

Ejercicios Desarrollados: Ley de las Presiones Parciales de Dalton

1.- Una mezcla de gases contiene 4,46 mol de neón (Ne), 0,74 mol de argón (Ar), y 2,15 mol de xenón (Xe). Determine las presiones parciales de los gases si la presión total es de 2,00 atm a cierta temperatura.

Calculamos la fracción molar de cada gas:

$$X_{\text{Ne}} = \frac{(4,46 \text{ mol Ne})}{(4,46 \text{ mol} + 0,74 \text{ mol} + 2,15 \text{ mol})} = 0,607$$

$$X_{\text{Ar}} = \frac{(0,74 \text{ mol Ar})}{(4,46 \text{ mol} + 0,74 \text{ mol} + 2,15 \text{ mol})} = 0,101$$

$$X_{\text{Xe}} = \frac{(2,15 \text{ mol Xe})}{(4,46 \text{ mol} + 0,74 \text{ mol} + 2,15 \text{ mol})} = 0,292$$

Finalmente determinamos la presión parcial de cada gas según su fracción molar:

$$P_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} * P_t = 0,607 * 2 \text{ atm} = 1,214 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Ar}} = X_{\text{Ar}} * P_t = 0,101 * 2 \text{ atm} = 0,202 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Xe}} = X_{\text{Xe}} * P_t = 0,292 * 2 \text{ atm} = 0,584 \text{ atm}$$

2.- Una mezcla gaseosa presenta las siguientes fracciones molares; 0,36 de Br₂, 0,25 de Cl₂, y 0,39 de F₂. Si la presión total de la mezcla es 2,9 atmósferas, determinar la presión parcial de cada gas.

$$P_{\text{Br}_2} = X_{\text{Br}_2} * P_t = 0,36 * 2,9 \text{ atm} = 1,044 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = X_{\text{Cl}_2} * P_t = 0,25 * 2,9 \text{ atm} = 0,725 \text{ atm}$$

$$P_{\text{F}_2} = X_{\text{F}_2} * P_t = 0,39 * 2,9 \text{ atm} = 1,131 \text{ atm}$$

3.- En un balón de 5 L, se tiene una muestra que contiene 2,43 moles de nitrógeno y 3,07 moles de oxígeno, a 298,15 K. Determina:

- la presión total de los gases en el balón
- la presión parcial de cada gas en el recipiente, por las leyes de Dalton

Desarrollo a.-

Determinamos los moles totales: $2,43 \text{ mol de N}_2 + 3,07 \text{ mol de O}_2 = 5,5 \text{ mol}$

A través de ley de los gases ideales, obtendremos la presión total de los gases en el balón:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$n = 5,5 \text{ mol}$$

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

$$T = 298,15 \text{ K}$$

$$V = 5,0 \text{ L}$$

$$P = \frac{5,5 \text{ mol} \times 0,082 \left(\frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \times 298,15 \text{ K}}{5,0 \text{ L}} = 26,89 \text{ atm}$$

Desarrollo b.-

Determinaremos las fracciones molares de cada gas:

$$X_{\text{N}_2} = \frac{2,43 \text{ mol}}{5,5 \text{ mol}} = 0,44$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{3,07 \text{ mol}}{5,5 \text{ mol}} = 0,56$$

Finalmente determinamos las presiones parciales de cada gas:

$$P_{\text{N}_2} = 0,44 \cdot 26,89 \text{ atm} = 11,83 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = 0,56 \cdot 26,89 \text{ atm} = 15,05 \text{ atm}$$

Para comprobar, sumamos las presiones parciales y el resultado debe ser igual a la presión total del sistema:

$$11,83 \text{ atm} + 15,05 \text{ atm} = 26,89 \text{ atm}$$