

NOMBRE: _____

1. Calcula:

- a. Calcula el número de moles, gramos y el volumen que ocupa a 640 mmHg y 30 °C, 10^{24} moléculas de dióxido de carbono. (3 puntos)
- b. La fórmula molecular de la morfina es $C_{17}H_{19}NO_3$. Calcula: i) ¿cuántos átomos hay en una molécula?; ii) ¿cuántos átomos de carbono hay en 10 mg de morfina? (3 puntos)

2. Contesta a estas cuestiones:

- a. Dos cloruros de níquel contienen, respectivamente, un 45,26 % y un 35,53 % de níquel. Justifica con esos datos si se verifica la ley de las proporciones múltiples. Calcula también la fórmula empírica de al menos uno de los dos cloruros. (4 puntos)
- b. 500 cm³ de un gas medidos en condiciones normales, ¿qué volumen ocuparán si cambiamos las condiciones a 20 °C y 700 mmHg de presión? ¿Cuántas moléculas habrá? Si el gas en cuestión es el dióxido de carbono, ¿qué densidad tendrá en esas segundas condiciones? (4 puntos)

3. A) En un compuesto orgánico se identifica la presencia de carbono, hidrógeno y cloro. La combustión de 1 g del mismo produce 1,364 g de dióxido de carbono y 0,698 g de agua. Un litro de la sustancia en estado gaseoso a 41 °C y 771 mmHg tiene una masa de 2,549 g. Determina la fórmula molecular del compuesto. (6 puntos)

B) Se mezclan 6,4 g de SO₂ y 6,4 gramos de O₂ en un recipiente en el cual la presión total es de 2 atm. Calcula: B₁) Fracción molar de cada gas en la mezcla. B₂) Volumen del recipiente y presiones parciales de los gases si la temperatura es de 25 °C. (5 puntos)

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

M(O) = 16 u; M(H) = 1 u; M(N) = 14 u; M(C) = 12 u; M(Cl) = 35,5 u; M(Ni) = 58,7 u; M(S) = 32 u

1 atm = 760 mmHg; R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹

1) a)

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$$

$$P = 640 \text{ mmHg} = \frac{640}{76} \text{ atm} = \frac{16}{19} \text{ atm}$$

$$T = 30^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K}$$

$$10^{24} \text{ moléculas CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} \approx 1,66 \text{ mol CO}_2$$

$$m = n \cdot M = 1,66 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 73,04 \text{ g CO}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow \left[V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,66 \cdot 0,082 \cdot 303}{16/19} \approx 48,98 \text{ L CO}_2 \right]$$

b) i) 1 molécula de $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3$ hay $17 + 19 + 1 + 3 = 40$ átomos $\Rightarrow$

$$\Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ átomos C} \\ 19 \text{ átomos H} \\ 1 \text{ átomo N} \\ 3 \text{ átomos O} \end{array} \right. ; M(\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3) = 17 \cdot 12 + 19 \cdot 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 285 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{ii) } 10 \text{ mg} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol morfina}}{285 \text{ g morfina}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas morfina}}{1 \text{ mol morfina}} \cdot \frac{17 \text{ átomos C}}{1 \text{ molécula morfina}} =$$
$$\approx 3,59 \cdot 10^{20} \text{ átomos C}$$

② a) 1^{er} compuesto: 45,26% Ni ; $100 - 45,26 = 54,74\%$ Cl

2^o compuesto: 35,53% Ni ; $100 - 35,53 = 64,47\%$ Cl

Elegimos una cantidad fija, por ejemplo, 45,26g Ni. En el 1^{er} compuesto sabemos que reacciona con 54,74g Cl. Veamos en el 2^o compuesto:

$$45,26 \text{ g Ni} \cdot \frac{64,47 \text{ g Cl}}{35,53 \text{ g Ni}} \approx 82,125 \text{ g Cl}$$

Es decir con 45,26g Ni reaccionan $\begin{cases} \rightarrow 54,74 \text{ g Cl} \rightarrow \text{para formar C.1} \\ \rightarrow 82,125 \text{ g Cl} \rightarrow \text{para formar C.2} \end{cases}$

Dichas cantidades: $\frac{54,74 \text{ g}}{82,125 \text{ g}} \approx \frac{1}{1,5} = \boxed{\frac{2}{3}}$; mantienen entre

sí una relación de números enteros sencillos, como nos dice la ley de las proporciones múltiples

- Fórmulas empíricas de ambos compuestos:

$$1^{\text{er}} \text{ compuesto: } \left\{ \begin{array}{l} \text{Ni: } 45,26 \text{ g Ni} \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}}{58,7 \text{ g Ni}} \approx 0,77 \text{ mol} \\ \text{Cl: } 54,74 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \approx 1,54 \text{ mol} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{0,77}{1,54} = \boxed{\frac{1}{2}} \Rightarrow$$

$\Rightarrow$ Fórmula: $\boxed{\text{NiCl}_2}$

$$2^{\text{o}} \text{ compuesto: } \left\{ \begin{array}{l} \text{Ni: } 0,77 \text{ mol Ni} \\ \text{Cl: } 82,125 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \approx 2,31 \text{ mol Cl} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{0,77}{2,31} \approx \boxed{\frac{1}{3}} \Rightarrow$$

$\Rightarrow$ Fórmula: $\boxed{\text{NiCl}_3}$

6) $V_1 = 0,5 \text{ L}$ (C.N.)
 $T_1 = 273 \text{ K}$
 $P_1 = 1 \text{ atm}$

$V_2 = ?$
 $T_2 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$
 $P_2 = \frac{700}{760} = \frac{70}{76} \text{ atm}$

$M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ g/mol}$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales (Clapeyron):

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1 \cdot 0,5 \cdot 293}{\frac{70}{76} \cdot 273} \approx 0,583 \text{ L} \Rightarrow$$

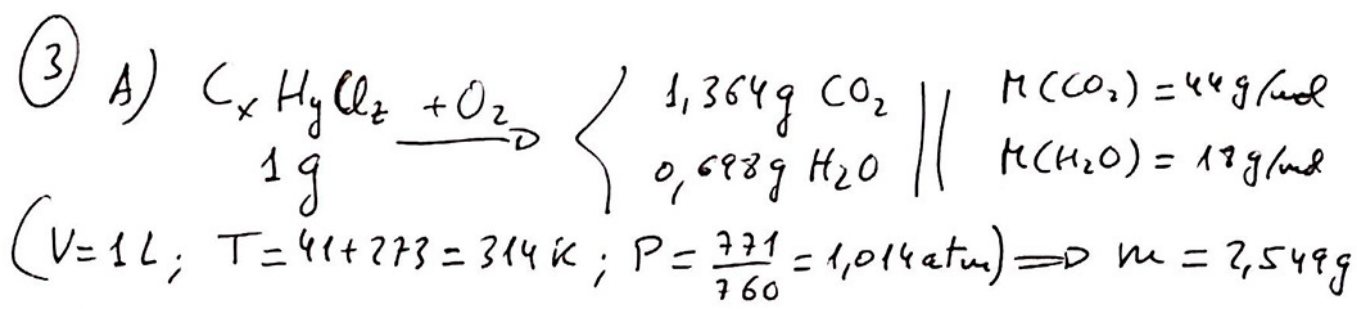
$$\Rightarrow V_2 \approx 583 \text{ cm}^3$$

- Las moléculas son las mismas, así que ; en C.N. :

$$0,5 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,34 \cdot 10^{22} \text{ moléculas CO}_2$$

- Densidad:

$$P_2 \cdot M = d_2 \cdot R \cdot T_2 \Rightarrow d_2 = \frac{P_2 \cdot M}{R \cdot T_2} = \frac{\frac{70}{76} \cdot 44}{0,082 \cdot 293} \approx 1,69 \text{ g/L}$$



1º Calculamos la F. empírica:

- El C estará contenido en el CO_2 :

$$1,364 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = \boxed{0,372 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,031 \text{ mol C}$$

- El H estará en el H_2O :

$$0,698 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } H_2O} = \boxed{0,0776 \text{ g H}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,0776 \text{ mol H}$$

- El Cl lo obtenemos restando:

$$1 \text{ g } C_x H_y Cl_z - 0,372 \text{ g C} - 0,0776 \text{ g H} \approx \boxed{0,55 \text{ g Cl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} = 0,0155 \text{ mol Cl}$$

Ya tenemos la proporción en moles, que pasamos a n° enteros dividiendo por el menor:

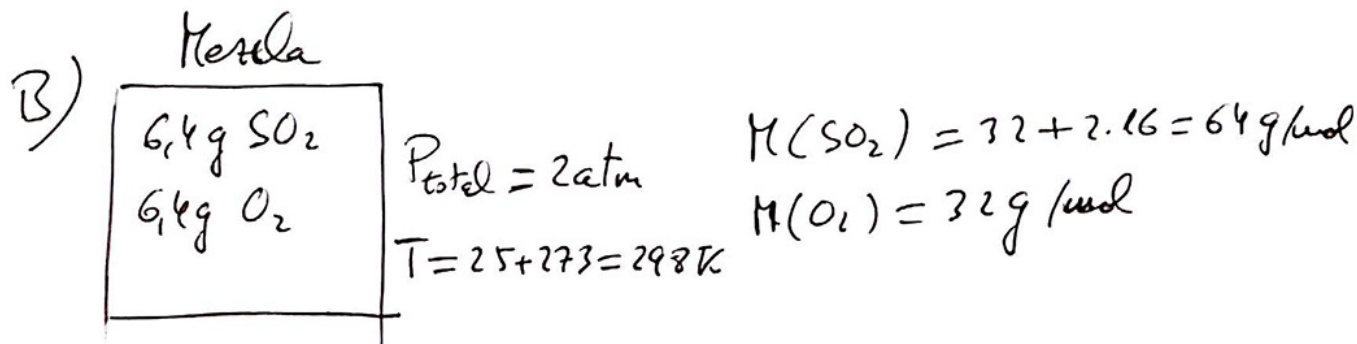
$$\left. \begin{array}{l} C : \frac{0,031}{0,0155} \approx 2 \text{ mol C} \\ H : \frac{0,0776}{0,0155} \approx 5 \text{ mol H} \\ Cl : \frac{0,0155}{0,0155} \approx 1 \text{ mol Cl} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Luego la Fórmula empírica} \\ \text{es: } (C_2 H_5 Cl)_n \end{array}$$

- Con los datos que nos dan calculamos la masa molecular:

$$PV = nRT \left\{ \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} \\ \Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} RT \Rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} \approx 64,78 \text{ g/mol} \Rightarrow \end{array} \right.$$

$$M_{\text{molecular}} = 64,7 \text{ u.} \Rightarrow n \cdot (2 \cdot 12 + 5 \cdot 1 + 35,5) = 64,7 \Rightarrow \boxed{n \approx 1}$$

Luego la F. Molecular coincide con la empírica: $\boxed{C_2 H_5 Cl}$



B1)

$$n_{\text{SO}_2} = 6,4 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64 \text{ g SO}_2} = 0,1 \text{ mol SO}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = 6,4 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 0,2 \text{ mol O}_2$$

⇒ $n_{\text{total}} = 0,3 \text{ mol}$

⇒ Fracciones molares:

$$X_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{0,1}{0,3} = \frac{1}{3}$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{0,2}{0,3} = \frac{2}{3}$$

B2)

$$P_{\text{total}} \cdot V = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n_{\text{total}} \cdot R \cdot T}{P_{\text{total}}} \approx 3,67 \text{ L}$$

Presiones parciales:

$$P_{\text{SO}_2} = X_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{total}} = \frac{1}{3} \cdot 2 = \frac{2}{3} \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{total}} = \frac{2}{3} \cdot 2 = \frac{4}{3} \text{ atm}$$