

NOMBRE: _____

NOTA: hacer 4 de los 5 ejercicios siguientes.

1. Contesta a estas cuestiones:
 - a. Calcula el número de moléculas, moles y gramos que corresponden a 15 L de NO_2 medidos en C. N.
 - b. Calcula el número de moles, gramos y el volumen que ocupa a 640 mmHg y 30°C 10^{24} moléculas de CO_2 .
 - c. Calcula el número de átomos de oxígeno que hay en 120 g de H_2SO_4 .
2. Disponemos de varias mezclas de hierro y oxígeno que reaccionan en la siguiente forma:
 - a. Si reaccionan totalmente 5,58 g de hierro y 1,6 g de oxígeno, se obtiene un compuesto (FeO). Calcula la masa que se obtiene de dicho compuesto. Enuncia la ley en la que te basas.
 - b. Ahora se mezclan para reaccionar 10 g de hierro con 4 g de oxígeno para formar el mismo compuesto anterior. Indica si queda algo sin reaccionar, y cuánto FeO se forma. Enuncia la ley en la que te basas.
 - c. Supongamos que ahora reaccionan, con 0,4 g de oxígeno, 0,465 g de hierro, para formar otro compuesto (Fe_2O_3). Comprueba si se cumple la ley de las proporciones múltiples.
3. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C: 68,18%; H: 13,64% y el resto de O. Si se sabe que 4 gramos de ese compuesto ocupan un volumen de 1,44 litros a 500°C y 1 atm de presión. Determina su fórmula molecular.
4. Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 3040 mmHg y a una temperatura de 11°C . ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, dónde la presión es de 760 mmHg y la temperatura es de 18°C ? ¿En qué ley te has basado? Enúnciala.
5. Se mezclan 6,4 g de SO_2 y 6,4 gramos de O_2 en un recipiente en el cual la presión total es de 2 atm. Calcula:
 - a. Fracción molar de cada gas en la mezcla
 - b. Volumen del recipiente y presiones parciales de los gases si la temperatura es de 25°C .

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

$M(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$;

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

1) a) 15 L NO_2

$$15 \text{ L NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2 (\text{C.N.})}{22,4 \text{ L}} \approx 0,67 \text{ mol NO}_2$$

$$0,67 \text{ mol NO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} \approx 4,03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NO}_2$$

$$M(\text{NO}_2) = 14 + 2 \cdot 16 = 46 \text{ g/mol}$$

$$0,67 \text{ mol NO}_2 \cdot \frac{46 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = 30,82 \text{ g NO}_2$$

b) 10^{24} moléculas CO_2
 $P = 640 \text{ mmHg} = \frac{640}{760} = 0,84 \text{ atm}$
 $T = 30^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K}$

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

$$10^{24} \text{ moléculas CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \approx 1,66 \text{ mol CO}_2$$

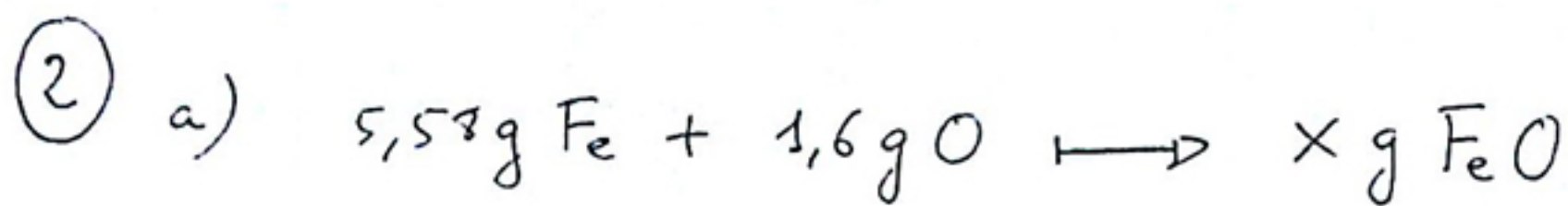
$$1,66 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 73,04 \text{ g CO}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,66 \cdot 0,84 \cdot 303}{0,84} \approx 49,1 \text{ L de CO}_2$$

c) $120 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$

$$120 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \approx 1,22 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$1,22 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{4 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \approx 2,94 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$



$$x = 5,58 + 1,6 = \boxed{7,18 \text{ g FeO}}$$

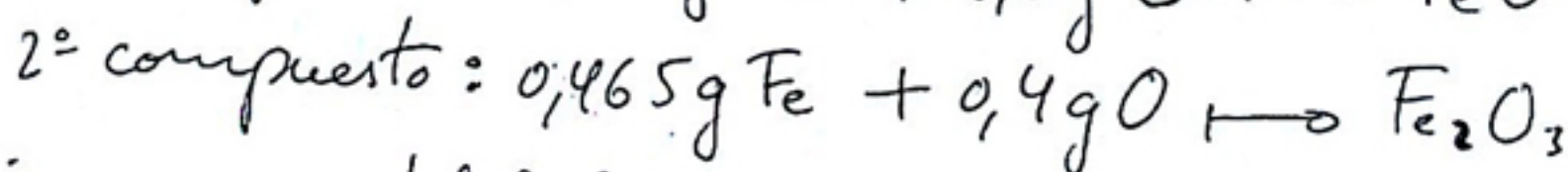
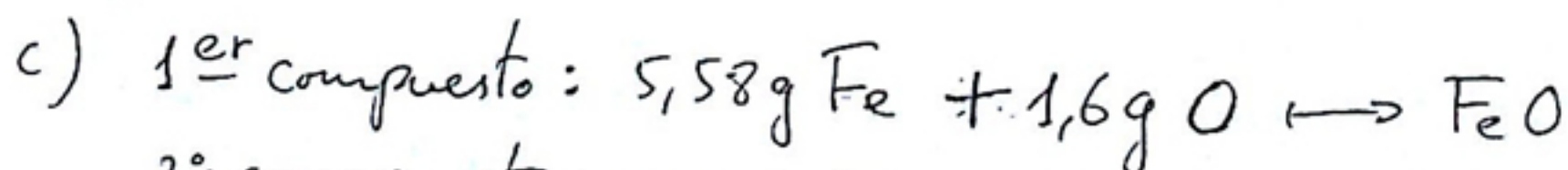
Nos hemos basado en la ley de conservación de las masas o ley de Lavoisier: "En una reacción química la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos".

b) $\frac{5,58 \text{ g Fe}}{1,6 \text{ g O}} = \frac{10 \text{ g Fe}}{x \text{ g O}} \Rightarrow x = 2,87 \text{ g O}$

Es decir con 10 g Fe reaccionan 2,87 g O, por tanto quedarán sin reaccionar $4 - 2,87 = \boxed{1,13 \text{ g O}}$

Se formarán $10 + 2,87 = \boxed{12,87 \text{ g FeO}}$

Nos hemos basado en la ley de las proporciones definidas o ley de Proust: "Cuando dos elementos se combinan para dar un compuesto siempre lo hacen en una proporción de masas constante".



Fijamos una cantidad de 1,6 g O del 1º compuesto.

En el 2º compuesto: $\frac{0,465 \text{ g Fe}}{0,4 \text{ g Fe}} = \frac{x \text{ g Fe}}{1,6 \text{ g O}} \Rightarrow x = 1,86 \text{ g Fe}$

Entonces: Con 1,6 g O reaccionan $\rightarrow 5,58 \text{ g Fe}$ para dar FeO
 $\rightarrow 1,86 \text{ g Fe}$ para dar Fe₂O₃ $\left\{ \Rightarrow \frac{5,58}{1,86} = \frac{3}{1} \right.$

Si se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Como vemos la relación entre las masas de hierro es de n^o enteros sencillos.

③ En 100 g del compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} C \Rightarrow 68,18 \text{ g} \\ H \Rightarrow 13,64 \text{ g} \\ O \Rightarrow 18,18 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{Veamos la proporción en moles} \left\{ \begin{array}{l} \frac{68,18 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 5,6817 \text{ mol C} \\ \frac{13,64 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 13,64 \text{ mol H} \\ \frac{18,18 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,13625 \text{ mol O} \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$\Rightarrow$ Dividimos por el menor para encontrar la proporción en n^º enteros

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{5,6817}{1,13625} \approx 5 \\ \frac{13,64}{1,13625} \approx 12 \\ \frac{1,13625}{1,13625} = 1 \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$\Rightarrow$ Fórmula Empírica: $(C_5H_{12}O_1)_n$

Con los datos calculamos la masa molar (y molecular) M del compuesto.

$$V = 1,44 \text{ l}$$

$$T = 500^\circ\text{C} + 273 = 773 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$m = 4 \text{ g compuesto}$$

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

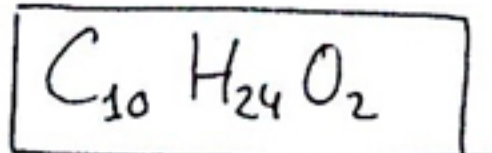
$$\Rightarrow M = \frac{mRT}{PV} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 773}{1 \cdot 1,44} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M \approx 176 \text{ g/mol} \Rightarrow M(\text{molecular}) = 176 \text{ u}$$

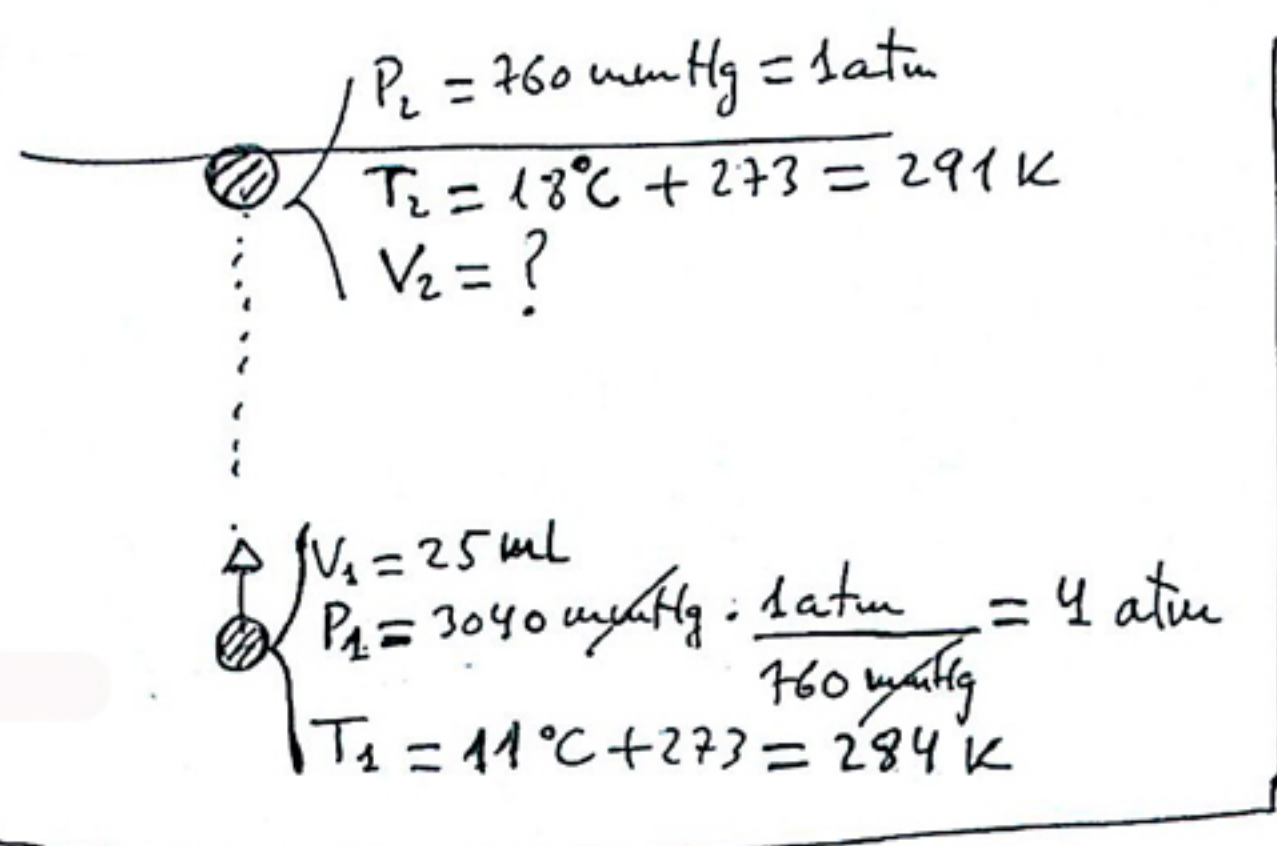
-Sabemos que n veces la masa de la "fórmula empírica" será igual a la masa del compuesto (M):

$$n \cdot (5 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 16) = 176 \Rightarrow n = \frac{176}{88} = 2$$

Por tanto la Fórmula Molecular del compuesto es:



4



- Como vemos se modifican las tres variables de la burbuja de oxígeno (gas), por tanto tenemos que aplicar la ley de Clapeyron que nos dice:

"El producto de la presión de un gas por el volumen que ocupa es directamente proporcional a la temperatura del mismo".

$$\boxed{\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante}} \Rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{4 \text{ atm} \cdot 25 \text{ mL} \cdot 291 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 284 \text{ K}} \Rightarrow \boxed{V_2 \approx 102,5 \text{ mL}}$$

5

$m_1 = 6,4 \text{ g SO}_2$
 $m_2 = 6,4 \text{ g O}_2$
 $P_t = 2 \text{ atm}$

a) X_1 ?
 X_2 ?

$M_1(\text{SO}_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ g/mol}$
 $M_2(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ g/mol}$

n° moles: $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{6,4 \text{ g}}{64 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol SO}_2$
 $n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{6,4 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol O}_2$ } $\Rightarrow$

$\Rightarrow$ Fracciones molares: $\boxed{X_1 = \frac{n_1}{n_t} = \frac{0,1}{0,1+0,2} = \frac{1}{3}}$; $\boxed{X_2 = \frac{0,2}{0,3} = \frac{2}{3}}$

b) $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

$P_t \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow \boxed{V = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{P_t} = \frac{0,3 \cdot 0,082 \cdot 298}{2} \approx 3,67 \text{ L}}$

Presiones parciales: $\boxed{P_1 = X_1 \cdot P_t = \frac{1}{3} \cdot 2 = \frac{2}{3} \text{ atm}}$
 $\boxed{P_2 = X_2 \cdot P_t = \frac{2}{3} \cdot 2 = \frac{4}{3} \text{ atm}}$