

### OPCIÓN A

1. 1. Se mezclan 200 g de hidróxido sódico y 1000 g de agua resultando una disolución de densidad 1,2 g/mL. Calcula: a) El volumen de la disolución obtenida. b) Su molaridad. c) La concentración expresada en g/l y en tanto por ciento en masa. d) ¿Cuántos gramos de hidróxido sódico deberíamos añadir a 200 cm<sup>3</sup> de la disolución anterior para obtener otra cuya concentración sea 10 M? Suponer que el volumen se mantiene constante

a) Según la densidad, hay 1'2 g/ml, es decir 1'2x1000 = 1200 g/l. Es decir, en 1 litro de disolución, hay una masa total de 1200 gramos. Si mezclamos 200 g de NaOH y 1000 g de agua, habrá en total una suma de 1200 g. Por tanto, atendiendo a la densidad, habrá 1 litro de disolución.

b) En 1 litro de disolución, hay 200 gramos de soluto. Tenemos que ver a cuántos moles equivalen. Calculamos la masa molar del NaOH que es 23+16+1 = 40 g/mol, por lo que 200 gramos son 200:40 = 5 moles. Con estos datos, la molaridad es:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litros disolución}} = \frac{5}{1} = 5 M$$

c)  $C = \frac{\text{gramos soluto}}{\text{litros disolución}} = \frac{200}{1} = 200 \text{ g/l}$ , ya que según el apartado anterior hay 200 g de hidróxido en 1 litro de disolución.

$$\% \text{ NaOH} = \frac{\text{gramos soluto}}{\text{gramos disolución}} \cdot 100 = \frac{200}{1200} \cdot 100 = 16'67\%$$

d) 200 cm<sup>3</sup> = 200 : 1000 = 0'2 dm<sup>3</sup> = 0'2 l

Si en 1 litro de disolución hay 200 g de NaOH, en 0'2 habrá 200 x 0'2 = 40 gramos, es decir, 1 mol de esta sustancia ya que su masa molar era 40 g/l. Suponiendo el volumen constante:

En una disolución 5 M --- hay 40 gramos de NaOH

En una disolución 10 M ---- habrá x gramos

$$x = 10 \times 40 / 5 = 80 \text{ g de NaOH}$$

Por tanto, hay que añadir 80 g – 40 g (los que ya había) = 40 gramos de NaOH.

2. ¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ? Calcula las moléculas de sacarosa y los átomos de oxígeno que contiene un terrón de azúcar de 2 gramos, suponiendo que es sacarosa pura.

La masa molecular es  $12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342$  u. Por tanto, la masa molar es 342 g/mol. Es decir, la masa de  $6'023 \times 10^{23}$  moléculas (1 mol) es 342 gramos, por lo que la masa de una molécula es  $342 : 6'023 \times 10^{23} = 5'678 \times 10^{-22}$  gramos.

En 2 gramos hay  $2 : 342 = 0'006$  moles. Por tanto, hay:

$$0'006 \times 6'023 \times 10^{23} = 3'614 \times 10^{21} \text{ moléculas}$$
$$3'614 \times 10^{21} \times 11 = 3'975 \times 10^{22} \text{ átomos de oxígeno}$$

3. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 64,86 % de carbono, 13,51% de hidrógeno y 21,63% de oxígeno. Cuando se vaporizan 2 gramos de dicha sustancia a una presión de 700 mm de Hg y a 25°C, ocupan un volumen de 717 mL. Calcula la fórmula empírica y molecular de dicho compuesto. (Datos:  $R = 0,082$  at.l/K.mol)

Dividimos el % por la masa atómica del elemento:

- $C \rightarrow 64'86/12 = 5'40$
- $H \rightarrow 13'51/1 = 13'51$
- $O \rightarrow 21'63/16 = 1'35$

Ahora dividimos todos los resultados por el más pequeño:

- $C \rightarrow 5'40/1'35 = 4$
- $H \rightarrow 13'51/1'35 = 10$
- $O \rightarrow 1'35/1'35 = 1$

La fórmula empírica es por tanto  $C_4H_{10}O$

Calculamos el número de moles que son 2 gramos, convirtiendo antes las siguientes unidades:

$$700 \text{ mmHg} : 760 = 0'92 \text{ atm}$$

$$25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$717 \text{ mL} : 1000 = 0'717 \text{ L}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 0'92 \cdot 0'717 = n \cdot 0'082 \cdot 298 \rightarrow n = 0'027 \text{ moles}$$

Calculamos ahora la masa molar de la sustancia:

$$2 \text{ gramos} \text{ ---- } 0'027 \text{ moles}$$

$$X \text{ gramos} \text{ ---- } 1 \text{ mol}$$

$$X = 2 \times 1 / 0'027 = 74 \text{ gramos}$$

Por lo que su masa molecular es 74 uma.

Dividimos ahora la masa molecular del compuesto (74 uma) entre la masa molecular de la fórmula empírica:

$$74 / (4 \times 12 + 10 \times 1 + 16) = 74/74 = 1.$$

Por tanto, la fórmula molecular se calcula multiplicando por 1 todos los coeficientes de la fórmula empírica, es decir, si la fórmula empírica es  $C_4H_{10}O$ , la molecular será la misma,  $C_4H_{10}O$ .

4. Cuando el propano reacciona con oxígeno se produce la siguiente reacción de combustión:  $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ . Ajusta la ecuación y responde: a) ¿Cuántos litros de oxígeno, medidos a 25 °C y 700 mm de Hg, serán necesarios para quemar completamente el contenido de una botella de gas propano de 15 kg? b) ¿Qué masa de agua se obtiene? (Datos:  $R = 0,082 \text{ at.l/K.mol}$ )

Ajustamos en primer lugar el carbono:



Ajustamos en segundo lugar el hidrógeno:



Ahora tenemos 2 oxígenos a la izquierda y  $6+4 = 10$  a la derecha, por lo que ajustamos el oxígeno a la izquierda y ya tenemos la fórmula ajustada:



a) Calculamos la masa molar del propano:

$$3 \times 12 + 8 \times 1 = 44 \text{ gramos/mol}$$

Calculamos los moles que son 15 kg = 15000 gramos.

$$15000 : 44 = 340'9 \text{ moles}$$

Calculamos los moles que hacen falta para quemar 340'9 moles:

Según la ecuación: 1 mol de propano ---- 5 moles de oxígeno

340'9 moles de propano ---- x moles de oxígeno

$$x = 340'9 \times 5 / 1 = 1704'5 \text{ moles de oxígeno}$$

Calculamos ahora el volumen, convirtiendo unidades:

$$700 \text{ mmHg} : 760 = 0'92 \text{ atm}$$

$$25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 0'92 \cdot V = 1704'5 \cdot 0'082 \cdot 298 \rightarrow V = 45.273 \text{ litros}$$

b) Calculamos los moles de agua que se obtendrían:

Según la ecuación: 1 mol de propano ---- 4 moles de agua

340'9 moles de propano ---- x moles de agua

$$x = 340'9 \times 4 / 1 = 1363'6 \text{ moles de agua}$$

Calculamos la masa molar del agua:

$$2 \times 1 + 16 = 18 \text{ gramos/mol}$$

Por tanto se obtienen  $18 \times 1363'6 = 24544'8$  gramos de agua