

Tarea Gases.

① $V = 10L$



$T = 25 + 273 = 298K$

$P = 770 \text{ mmHg}$

a) Cantidad que se ha introducido.

$P \cdot V = nRT \Rightarrow$

$\Rightarrow \frac{770}{760} \cdot 10 = n \cdot 0.082 \cdot 298 \Rightarrow$

$\Rightarrow n = 0.415 \text{ moles } H_2$

$0.415 \text{ moles } H_2 \times \frac{2g H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 0.83g H_2$ iniciales

$N^\circ \text{ moléculas} = 0.415 \text{ moles } H_2 \times \frac{6.022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } H_2} = 2.5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

Cuando el recipiente se abre y se pone en contacto con el exterior, saldrá H_2 hasta que la presión interior se haga igual que la exterior (1atm).

Para calcular, los moles que quedan dentro del recipiente, utilizamos $P \cdot V = nRT$ teniendo en cuenta que al tratarse del mismo recipiente, el V no cambia ni tampoco la T :

$1 \text{ atm} \cdot 10L = n \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot L}{\text{mol} \cdot K} \cdot 298K$

$n = 0.409 \text{ moles } H_2$ quedan dentro.

$0.409 \text{ moles } H_2 \times \frac{2g H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 0.818g H_2$

Por tanto, si antes de abrir el recipiente teníamos 0.830g y ahora nos quedan 0.818g, habrán salido:

$0.830 - 0.818 = 0.012g H_2$ salen del recipiente al abrirlo

2

Vacío
70'0 g

O₂
72'00 g

gas?
72'75 g

mismas condiciones de P y T.

Como conocemos la masa del recipiente vacío, por diferencia, podemos conocer las masas de cada gas introducidas en el recipiente.

$$m_{O_2} = 72'00 \text{ g} - 70'0 \text{ g} = 2 \text{ g } O_2$$

$$m_{\text{gas}} = 72'75 \text{ g} - 70'0 \text{ g} = 2'75 \text{ g gas desconocido.}$$

De acuerdo con la Hipótesis de Avogadro:

"Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de P y T, contienen el mismo n.º de moléculas"

Por tanto, si ambos gases están en las mismas condiciones de P y T y ocupan el mismo volumen, contendrán el mismo n.º de moléculas y por tanto de moles.

$$n_{O_2} = n_{\text{gas desconocido}} \quad \text{siendo } n = \frac{m(\text{gr})}{M(\text{gr/mol})}$$

$$\frac{m_{O_2}}{M(O_2)} = \frac{m_{\text{gas}}}{M(\text{gas})} \rightarrow$$

$$\rightarrow M(\text{gas}) = \frac{m_{\text{gas}} M(O_2)}{m_{O_2}} = \frac{2'75 \cdot 32}{2} = \underline{44 \text{ g/mol}}$$

③ DATOS:

$$P_A = 0.6 \text{ atm}$$

$$X_B = 2X_C$$

$$P_T = 1900 \text{ mmHg}$$

¿Fracciones molares y P_B, P_C ?

La P_T debe pasarse a atm:

$$\frac{1900}{760} = 2.5 \text{ atm.}$$

La exp. que nos permite calcular la Presión parcial de un gas:

$$P_A = X_A \cdot P_T$$

Para el gas A: $\left[X_A = \frac{P_A}{P_T} = \frac{0.6}{2.5} = 0.24 \right]$

Por otra parte, sabemos: $X_A + X_B + X_C = 1$.

y además conocemos X_A
y sabemos $X_B = 2X_C$ } $\Rightarrow 0.24 + 2X_C + X_C = 1$

$$0.24 + 3X_C = 1 \rightarrow$$

$$\boxed{X_C = 0.253}$$

$$\boxed{X_B = 0.507}$$

y con estas fracciones molares, determinamos las presiones parciales:

$$P_B = X_B \cdot P_T \rightarrow \boxed{P_B = 0.507 \cdot 2.5 = 1.27 \text{ atm}}$$

$$P_C = X_C \cdot P_T \rightarrow \boxed{P_C = 0.253 \cdot 2.5 = 0.632 \text{ atm}}$$

④ Podría resolverse de una forma rápida aplicando la Ley de Boyle a ambos gases por separado, teniendo en cuenta que el V_{final} una vez abiertas ambas llaves, es de 10L:

$$\text{He: } \boxed{P \cdot V = P' \cdot V'} \rightarrow 3 \cdot 3 = P' \cdot 10 \rightarrow P' = 0.9 \text{ atm He}$$

$$\text{CO}_2: \boxed{P \cdot V = P' \cdot V'} \rightarrow 4 \cdot 2 = P' \cdot 10 \rightarrow P' = 0.8 \text{ atm CO}_2$$

y la presión total se determina, aplicando la Ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_T = P_{\text{He}} + P_{\text{CO}_2} \rightarrow \boxed{P_T = 0.9 + 0.8 = 1.7 \text{ atm}}$$

OTRA FORMA

Dado que no se conoce la T , pero si sabemos que se mantiene cte. a lo largo del proceso, realizamos todos los cálculos suponiendo una temperatura T .

Se determina el n.º de moles de cada gas que hay en el recipiente A y B utilizando

$$P \cdot V = nRT$$

$$\text{Helio: } 3 \cdot 3 = n \cdot 0.082T \rightarrow n_{\text{He}} = \frac{9}{0.082T} = \frac{109.756}{T} \text{ moles He.}$$

$$\text{CO}_2: 4 \cdot 2 = n \cdot 0.082T \rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{8}{0.082T} = \frac{97.561}{T} \text{ moles CO}_2.$$

Cuando abrimos las dos llaves de paso, y se estabiliza el sistema, tendremos una mezcla homogénea de los dos gases en el Volumen total.

Si aplicamos $P \cdot V = nRT$ al Volumen total con el n.º total de moles, obtenemos el valor de la P_T del cto.

$$P_T \cdot (2 + 3 + 5) = \left(\frac{109.756}{T} + \frac{97.561}{T} \right) 0.082T.$$

$$P_T \cdot 10 = \left(\frac{207.317}{T} \right) 0.082T \rightarrow \boxed{P_T = 1.70 \text{ atm}}$$

Para calcular las Presiones parciales de ambos gases, volvemos a aplicar $P \cdot V = nRT$ pero ahora con el Volumen total y el n.º de moles individual de cada gas:

$$\text{Helio: } P_{\text{He}} \cdot 10 = \left(\frac{109.756}{T} \right) 0.082T \rightarrow \boxed{P_{\text{He}} = 0.90 \text{ atm}}$$

$$\text{CO}_2: P_{\text{CO}_2} \cdot 10 = \left(\frac{97.561}{T} \right) 0.082T \rightarrow \boxed{P_{\text{CO}_2} = 0.80 \text{ atm}}$$