



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.**

AUTORES

ALVARADO CÁNOVA, André Manuel

DÁVILA PUCUHUAYLA, Jazmín Sarai

ZARATE REA, José Alexis

LIÑAN PRADO, Franklin Efraín

MAURICIO BOBADILLA, Eduardo Francisco

VILLAYERDE SALAZAR, Brad Valentino

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 PT = 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:

Masa del gas = 137.456 g - 134.567 g = 2.889 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

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

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

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

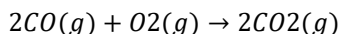
P = cte.

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.

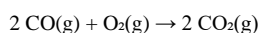
Reactivo Limitante: CO

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

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

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

- 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

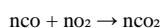
Así para cada uno de los componentes el número de moles será:

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

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

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

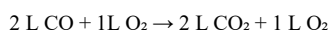
Como no hay cambios en la temperatura, ni la presión total y R: la constante de los gases es igual, se tiene de acuerdo con la reacción:



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

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

-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.