

Contents

Módulo 6: Gases Ideales y Equilibrio Químico - Clase 1: Introducción a los Gases Ideales	1
--	---

Módulo 6: Gases Ideales y Equilibrio Químico - Clase 1: Introducción a los Gases Ideales

Objetivos de la Clase:

- Definir el estado gaseoso y sus características principales.
- Identificar las variables que describen un gas: presión, volumen, temperatura y número de moles.
- Comprender el concepto de gas ideal y las condiciones bajo las cuales un gas real se aproxima a un comportamiento ideal.
- Enunciar y comprender las leyes empíricas de los gases: Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Avogadro.

Contenido Teórico Detallado:

1. El Estado Gaseoso:

Los gases son uno de los cuatro estados fundamentales de la materia (sólido, líquido, gas y plasma). Se caracterizan por:

- **Ausencia de forma y volumen definidos:** Los gases se expanden para llenar el recipiente que los contiene.
- **Alta compresibilidad:** Los gases pueden ser comprimidos significativamente.
- **Baja densidad:** Las densidades de los gases son mucho menores que las de los líquidos y sólidos.
- **Movimiento molecular aleatorio y constante:** Las moléculas de un gas se mueven de forma continua y aleatoria, chocando entre sí y con las paredes del recipiente.

2. Variables que Describen un Gas:

El estado de un gas está definido por cuatro variables principales:

- **Presión (P):** Fuerza ejercida por el gas por unidad de área. Se mide en unidades como Pascal (Pa), atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mmHg) o Torr.
- **Volumen (V):** Espacio ocupado por el gas. Se mide en unidades como litros (L) o metros cúbicos (m^3).
- **Temperatura (T):** Medida de la energía cinética promedio de las moléculas del gas. Se mide en unidades como Kelvin (K) o grados Celsius ($^{\circ}C$). **Es crucial utilizar la escala Kelvin en cálculos con gases.** La conversión es: $K = ^{\circ}C + 273.15$
- **Número de Moles (n):** Cantidad de sustancia del gas, que indica cuántas moléculas están presentes, utilizando el concepto del mol (6.022×10^{23} moléculas = 1 mol).

3. Gases Ideales vs. Gases Reales:

- **Gas Ideal:** Un gas ideal es un modelo teórico que simplifica el comportamiento de los gases reales. Se asume que las moléculas del gas no tienen volumen propio y que no existen fuerzas intermoleculares atractivas o repulsivas entre ellas.
- **Gas Real:** Los gases reales exhiben desviaciones del comportamiento ideal, especialmente a altas presiones y bajas temperaturas. Esto se debe a que las moléculas del gas sí tienen un volumen finito y experimentan fuerzas intermoleculares.

Cuándo un gas real se aproxima al comportamiento ideal:

Un gas real se comporta de manera más similar a un gas ideal cuando:

- **La presión es baja:** A bajas presiones, las moléculas están más separadas y el volumen molecular se vuelve despreciable en comparación con el volumen total.
- **La temperatura es alta:** A altas temperaturas, las moléculas tienen mayor energía cinética y las fuerzas intermoleculares se vuelven menos significativas en comparación con la energía del movimiento.

4. Leyes Empíricas de los Gases:

Estas leyes describen la relación entre dos variables de un gas manteniendo las otras constantes:

- **Ley de Boyle:** Relaciona la presión y el volumen a temperatura constante. Establece que el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión: $P_1 V_1 = P_2 V_2$ (a T y n constantes).
- **Ley de Charles:** Relaciona el volumen y la temperatura a presión constante. Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta: $V_1/T_1 = V_2/T_2$ (a P y n constantes). **Recuerda que la temperatura debe estar en Kelvin.**
- **Ley de Avogadro:** Relaciona el volumen y el número de moles a temperatura y presión constantes. Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles: $V_1/n_1 = V_2/n_2$ (a P y T constantes).

Ejemplos y Casos de Estudio:

- **Ejemplo Ley de Boyle:** Un gas ocupa un volumen de 10 L a una presión de 2 atm. Si la presión aumenta a 4 atm, manteniendo la temperatura constante, ¿cuál será el nuevo volumen?
– Solución: $P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V_2 = (P_1 V_1) / P_2 = (2 \text{ atm} * 10 \text{ L}) / 4 \text{ atm} = 5 \text{ L}$
- **Ejemplo Ley de Charles:** Un gas ocupa un volumen de 5 L a 27 °C. Si la temperatura aumenta a 227 °C, manteniendo la presión constante, ¿cuál será el nuevo volumen?
– Solución: Primero, convertir temperaturas a Kelvin: $T_1 = 27 + 273.15 = 300.15 \text{ K}$; $T_2 = 227 + 273.15 = 500.15 \text{ K}$ $V_1/T_1 = V_2/T_2 \Rightarrow V_2 = (V_1 T_2) / T_1 = (5 \text{ L} * 500.15 \text{ K}) / 300.15 \text{ K} = 8.33 \text{ L}$

Problemas Prácticos con Soluciones:

1. Un globo contiene 5 L de aire a 25 °C y 1 atm. Si se calienta el globo a 50 °C, manteniendo la presión constante, ¿cuál será su nuevo volumen?
• Solución: Usar la Ley de Charles. Convertir temperaturas a Kelvin: $T_1 = 25 + 273.15 = 298.15 \text{ K}$; $T_2 = 50 + 273.15 = 323.15 \text{ K}$ $V_1/T_1 = V_2/T_2 \Rightarrow V_2 = (V_1 T_2) / T_1 = (5 \text{ L} * 323.15 \text{ K}) / 298.15 \text{ K} = 5.42 \text{ L}$
2. Un gas ocupa un volumen de 2 L a una presión de 3 atm. Si el volumen se reduce a 1 L, manteniendo la temperatura constante, ¿cuál será la nueva presión?
• Solución: Usar la Ley de Boyle: $P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow P_2 = (P_1 V_1) / V_2 = (3 \text{ atm} * 2 \text{ L}) / 1 \text{ L} = 6 \text{ atm}$

Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libros de texto de química general:** Revisar los capítulos sobre gases y leyes de los gases.
- **Simulaciones interactivas online:** Buscar simulaciones de las leyes de los gases para visualizar el efecto de las variables en el comportamiento de los gases. Ejemplos incluyen simulaciones de PhET (Universidad de Colorado).
- **Videos explicativos en plataformas como YouTube:** Buscar videos que expliquen las leyes de los gases con ejemplos resueltos.