería el volumen máximo de vino que podría tomar esa persona para no dar positivo en un control de alcoholemia?

Anotamos los datos relativos al soluto, al disolvente y a la disolución que se forma:

soluto → alcohol  $m=?$   
 ↳  $d = 0.79 \text{ g/ml}$   
 disolvente → agua  
 disolución → 70 ml de vino  
 ↳ 12.5 % en volumen

a) Antes de hallar la masa de alcohol calculamos su volumen:

% en volumen =  $\frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100 \Rightarrow$   
 $\Rightarrow 12.5 = \frac{x}{70} \cdot 100 \Rightarrow x = \frac{12.5 \cdot 70}{100} =$

$= 8.75 \text{ ml de alcohol}$

Hallamos la masa de alcohol a partir de su densidad:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0.79 \text{ g/ml} \cdot 8.75 \text{ ml} = 6.91 \text{ g de alcohol}$



b) Calculamos la cantidad máxima de alcohol en sangre que puede tener una persona:

$$\left. \begin{array}{l} 0.5 \text{ g de alcohol} \text{ --- } 1 \text{ l de sangre} \\ \times \qquad \qquad \qquad \text{--- } 5.5 \text{ l de sangre} \end{array} \right\} x = 0.5 \cdot 5.5 = 2.75 \text{ g de alcohol}$$

Si daría positivo, pues la cantidad de alcohol que ha ingerido supera la cantidad anterior.

c) Volvemos a anotar los datos de la disolución (vino):

soluto → alcohol <del>m</del> m = 2.75 g disolvente → agua disolución → vino V = ? ↳ 12.5 % en volumen	El porcentaje en volumen relaciona el volumen de soluto con el volumen de disolución; calculamos el volumen de soluto a partir de su densidad:
---	--

dad:  $d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{2.75 \text{ g}}{0.79 \text{ g/ml}} = 3.48 \text{ ml de alcohol}$

Calculamos finalmente el volumen de vino que contiene 3.48 ml de alcohol:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100 \Rightarrow 12.5 = \frac{3.48}{x} \cdot 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = \frac{3.48 \cdot 100}{12.5} = \boxed{27.84 \text{ ml de vino (disolución)}}$$

# TEMA 4.- Estructura de la materia

31.- Completar la siguiente tabla:

ÁTOMO O IÓN	Z	A	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
Cs <sup>+</sup>		133			54
Te <sup>2-</sup>	52			76	
Pb <sup>2+</sup>			82	125	
Pt		195			78
P <sup>3-</sup>		31			18

ÁTOMO O IÓN	Z	A	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
Cs <sup>+</sup>	55	133	55	78	54
Te <sup>2-</sup>	52	128	52	76	54
Pb <sup>2+</sup>	82	207	82	125	80
Pt	78	195	78	117	78
P <sup>3-</sup>	15	31	15	16	18

40.- Explicar la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Los isótopos son átomos de distinto número másico.
- Dalton se equivocó cuando afirmó que todos los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y propiedades.
- Para que dos átomos sean isótopos han de tener el mismo número de neutrones.
- Si dos elementos tienen el mismo número másico pero distinto número atómico, son isótopos.

a) Es falsa. Dos o más átomos del mismo elemento son isótopos cuando tienen distinto número másico **y el mismo número atómico**.

b) Es cierta. Hoy en día sabemos que existen distintos átomos del mismo elemento químico, que se diferencian únicamente en el nº másico ( o nº de neutrones). Estos átomos se llaman isótopos.

c) Es falsa. Dos átomos que sean isótopos tienen el mismo nº atómico, por lo que deberán tener el mismo nº de protones (y de electrones si dichos isótopos se encuentran en estado neutro).

d) Es falsa. Los isótopos son siempre átomos del mismo elemento, por lo que el nº atómico de todos ellos debe ser el mismo.

41.- Buscar los siguientes elementos en la tabla periódica:

- El elemento con las mismas propiedades que el yodo y con 7 capas de electrones.
- El elemento con 4 electrones de valencia y 4 capas de electrones.
- El elemento con propiedades parecidas al oro y que tiene 4 capas de electrones.

- d) El elemento cuyo catión con 4 cargas positivas tiene 78 electrones en su corteza.
- e) El elemento cuyo anión con una carga negativa tiene 36 electrones.
- f) El elemento perteneciente a los alcalinotérreos con el mismo nº de capas de electrones que el neón.
- g) Dos elementos con propiedades parecidas al níquel.
- h) El gas noble con el mismo nº de capas de electrones que el oro.
- i) El elemento con 4 capas de electrones y el mismo nº de electrones de valencia que el nitrógeno.
- j) El elemento con el mismo nº de capas de electrones que la plata y con el mismo nº de electrones de valencia que el litio.

- a) No existe, pues no hay ningún elemento situado en el grupo 17 (halógenos) y en el periodo 7º.
- b) Se encuentra en el 4º periodo (o fila) y en el grupo 14 (carboníodes), por lo que se tratará del germanio (Ge).
- c) Se encuentra en el 4º periodo y en el grupo 12 (perteneciente a los metales de transición), por lo que se tratará del cobre (Cu).
- d) El elemento tiene 78 electrones cuando ha perdido 4; por tanto, antes de perderlos (en estado neutro) tenía 82 electrones en su corteza. El nº de protones es 82, y entonces el nº atómico será  $Z = 82$ . Se trata del plomo (Pb).
- e) El elemento tiene 36 electrones cuando ha ganado 1; por tanto, antes de perderlos (en estado neutro) tenía 35 electrones en su corteza. El nº de protones es 35, y entonces el nº atómico será  $Z = 35$ . Se trata del bromo (Br).
- f) Se encuentra en el grupo 2 (alcalinotérreos) y en la misma fila que el neón (2ª fila), por lo que se tratará del berilio (Be).
- g) Deberán encontrarse en el grupo 10 (perteneciente a los metales de transición), por lo que serán el paladio (Pd) y el platino (Pt).
- h) Se encuentra en el grupo 18 (gases nobles) y en la misma fila que el oro (6ª fila), por lo que será el radón (Rn).
- i) Se encuentra en el 4º periodo y en el mismo grupo que el nitrógeno (grupo 15, nitrogenoides), por lo que se tratará del arsénico (As).
- j) Se encuentra en el mismo periodo que la plata (5º periodo) y en el mismo grupo que el litio (grupo 1, alcalinos), por lo que se tratará del rubidio (Rb).

**42.- Corregir los siguientes enunciados, razonando la respuesta:**

- a) El cromo se encuentra en el tercer período de la tabla periódica.
- b) Nitrógeno, fósforo y selenio son tres elementos pertenecientes al grupo de los nitrogenoides.
- c) El símbolo químico del argón es AR.
- d) El sodio es el elemento químico de número atómico 23.
- e) Los elementos se ordenan en la tabla periódica de menor a mayor masa atómica.
- f) Se conocen 5 gases nobles.
- g) El cinc pertenece al grupo de los halógenos.
- h) Todos los elementos del mismo grupo o familia tienen idénticas propiedades y sus átomos son iguales en tamaño.

- a) El cromo se encuentra en el 4º periodo o fila.
- b) El selenio pertenece al grupo 16 (anfígenos).
- c) El símbolo del argón es Ar.
- d) El nº atómico del sodio es 11.
- e) Los elementos se ordenan en la tabla periódica de menor a mayor número atómico.
- f) En el grupo 18 hay 6 gases nobles: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón.
- g) El cinc (Zn) se encuentra en el grupo 12, por lo que se trata de un metal de transición.
- h) Todos los elementos del mismo grupo tienen propiedades parecidas, pero conforme bajamos de fila (o de periodo) mayores serán sus tamaños al aumentar el nº de capas de electrones.

**43.- Indicar la composición atómica de las siguientes sustancias y calcular sus masas moleculares, consultando la tabla periódica:**

- |  |   |   |
|--|---|---|
| a) $\text{H}_3\text{PO}_4$ (ácido fosfórico)             | d) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (hidróxido ferroso) | f) $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ (acetona) |
| b) $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_6\text{N}_3$ (dinamita) | e) $\text{NH}_4\text{NO}_3$ (nitrato amónico)   |   |
| c) $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ (vitamina C)         |   |   |

a) Está formada por 3 átomos de hidrógeno, 1 de fósforo y 4 de oxígeno. Su masa molecular es:

$$\text{H}_3\text{PO}_4 = 3 \cdot 1'01 + 1 \cdot 30'97 + 4 \cdot 15'99 = 97'96 \text{ uma}$$

b) Está formada por 7 átomos de carbono, 5 de hidrógeno, 6 de oxígeno y 3 de nitrógeno. Su masa molecular es:

$$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_6\text{N}_3 = 7 \cdot 12 + 5 \cdot 1'01 + 6 \cdot 15'99 + 3 \cdot 14'01 = 227'02 \text{ u}$$

c) Está formada por 6 átomos de carbono, 8 de hidrógeno y 6 de oxígeno. Su masa molecular será:

$$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 = 6 \cdot 12 + 8 \cdot 1'01 + 6 \cdot 15'99 = 176'02 \text{ uma}$$

d) Está formada por 1 átomo de hierro, 3 de oxígeno y 3 de hidrógeno. Su masa molecular será:

$$\text{Fe}(\text{OH})_3 = 1 \cdot 55'85 + 3 \cdot 15'99 + 3 \cdot 1'01 = 106'85 \text{ u}$$

e) Está formada por 2 átomos de nitrógeno, 4 de hidrógeno y 3 de oxígeno. Su masa molecular será:

$$\text{NH}_4\text{NO}_3 = 2 \cdot 14'01 + 4 \cdot 1'01 + 3 \cdot 15'99 = 80'03 \text{ uma}$$

f) Está formada por 3 átomos de carbono, 6 de hidrógeno y 1 de oxígeno. Su masa molecular será:

$$\text{CH}_3\text{COCH}_3 = 3 \cdot 12 + 6 \cdot 1'01 + 1 \cdot 15'99 = 58'05 \text{ u}$$

**44.- Explicar el significado de las siguientes sustancias:**

- |                   |                    |
|-------------------|--------------------|
| a) 3O             | c) 2O              |
| b) O <sub>2</sub> | d) 3O <sub>2</sub> |

- Se trata de 3 átomos de oxígeno.
- Se trata de una molécula de oxígeno (formada por dos átomos de oxígeno unidos mediante enlace químico).
- Se trata de 2 átomos de oxígeno.
- Se trata de 3 moléculas de oxígeno (formada cada una de ellas por 2 átomos de oxígeno unidos mediante enlace químico).

**45.- Indicar el enlace químico que tendrán las siguientes sustancias, y explicar cómo se forma:**

- $\text{Li}_2\text{O}$
- $\text{PCl}_3$
- $\text{HCN}$
- $\text{MgF}_2$



# TEMA 5.- Formulación y nomenclatura de compuestos binarios

## 46.- Formular los siguientes compuestos químicos:

1. Fosforo de aluminio
2. Disulfuro de carbono
3. Óxido hipocloroso
4. Yoduro de hidrógeno
5. Tetrabromuro de platino
6. Metano
7. Hidruro de bario
8. Ácido bromhídrico
9. Óxido de azufre (IV)
10. Dihidruro de hierro
11. Óxido de platino (IV)
12. Sulfuro de calcio
13. Óxido de magnesio
14. Seleniuro de plomo (IV)

15. Carburo de hierro (III)
16. Pentacloruro de fósforo
17. Óxido selenioso
18. Bromuro de hidrógeno
19. Diyoduro de platino
20. Amoniac
21. Hidruro de mercurio (I)
22. Ácido telurhídrico
23. Óxido de nitrógeno (III)
24. Trihidruro de cobalto
25. Monóxido de cobre
26. Sulfuro de cadmio
27. Óxido de berilio
28. Seleniuro de estaño (IV)

1. AlP
2. CS<sub>2</sub>
3. Cl<sub>2</sub>O
4. HI
5. PtBr<sub>4</sub>
6. CH<sub>4</sub>
7. BaH<sub>2</sub>
8. HBr
9. SO<sub>2</sub>
10. FeH<sub>2</sub>
11. PtO<sub>2</sub>
12. CaS
13. MgO
14. PbSe<sub>2</sub>

15. Fe<sub>2</sub>C<sub>3</sub>
16. PCl<sub>5</sub>
17. SeO<sub>2</sub>
18. HBr
19. PtI<sub>2</sub>
20. NH<sub>3</sub>
21. HgH
22. H<sub>2</sub>Te
23. N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
24. CoH<sub>3</sub>
25. CuO
26. CdS
27. BeO
28. SnSe<sub>2</sub>

## 47.- Nombrar los siguientes compuestos químicos de todas las formas posibles:

29. HF
30. Au<sub>2</sub>O
31. MgH<sub>2</sub>
32. CCl<sub>4</sub>
33. PtSe<sub>2</sub>
34. P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
35. KI

36. CaO
37. IrH<sub>4</sub>
38. HgO
39. H<sub>2</sub>S
40. SiO<sub>2</sub>
41. NiS
42. BaO<sub>2</sub>

43. HCl  
44. Au<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
45. SrH<sub>2</sub>  
46. Cl<sub>4</sub>  
47. SnS<sub>2</sub>  
48. P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
49. LiBr

50. CaO  
51. IrH<sub>2</sub>  
52. Hg<sub>2</sub>O  
53. H<sub>2</sub>Se  
54. SiO  
55. Ni<sub>2</sub>S<sub>3</sub>  
56. BaO<sub>2</sub>

29. Fluoruro de hidrógeno / ácido fluorhídrico  
30. Óxido de oro (I) / monóxido de dioro  
31. Hidruro de magnesio  
32. Cloruro de carbono (IV) / tetracloruro de carbono  
33. Seleniuro de platino (IV) / diseleniuro de platino  
34. Óxido fosfórico / óxido de fósforo (V) / pentaóxido de difósforo  
35. Yoduro de potasio  
36. Óxido de calcio  
37. Hidruro de iridio (IV) / tetrahidruro de iridio  
38. Óxido de mercurio (II) / monóxido de mercurio  
39. Sulfuro de hidrógeno / ácido sulfhídrico  
40. Óxido silícico / óxido de silicio (IV) / dióxido de silicio  
41. Sulfuro de níquel (II) / monosulfuro de níquel  
42. Peróxido de bario  
43. Cloruro de hidrógeno / ácido clorhídrico  
44. Óxido de oro (III) / trióxido de dioro  
45. Hidruro de estroncio  
46. Yoduro de carbono (IV) / tetrayoduro de carbono  
47. Sulfuro de estaño (IV) / disulfuro de estaño  
48. Óxido fosforoso / óxido de fósforo (III) / trióxido de difósforo  
49. Bromuro de litio  
50. Óxido de calcio  
51. Hidruro de iridio (II) / dihidruro de iridio  
52. Óxido de mercurio (I) / monóxido de dimercurio  
53. Seleniuro de hidrógeno / ácido selenhídrico  
54. Óxido silicioso / óxido de silicio (II) / monóxido de silicio  
55. Sulfuro de níquel (III) / trisulfuro de diníquel  
56. Peróxido de bario

# TEMA 6.- Reacciones químicas

- 48.- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de calcio?  
 b) ¿Cuántos átomos de cobre hay en 2'5 g de ese elemento?  
 c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 20 g de tetracloruro de carbono? ¿Y cuántos átomos de cloro?
- Masas atómicas: C = 12; Ca = 40; Cu = 63'5; Cl = 35'5.

a) El calcio es un elemento, por lo que una muestra de calcio estará formada por átomos:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ átomo de Ca} \\
 \text{n}^\circ \text{ de gramos} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{Ca} = 40 \text{ uma} \rightarrow M = 40 \text{ g/mol.} \\
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca} \text{ --- } 40 \text{ g} \\
 1 \text{ átomo de Ca} \text{ --- } x
 \end{array} \right\} x = \frac{40}{6'022 \cdot 10^{23}} = \boxed{6'64 \cdot 10^{-23} \text{ g}}$$

b) El cobre es un elemento, por lo que un trozo de cobre estará formado por átomos:

$$\begin{array}{l}
 2'5 \text{ g de Cu} \\
 \text{n}^\circ \text{ átomos} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{Cu} = 63'5 \text{ uma} \rightarrow M = 63'5 \text{ g/mol} \\
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} \text{ --- } 63'5 \text{ g} \\
 x \text{ --- } 2'5 \text{ g}
 \end{array} \right\} x = \frac{2'5 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{63'5} = \boxed{2'37 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}}$$

c) El  $\text{CCl}_4$  es un compuesto, por lo que una muestra de dicha sustancia estará formada por moléculas:

$$\begin{array}{l}
 20 \text{ g de } \text{CCl}_4 \\
 \text{n}^\circ \text{ moléculas} = ? \\
 \text{n}^\circ \text{ átomos de Cl} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{CCl}_4 = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 35'5 = 154 \text{ uma} \rightarrow M = 154 \text{ g/mol.} \\
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CCl}_4 \text{ --- } 154 \text{ g} \\
 x \text{ --- } 20 \text{ g}
 \end{array} \right\} x = \frac{6'022 \cdot 10^{23} \cdot 20}{154} = \boxed{7'82 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CCl}_4}$$

Una molécula de  $\text{CCl}_4$  contiene 4 átomos de cloro; así pues, el n<sup>o</sup> total de átomos de cloro será:

$$\text{n}^\circ \text{ átomos de Cl} = 4 \cdot 7'82 \cdot 10^{22} = \boxed{3'13 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}}$$

## 49.- Calcule:

- a) El número de moléculas contenidas en un litro de metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$  (densidad 0'8 g/mL).  
 b) La masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que existen en 19'07 g de cobre.

Masas atómicas: Al = 27; Cu = 63'5; C = 12; O = 16; H = 1.

a) El metanol es un compuesto, por lo que está formado por moléculas:

$$\begin{array}{l}
 V = 1 \text{ l de } \text{CH}_3\text{OH} \\
 d = 0'8 \text{ g/ml} \\
 \text{n}^\circ \text{ moléculas} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{CH}_3\text{OH} = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 32 \text{ uma} \rightarrow M = 32 \text{ g/mol.} \\
 d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0'8 \text{ g/ml} \cdot 1 \text{ l} = 0'8 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = 800 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH.}
 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l}
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CH}_3\text{OH} \text{ --- } 32 \text{ g} \\
 x \text{ --- } 800 \text{ g}
 \end{array}
 \left\} x = \frac{800 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{32} = \boxed{1'51 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{CH}_3\text{OH}}$$



b) Tanto el aluminio como el cobre son elementos, por lo que ambas muestras estarán formadas por átomos. Calculamos en 1º lugar el nº de átomos que hay en 19'07 g de Cu:

$$19'07 \text{ g de Cu} \parallel \begin{array}{l} \text{Cu} = 63'5 \text{ uma} \rightarrow M = 63'5 \text{ g/mol} \\ \text{nº átomos} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} - 63'5 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \qquad - 19'07 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{19'07 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{63'5} = \\ = 1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} \end{array}$$

Calculamos ahora la masa de  $1'81 \cdot 10^{23}$  átomos de Al:

$$1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} \parallel \begin{array}{l} \text{Al} = 27 \text{ uma} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - 27 \text{ g} \\ 1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - x \end{array} \right\} x = \\ = \frac{27 \cdot 1'81 \cdot 10^{23}}{6'022 \cdot 10^{23}} = \boxed{8'12 \text{ g de Al}} \end{array}$$

**50.- Disponemos de 100 g de aspirina ( $C_9H_8O_4$ ) y de 100 g de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ). ¿Dónde hay mayor cantidad de moléculas?**

**Datos: masas atómicas en uma: C = 12; H = 1; O = 16.**

Tanto la aspirina como la glucosa son compuestos, por lo que estarán formadas por moléculas:

$$100 \text{ g de } C_9H_8O_4 \parallel \begin{array}{l} C_9H_8O_4 = 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180 \text{ uma} \rightarrow M = 180 \text{ g/mol} \\ \text{nº moléculas} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_9H_8O_4 - 180 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \qquad - 100 \text{ g} \end{array} \right\} x = \boxed{3'35 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_9H_8O_4} \end{array}$$

$$100 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \parallel \begin{array}{l} C_6H_{12}O_6 = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ uma} \rightarrow M = 180 \text{ g/mol} \\ \text{nº moléculas} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_6H_{12}O_6 - 180 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \qquad - 100 \text{ g} \end{array} \right\} x = \boxed{3'35 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6} \end{array}$$

Observa que el nº de moléculas es el mismo porque ambas sustancias tienen la misma masa molecular.

**51.- ¿Qué pesará más:  $2'24 \cdot 10^{21}$  átomos de aluminio o 2'5 moles de hierro?**

**Datos: masas atómicas en uma: Al = 27; Fe = 55'85 uma.**

Tanto el aluminio como el hierro son elementos, por lo que están formados por átomos:

$$2'24 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Al} \parallel \begin{array}{l} \text{Al} = 27 \text{ uma} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - 27 \text{ g} \\ 2'24 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Al} - x \end{array} \right\} x = \boxed{0'1 \text{ g de Al}} \end{array}$$

$$2'5 \text{ moles de Fe} \parallel \begin{array}{l} \text{Fe} = 55'85 \text{ uma} \rightarrow M = 55'85 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol Fe} - 55'85 \text{ g} \\ 2'5 \text{ moles Fe} - x \end{array} \right\} x = 2'5 \cdot 55'85 = \boxed{139'63 \text{ g de Fe}} \end{array}$$

Así pues, pesará más 2'5 moles de Fe.



$$200 \text{ g de } H_2SO_4 \parallel \begin{array}{l} H_2SO_4 = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ uma} \rightarrow M = 98 \text{ g/mol} \\ \text{nº de moles} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } H_2SO_4 \text{ --- } 98 \text{ g} \\ x \text{ --- } 200 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{200}{98} = 2,04 \text{ moles } H_2SO_4 \end{array}$$

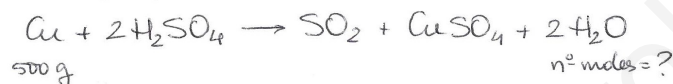
De acuerdo con la reacción química:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles } H_2SO_4 \text{ --- } 1 \text{ mol } CuSO_4 \\ 2,04 \text{ moles } H_2SO_4 \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{2,04}{2} = 1,02 \text{ moles } CuSO_4$$

Hallamos finalmente la masa de  $CuSO_4$ , teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$1,02 \text{ moles } CuSO_4 \parallel \begin{array}{l} CuSO_4 = 63,5 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 159,5 \text{ uma} \rightarrow M = 159,5 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } CuSO_4 \text{ --- } 159,5 \text{ g} \\ 1,02 \text{ moles } CuSO_4 \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \boxed{162,69 \text{ g } CuSO_4} \end{array}$$

b) Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el nº de moles de Cu que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un elemento:

$$500 \text{ g de } Cu \parallel \begin{array}{l} Cu = 63,5 \text{ uma} \rightarrow M = 63,5 \text{ g/mol} \\ \text{nº de moles} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } Cu \text{ --- } 63,5 \text{ g} \\ x \text{ --- } 500 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{500}{63,5} = 7,87 \text{ moles de } Cu \end{array}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } Cu \text{ --- } 2 \text{ moles de } H_2O \\ 7,87 \text{ moles de } Cu \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \boxed{15,75 \text{ moles } H_2O}$$

**55.- Cuando un óxido de cromo ( $Cr_2O_3$ ) reacciona con aluminio se obtiene óxido de aluminio y cromo. Calcular la masa de óxido de aluminio que se obtendrá a partir de 54 g de aluminio.**

**Datos: masas atómicas en uma: O = 16; Al = 27.**

Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el nº de moles de Al que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un elemento:

$$54 \text{ g de } Al \parallel \begin{array}{l} Al = 27 \text{ uma} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol} \\ \text{nº de moles} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } Al \text{ --- } 27 \text{ g} \\ x \text{ --- } 54 \text{ g} \end{array} \right\} x = 2 \text{ moles de } Al \end{array}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles de } Al \text{ --- } 1 \text{ mol de } Al_2O_3 \\ 2 \text{ moles de } Al \text{ --- } x \end{array} \right\} x = 1 \text{ mol de } Al_2O_3$$

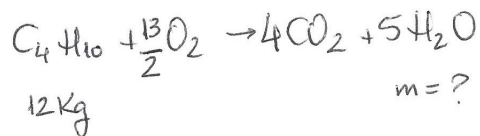
Hallamos finalmente la masa de  $Al_2O_3$ , teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$1 \text{ mol de } Al_2O_3 \parallel \begin{array}{l} Al_2O_3 = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ uma} \rightarrow M = 102 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos} = ? \parallel \text{Así pues, obtendremos } \boxed{102 \text{ g de } Al_2O_3} \end{array}$$

56.- Cuando se queman los 12 kg de butano ( $C_4H_{10}$ ) que hay en una bombona se hacen reaccionar con oxígeno molecular, obteniéndose dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de agua obtenida y el número de moléculas de dióxido de carbono que se desprenderá.

Datos: masas atómicas en una: C = 12; H = 1.

Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el nº de moles de butano ( $C_4H_{10}$ ) que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$\begin{array}{l} 12 \text{ Kg} \stackrel{= 12000 \text{ g}}{\text{de } C_4H_{10}} \\ \text{nº de moles} = ? \end{array} \parallel \begin{array}{l} C_4H_{10} = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ uma} \rightarrow M = 58 \text{ g/mol.} \\ 1 \text{ mol } C_4H_{10} \text{ --- } 58 \text{ g} \\ x \text{ --- } 12000 \text{ g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 12 \text{ Kg} \\ \text{nº de moles} = ? \end{array}} \right\} x = \frac{12000}{58} = 206'9 \text{ moles de } C_4H_{10}$$

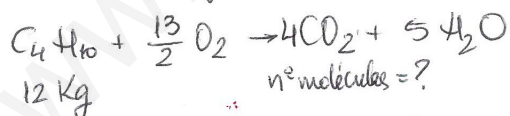
De acuerdo con la reacción química:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } C_4H_{10} \text{ --- } 5 \text{ moles } H_2O \\ 206'9 \text{ moles } C_4H_{10} \text{ --- } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol } C_4H_{10} \\ 206'9 \text{ moles } C_4H_{10} \end{array}} \right\} x = 1034'48 \text{ moles de } H_2O$$

Hallamos finalmente la masa de agua obtenida, teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$\begin{array}{l} 1034'48 \text{ moles de } H_2O \\ \text{nº de gramos} = ? \end{array} \parallel \begin{array}{l} H_2O = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ uma} \rightarrow M = 18 \text{ g/mol.} \\ 1 \text{ mol } H_2O \text{ --- } 18 \text{ g} \\ 1034'48 \text{ moles } H_2O \text{ --- } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1034'48 \text{ moles de } H_2O \\ \text{nº de gramos} = ? \end{array}} \right\} x = \boxed{18620'69 \text{ g de } H_2O = 18'62 \text{ Kg de } H_2O}$$

Escribimos y ajustamos la reacción:



De acuerdo con la reacción química:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } C_4H_{10} \text{ --- } 4 \text{ moles } CO_2 \\ 206'9 \text{ moles } C_4H_{10} \text{ --- } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol } C_4H_{10} \\ 206'9 \text{ moles } C_4H_{10} \end{array}} \right\} x = 827'6 \text{ moles de } CO_2$$

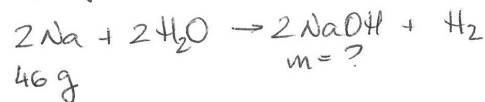
Hallamos finalmente el nº de moléculas de  $CO_2$ :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } CO_2 \text{ --- } 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 827'6 \text{ moles } CO_2 \text{ --- } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol } CO_2 \\ 827'6 \text{ moles } CO_2 \end{array}} \right\} x = \boxed{4'98 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de } CO_2}$$

57.- Para obtener hidróxido de sodio (NaOH) se hace reaccionar sodio metálico con agua; en el proceso también se desprende a la atmósfera hidrógeno molecular. Calcular la cantidad de hidróxido de sodio que se obtendrá a partir de 46 g de sodio.

Datos: masas atómicas en una: Na = 23; O = 16; H = 1.

Escribimos y ajustamos la reacción química:



Calculamos el nº de moles de sodio que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$46 \text{ g de Na} \quad \parallel \quad \text{Na} = 23 \text{ una} \rightarrow M = 23 \text{ g/mol}$$

$$\text{nº de moles} = ? \quad \parallel \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Na} \text{ --- } 23 \text{ g} \\ \times \quad \quad \quad \text{--- } 46 \text{ g} \end{array} \quad \Bigg| \quad x = 2 \text{ moles de Na}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles de Na} \text{ --- } 2 \text{ moles de NaOH} \\ 2 \text{ moles de Na} \text{ --- } \quad \quad \quad \times \end{array} \quad \Bigg| \quad x = 2 \text{ moles de NaOH}$$

Hallamos finalmente la masa de NaOH teniendo en cuenta que se trata de una molécula:

$$2 \text{ moles de NaOH} \quad \parallel \quad \text{NaOH} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 40 \text{ una} \rightarrow M = 40 \text{ g/mol}$$

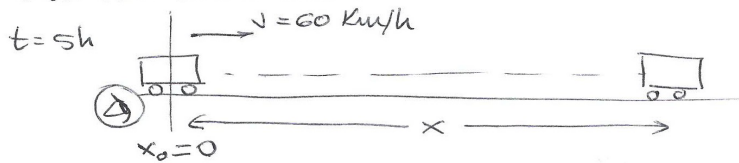
$$\text{nº de gramos} = ? \quad \parallel \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol NaOH} \text{ --- } 40 \text{ g} \\ 2 \text{ moles NaOH} \text{ --- } \times \end{array} \quad \Bigg| \quad x = \boxed{80 \text{ g de NaOH}}$$

# TEMA 7.- Cinemática

58.- Un coche se mueve por una carretera recta durante 5 horas con una velocidad constante de 60 km/h. Calcular:

- Distancia que recorre.
- Velocidad con que debería haberse movido para recorrer la misma distancia en 3 horas.

Realizamos un esquema del problema e indicamos la posición del observador:



a) La posición final del coche ( $x$ ) coincide con su desplazamiento; como se mueve con MRU:

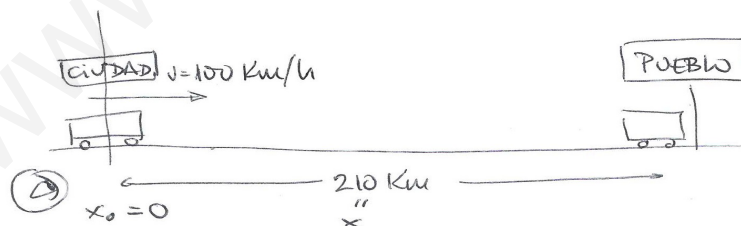
$$x = x_0 + vt = 60 \text{ km/h} \cdot 5h = \boxed{300 \text{ km}}$$

b) Si debe recorrer la misma distancia en menos tiempo, deberá moverse a mayor velocidad:

$$x = x_0 + vt \Rightarrow v = \frac{x}{t} = \frac{300 \text{ km}}{3h} = \boxed{100 \text{ km/h}}$$

59.- Realizas un viaje para desplazarte desde tu ciudad de residencia hasta tu pueblo, que está a 210 km de distancia. Si sales a las 9 de la mañana, y vas a una velocidad constante de 100 km/h, ¿a qué hora llegarás?

Realizamos un esquema del problema e identificamos la posición del observador:



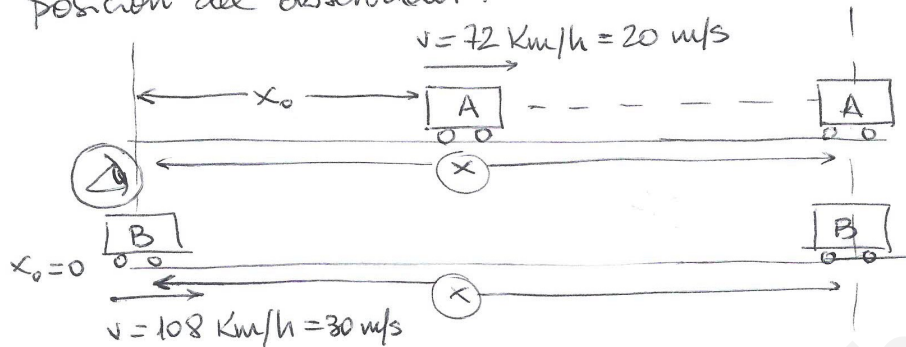
La posición final del coche ( $x$ ) coincide con su desplazamiento; como se mueve con MRU:

$$x = x_0 + vt \Rightarrow t = \frac{x}{v} = \frac{210 \text{ km}}{100 \text{ km/h}} = \boxed{2'1 \text{ horas} = 2h y 6 \text{ min}}$$

Así pues, llegarás a las 11:06 h.

60.- Un coche se mueve con una velocidad constante de 72 km/h. Transcurridos 10 s desde que comenzamos a medir el tiempo, un segundo coche, que se mueve a 108 km/h, sale en su persecución en la misma dirección y sentido. ¿Cuánto tiempo tardarán en encontrarse? ¿Dónde lo harán?

Realizamos un esquema del problema e identificamos la posición del observador:



Ambos coches se mueven con MRU:

**Coche A**  $\rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow x = 200 + 20t$

Para hallar la posición inicial del coche A calculamos la distancia que recorrerá en 10 s:

$$x = x_0 + vt \Rightarrow x - x_0 = \text{dist.} = vt = 20 \text{ m/s} \cdot 10 \text{ s} = \underline{200 \text{ m}}$$

**Coche B**  $\rightarrow x = 0 + vt \Rightarrow x = 30t$

Cuando el coche B alcance al coche A, ambos se encontrarán en la misma posición con respecto al observador:

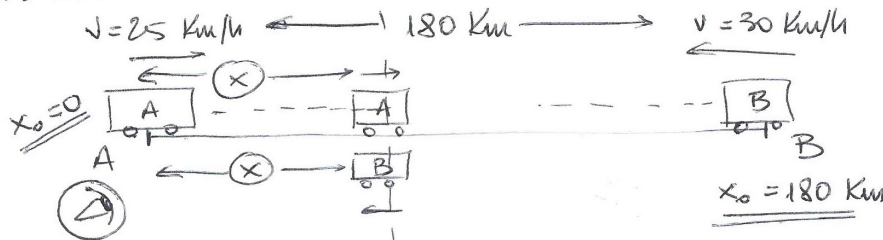
$$200 + 20t = 30t ; 200 = 30t - 20t ; 200 = 10t \Rightarrow \boxed{t = 20 \text{ s}}$$

Para calcular la distancia a la que se encuentran, sustituimos el valor del tiempo en cualquiera de las dos ecuaciones de la posición:

$$x = 30t = 30 \cdot 20 = \boxed{600 \text{ m}}$$

61.- Dos pueblos distan entre sí 180 km. Simultáneamente salen de cada uno de ellos, y en sentidos contrarios, dos ciclistas, con velocidades constantes de 25 km/h y 30 km/h, respectivamente. ¿En qué punto de la carretera se encontrarán? ¿Cuánto tiempo tardarán?

Realizamos un esquema del problema e identificamos la posición del observador:



Ambos ciclistas se mueven con MRU:

$$\boxed{\text{Ciclista A}} \rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow x = 25t$$

$$\boxed{\text{Ciclista B}} \rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow x = 180 - 30t$$

la velocidad es negativa porque el ciclista B se mueve hacia el observador.

Cuando los ciclistas se crucen, ambos se encontrarán en la misma posición con respecto al observador:

$$25t = 180 - 30t ; 25t + 30t = 180 ; 55t = 180 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow t = \frac{180 \text{ km}}{55 \text{ km/h}} = \boxed{3'27 \text{ horas}}$$

Para calcular la distancia a la que se encuentran, sustituimos el valor del tiempo en cualquiera de las dos ecuaciones de la posición:

$$x = 25t = 25 \cdot 3'27 = \boxed{81'82 \text{ km}}$$



62.- Un automóvil que se mueve con MRU recorre 200 km en 2 horas, mientras que otro se mueve a 40 m/s. ¿Cuál de los dos tiene mayor velocidad?

Hallamos la velocidad del primer automóvil sabiendo que se mueve con MRU:

$$x = x_0 + vt \Rightarrow v = \frac{x - x_0}{t} = \frac{200 \text{ km}}{2 \text{ h}} = \underline{\underline{100 \text{ km/h}}}$$

La distancia recorrida coincide con el desplazamiento.

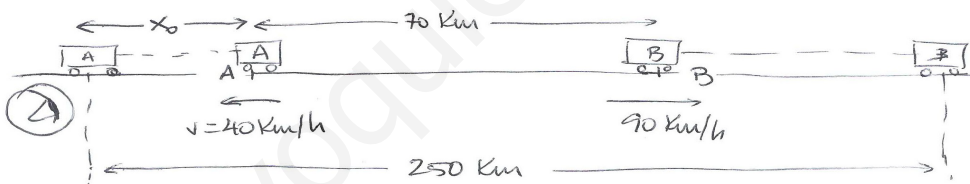
La velocidad del segundo automóvil es:

$$v = 40 \text{ m/s} = 40 \frac{\text{m}}{\text{s}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = \frac{40 \cdot 3600}{1000} = \underline{\underline{144 \text{ km/h}}}$$

Así pues, el segundo automóvil se desplaza a mayor velocidad.

63.- Dos ciudades, A y B, están separadas 70 km. A las 9:00 de la mañana pasa un vehículo por la ciudad A moviéndose constantemente a 40 km/h y alejándose de ambas ciudades. A la misma hora pasa otro vehículo por la ciudad B a 90 km/h, alejándose también de ambas ciudades. ¿A qué hora la distancia que separará a los dos vehículos será de 250 km?

Realizamos un esquema del problema e identificamos la posición del observador:



Ambos coches se mueven con MRU:

$$\text{Coche A} \rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow 0 = x_0 - 40t \Rightarrow x_0 = 40t$$

$$\text{Coche B} \rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow 250 = 70 + x_0 + 90t$$

Sustituyendo, nos queda:

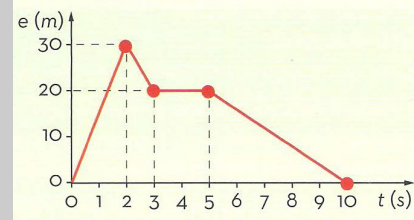
$$250 = 70 + 40t + 90t$$

$$250 - 70 = 40t + 90t$$

$$180 = 130t \Rightarrow t = \frac{180}{130} = 1,38 \text{ h} = \boxed{1 \text{ h y } 23 \text{ min}}$$

Así pues, la distancia entre los vehículos será de 250 km a las 10:23 horas. El coche A habrá recorrido  $\boxed{55,2 \text{ km}}$ , y el coche B,  $\boxed{124,8 \text{ km}}$ .

64.- La representación gráfica del movimiento de un cuerpo es la que aparece en la figura adjunta. Contestar a las siguientes cuestiones:



- ¿Cuál ha sido la velocidad del móvil en cada tramo?
- ¿Qué distancia ha recorrido mientras ha durado el movimiento?
- ¿Cuál ha sido el desplazamiento del móvil?
- Calcula la velocidad media del recorrido.

Se trata de una gráfica posición-tiempo en la que todos los tramos son rectos; así pues, el móvil se mueve siempre con MRU.

a) **Tramo 1**  $\rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow v = \frac{x - x_0}{t} = \frac{30 - 0}{2} = \boxed{15 \text{ m/s}}$

el móvil se aleja del observador

**Tramo 2**  $\rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow v = \frac{x - x_0}{t} = \frac{20 - 30}{1} = \boxed{-10 \text{ m/s}}$

el móvil se acerca al observador

**Tramo 3**  $\rightarrow \boxed{v = 0}$  (pues la posición no cambia)

**Tramo 4**  $\rightarrow x = x_0 + vt \Rightarrow v = \frac{x - x_0}{t} = \frac{0 - 20}{5} = \boxed{-4 \text{ m/s}}$

el móvil se acerca al observador

- |  |   |
|--|---|
| b) Tramo 1 $\rightarrow$ el móvil se aleja 30 m  | } La distancia recorrida es de $\boxed{60 \text{ m}}$ . |
| Tramo 2 $\rightarrow$ " " " acerca 10 m          |   |
| Tramo 3 $\rightarrow$ " " permanece 2s en reposo |   |
| Tramo 4 $\rightarrow$ " " se acerca 20 m         |   |

c) Las posiciones inicial y final son iguales, por lo que el desplazamiento será nulo.

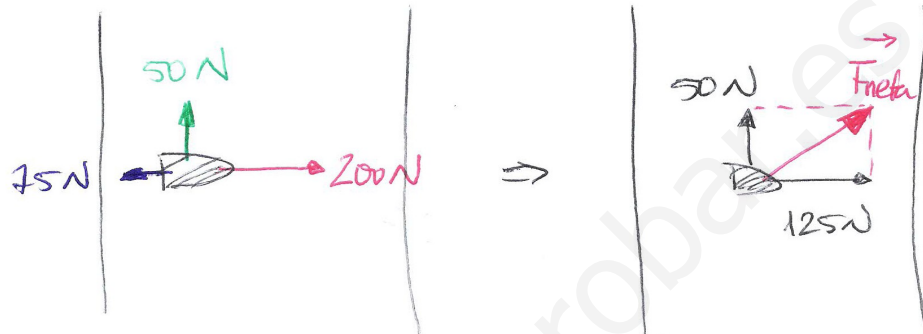
d) La velocidad media es el valor medio de todas las velocidades:

$$v_m = \frac{15 + (-10) + (-4)}{4} = \frac{1}{4} = \boxed{0,25 \text{ m/s}}$$

# TEMA 8.- Dinámica

65.- Una barca tiene en marcha su motor para cruzar un río. La fuerza ejercida por el motor es de 200 N, la fuerza de rozamiento con el agua (de sentido opuesto a la ejercida por el motor) es de 75 N, y la de la corriente, perpendicular a la barca, es de 50 N. Determina la fuerza resultante.

Dibujamos las fuerzas que actúan sobre la barca:



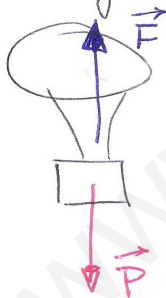
El valor de la fuerza neta o resultante será:

$$F_{\text{neto}} = \sqrt{125^2 + 50^2} = \boxed{134,63 \text{ N}}$$

66.- Sobre un globo de 1000 N de peso y 100 kg de masa actúa una fuerza hacia arriba de 1500 N (debida al aire caliente que hay en su interior).

- ¿Ascende o desciende el globo? ¿Con qué aceleración?
- ¿Qué peso de lastre deberá soltar para moverse con velocidad constante?

Dibujamos las fuerzas que actúan sobre el globo:



a) Como  $F \Rightarrow$  mayor que el peso, el globo se moverá hacia arriba. Para calcular su aceleración aplicamos la 2ª ley de Newton:

$$\begin{aligned} \vec{F}_{\text{neto}} &= m\vec{a} \Rightarrow F - P = ma \Rightarrow a = \frac{F - P}{m} \\ &= \frac{1500 - 1000}{100} = \boxed{5 \text{ m/s}^2} \end{aligned}$$

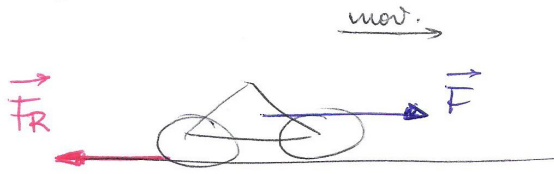
b) Para que el globo se mueva con velocidad constante deberá cumplirse que  $a = 0$ ; así pues:

$$\vec{F}_{\text{neto}} = m\vec{a} = 0 \Rightarrow F - P = 0 \Rightarrow F = P = 1000 \text{ N}$$

Por tanto, deberá soltar 500 N de lastre para moverse con velocidad constante.

67.- Un ciclista (cuya masa junto con la de la bicicleta es de 80 kg) pedalea por una superficie horizontal ejerciendo con sus piernas una fuerza de 300 N. Calcula la aceleración con que se mueve sabiendo que la fuerza de rozamiento entre las ruedas de la bicicleta y la carretera vale 140 N.

Dibujamos las fuerzas que actúan sobre el ciclista:

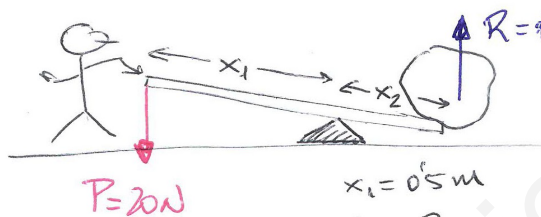


Para calcular la aceleración con que se mueve aplicamos la 2ª ley de Newton:

$$\vec{F}_{\text{neta}} = m\vec{a} \Rightarrow F - \bar{F}_R = ma \Rightarrow a = \frac{F - \bar{F}_R}{m} = \frac{300 - 140}{80} = \boxed{2 \text{ m/s}^2}$$

68.- Calcula la distancia a la que se encuentra un cuerpo de 100 N de peso si la distancia desde el fulcro de la palanca al punto de aplicación de la fuerza es de 0,5 m y la fuerza aplicada es de 20 N. Haz el dibujo correspondiente.

Realizamos un esquema de la palanca:

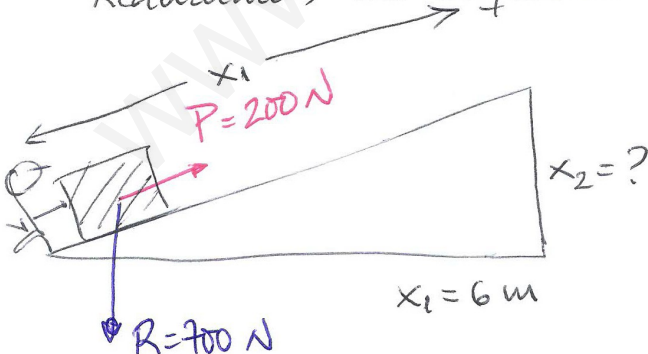


Aplicando la ley de la palanca:

$$P \cdot x_1 = R \cdot x_2 \Rightarrow x_2 = \frac{P \cdot x_1}{R} = \frac{20 \cdot 0,5 \text{ m}}{100} = \boxed{0,1 \text{ m}}$$

69.- Calcula la altura que podemos subir con un peso de 700 N si recorremos una distancia de 6 m sobre un plano inclinado aplicando una fuerza de 200 N. Haz el dibujo correspondiente.

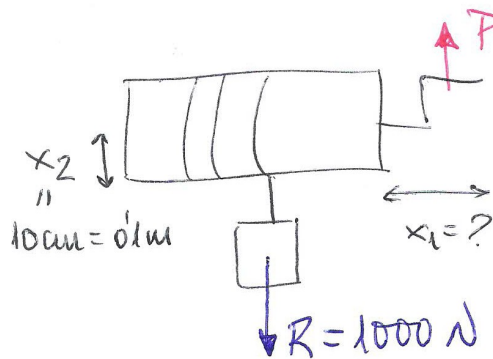
Realizamos un esquema del plano inclinado:



$$P \cdot x_1 = R \cdot x_2 \Rightarrow x_2 = \frac{P \cdot x_1}{R} = \frac{200 \cdot 6 \text{ m}}{700} = \boxed{1,71 \text{ m}}$$

70.- Calcula la longitud que debería tener la manivela de un torno de 20 cm de diámetro si queremos emplear una fuerza de 200 N para elevar un cuerpo de 1000 N de peso. Haz el dibujo correspondiente.

Realizamos un esquema del torno:



$$P \cdot x_1 = R \cdot x_2 \Rightarrow x_1 = \frac{R \cdot x_2}{P} = \frac{1000 \cancel{\text{ N}} \cdot 0.1 \text{ m}}{200 \cancel{\text{ N}}} = \boxed{0.5 \text{ m}}$$