

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 g.
- En el interior de una jeringuilla tienes 15 cm^3 de aire a presión atmosférica (1 atm) y a temperatura ambiente (22°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°C .
- En el cloruro de cesio, la relación entre el cloro y el cesio es de 2 g de cloro por cada 7,5 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 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 g del compuesto ocupan un volumen de 1148 mL a 27°C y 706,8 mmHg de presión, hallar la fórmula empírica y la fórmula molecular de dicha sustancia.
- B) 25 mL de oxígeno gaseoso a 25°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°C ; ¿cuál es la presión final de la mezcla en mmHg?

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

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

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

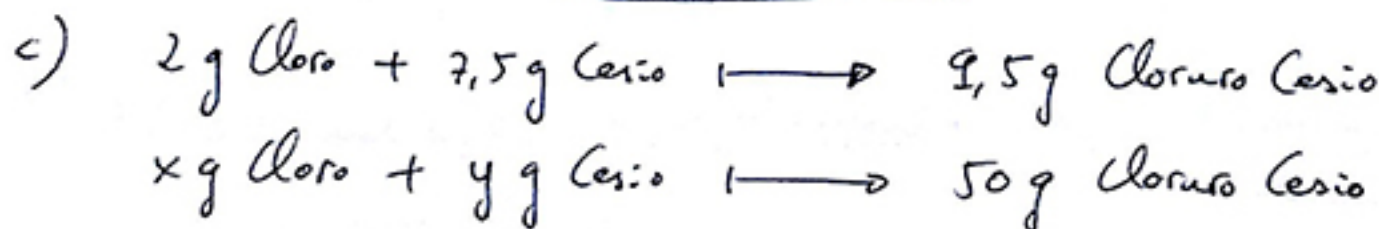
① a) C.N. $\rightarrow P = 1 \text{ atm}$; $T = 273 \text{ K}$
 $V = 10 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,01 \text{ L}$
 $m = 0,0317 \text{ g}$; M ?
 Sabemos que:
 $PV = nRT$
 $n = \frac{m}{M}$ $\Rightarrow$

$\Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow M = \frac{mRT}{P \cdot V} = \frac{0,0317 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 0,01 \text{ L}}$
 $\Rightarrow \boxed{M = 70,96 \text{ g/mol}}$ (Es el Cloro gas = Cl_2).

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:

$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 15 \text{ cm}^3 \cdot 278 \text{ K}}{295 \text{ K} \cdot \frac{60}{76} \text{ atm}} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \boxed{V_2 \approx 17,9 \text{ cm}^3}$



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

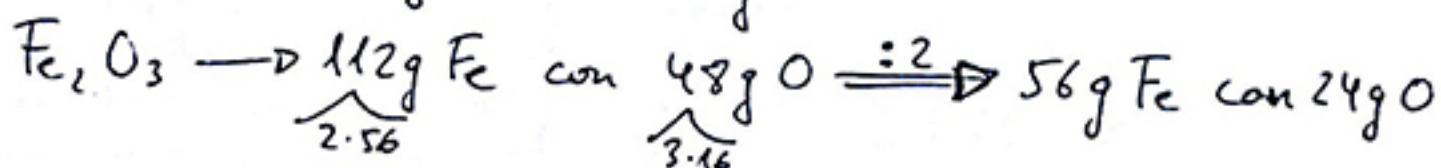
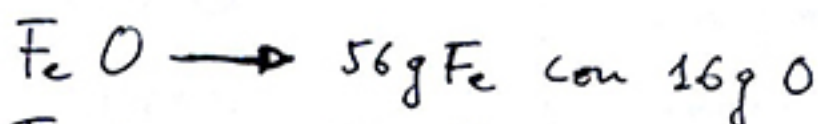
De Cesio: $\boxed{y = 50 \text{ g} - 10,53 \text{ g} \approx 39,47 \text{ g Cesio}}$

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

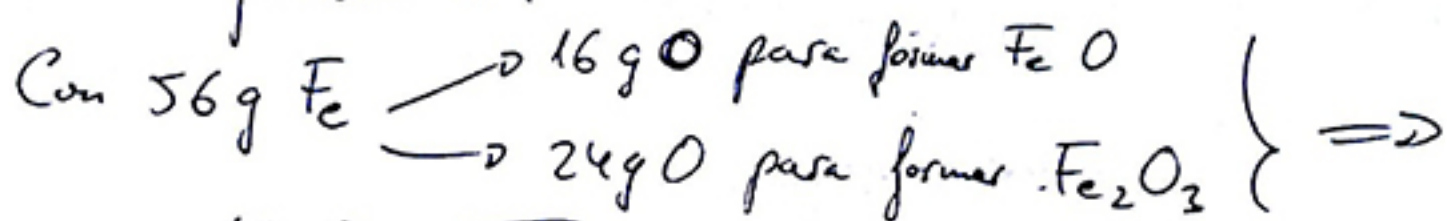
d) "ley de Dalton o de las proporciones múltiples":

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 Fe_2O_3), las cantidades de este segundo elemento mantienen entre sí una proporción de números enteros sencillos.

Veamos:



Ahora comprobemos:



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

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

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

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

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

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

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

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

Por tanto la masa molecular vale: $93,94 \text{ u}$

③ A) En 100 g compuesto:

55 g Cl

37,2 g C

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

Veamos la proporción en moles:

$$\frac{55 \text{ g Cl}}{35,5 \text{ g/mol}} \approx 1,55 \text{ mol Cl}$$

$$\frac{37,2 \text{ g C}}{12 \text{ g/mol}} = 3,1 \text{ mol C}$$

$$\frac{7,8 \text{ g H}}{1 \text{ g/mol}} = 7,8 \text{ mol H}$$

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

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: $PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow$

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

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

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

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

O_2	$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$ $P_1 = \frac{101}{760} \approx 0,13 \text{ atm}$
-------	--

Calculo el n° de moles de oxígeno que hay:

$$P_1 V_1 = n_1 R T_1 \Rightarrow n_1 = \frac{P_1 V_1}{R T_1} = \frac{0,13 \cdot 0,025}{0,082 \cdot 298} \approx 1,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } O_2$$

CO_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 CO_2 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:

O_2 + CO_2	$V_3 = 30 \text{ ml} = 0,03 \text{ L} = V_2$ $T_3 = 28 + 273 = 301 \text{ K}$ $n_3 = n_1 + n_2 = 1,33 \cdot 10^{-4} + 1,15 \cdot 10^{-3} = 1,283 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
----------------------	---

¿ P_3 ? → Presión final total de la mezcla.

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

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