

NOMBRE: _____

1. Calcula:

- Sabiendo que $1,82 \cdot 10^{17}$ átomos de helio ocupan 0,00677 mL, a la presión de 760 mmHg y 0 °C, calcula el Número de Avogadro. (2 puntos)
- Los átomos de carbono que hay en un depósito de 40 dm³ de gasolina (C₈H₁₈), sabiendo que la densidad de la gasolina es de 0,76 g/mL. (2 puntos)
- En un matraz cerrado de 5 L hay 42 g de N₂ a 27°C. d₁) Determine la presión en el interior del matraz. d₂) Se deja salir nitrógeno hasta que la presión interior sea de 1 atm, sin variar la temperatura. Calcule cuántos gramos de N₂ han salido del matraz. (3 puntos)

2. Contesta a estas cuestiones:

- Se tiene 4,6 g de un compuesto orgánico gaseoso, formado por carbono, hidrógeno y oxígeno, y se hace reaccionar con oxígeno dando 8,8 g de CO₂ y 5,4 g de agua. A la presión de 780 mmHg, y a una temperatura de 90°C, 0,92 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 580 cm³. Calcula su fórmula empírica y molecular. (4 puntos)
- El aire está formado aproximadamente por un 21% de O₂ y un 79% N₂ en volumen. Suponiendo condiciones normales, calcula las fracciones molares de oxígeno y nitrógeno en el aire, así como sus presiones parciales. (3 puntos)

3. Observa la tabla siguiente.

- Complétala diciendo (sin enunciar) en qué ley te basas. (1 punto)
- Determina cuántos compuestos diferentes hay reflejados en la tabla. Enuncia la ley en la que te basas. (2 puntos)
- Comprueba, además, que se cumple la ley de las proporciones múltiples entre los compuestos que hay. (3 puntos)
- Averigua cual es la fórmula de uno de los compuestos. (2 puntos)

Compuesto de Plomo y Cloro	Masa total (g)	Masa de Plomo (g)	Masa de Cloro (g)
1ª	454,0	269,4	
2ª	42,6		10,9
3ª		22,2	7,61

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

M(O) = 16 u; M(H) = 1 u; M(S) = 32 u; M(C) = 12 u; M(N) = 14 u; M(Cl) = 35,5 u; M(Pb) = 207,2 u

1 atm = 760 mmHg; R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹; N_A = 6,022 · 10²³

①

a) Vemos que las condiciones del gas He son condiciones normales: $P = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$; $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$.

Otros datos: $V = 0,00677 \text{ mL} = 6,77 \cdot 10^{-3} \text{ mL} = 6,77 \cdot 10^{-6} \text{ L He}$

$n^\circ \text{ átomos He} : 1,82 \cdot 10^{17} \text{ átomos He}$

Usamos la ley de los gases ideales: $PV = nRT$, para hallar el n° de moles de He:

$$1 \cdot 6,77 \cdot 10^{-6} = n \cdot 0,082 \cdot 273 \rightarrow n \approx 3,024 \cdot 10^{-7} \text{ mol He}$$

Calculamos el n° de Avogadro sabiendo que equivale a los átomos que posee 1 mol He:

$$N_A = 1 \text{ mol He} \cdot \frac{1,82 \cdot 10^{17} \text{ átomos He}}{3,024 \cdot 10^{-7} \text{ mol He}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}$$

b) Densidad (C_8H_{18}) = $0,76 \text{ g/mL} = 760 \text{ g/L}$

Mass molar (C_8H_{18}) = $8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 114 \text{ g/mol}$

Volumen:

$$V = 40 \text{ dm}^3 = 40 \text{ L}$$

$$40 \text{ L C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{760 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{8 \text{ átomos C}}{1 \text{ molécula C}_8\text{H}_{18}} =$$

$$= 1,23 \cdot 10^{27} \text{ átomos C}$$

C.) $V = 5 \text{ L N}_2$, $T = 27^\circ\text{C} = 300\text{K}$; $m_1 = 42 \text{ g N}_2$

C₁) Masa molar (N_2); $M = 2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$

N° mol $\text{N}_2 \rightarrow n_1 = 42 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 1,5 \text{ mol N}_2$

Aplicamos la ley de los gases ideales: $P_1 V = n_1 R T \rightarrow$

$\rightarrow \boxed{P_1 = \frac{n_1 R T}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot 300}{5} = 7,38 \text{ atm}}$ Presión inicial en el interior del matraz

C₂) Presión final: $P_2 = 1 \text{ atm}$

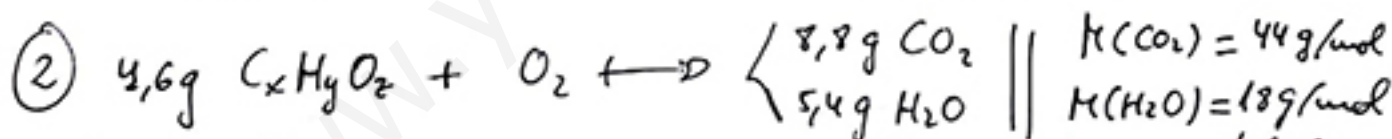
Calculamos los mols que han quedado dentro del volumen de 5L.

$P_2 V = n_2 R T \rightarrow n_2 = \frac{P_2 V}{R T} = \frac{1 \cdot 5}{0,082 \cdot 300} = 0,203 \text{ mol N}_2$

Los gramos son: $m_2 = 0,203 \text{ mol} \cdot \frac{28 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 5,684 \text{ g N}_2$

Por tanto la masa de N_2 que ha salido es:

$\boxed{m' = m_1 - m_2 = 42 \text{ g} - 5,684 = 36,316 \text{ g N}_2}$



Veamos los gramos de C y H que hay en esas cantidades, y que provienen, obviamente de nuestro compuesto:

$8,8 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = \underline{\underline{2,4 \text{ g C}}}$

$5,4 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \underline{\underline{0,6 \text{ g H}}}$

La masa de O la obtenemos restando:

$4,6 \text{ g Compuesto} - 2,4 \text{ g C} - 0,6 \text{ g H} = \underline{\underline{1,6 \text{ g O}}}$

- Ahora vamos a obtener la proporción molar de cada elemento:

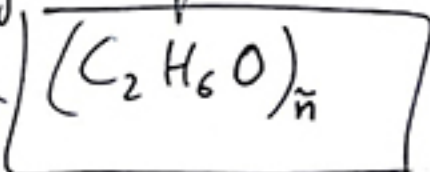
$$2,4 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,2 \text{ mol C} ; 0,6 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,6 \text{ mol H}$$

$$1,6 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,1 \text{ mol O}$$

- Para obtener la relación más sencilla, y así ~~hacer~~ fórmula empírica dividimos por el menor y tenemos:

$$\frac{0,2 \text{ mol C}}{0,1} = 2 \text{ mol C} ; \frac{0,6 \text{ mol H}}{0,1} = 6 \text{ mol H} ; \frac{0,1 \text{ mol O}}{0,1} = 1 \text{ mol O}$$

- Luego la fórmula empírica de nuestro compuesto es:



- Los datos que nos dan nos sirven para calcular la masa molar, y por tanto molecular del compuesto (y así calcular la $\tilde{n}$):

$$m = 0,92 \text{ g} ; P = 780 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{39}{38} \text{ atm}$$

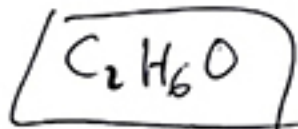
$$T = 90^\circ \text{C} = 363 \text{ K} ; V = 580 \text{ cm}^3 = 0,58 \text{ L}$$

$$\text{Como } PV = nRT \rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \rightarrow M = \frac{mRT}{PV} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{0,92 \cdot 0,082 \cdot 363}{\frac{39}{38} \cdot 0,58} \approx 46 \text{ g/mol} \rightarrow \boxed{M = 46 \text{ u}}$$

$$\rightarrow \tilde{n} \cdot (2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16) = 46 \rightarrow \boxed{\tilde{n} = 1}$$

Luego la fórmula molecular coincide con la empírica:



6) Aire $\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 21\% \text{ O}_2 \\ 79\% \text{ N}_2 \end{array} \right\}$ en C.N. $\left\{ \begin{array}{l} \text{¿} X_{\text{O}_2} \text{?} \text{ ¿} X_{\text{N}_2} \text{?} \\ \text{¿} P_{\text{O}_2} \text{?} \text{ ¿} P_{\text{N}_2} \text{?} \end{array} \right.$

Suponiendo 100 L aire $\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 21 \text{ L O}_2 \\ 79 \text{ L N}_2 \end{array} \right\}$ en C.N. $\left\{ \begin{array}{l} P_t = 1 \text{ atm} \\ T = 273 \text{ K} \end{array} \right.$

Calculamos la proporción molar de dichos gases:

$$21 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} = 0,9375 \text{ mol O}_2 ; 79 \text{ L N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{22,4 \text{ L N}_2} = 3,527 \text{ mol N}_2$$

Fracciones molares:

$$\left[X_{\text{O}_2} = \frac{0,9375}{0,9375 + 3,527} = 0,21 \right] ; \left[X_{\text{N}_2} = 1 - X_{\text{O}_2} = 0,79 \right]$$

Coinciden con el tanto por ciento en volumen.

Las presiones parciales las calculamos mediante la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$\left[\begin{array}{l} P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P_t = 0,21 \cdot 1 = 0,21 \text{ atm} \\ P_{\text{N}_2} = P_t - P_{\text{O}_2} = 1 - 0,21 = 0,79 \text{ atm} \end{array} \right]$$

③ a)

Compuesto de Pb y Cl	Masa total (g)	Masa Pb (g)	Masa Cl (g)
1 ^a	454	269,4	184,6
2 ^a	42,6	31,7	10,9
3 ^a	29,81	22,2	7,61

- Me he basado en la ley de conservación de las masas o ley de Lavoisier.

b) Dividimos las masas en que se combinan y vemos qué relación (entre ellas) es la misma:

$$1^{\circ}) \frac{269,4 \text{ g Pb}}{184,6 \text{ g Cl}} \approx 1,46$$

$$2^{\circ}) \frac{31,7 \text{ g Pb}}{10,9 \text{ g Cl}} \approx 2,9$$

$$3^{\circ}) \frac{22,2 \text{ g Pb}}{7,61 \text{ g Cl}} \approx 2,9$$

Como vemos entre el Pb y el Cl existen dos relaciones en masa diferentes, la correspondiente a la 1ª combinación, y la correspondiente a la 2ª y 3ª combinación (que son iguales).

Luego existen dos compuestos diferentes. Me he basado en la ley de las proporciones definidas o ley de Proust:

"Cuando dos o más elementos (Pb y Cl) se combinan para dar un compuesto, siempre lo hacen en una relación de masas constante".

c) La ley de las proporciones múltiples o de Dalton dice:

"Cuando una cantidad fija de un elemento, se combina con dos cantidades diferentes de otro elemento, para formar dos compuestos diferentes, dichas cantidades (de este segundo elemento) guardan entre sí una relación de números enteros sencillos".

Veamos: voy a fijar una cantidad de, por ejemplo, Pb;

Por ejemplo 269,4 g Pb que reacciona con 184,6 g Cl para formar el 1º compuesto. Veamos con qué cantidad de Cl reacciona para formar el 2º compuesto:

Es decir:
$$\frac{31,7 \text{ g Pb}}{10,9 \text{ g Cl}} = \frac{269,4 \text{ g Pb}}{x \text{ g Cl}} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = \frac{269,4 \cdot 10,9}{31,7} = 92,63 \text{ g Cl}$$

Por tanto;

Con 269,4 g Pb reaccionan $\rightarrow$ 184,6 g Cl para formar 1^{er} comp.
 $\rightarrow$ 92,63 g Cl para formar 2^o comp.

Dividiendo ambas cantidades:

$$\frac{184,6 \text{ g Cl}}{92,63 \text{ g Cl}} \approx \boxed{\frac{2}{1}} \text{ Relación de n}^{\text{os}} \text{ enteros sencillos}$$

 Como nos dice dicha ley.

d) Fórmula del compuesto 1^o: veamos la proporción molar:

$$269,4 \text{ g Pb} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}}{207,2 \text{ g Pb}} \approx 1,3 \text{ mol Pb}$$

$$184,6 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} = 5,2 \text{ mol Cl}$$

} Dividimos por el menor para llegar a números enteros:

Pb: $\frac{1,3}{1,3} = 1$; Cl: $\frac{5,2}{1,3} = 4 \rightarrow$ Por tanto la fórmula del 1^{er} compuesto es $\boxed{\text{PbCl}_4}$