

NOMBRE: _____

1. Calcula:

- Tenemos $6 \cdot 10^{22}$ moléculas de oxígeno molecular. ¿Cuántos moles de O_2 se tiene? ¿Y cuántos gramos? ¿Cuál es el volumen de O_2 , medido en condiciones normales, que ocupa? (2 puntos)
 - Calcula la densidad del gas etano (C_2H_6) a 710 mmHg de presión y 23 °C. (2 puntos)
 - La fórmula molecular de la morfina es $C_{17}H_{19}NO_3$. Calcula: ¿Cuántos átomos hay en la molécula de morfina? ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10 mg de morfina? (2 puntos)
2. A 20°C la presión de un gas encerrado en una botella de acero es de 850 mmHg. ¿Cuál será el valor de la presión si bajamos la temperatura a 0 °C? ¿En qué ley te has basado? Enúnciala. (2 puntos)
3. Sabiendo que cobre y azufre reaccionan para formar sulfuro de cobre(II) en la proporción de 1,000 gramo de Cu por cada 0,504 gramos de azufre, ¿cuántos gramos de sulfuro de cobre obtendremos si mezclamos 15,00 gramos de S con 15,00 gramos de Cu? ¿Qué elemento está en exceso, y cuantos gramos quedan sin reaccionar? ¿En qué leyes te has basado? (2 puntos)
4. Al analizar dos óxidos de cromo se comprueba que 5,000 g del primer óxido contienen 3,823 g de cromo. La masa del segundo óxido son también 5,000 g, de los que 2,600 corresponden al cromo. Demuestra con estos datos que se verifica la Ley de las proporciones múltiples. Calcula también la fórmula empírica de uno de los dos óxidos de cromo. Datos: Cr = 52 u; O = 16 u. (3 puntos).
5. Tenemos una mezcla de 64 g de oxígeno y 84 g de nitrógeno que ocupan 75 litros a una temperatura de 30°C. Calcula: a) La presión parcial de cada componente. b) La presión total que ejerce la mezcla. (2 puntos).

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

$M(O) = 16 \text{ u}$; $M(N) = 14 \text{ u}$; $M(H) = 1 \text{ u}$; $M(C) = 12 \text{ u}$; $M(Ca) = 40 \text{ u}$; $M(P) = 31 \text{ u}$;

$M(Cl) = 35,5 \text{ u}$; $M(He) = 4 \text{ u}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

1. Calcula:

- a) Tenemos $6 \cdot 10^{22}$ moléculas de oxígeno molecular. ¿Cuántos moles de O_2 se tiene? ¿Y cuántos gramos? ¿Cuál es el volumen de O_2 , medido en condiciones normales, que ocupa? (2 puntos)
- b) Calcula la densidad del gas etano (C_2H_6) a 710 mmHg de presión y $23^\circ C$. (2 puntos)
- c) La fórmula molecular de la morfina es $C_{17}H_{19}NO_3$. Calcula: ¿Cuántos átomos hay en la molécula de morfina? ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10 mg de morfina? (2 puntos)

a) Masa molar: $M(O_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$

$$N^\circ \text{ mol } O_2 = 6 \cdot 10^{22} \text{ moléculas } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2} \approx 0,0997 \text{ mol } O_2$$

$$N^\circ \text{ gramos } O_2 = 0,0997 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \approx 3,188 \text{ g } O_2$$

$$\text{Volumen de } O_2 \text{ en c.n.} = 0,0997 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2 \text{ c.n.}} \approx 2,23 \text{ L } O_2$$

b) Gas etano (C_2H_6); $P = 710 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{71}{76} \text{ atm}$; $T = 23 + 273 = 296 \text{ K}$

Masa molar: $M(C_2H_6) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30 \text{ g/mol}$; ¿d?

Ley de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
 $N^\circ \text{ moles: } n = \frac{m}{M}$ } $\rightarrow PV = \frac{m R T}{M} \rightarrow PM = \frac{m R T}{V}$
 Densidad $\rightarrow d = \frac{m}{V}$ } $\rightarrow$

$$\rightarrow P \cdot M = d \cdot R \cdot T \rightarrow d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{\frac{71}{76} \cdot 30}{0,082 \cdot 296} \approx 1,155 \text{ g/L}$$

c) Molécula de morfina: $C_{17}H_{19}NO_3$.

- Como vemos 1 molécula de morfina tiene 17 átomos de C + 19 átomos de H + 1 átomo de N + 3 átomos de O. En total tiene 40 átomos.

Masa molar: $M(C_{17}H_{19}NO_3) = 17 \cdot 12 + 19 \cdot 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 285 \text{ g/mol}$

- 10 mg morfina. $\frac{1 \text{ g morfina}}{10^3 \text{ mg morfina}} \cdot \frac{1 \text{ mol morfina}}{285 \text{ g morfina}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas morfina}}{1 \text{ mol morfina}} \cdot \frac{17 \text{ átomos C}}{1 \text{ molécula morfina}} =$

$$= 3,59 \cdot 10^{20} \text{ átomos C}$$

2. A 20°C la presión de un gas encerrado en una botella de acero es de 850 mmHg. ¿Cuál será el valor de la presión si bajamos la temperatura a 0 °C? ¿En qué ley te has basado? Enúnciala. (2 puntos)

Datos : Botella acero : $V = \text{constante}$.

Estado 1 : $T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$; $P_1 = 850 \text{ mmHg}$

Estado 2 : $T_2 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$; $P_2 = ?$

Como el $V = \text{constante}$: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{850}{293} = \frac{P_2}{273} \rightarrow$

$$\rightarrow \boxed{P_2 = \frac{850 \cdot 273}{293} \approx 791,98 \text{ mmHg}}$$

Me he basado en la ley de Gay-Lussac de los gases ideales:

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

3. Sabiendo que cobre y azufre reaccionan para formar sulfuro de cobre(II) en la proporción de 1,000 gramo de Cu por cada 0,504 gramos de azufre, ¿cuántos gramos de sulfuro de cobre obtendremos si mezclamos 15,00 gramos de S con 15,00 gramos de Cu? ¿Qué elemento está en exceso, y cuántos gramos quedan sin reaccionar? ¿En qué leyes te has basado? (2 puntos)

Proporción de Proust:



Veamos cuántos gramos de S reaccionan con 15 g Cu:

$$15 \text{ g Cu} \cdot \frac{0,504 \text{ g S}}{1 \text{ g Cu}} = 7,56 \text{ g S}$$

Es decir, reaccionarán 15 g Cu con 7,56 g de S, y se formarán:

$$15 \text{ g} + 7,56 \text{ g} = \boxed{22,56 \text{ g CuS}}$$

El elemento que está en exceso es el S, y quedan sin reaccionar:

$$15 \text{ g S} - 7,56 \text{ g S} = \boxed{7,44 \text{ g S}}$$

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

4. Al analizar dos óxidos de cromo se comprueba que 5,000 g del primer óxido contienen 3,823 g de cromo. La masa del segundo óxido son también 5,000 g, de los que 2,600 corresponden al cromo. Demuestra con estos datos que se verifica la Ley de las proporciones múltiples. Calcula también la fórmula empírica de uno de los dos óxidos de cromo. Datos: Cr = 52 u; O = 16 u. (3 puntos).

a)

$$5 \text{ g Óxido 1} : 3,823 \text{ g Cr} + (5 - 3,823) = 1,177 \text{ g O}$$

$$5 \text{ g Óxido 2} : 2,6 \text{ g Cr} + (5 - 2,6) = 2,4 \text{ g O}$$

Fijemos una cantidad de un elemento, por ejemplo, 2,6 g Cr (del óxido 2). Veamos con cuantos gramos de O reaccionan en el óxido 1:

$$2,6 \text{ g Cr} \cdot \frac{1,177 \text{ g O}}{3,823 \text{ g Cr}} \cong 0,8 \text{ g O}.$$

Por tanto:

Con 2,6 g Cr reaccionan $\begin{cases} 0,8 \text{ g O, para dar el óxido 1} \\ 2,4 \text{ g O, para dar el óxido 2} \end{cases}$

La relación entre esas cantidades de oxígeno es:

$$\frac{0,8 \text{ g O}}{2,4 \text{ g O}} = \boxed{\frac{1}{3}} \text{ relación de números enteros sencillos. Como nos dice la ley de las proporciones múltiples (Dalton). Se verifica.}$$

b) Calculemos la fórmula empírica de ambos óxidos (sólo nos piden de uno):

• Relación en moles del óxido 1:

$$\begin{aligned} 3,823 \text{ g Cr} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{52 \text{ g Cr}} &= 0,0735 \text{ mol Cr} \\ 1,177 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} &= 0,0735 \text{ mol O} \end{aligned} \left\{ \begin{array}{l} \text{Dividiendo por} \\ 0,0735 \end{array} \right\} \begin{array}{l} 1 \text{ mol Cr} \\ 1 \text{ mol O} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{F. Óxido 1} \\ \boxed{\text{CrO}} \end{array} \right.$$

• Relación en moles del óxido 2:

$$\begin{aligned} 2,6 \text{ g Cr} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{52 \text{ g Cr}} &= 0,05 \text{ mol Cr} \\ 2,4 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} &= 0,15 \text{ mol O} \end{aligned} \left\{ \begin{array}{l} \text{Dividiendo por} \\ \text{el menor} \\ 0,05 \end{array} \right\} \begin{array}{l} 1 \text{ mol Cr} \\ 3 \text{ mol O} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{F. Óxido 2} \\ \boxed{\text{CrO}_3} \end{array} \right.$$

5. Tenemos una mezcla de 64 g de oxígeno y 84 g de nitrógeno que ocupan 75 litros a una temperatura de 30°C. Calcula: a) La presión parcial de cada componente. b) La presión total que ejerce la mezcla. (2 puntos).

$$\begin{array}{c} 64 \text{ g } O_2 \\ 84 \text{ g } N_2 \end{array}$$

$$V = 75 \text{ L}$$

$$T = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

Masas molares:

$$M(O_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$$

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

Nº moles de cada gas:

$$n_{O_2} = 64 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 2 \text{ mol } O_2$$

$$n_{N_2} = 84 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28 \text{ g } N_2} = 3 \text{ mol } N_2$$

Nº total de moles:

$$n_t = n_{O_2} + n_{N_2} = 5 \text{ mol}$$

a) Presiones parciales de cada gas:

$$P_{O_2} \cdot V = n_{O_2} \cdot R \cdot T \rightarrow \boxed{P_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 303}{75} \approx 0,663 \text{ atm}}$$

$$P_{N_2} \cdot V = n_{N_2} \cdot R \cdot T \rightarrow \boxed{P_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3 \cdot 0,082 \cdot 303}{75} \approx 0,994 \text{ atm}}$$

b) La presión total de la mezcla:

$$\boxed{P_{\text{total}} = P_{O_2} + P_{N_2} = 0,663 + 0,994 = 1,657 \text{ atm}}$$