

Contents

Clase 2 del Módulo 6: Ley de los Gases Ideales y Aplicaciones

1. Objetivos Específicos de la Clase:

- Comprender la derivación y el significado de la Ley de los Gases Ideales.
- Aplicar la Ley de los Gases Ideales para resolver problemas que involucran cambios en presión, volumen, temperatura y número de moles.
- Diferenciar entre la Ley de los Gases Ideales y las leyes empíricas de los gases (Boyle, Charles, Avogadro).
- Introducir el concepto de Ley de Dalton de las presiones parciales.

2. Contenido Teórico Detallado:

- **La Ley de los Gases Ideales: $PV = nRT$**
 - Derivación de la Ley de los Gases Ideales a partir de las leyes empíricas:
 - * Ley de Boyle: $P \propto 1/V$ (a n y T constantes)
 - * Ley de Charles: $V \propto T$ (a n y P constantes)
 - * Ley de Avogadro: $V \propto n$ (a P y T constantes)
 - * Combinando estas relaciones: $V \propto nT/P$, lo que lleva a $PV \propto nT$. Introduciendo la constante de proporcionalidad R (constante de los gases ideales): $PV = nRT$.
 - Definición de la constante de los gases ideales (R) y sus diferentes valores según las unidades utilizadas:
 - * $R = 0.0821 \text{ L atm / (mol K)}$
 - * $R = 8.314 \text{ J / (mol K)}$
 - Condiciones estándar de temperatura y presión (STP): 0°C (273.15 K) y 1 atm. El volumen molar de un gas ideal a STP es de 22.4 L.
- **Aplicaciones de la Ley de los Gases Ideales:**
 - Cálculo de la densidad de un gas:
 - * A partir de $PV = nRT$, sabemos que $n = m/M$ (donde m es la masa y M es la masa molar). Sustituyendo, obtenemos $PV = (m/M)RT$.
 - * Reorganizando, $m/V = PM/RT$. Dado que la densidad (d) es m/V , entonces $d = PM/RT$.
 - Cálculo de la masa molar de un gas:
 - * A partir de $d = PM/RT$, podemos despejar la masa molar: $M = dRT/P$.
 - Relaciones de los gases ideales con cambios en las condiciones:
 - * Si la cantidad de gas (n) es constante: $(P_1V_1)/T_1 = (P_2V_2)/T_2$.
- **Ley de Dalton de las Presiones Parciales:**
 - En una mezcla de gases, la presión total es la suma de las presiones parciales de cada gas.
 - $P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$
 - La presión parcial de un gas es la presión que ejercería si ocupara el volumen total solo.
 - $P_i = x_i \cdot P_t$, donde x_i es la fracción molar del gas i .
 - La fracción molar de un gas es el número de moles del gas dividido por el número total de moles en la mezcla: $x_i = n_i / n_t$.

3. Ejemplos y Casos de Estudio:

- **Ejemplo 1: Cálculo de Volumen**
 - Problema: ¿Qué volumen ocupan 2 moles de nitrógeno gaseoso a 25°C y 740 mmHg?
 - Solución:
 - * $T = 25^\circ\text{C} = 298.15 \text{ K}$
 - * $P = 740 \text{ mmHg} = 740/760 \text{ atm} = 0.974 \text{ atm}$
 - * $V = nRT/P = (2 \text{ mol} * 0.0821 \text{ L atm / (mol K)} * 298.15 \text{ K}) / 0.974 \text{ atm} = 50.2 \text{ L}$
- **Ejemplo 2: Cálculo de Densidad**
 - Problema: Calcular la densidad del dióxido de carbono (CO_2) a 30°C y 1 atm.
 - Solución:
 - * $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$

$$* T = 30^{\circ}\text{C} = 303.15 \text{ K}$$

$$* = PM/RT = (1 \text{ atm} * 44 \text{ g/mol}) / (0.0821 \text{ L atm} / (\text{mol K}) * 303.15 \text{ K}) = 1.77 \text{ g/L}$$

• **Ejemplo 3: Ley de Dalton**

– Problema: Un recipiente de 10 L contiene una mezcla de 0.5 moles de nitrógeno y 1.5 moles de oxígeno a 27°C. Calcular la presión parcial de cada gas y la presión total.

– Solución:

$$* n_t = 0.5 + 1.5 = 2 \text{ moles}$$

$$* P_t = nRT/V = (2 \text{ mol} * 0.0821 \text{ L atm} / (\text{mol K}) * 300.15 \text{ K}) / 10 \text{ L} = 4.93 \text{ atm}$$

$$* x(\text{N}_2) = 0.5/2 = 0.25$$

$$* x(\text{O}_2) = 1.5/2 = 0.75$$

$$* P(\text{N}_2) = 0.25 * 4.93 \text{ atm} = 1.23 \text{ atm}$$

$$* P(\text{O}_2) = 0.75 * 4.93 \text{ atm} = 3.70 \text{ atm}$$

4. Problemas Prácticos y Ejercicios con Soluciones:

1. ¿Qué presión ejercerán 0.75 moles de un gas ideal en un recipiente de 15 L a 20°C?

• Solución: $P = nRT/V = (0.75 \text{ mol} * 0.0821 \text{ L atm} / (\text{mol K}) * 293.15 \text{ K}) / 15 \text{ L} = 0.90 \text{ atm}$

2. Un gas ocupa un volumen de 5 L a STP. Si la temperatura aumenta a 100°C y la presión se duplica, ¿cuál será el nuevo volumen?

• Solución: $(P_1V_1)/T_1 = (P_2V_2)/T_2 \Rightarrow V_2 = (P_1V_1T_2) / (P_2T_1) = (1 \text{ atm} * 5 \text{ L} * 373.15 \text{ K}) / (2 \text{ atm} * 273.15 \text{ K}) = 3.41 \text{ L}$

3. Un recipiente contiene 4 g de H₂ y 32 g de O₂. Si la presión total es de 3 atm, ¿cuál es la presión parcial de cada gas?

• Solución:

$$- n(\text{H}_2) = 4 \text{ g} / 2 \text{ g/mol} = 2 \text{ moles}$$

$$- n(\text{O}_2) = 32 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$$

$$- n_t = 3 \text{ moles}$$

$$- x(\text{H}_2) = 2/3$$

$$- x(\text{O}_2) = 1/3$$

$$- P(\text{H}_2) = (2/3) * 3 \text{ atm} = 2 \text{ atm}$$

$$- P(\text{O}_2) = (1/3) * 3 \text{ atm} = 1 \text{ atm}$$

5. Materiales Complementarios Recomendados:

- Libros de texto de Química General.
- Simulaciones interactivas de la Ley de los Gases Ideales (PhET, ChemCollective).
- Videos explicativos sobre la Ley de Dalton y sus aplicaciones.
- Ejercicios resueltos adicionales disponibles en línea.