

NOMBRE: _____

1. Calcula:

- Determina la masa en kilogramos de $2,8 \cdot 10^{24}$ moléculas de CO_2 . (1 punto)
- Tenemos 150 mL de NO_2 gaseoso, en condiciones normales. ¿Qué volumen ocuparía si la temperatura aumenta a 25°C y la presión disminuye a 700 mmHg? ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos? (1,5 puntos)

Datos: Masas atómicas (u): C = 12; O = 16; R = $0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$

2. El benceno, compuesto orgánico de fórmula C_6H_6 , a temperatura ambiente es un líquido incoloro de densidad $0,876 \text{ g/cm}^3$. Calcula:

- El número de moles de benceno que hay en 2 litros del mismo. (1 punto)
- Si aumentamos la temperatura hasta los 100°C , y la presión 1 atm, el benceno pasa a estado gaseoso. ¿Cuál será su densidad en esas condiciones? (1,5 puntos)

Datos: Masas atómicas (u): C = 12; H = 1. R = $0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$

3. El análisis de un compuesto orgánico proporcionó la siguiente composición centesimal: C = 40 %, H = 6,7 % y el resto de oxígeno. Se sabe que 5,4 mg de dicha sustancia posee $1,8066 \cdot 10^{19}$ moléculas. Determina las fórmulas empírica y molecular del compuesto. (2 puntos)

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

4. Diez gramos de estaño se combinan con 5,98 gramos de cloro para obtener un cloruro de estaño. En condiciones distintas, 7 gramos de estaño se combinan con 8,37 gramos de cloro para obtener otro cloruro de estaño diferente. Enuncie la ley de proporciones múltiples, y demuestre que se verifica en este caso. (1,5 puntos)

5. Tenemos una mezcla de gases, de 80 g de oxígeno y 98 g de nitrógeno, en un recipiente cuya presión total es de 1,85 atm. Calcula la presión parcial de cada gas en la mezcla. (1,5 puntos)

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

1. Calcula:

- a) Determina la masa en kilogramos de $2,8 \cdot 10^{24}$ moléculas de CO_2 . (1 punto)
- b) Tenemos 150 mL de NO_2 gaseoso, en condiciones normales. ¿Qué volumen ocuparía si la temperatura aumenta a 25°C y la presión disminuye a 700 mmHg? ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos? (1,5 puntos)

Datos: Masas atómicas (u): C = 12; O = 16; R = 0,082 atm L mol⁻¹K⁻¹

a)

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

$$2,8 \cdot 10^{24} \text{ moléculas CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg CO}_2}{1000 \text{ g CO}_2} \approx \boxed{0,2 \text{ kg CO}_2}$$

b)

Condiciones iniciales: $V_1 = 150 \text{ mL}$; $P_1 = 1 \text{ atm}$; $T_1 = 273 \text{ K}$

Condiciones finales: $V_2 = ?$; $P_2 = 700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{35}{38} \text{ atm}$; $T_2 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

Aplicamos la ley de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 150 \text{ mL} \cdot 298 \text{ K}}{\frac{35}{38} \text{ atm} \cdot 273 \text{ K}} = \boxed{177,77 \text{ mL NO}_2}$$

Ahora para calcular el nº de átomos de O, partimos, por ejemplo, de las C.N.:

$$150 \text{ mL NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ L NO}_2}{1000 \text{ mL NO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2 \text{ C.N.}}{22,4 \text{ L NO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol NO}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula NO}_2} =$$

$$= \boxed{8,061 \cdot 10^{21} \text{ átomos O}}$$

2. El benceno, compuesto orgánico de fórmula C_6H_6 , a temperatura ambiente es un líquido incoloro de densidad $0,876 \text{ g/cm}^3$. Calcula:

- a) El número de moles de benceno que hay en 2 litros del mismo. (1 punto)
- b) Si aumentamos la temperatura hasta los 100°C , y la presión 1 atm, el benceno pasa a estado gaseoso. ¿Cuál será su densidad en esas condiciones? (1,5 puntos)

Datos: Masas atómicas (u): C = 12; H = 1. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$

Datos: $d = 0,876 \text{ g/ml}$; $M(C_6H_6) = 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78 \text{ g/mol}$

a) $V = 2 \text{ L} = 2000 \text{ ml } C_6H_6$

$$2000 \text{ ml } C_6H_6 \cdot \frac{0,876 \text{ g } C_6H_6}{1 \text{ ml } C_6H_6} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} = \boxed{22,46 \text{ mol } C_6H_6}$$

b) Ahora es gas: $T = 100 + 273 = 373 \text{ K}$; $P = 1 \text{ atm}$.

$$\left. \begin{array}{l} PV = nRT \\ n = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot M = d \cdot R \cdot T \rightarrow$$
$$\rightarrow d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 78}{0,082 \cdot 373} = \boxed{2,55 \text{ g/L}}$$

3. El análisis de un compuesto orgánico proporcionó la siguiente composición centesimal: C = 40 %, H = 6,7 % y el resto de oxígeno. Se sabe que 5,4 mg de dicha sustancia posee $1,8066 \cdot 10^{19}$ moléculas. Determina las fórmulas empírica y molecular del compuesto. (3 puntos)

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

En 100 g del compuesto: $(C_x H_y O_z)_k$, se tienen:
$$\begin{cases} 40 \text{ g C} \\ 6,7 \text{ g H} \\ 100 - 40 - 6,7 = 53,3 \text{ g O} \end{cases}$$

Veamos la proporción en moles:

$$40 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cong 3,33 \text{ mol C}$$

$$6,7 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 6,7 \text{ mol H}$$

$$53,3 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \cong 3,33 \text{ mol O}$$

Dividimos por el menor, 3,33:

$$C \rightarrow \frac{3,33}{3,33} = 1$$

$$H \rightarrow \frac{6,7}{3,33} \cong 2$$

$$O \rightarrow \frac{3,33}{3,33} = 1$$

Por tanto, la fórmula empírica es: $\boxed{CH_2O}$

Calculamos $k \in \mathbb{N}$, tal que $(CH_2O)_k$ será la fórmula molecular.

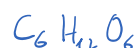
La masa molar será: $M = (12 + 2 \cdot 1 + 16) \cdot k = 30 \cdot k$

Con los datos que nos dan:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{(1 \text{ mol})} \cdot \frac{5,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{1,8066 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}} = 180 \text{ g/mol} = M$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{La masa molar será: } M = (12 + 2 \cdot 1 + 16) \cdot k = 30 \cdot k \\ \text{Con los datos que nos dan: } \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{(1 \text{ mol})} \cdot \frac{5,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{1,8066 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}} = 180 \text{ g/mol} = M \end{array} \right\} \rightarrow 30k = 180 \rightarrow \boxed{k = 6}$$

Por tanto, la Fórmula molecular es:



4. Diez gramos de estaño se combinan con 5,98 gramos de cloro para obtener un cloruro de estaño. En condiciones distintas, 7 gramos de estaño se combinan con 8,37 gramos de cloro para obtener otro cloruro de estaño diferente. Enuncie la ley de proporciones múltiples, y demuestre que se verifica en este caso. (1,5 puntos)

Ley de las proporciones múltiples: Cuando una cantidad fija de un elemento, se combina con dos cantidades distintas de otro elemento, para dar dos compuestos diferentes, dichas cantidades mantienen entre sí una relación de números enteros sencillos.

Problema:



Vamos a fijar una cantidad de un elemento, por ejemplo 10 g estaño.

Veamos en el segundo compuesto con qué cantidad de cloro reacciona:

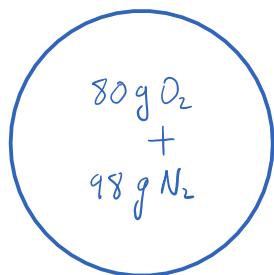
$$10 \text{ g estaño} \cdot \frac{8,37 \text{ g Cloro}}{7 \text{ g estaño}} \approx 11,96 \text{ g Cloro.}$$

Por tanto, con 10 g estaño reaccionan $\left. \begin{array}{l} 5,98 \text{ g Cloro para dar el compuesto 1} \\ 11,96 \text{ g Cloro para dar el compuesto 2} \end{array} \right\} \rightarrow$

Comprobamos: $\frac{5,98 \text{ g}}{11,96 \text{ g}} \approx \boxed{\frac{1}{2}}$ Relación de números enteros sencillos. $\leftarrow$ Se cumple dicha ley.

5. Tenemos una mezcla de gases, de 80 g de oxígeno y 98 g de nitrógeno, en un recipiente cuya presión total es de 1,85 atm. Calcula la presión parcial de cada gas en la mezcla. (1,5 puntos)

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16.



$$P_t = 1,85 \text{ atm}$$

Masas molares: $M(O_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$; $M(N_2) = 2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$

Veamos los moles de cada gas que tenemos:

De oxígeno: $n_1 = 80 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = 2,5 \text{ mol } O_2$

De nitrógeno: $n_2 = 98 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 3,5 \text{ mol } N_2$

Calculamos las fracciones molares de cada gas:

Oxígeno $\rightarrow X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{2,5}{2,5 + 3,5} = \frac{5}{12}$

Nitrógeno $\rightarrow X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{3,5}{2,5 + 3,5} = \frac{7}{12}$

Calculamos las presiones parciales:

Oxígeno $\rightarrow P_1 = X_1 \cdot P_t = \frac{5}{12} \cdot 1,85 \rightarrow$

$$P_1 = 0,771 \text{ atm}$$

Nitrógeno $\rightarrow P_2 = X_2 \cdot P_t = \frac{7}{12} \cdot 1,85 \rightarrow$

$$P_2 = 1,079 \text{ atm}$$