

NOMBRE: _____

1. Contesta a estas cuestiones:

- Calcula el valor en gramos de un mol de un gas ideal, sabiendo que 10 cm^3 medidos en condiciones normales de dicho gas tienen una masa de $0,0317 \text{ g}$.
- En el interior de una jeringuilla tienes 15 cm^3 de aire a presión atmosférica (1 atm) y a temperatura ambiente ($22 \text{ }^\circ\text{C}$). Calcula el volumen que ocupará dicha masa de aire en el interior de la jeringuilla cuando la presión sea de 600 mm Hg y la temperatura de $5 \text{ }^\circ\text{C}$.
- En el cloruro de cesio, la relación entre el cloro y el cesio es de 2 g de cloro por cada $7,5 \text{ g}$ de cesio. ¿Cuántos gramos de cada elemento habrá en 50 g de cloruro de cesio? ¿En qué leyes te has basado?
- Enuncia la ley de las proporciones múltiples y demostrar que se cumple para los dos compuestos siguientes, que resultan de reacciones entre el hierro y el oxígeno: monóxido de hierro y trióxido de dihierro.

2. Calcula:

- Los átomos de oxígeno que hay en $0,25$ moles de sulfato de potasio (K_2SO_4).
- La masa en gramos de $5 \cdot 10^{22}$ moléculas de metano.
- Las moléculas que hay en una gota de agua, si 20 gotas equivalen a 1 mL , y la densidad del agua es de 1 g/mL .
- La masa, en unidades de masa atómica (u), de una molécula de una sustancia pura, sabiendo que a $1,75 \cdot 10^{19}$ moléculas de la misma le corresponden una masa de $2,73 \text{ mg}$.

3. A) Una sustancia gaseosa (compuesta de cloro, carbono e hidrógeno) contiene el 55% de cloro, el $37,2 \%$ de carbono y el resto de hidrógeno. Si $2,8 \text{ g}$ del compuesto ocupan un volumen de 1148 mL a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ y $706,8 \text{ mmHg}$ de presión, hallar la fórmula empírica y la fórmula molecular de dicha sustancia.
- B) 25 mL de oxígeno gaseoso a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 101 mmHg se introducen en un recipiente de 30 mL que ya contenía previamente dióxido de carbono a 35°C y 735 mmHg . Si la temperatura de la mezcla se lleva a $28 \text{ }^\circ\text{C}$; ¿cuál es la presión final de la mezcla en mmHg ?

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

$M(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ u}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$;

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

① a) C.N. $\rightarrow P = 1 \text{ atm}; T = 273 \text{ K}$
 $V = 10 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,01 \text{ L}$
 $m = 0,0317 \text{ g}; M?$

Sabemos que:

$$\left. \begin{aligned} PV &= nRT \\ n &= \frac{m}{M} \end{aligned} \right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow M = \frac{mRT}{P \cdot V} = \frac{0,0317 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 0,01 \text{ L}}$$

$$\Rightarrow \boxed{M = 70,96 \text{ g/mol}} \text{ (Es el Cloro gas = } \text{Cl}_2 \text{)}$$

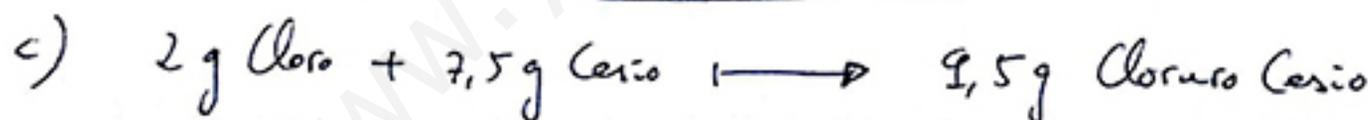
b) Estado 1: $P_1 = 1 \text{ atm}; V_1 = 15 \text{ cm}^3; T_1 = 22 + 273 = 295 \text{ K}$

Estado 2: $P_2 = \frac{600}{760} \text{ atm}; V_2 = ??; T_2 = 5 + 273 = 278 \text{ K}$

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 15 \text{ cm}^3 \cdot 278 \text{ K}}{295 \text{ K} \cdot \frac{60}{76} \text{ atm}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{V_2 \cong 17,9 \text{ cm}^3}$$



$$\frac{2 \text{ g Cloro}}{9,5 \text{ g Cloruro Cesio}} = \frac{x \text{ g Cloro}}{50 \text{ g Cloruro Cesio}} \Rightarrow \boxed{x = \frac{2 \cdot 50}{9,5} \cong 10,53 \text{ g Cloro}}$$

$$\text{De Cesio: } \boxed{y = 50 \text{ g} - 10,53 \text{ g} \cong 39,47 \text{ g Cesio}}$$

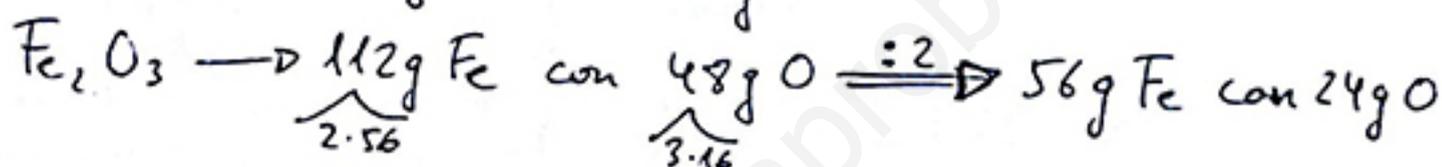
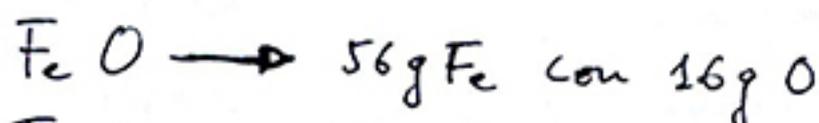
Me he basado en dos leyes ponderales: ley de Proust o de las proporciones definidas y ley de Lavoisier o de conservación de las masas.

d) "ley de Dalton o de las proporciones múltiples":

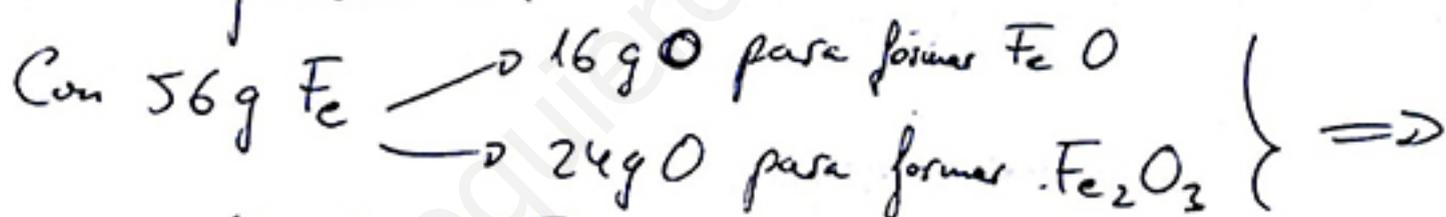
12

Si una cantidad fija de un elemento (ej. Fe) se combinan con dos cantidades diferentes de otro elemento (ej. O) para dar dos compuestos diferentes (ej: FeO y Fe₂O₃), las cantidades de este segundo elemento mantienen entre sí una proporción de números enteros sencillos.

Veamos:



Ahora comprobemos:



$$\Rightarrow \frac{16 \text{ g O}}{24 \text{ g O}} = \boxed{\frac{2}{3}} \text{ Relación de n}^\circ \text{ enteros sencillos.}$$

$$\textcircled{2} \text{ a) } 0,25 \text{ mol K}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula K}_2\text{SO}_4} = \boxed{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}$$

$$\text{b) } M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$$

$$5 \cdot 10^{22} \text{ moléculas CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4} \cdot \frac{16 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \approx \boxed{1,33 \text{ g CH}_4}$$

$$\text{c) } M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ gota H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ ml}}{20 \text{ gotas}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ ml}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \approx \boxed{1,67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas H}_2\text{O}}$$

$$d) \frac{1,75 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}}{2,73 \text{ mg}} = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{M(g)} \xrightarrow{1 \text{ mol sustancia}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cdot 2,73 \cdot 10^{-3}}{1,75 \cdot 10^{19}} = 93,94 \text{ g/mol}$$

Por tanto la masa molecular vale: 93,94 u

3
A

En 100g compuesto:

- 55g Cl
- 37,2g C
- $100 - 55 - 37,2 = 7,8 \text{ g H}$

Veamos la proporción en moles:

$$\left. \begin{aligned} \frac{55 \text{ g Cl}}{35,5 \text{ g/mol}} &\approx 1,55 \text{ mol Cl} \\ \frac{37,2 \text{ g C}}{12 \text{ g/mol}} &= 3,1 \text{ mol C} \\ \frac{7,8 \text{ g H}}{1 \text{ g/mol}} &= 7,8 \text{ mol H} \end{aligned} \right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{Dividiendo por } 1,55: \left[\begin{array}{l} \frac{1,55}{1,55} = 1 \text{ mol Cl} \\ \frac{3,1}{1,55} = 2 \text{ mol C} \\ \frac{7,8}{1,55} \approx 5 \text{ mol H} \end{array} \right]$$

Luego la fórmula empírica es: $(\text{Cl C}_2\text{H}_5)_n$

- Sabemos: $V = 1,148 \text{ L}$; $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$; $P = \frac{706,8}{760} = 0,93 \text{ atm}$; $m = 2,8 \text{ g}$

Calculemos la masa molecular: $PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow$

$$\Rightarrow M = \frac{mRT}{PV} = \frac{2,8 \cdot 0,082 \cdot 300}{0,93 \cdot 1,148} \approx 64,5 \text{ g/mol} \Rightarrow M = 64,5 \text{ u}$$

Luego: $n \cdot (35,5 + 2 \cdot 12 + 5 \cdot 1) = 64,5 \Rightarrow \left[n = \frac{64,5}{64,5} = 1 \right]$

Por tanto la Fórmula molecular es igual a la empírica: $\text{Cl C}_2\text{H}_5$

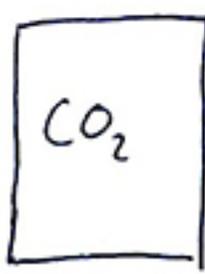
B) $V_1 = 25 \text{ ml} = 0,025 \text{ L}$



$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$
 $P_1 = \frac{101}{760} \approx 0,13 \text{ atm}$

Calculo el n° de moles de oxígeno que hay:

$P_1 V_1 = n_1 R T_1 \Rightarrow n_1 = \frac{P_1 V_1}{R T_1} = \frac{0,13 \cdot 0,025}{0,082 \cdot 298} \approx 1,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol de O}_2$

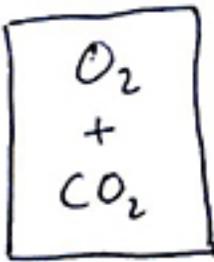


$V_2 = 30 \text{ ml} = 0,03 \text{ L}$
 $T_2 = 35 + 273 = 308 \text{ K}$
 $P_2 = \frac{735}{760} \approx 0,97 \text{ atm}$

Calculo el n° de moles de CO₂ que hay:

$P_2 V_2 = n_2 R T_2 \Rightarrow n_2 = \frac{P_2 V_2}{R \cdot T_2} = \frac{0,97 \cdot 0,03}{0,082 \cdot 308} \approx 1,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$

- Al mezclarlos tenemos:



$V_3 = 30 \text{ ml} = 0,03 \text{ L} = V_2$
 $T_3 = 28 + 273 = 301 \text{ K}$

$n_3 = n_1 + n_2 = 1,33 \cdot 10^{-4} + 1,15 \cdot 10^{-3} = 1,283 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

¿P₃? → Presión final total de la mezcla.

$P_3 \cdot V_3 = n_3 R T_3 \Rightarrow P_3 = \frac{n_3 R T_3}{V_3} = \frac{1,283 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 301}{0,03} = D$

$\Rightarrow \boxed{P_3 = 1,056 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = \underline{\underline{802,56 \text{ mmHg}}}}$