



Universidad Nacional Mayor de San Marcos

Universidad del Perú. Decana de América

Facultad de Ingeniería Electrónica y Eléctrica

**ESTADO GASEOSO. PRINCIPIOS DE LA TEORÍA DE
GASES, LEY GENERAL DE LOS GASES IDEALES.**

AUTOR

ALVARADO CÁNOVA, André Manuel

DOCENTE

Mg. Ing. María Vanessa Cuba Tello

Lima, Perú

2023

1. Una mezcla de 17,6 g de CO₂, 4,81 g de CH₄ y 5,6 g de CO, ejerce una presión sobre el recipiente que la contiene, de 800mmHg. Calcula la presión parcial del CH₄ en la mezcla.

Datos:

$$m_{\text{CO}_2}=17.6 \text{ gr}$$

$$m_{\text{CH}_4}= 4.81 \text{ gr}$$

$$m_{\text{CO}}=5.6 \text{ g}$$

$$P_T=800\text{mmHg}$$

Calcular $P_{\text{CH}_4}=X$

Masas moleculares:

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

$$M_{\text{CH}_4}= 12\text{g/mol} + 4(1 \text{ gr/mol}) = 16 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CO}}= 12\text{g/mol} + 16 \text{ gr/mol}) = 28 \text{ g/mol}$$

de moles de cada uno:

$$\text{Moles CO}_2: 17.6 \text{ gr} / 44 \text{ gr/mol} = 0.4 \text{ moles}$$

$$\text{Moles CH}_4: 4.81 \text{ gr} / 16 \text{ gr/mol} = 0.3 \text{ moles}$$

$$\text{Moles CO: } 5.6 \text{ gr} / 28 \text{ gr/mol} = 0.2 \text{ moles}$$

$$\text{\# de moles totales: } 0.9 \text{ moles}$$

Presión parcial del CH₄:

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{\text{moles CH}_4}{\text{moles totales}} * \text{Presión Total}$$

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{0.3 \text{ moles}}{0.9 \text{ moles}} * 800\text{mmHg} = 266.67 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{CH}_4} = 266.67 \text{ mmHg}$$

2. Un globo inflado tiene un volumen de 6.0 L en el nivel del mar (1.0 atm) y se le permite ascender hasta que la presión es de 0.45 atm. Durante el ascenso, la temperatura del gas baja desde 22°C hasta 21°C. Calcule el volumen del globo en su altitud final.

Datos:

$$\text{Volumen inicial: } V_1 = 6 \text{ L}$$

$$\text{Presión inicial: } P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$\text{Presión final: } P_2 = 0.45 \text{ atm}$$

$$\text{Temperatura inicial: } T_1 = 22 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Temperatura final: } T_2 = 21 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Volumen final: } V_2 = X \text{ L}$$

Solución:

$$\text{Temperatura inicial: } 22^\circ\text{C} = (22 + 273.15) \text{ }^\circ\text{K} = 295.15 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$\text{Temperatura final: } 21^\circ\text{C} = (21 + 273.15) \text{ }^\circ\text{K} = 294.15 \text{ }^\circ\text{K}$$

1. Calculamos el volumen final con la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

$$\frac{(1 \text{ ATM}) \times (6 \text{ L})}{295.15 \text{ }^\circ\text{K}} = \frac{(0.45 \text{ ATM}) \times V_2}{294.15 \text{ }^\circ\text{K}}$$

$$V_2 = \frac{(1 \text{ ATM}) \times (6 \text{ L}) \times (294.15 \text{ }^\circ\text{K})}{(295.15 \text{ }^\circ\text{K}) \times (0.45 \text{ ATM})}$$

$$V_2 = 13.3 \text{ L}$$

3. Una muestra de aire seco de masa total 1,0 g contiene casi exclusivamente: 0,76 g de nitrógeno (N₂) y de 0,24 g de oxígeno (O₂). Datos MA: N = 14, O = 16. Calcula:

a) La cantidad de cada gas en moles.

Para N₂:

$$(0.76\text{g})/(14\text{g/mol}) = 0.0543\text{mol}$$

Para O₂:

$$(0.24g)/(16g/mol) = 0.015mol$$

b) Los moles totales.

$$\text{Moles totales: } 0.0543mol + 0.015mol = 0.0693mol$$

c) Las fracciones molares.

Nitrógeno:

$$x_{N_2} = 0.0543mol / 0.0693mol = 0.784$$

Oxígeno:

$$x_{O_2} = 0.015mol / 0.0693mol = 0.216$$

d) Las presiones parciales, siendo P_T = 10 atm.

Nitrógeno:

$$P_{N_2}: 10 \text{ atm} * 0.784 = 7.84 \text{ atm}$$

Oxígeno:

$$P_{O_2}: 10 \text{ atm} * 0.216 = 2.16 \text{ atm}$$

4. Se efectúa una serie de mediciones para determinar la masa molar de un gas desconocido. Primero, se evacua un matraz grande y se determina su masa, que es de 134.567 g. A continuación, se llena el matraz con el gas hasta una presión de 735 torr a 31°C y se vuelve a determinar la masa, que ahora es de 137.456 g. Por último, el matraz se llena con agua a 31°C y se vuelve a pesar; su masa es ahora de 1067.9 g. (La densidad del agua a esta temperatura es de 0.997 g/mL.) Suponiendo que la ecuación del gas ideal es válida para este caso, calcule la masa molar del gas desconocido.

Datos:

Masa del matraz = 134.567 g

Masa del matraz con gas = 137.456 g

Masa del matraz con agua y gas = 1067.9 g

Presión = 735 torr

Temperatura = 31°C

Densidad = 0.997 g/mol

Solución:

$$\text{Masa del gas} = 137.456 \text{ g} - 134.567 \text{ g} = 2.889 \text{ g}$$

M = Masa molar del gas

1. Aplicamos la Ley de los gases ideales

$$PV = RTn$$

$$735 \text{ torr} \times V = 62.36 \frac{\text{L} \times \text{torr}}{\text{mol} \times \text{K}} \times (31 + 273.15)\text{K} \times (2.889 \text{ g/M})$$

$$V = 74.55 \frac{\text{L} \times \text{g}}{\text{mol}} / M$$

2. Hallamos masa del agua

$$1067.9 \text{ g} = 137.456 \text{ g} + \text{Masa del agua}$$

$$\text{Masa del agua} = 930.4 \text{ g}$$

3. Hallamos volumen

$$D = \frac{m}{V}$$

$$0.997 \text{ g/mol} = 930.4 \text{ g} / V$$

$$V = 933.2 \text{ ml}$$

$$V = 0.9332 \text{ L}$$

4. Reemplazamos en la primera ecuación y hallamos la masa molar del gas

$$V = 74.55 \frac{\text{L} \times \text{g}}{\text{mol}} / M$$

$$0.9332 \text{ L} = 74.55 \frac{\text{L} \times \text{g}}{\text{mol}} / M$$

$$M = 79.89 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

5. Una mezcla gaseosa hecha con 6.00 g de O₂ y 9.00 g de CH₄ se coloca en un recipiente de 15.0 L a 0°C. Calcule la presión parcial de cada gas y la presión total en el recipiente.

Datos:

$$V = 15 \text{ L}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$$

Solución:

1. Hallamos el número de moles

$$n^{\circ}\text{O}_2 = 32/6 = 5.3 \text{ mol}$$

$$n^{\circ}\text{CH}_4 = 16/9 = 1.7 \text{ mol}$$

$$n^{\circ}\text{Totales} = 5.3 + 1.7 = 7 \text{ moles}$$

2. Hallamos la presión total

$$P \times V = R \times T \times n$$

$$P_t \times 15 \text{ L} = 0.082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 273 \text{ }^\circ\text{K} \times 7 \text{ mol}$$

$$P_t = 10.45 \text{ atm}$$

3. Hallamos la presión parcial de O₂

Aplicamos la ecuación de estado para la mezcla y el oxígeno

$$O_2: P_{O_2} \times V_t = R \times T \times n_{O_2}$$

$$Mezcla = P_t \times V_t = R \times T \times n^\circ \text{ Totales}$$

Dividimos ambas ecuaciones

$$\frac{P_{O_2}}{P_t} = \frac{n_{O_2}}{n_t}$$

Reemplazamos

$$\frac{P_{O_2}}{10.45 \text{ atm}} = \frac{5.3 \text{ mol}}{7 \text{ mol}}$$

$$P_{O_2} = 7.91 \text{ atm}$$

4. Hallamos la presión parcial de CH₄ usando la ley de Dalton

$$P_t = P_{O_2} + P_{CH_4}$$

$$10.45 \text{ atm} = 7.91 \text{ atm} + P_{CH_4}$$

$$P_{CH_4} = 2.54 \text{ atm}$$

6. El CO se oxida a CO₂ según la ecuación $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$. Si se mezclan 2 L de CO(g) con 2 L de O₂(g), ¿qué volumen total final se tendrá una vez que la reacción haya llegado a su término, suponiendo que no hay cambio en la temperatura y en la presión total?

Ecuación de la reacción química:

Se mezclan:

V_{CO} = 2L de CO

V_{O₂} = 2L de O₂

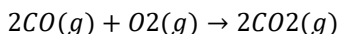
P = cte.

T = cte.

Reactivo Limitante: CO

#moles CO = 2 moles

#moles O₂ = 2 moles



Se requieren reaccionar 2 moles de CO con 1 mol de O₂ para formar 2 moles de CO₂.

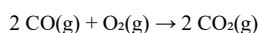
Reactivo Limitante: CO

$$\frac{CO}{O_2} = \frac{CO'}{O_2'}$$

$$\frac{CO}{O_2} = \frac{2}{2} = 1:1 \text{ (teoría)}$$

$$\frac{CO}{O_2} = \frac{2}{1} = 2:1 \text{ (en la ecuación)}$$

- De acuerdo con la reacción dada.



Se requieren reaccionar 2 moles de CO con 1 mol de O₂ para formar 2 moles de CO₂.

Es decir, cuando se mezclan 2L de CO con 2 L de O₂, el volumen total de la mezcla será:

Aplicando la Ley de los Gases:

$$PV = nRT \rightarrow n = PV/RT \text{ (1)}$$

Donde: R = 0,08206 atm. L/mol °C

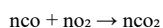
Así para cada uno de los componentes el número de moles será:

$$n_{CO} = P \times 2L/RT$$

$$n_{O_2} = P \times 2L/RT$$

$$n_{CO_2} = P \times V/RT$$

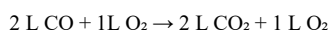
Como no hay cambios en la temperatura, ni la presión total y R: la constante de los gases es igual, se tiene de acuerdo con la reacción:



$$P \times 2L/RT + P \times 1L/RT \rightarrow P \times 2L/RT$$

$$P/RT (2L + 1L) \rightarrow P/RT (2L) + 1LO_2$$

-Simplificando de cada lado de la reacción el término P/RT



Lo que significa que la mezcla total será igual a 3 L, 2 L de CO₂ más 1 L de O₂ excedente, que no reacciona.

7. Un estudio de los efectos de ciertos gases sobre el crecimiento de las plantas requiere una atmósfera sintética formada por 1.5% mol de CO₂, 18.0% mol de O₂ y 80.5% mol de Ar.

- a) Calcule la presión parcial del O₂ en la mezcla si la presión total de la atmósfera debe ser de 745 torr.**
- b) Si esta atmósfera se debe contener en un espacio de 120 L a 295 K, ¿cuántos moles de O₂ se necesitan?**

Aplicaremos la ecuación de presión parcial que nos indica que la presión total es la suma de las presiones parciales:

$$P_t = P_{CO_2} + P_{O_2} + P_{Ar}$$

Donde X representa la fracción molar de cada compuesto. Ahora la atmósfera se tiene que está compuesta por 1.5 % de CO₂, 18% O₂ y 80.5 % de Ar. Estos porcentajes representan la fracción molar de cada elemento. Entonces la presión parcial del oxígeno será:

$$P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P_t$$

$$P_{O_2} = 0.180 \cdot 0.98 \text{ atm} = 0.1764 \text{ atm}$$

La presión parcial del oxígeno es de 0.1764 atm.

Aplicamos ahora la ecuación de gases ideales.

$$PV = R \cdot n \cdot T$$

$$(0.1764 \text{ atm}) \cdot (120L) = (0.082 \text{ atm} \cdot L/mol \cdot K) \cdot (295.15 K) \cdot n$$

$$n = 0.87 \text{ mol de } O_2$$

Bajo esa presión parcial se necesitan 0.87 moles de oxígeno.