

EJERCICIOS RESUELTOS

GASES

1.- Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a una presión de 750 mm Hg . ¿Qué volumen ocupará a una presión de $1,2 \text{ atm}$. si la temperatura no cambia?

$$V_2 = 65,8 \text{ cm}^3$$

2.- El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20°C . Calcula el volumen a 90°C si la presión permanece constante.

$$V_2 = 247,78 \text{ cm}^3$$

3.- Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mm Hg cuando la temperatura es de 25°C . Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200°C .

$$P_2 = 1055,1 \text{ mm Hg}$$

4.- Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm^3 y contiene 34 g de amoníaco. Si manteniendo constante la P y la T , se introducen 68 g de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente?

Ar (N)=14. Ar (H)=1.

$$V_2 = 1500 \text{ cm}^3$$

5.- Un gas ocupa un volumen de 2 l en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 50°C ?

$$V_1 = 1,18 \text{ L}$$

6.- Un recipiente cerrado de 2 l . contiene oxígeno a 200°C y 2 atm . Calcula:

a) Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.

b) Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente.

Ar(O)=16.

a) $n = 0,1 \text{ mol de O}_2$

b) $N = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de O}_2$

7.- Tenemos $4,88 \text{ g}$ de un gas cuya naturaleza es SO_2 o SO_3 . Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 L y observamos que la presión que ejercen a 27°C es de $1,5 \text{ atm}$. ¿De qué gas se trata?

El gas es el SO_3

8.-Un mol de gas ocupa 25 L y su densidad es $1,25 \text{ g/L}$, a una temperatura y presión determinadas. Calcula la densidad del gas en condiciones normales.

$$\rho_2 = 1,40 \text{ g/L}$$

9.- Un recipiente contienen 100 l de O₂ a 20 °C. Calcula: a) la presión del O₂, sabiendo que su masa es de 3,43 kg. b) El volumen que ocupara esa cantidad de gas en condiciones normales.

a) $P=25,75 \text{ atm}$

b) $V= 2401 \text{ L}$

10.- Calcula la fórmula molecular de un compuesto sabiendo que 1 L de su gas, medido a 25 °C y 750 mm Hg de presión tiene una masa de 3,88 g y que su análisis químico ha mostrado la siguiente composición centesimal: C, 24,74 %; H, 2,06 % y Cl, 73,20 %.

La fórmula del compuesto es C₂H₂Cl₂.

11.- En un recipiente de 5 L se introducen 8 g de He, 84 g de N₂ y 90 g de vapor de agua. Si la temperatura del recipiente es de 27 °C. Calcular: a) La presión que soportan las paredes del recipiente. b) La fracción molar y presión parcial de cada gas.

a) $P=49,2 \text{ atm}$

b) $X_{\text{He}} = \frac{n^{\circ} \text{ moles He}}{n^{\circ} \text{ moles totales}} = \frac{2}{10} = 0,2; \quad X_{\text{N}_2} = \frac{n^{\circ} \text{ moles N}_2}{n^{\circ} \text{ moles totales}} = \frac{3}{10} = 0,3;$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n^{\circ} \text{ moles H}_2\text{O}}{n^{\circ} \text{ moles totales}} = \frac{5}{10} = 0,5;$$

Como se puede comprobar, la suma de las presiones parciales: $\sum X_i = 1$

Para calcular las presiones parciales, podemos aplicar la ecuación general para cada gas

$$P_{\text{He}} \cdot V = n_{\text{He}} R \cdot T; \quad P_{\text{He}} \cdot 5 \text{ l} = 2 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}; \quad P_{\text{He}} = 9,84 \text{ atm};$$

O bien multiplicando cada fracción molar por la presión total:

$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P_T; \quad P_{\text{N}_2} = 0,3 \cdot 49,2 \text{ atm} = 14,76 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = X_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_T; \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,5 \cdot 49,2 \text{ atm} = 24,6 \text{ atm}$$

La suma de las presiones parciales es la presión total:

$$9,84 \text{ atm} + 14,76 \text{ atm} + 24,6 \text{ atm} = 49,2 \text{ atm}.$$

12.- El aire contiene aproximadamente un 21 % de oxígeno, un 78 % de nitrógeno y un 0,9 % de argón, estando estos porcentajes expresados en masa. ¿Cuántas moléculas de oxígeno habrá en 2 litros de aire? ¿Cuál es la presión ejercida si se mete el aire anterior en un recipiente de 0,5 L de capacidad a la temperatura de 25 °C?

La densidad del aire = 1,293 g/L.

a) Primeramente averiguamos la masa de 2 l de aire:

$$d = \frac{m}{V}; \quad 1,293 \text{ g/l} = \frac{m}{2 \text{ l}}; \quad m = 2,586 \text{ g.}$$

Calculamos la masa que hay de cada componente en los 2 l de aire:

$$\text{masa de } O_2 = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{21}{100} = 0,543 \text{ g de } O_2. \quad \text{masa de } N_2 = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{78}{100} = 2,017 \text{ g de } N_2.$$

$$\text{masa de Ar} = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{0,9}{100} = 0,023 \text{ g de Ar.}$$

Utilizamos el N_A para calcular las moléculas que hay de oxígeno:

$$\frac{32 \text{ g } O_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2} = \frac{0,543 \text{ g } O_2}{X}; \quad X = 1,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2.$$

b) Calculamos los moles de cada componente y los sumamos:

$$\text{moles de } O_2 = \frac{0,543 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,017 \text{ moles}; \quad \text{moles de } N_2 = \frac{2,017 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,072 \text{ moles};$$

$$\text{moles de Ar} = \frac{0,023 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 0,006 \text{ moles}; \quad n^\circ \text{ moles totales} = 0,017 + 0,072 + 0,006 = 0,095;$$

Aplicando la ecuación general de los gases:

$$P \cdot 0,5 \text{ l} = 0,095 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}; \quad P = 4,64 \text{ atm.}$$