

NOMBRE: _____

1. Calcula:

- a. Calcula el número moles y los gramos que corresponden a 15 L de dióxido de nitrógeno medidos en C. N. ¿Cuántos átomos de O hay en esos 15 L? (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. Al analizar en el laboratorio dos muestras de óxido de cobre, se obtienen para la primera 12,7 g de Cu y 1,6 g de O, y para la segunda, 5,08 g de Cu y 1,28 g de O; a₁) Comprueba que no se trata del mismo compuesto; a₂) comprueba que se cumple la ley de las Proporciones múltiples. a₃) Calcula también la fórmula empírica de al menos uno de los dos cloruros. (4 puntos)
- b. Sabiendo que la densidad del aire en C.N. es de 1,29 g/L, calcula la masa de aire que estará contenido en un recipiente de 50 litros, teniendo en cuenta que la presión interior, cuando la temperatura es de 27 °C, es de 1140 mmHg. (4 puntos)

3. A) Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrogeno y oxígeno. Cuando se queman 15 gramos de compuesto se obtienen 22 gramos de dióxido de carbono y 9 gramos de agua. La densidad del compuesto en estado gaseoso, a 150°C y 780 mmHg es 1,775 g/L. Calcula 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(Cu) = 63,5 u ; M(S) = 32 u

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

① a) $M(\text{NO}_2) = 14 + 2 \cdot 16 = 46 \text{ g/mol}$

C.N:
 $15 \text{ L NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{22,4 \text{ L NO}_2} \approx 0,67 \text{ mol NO}_2$

$0,67 \text{ mol NO}_2 \cdot \frac{46 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = 30,82 \text{ g NO}_2$

$0,67 \text{ mol NO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula NO}_2} = 8,07 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$

b)

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

$\Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ átomos C} \\ 19 \text{ átomos H} \\ 1 \text{ átomo N} \\ 3 \text{ átomos O} \end{array} \right\}$

$; M(\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3) = 17 \cdot 12 + 19 \cdot 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 285 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

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) 1º Compuesto: $12,7 \text{ g Cu} + 1,6 \text{ g O}$
 2º Compuesto: $5,08 \text{ g Cu} + 1,28 \text{ g O}$

a.1) Para comprobar que no se trata del mismo compuesto, debemos ver que la proporción en masa de ambos elementos no es la misma (como exige la ley de Proust).

1º compuesto: $\frac{12,7 \text{ g Cu}}{1,6 \text{ g O}} \approx 7,94$; 2º compuesto: $\frac{5,08 \text{ g Cu}}{1,28 \text{ g O}} \approx 3,97$

Como vemos no es la misma, luego se trata de dos compuestos diferentes.

a.2) Elegimos una cantidad fija. Por ejemplo $1,6 \text{ g O}$. En el 1º compuesto sabemos que reacciona con $12,7 \text{ g Cu}$, veamos en el 2º compuesto:

$$1,6 \text{ g O} \cdot \frac{5,08 \text{ g Cu}}{1,28 \text{ g O}} = 6,35 \text{ g Cu}$$

Es decir, con $1,6 \text{ g O}$ reaccionan $\begin{cases} 12,7 \text{ g Cu} \text{ para formar el 1º compuesto} \\ 6,35 \text{ g Cu} \text{ para formar el 2º compuesto} \end{cases} \Rightarrow$

Dichas cantidades: $\frac{12,7 \text{ g}}{6,35 \text{ g}} = \boxed{\frac{2}{1}}$; mantiene entre sí una relación de n.º enteros sencillos, como nos dice la ley de las proporciones múltiples.

a.3) Fórmula empírica de los compuestos:

1º Compuesto: $\left\{ \begin{array}{l} \text{Cu: } 12,7 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \approx 0,2 \text{ mol Cu} \\ \text{O: } 1,6 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \approx 0,1 \text{ mol O} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{0,2}{0,1} = \boxed{\frac{2}{1}} \Rightarrow \boxed{\text{Cu}_2\text{O}}$

2º Compuesto: $\left\{ \begin{array}{l} \text{Cu: } 6,35 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \approx 0,1 \text{ mol Cu} \\ \text{O: } 1,6 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \approx 0,1 \text{ mol O} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{0,1}{0,1} = \boxed{\frac{1}{1}} \Rightarrow \boxed{\text{CuO}}$

$$b) \rho_{\text{aire C.N.}} = 1,29 \text{ g/L} \Rightarrow \begin{cases} P_1 = 1 \text{ atm} \\ T_1 = 273 \text{ K} \end{cases}$$

$$\boxed{\begin{aligned} \text{¿m? } V_2 &= 50 \text{ L} \\ P_2 &= 1140 \text{ mmHg} = \frac{1140}{760} \text{ atm} = 1,5 \text{ atm} \end{aligned}} ; T_2 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

- Con los datos iniciales calculamos la masa molar del aire:

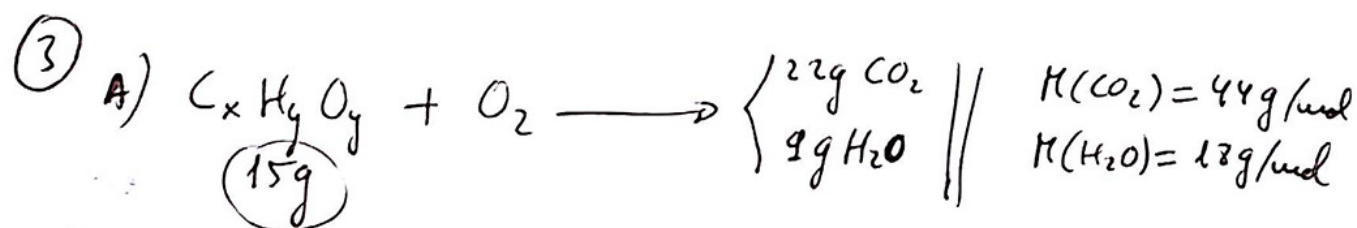
$$P_1 M = \rho_1 R T_1 \Rightarrow M = \frac{\rho_1 R T_1}{P_1} = \frac{1,29 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} \approx 28,88 \text{ g/mol}$$

- Ahora con las condiciones nuevas, calculamos la masa en nuestro recipiente:

$$\begin{aligned} P_2 V_2 &= n R T_2 \\ n &= \frac{m}{M} \end{aligned} \Rightarrow P_2 V_2 = \frac{m}{M} R T_2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{m = \frac{P_2 V_2 \cdot M}{R \cdot T_2} = \frac{1,5 \cdot 50 \cdot 28,88}{0,082 \cdot 300} = 880,5 \text{ g}}$$

de aire
tenemos.



$d = 1,775 g/L$; $T = 150 + 273 = 423 K$; $P = \frac{780}{760} = \frac{39}{38} atm$

1° Calculamos la fórmula empírica:

- El C estará contenido en los 22g de CO_2 :

$$22g CO_2 \cdot \frac{12g C}{44g CO_2} = \boxed{6g C} \cdot \frac{1mol C}{12g C} = \underline{\underline{0,5 mol C}}$$

- El H estará contenido en los 9g de H_2O :

$$9g H_2O \cdot \frac{2g H}{18g H_2O} = \boxed{1g H} \cdot \frac{1mol H}{1g H} = \underline{\underline{1 mol H}}$$

- El Oxígeno del compuesto lo obtenemos restando:

$$15g C_x H_y O_z - 6g C - 1g H = \boxed{8g O} \cdot \frac{1mol O}{16g O} = \underline{\underline{0,5 mol O}}$$

$\Rightarrow$ Ya tenemos la proporción en moles. Ahora la pasamos a n° enteros:

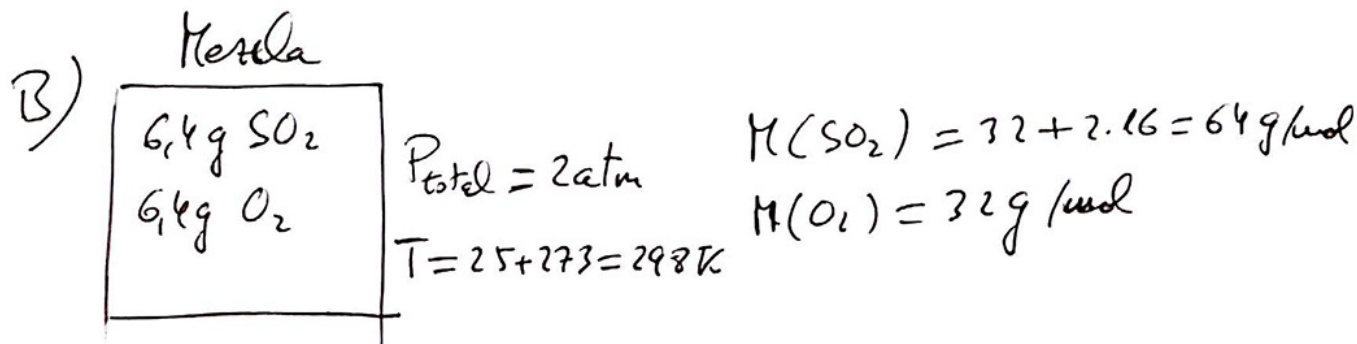
$$\begin{array}{l} C: 0,5 \times 2 = 1 mol C \\ H: 1 \times 2 = 2 mol H \\ O: 0,5 \times 2 = 1 mol O \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{luego la fórmula empírica será:} \\ \Rightarrow (CH_2O)_n \end{array} \right.$$

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

$$\begin{aligned} PV &= nRT \left\{ \begin{array}{l} \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow PM = \frac{m}{V} RT \Rightarrow PM = dRT \Rightarrow \\ n = \frac{m}{M} \end{array} \right. \\ \Rightarrow M &= \frac{dRT}{P} = \frac{1,775 \frac{g}{L} \cdot 0,082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 423 K}{\frac{78}{76} atm} \approx 60 g/mol \Rightarrow \end{aligned}$$

$\Rightarrow$ La Masa molecular: $\boxed{M = 60 u} \Rightarrow n \cdot (12 + 2 \cdot 1 + 16) = 60 \Rightarrow \boxed{n = 2}$

Por tanto, la fórmula molecular es: $\boxed{C_2 H_4 O_2}$



B1)

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

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

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

$\Rightarrow$ Fracciones molares:

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

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

B2)

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

Presiones parciales:

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

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