

NOMBRE: _____

1. Calcula:

- Tenemos 48 L de gas, nitrógeno diatómico (N_2), en condiciones normales. ¿Cuántos moles, cuantos gramos y cuantas moléculas de N_2 se tiene? (2 puntos)
 - Se tiene 23,6 g de un gas metido en un matraz cerrado de 10 L de volumen, a la presión de 1520 mmHg y temperatura de 25 °C. Calcula la masa molecular de dicho gas. (2 puntos)
 - Tenemos $5,02 \cdot 10^{24}$ moléculas de agua. Calcula: i) El número de átomos de hidrógeno que contiene. ii) La masa en gramos de agua. iii) El número de moles de hidrógeno que contiene. (2 puntos)
2. El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm³ a la temperatura de 20 °C. Calcula el volumen que ocupa a 90 °C si la presión se mantiene constante. ¿En qué ley te has basado? Enúnciala. (2 puntos)
3. Sabiendo que en el sulfuro de hierro(II) la proporción de azufre y de hierro es de 5,00 gramos de azufre por cada 8,75 gramos de hierro, ¿cuáles serán las masas de ambos que hay que combinar para obtener 1 kg de sulfuro de hierro? ¿En qué leyes te has basado? (2 puntos)
4. 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 uno de los dos cloruros de níquel. (2 puntos).
5. Tenemos, en condiciones normales, un recipiente de 750 mL lleno de nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono. Si la presión correspondiente al oxígeno es de 0,21 atm y la correspondiente al nitrógeno es de 0,77 atm, ¿cuántos moles de CO_2 hay en el recipiente? ¿Y gramos de N_2 ? ¿Cuál es la fracción molar del O_2 ? (3 puntos).

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

$M(O) = 16 \text{ u}$; $M(H) = 1 \text{ u}$; $M(C) = 12 \text{ u}$; $M(N) = 14 \text{ u}$; $M(Ni) = 58,7 \text{ u}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ u}$;
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

1. Calcula:

- Tenemos 48 L de gas, nitrógeno diatómico (N_2), en condiciones normales. ¿Cuántos moles, cuantos gramos y cuantas moléculas de N_2 se tiene? (2 puntos)
- Se tiene 23,6 g de un gas metido en un matraz cerrado de 10 L de volumen, a la presión de 1520 mmHg y temperatura de 25 °C. Calcula la masa molecular de dicho gas. (2 puntos)
- Tenemos $5,02 \cdot 10^{24}$ moléculas de agua. Calcula: i) El número de átomos de hidrógeno que contiene. ii) La masa en gramos de agua. iii) El número de moles de hidrógeno que contiene. (2 puntos)

a) Masa molar : $M(N_2) = 2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$

$$N^\circ \text{ mol } N_2 = 48 \text{ L } N_2 \text{ C.N.} \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2 \text{ C.N.}}{22,4 \text{ L } N_2} \cong 2,143 \text{ mol } N_2$$

$$N^\circ \text{ gramos } N_2 = 2,143 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 60 \text{ g } N_2$$

$$N^\circ \text{ moléculas } N_2 = 2,143 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \cong 1,29 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } N_2$$

b) Datos: $m = 23,6 \text{ g}$; $V = 10 \text{ L}$; $P = 1520 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 2 \text{ atm}$;
 $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$; ¿M(u)?

Ley de los gases ideales :

$$\left. \begin{array}{l} P \cdot V = n \cdot R \cdot T \\ N^\circ \text{ mol} : n = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow \text{Despejamos la masa molar :}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{23,6 \cdot 0,082 \cdot 298}{2 \cdot 10} \cong 28,83 \text{ g/mol} \rightarrow$$

→ Por tanto la masa molecular será : $M = 28,83 \text{ u/molécula}$

c) $5,02 \cdot 10^{24}$ moléculas H_2O ; $M(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$

$$i) N^\circ \text{ átomos H} = 5,02 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula } H_2O} = 1,004 \cdot 10^{25} \text{ átomos H}$$

$$ii) \text{ Masa(g)} = 5,02 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cong 150 \text{ g } H_2O$$

$$iii) N^\circ \text{ mol H} = 5,02 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 16,67 \text{ mol H}$$

2. El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20°C . Calcula el volumen que ocupa a 90°C si la presión se mantiene constante. ¿En qué ley te has basado? Enúnciala. (2 puntos)

Datos : $P = \text{constante}$.

$$\text{Estado 1 : } V_1 = 200 \text{ cm}^3 ; T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$\text{Estado 2 : } V_2 = ? ; T_2 = 90 + 273 = 363 \text{ K}$$

$$\text{Como la } P = \text{constante} : \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{200}{293} = \frac{V_2}{363} \rightarrow$$

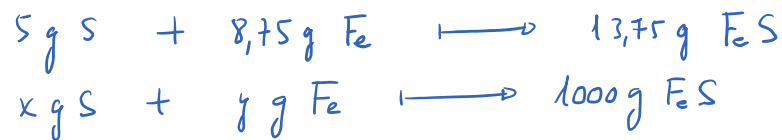
$$\rightarrow \boxed{P_2 = \frac{200 \cdot 363}{293} \approx 247,78 \text{ cm}^3}$$

Me he basado en la ley de Charles de los gases ideales:

"Si la presión de un gas se mantiene constante, el volumen del mismo es directamente proporcional a su temperatura".

3. Sabiendo que en el sulfuro de hierro(II) la proporción de azufre y de hierro es de 5,00 gramos de azufre por cada 8,75 gramos de hierro, ¿cuáles serán las masas de ambos que hay que combinar para obtener 1 kg de sulfuro de hierro? ¿En qué leyes te has basado? (2 puntos)

La proporción en masas en el FeS es:



Veamos:

$$\begin{array}{l} x = 1000 \text{ g FeS} \cdot \frac{5 \text{ g S}}{13,75 \text{ g FeS}} = 363,63 \text{ g S} \\ y = 1000 \text{ g FeS} \cdot \frac{8,75 \text{ g Fe}}{13,75 \text{ g FeS}} = 636,36 \text{ g Fe} \end{array}$$

Me he basado en las leyes ponderales de Lavoisier y de Proust.

4. 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 uno de los dos cloruros de níquel. (2 puntos).

a) En 100 g de cada compuesto:

Compuesto 1: 45,26 g Ni + (100 - 45,26) = 54,74 g Cl

Compuesto 2: 35,53 g Ni + (100 - 35,53) = 64,47 g Cl

Fijamos una cantidad de uno de los elementos, por ejemplo 45,26 g Ni: (del compuesto 1).

Veamos con qué masa de Cl reacciona en el compuesto 2:

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

Por tanto:

Con 45,26 g Ni: reaccionan $\begin{cases} 54,74 \text{ g Cl, para dar el compuesto 1} \\ 82,125 \text{ g Cl, para dar el compuesto 2} \end{cases}$

La relación entre esas masas de Cloro es:

$$\frac{54,74 \text{ g Cl}}{82,125 \text{ g Cl}} \approx 0,666 \approx \boxed{\frac{2}{3}}$$

Relación de números enteros sencillos, como nos dice dicha ley de las proporciones múltiples. Luego se verifica.

b) Calculemos las fórmulas de ambos compuestos (sólo nos piden uno):

Relación molar en el compuesto 1:

$$\begin{aligned} 45,26 \text{ g Ni} \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}}{58,7 \text{ g Ni}} &= 0,771 \text{ mol Ni} \\ 54,74 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} &= 1,542 \text{ mol Cl} \end{aligned} \left\{ \begin{array}{l} \text{Dividiendo} \\ \text{por el menor} \\ (0,771) \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol Ni} \\ 2 \text{ mol Cl} \end{array} \right\} \quad \begin{array}{l} \text{Fórmula Comp. 1:} \\ \boxed{\text{NiCl}_2} \end{array}$$

Relación molar en el compuesto 2:

$$\begin{aligned} 45,26 \text{ g Ni} \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}}{58,7 \text{ g Ni}} &\approx 0,771 \text{ mol Ni} \\ 82,125 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} &\approx 2,313 \text{ mol Cl} \end{aligned} \left\{ \begin{array}{l} \text{Dividiendo} \\ \text{por el menor} \\ (0,771) \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol Ni} \\ 3 \text{ mol Cl} \end{array} \right\} \quad \begin{array}{l} \text{Fórmula Comp. 2:} \\ \boxed{\text{NiCl}_3} \end{array}$$

5. Tenemos, en condiciones normales, un recipiente de 750 mL lleno de nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono. Si la presión correspondiente al oxígeno es de 0,21 atm y la correspondiente al nitrógeno es de 0,77 atm, ¿cuántos moles de CO_2 hay en el recipiente? ¿Y gramos de N_2 ? ¿Cuál es la fracción molar del O_2 ? (3 puntos).

Gas N_2

Gas O_2

Gas CO_2

$$V = 750 \text{ mL} = 0,75 \text{ L} ; \text{C.N.: } P_t = 1 \text{ atm} ; T = 273 \text{ K}$$

$$\text{Presión parcial del } \text{O}_2: P_{\text{O}_2} = 0,21 \text{ atm}$$

$$\text{Presión parcial del } \text{N}_2: P_{\text{N}_2} = 0,77 \text{ atm}$$

Calculamos primero la presión parcial del CO_2 , sabiendo que:

$$P_t = P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2} + P_{\text{CO}_2} \rightarrow P_{\text{CO}_2} = P_t - P_{\text{O}_2} - P_{\text{N}_2} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_{\text{CO}_2} = 1 - 0,21 - 0,77 = 0,02 \text{ atm}$$

a) N° mol CO_2 en el recipiente (n_{CO_2}):

$$\text{Ley de los gases: } P_{\text{CO}_2} \cdot V = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,02 \cdot 0,75}{0,082 \cdot 273} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{CO}_2} = 6,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{CO}_2$$

b) Gramos de N_2 (m_{N_2}): (Masa molar: $M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$)

Calculamos primero los moles de N_2 (n_{N_2}):

$$\text{Ley de los gases: } P_{\text{N}_2} \cdot V = n_{\text{N}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{N}_2} = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,77 \cdot 0,75}{0,082 \cdot 273} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{N}_2} = 0,0258 \text{ mol } \text{N}_2$$

$$\text{Por tanto: } m_{\text{N}_2} = 0,0258 \text{ mol } \text{N}_2 \cdot \frac{28 \text{ g } \text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{N}_2} = 0,7224 \text{ g } \text{N}_2$$

c) Fracción molar de O_2 (X_{O_2}):

Sabemos que:

$$P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P_t \rightarrow X_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2}}{P_t} = \frac{0,21}{1} \rightarrow$$

$$\rightarrow X_{\text{O}_2} = 0,21 = 21\%$$