

G13 Gases

1 Contexto

Los gases son un estado de la materia sin forma ni volumen fijo, que se expanden para ocupar el recipiente donde están. Su comportamiento se describe mediante la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de sustancia. El modelo de gas ideal simplifica este comportamiento y permite, a través de las leyes de los gases, entender y predecir fenómenos cotidianos como la respiración, el uso de jeringas o el funcionamiento de globos aerostáticos.



2 Características de los gases

- No tienen forma ni volumen definido: siempre ocupan todo el recipiente que los contiene.
- Son compresibles: su volumen puede disminuir al aumentar la presión.
- Poseen baja densidad en comparación con sólidos y líquidos.
- Se difunden y mezclan con facilidad, ocupando uniformemente el espacio disponible.
- Sus propiedades macroscópicas se describen a través de cuatro variables: **presión (P), volumen (V), temperatura (T) y cantidad de gas (n).**

3 Gases ideales.

La ley de los gases ideales es una ecuación de un gas hipotético, formado por partículas puntuales, sin atracción y cuyos choques son perfectamente elásticos que describe su comportamiento a distintas condiciones.

4 Ecuación General de los gases ideales.

Es la ecuación que describe normalmente la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de un gas ideal (en moles):

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

P Presión, medida en atmosferas, milímetros de mercurio, Torricelli, cm de H_2O , etc

V Volumen, medido en Litros, mililitros, centímetros cúbicos, etc.

n Moles de Gas.

R Constante universal de los gases ideales, $0.082060 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$, $8.3145 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$

T Temperatura absoluta, en grados Kelvin.

5 Procesos gaseosos particulares.

Procesos realizados manteniendo constante un par de sus cuatro variables (n , P , V , T), de forma que queden dos; una libre y otra dependiente (funciones). De este modo, la ecuación de los gases ideales puede ser operada simplificando 2 o más parámetros constantes.

5.1 Ley de Boyle—Mariotte.

También llamado proceso isotérmico. Afirma que, a temperatura y masa constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión.

$$P \propto \frac{1}{V} \qquad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

5.2 Ley de Charles.

También llamado proceso isobárico. Afirma que, a Presión y masa constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su Temperatura.

$$V \propto T \qquad V_1 \cdot T_2 = V_2 \cdot T_1$$

5.3 Ley de Gay Lussac.

También llamado proceso isocórico. Afirma que, a Volumen y masa constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su Temperatura.

$$P \propto T \qquad P_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot T_1$$

5.4 Ley de Avogadro.

En un proceso isobárico e isotérmico (a Presión y temperatura constante), el volumen de cualquier gas es proporcional al número de moles presente.

$$V \propto n \qquad V_1 \cdot n_2 = V_2 \cdot n_1$$

El volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal a una temperatura y presión dadas siempre es el mismo.

6 Ley combinada de los gases

Cuando la **cantidad de gas (n)** se mantiene constante, pero cambian simultáneamente la presión, el volumen y la temperatura, se utiliza la **ley combinada de los gases**:

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

Esta ecuación permite calcular el estado final de un gas conociendo sus condiciones iniciales y las nuevas condiciones a las que es sometido.

7 Volumen molar y condiciones normales.

El **volumen molar** es el volumen que ocupa **1 mol de gas** bajo condiciones específicas de presión y temperatura.

En **condiciones normales de presión y temperatura:**

- Temperatura = $0^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$
- Presión = $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$
- Volumen molar \approx **22,4 L/mol**

Esto significa que, sin importar de qué gas se trate, un mol siempre ocupa aproximadamente el mismo volumen bajo estas condiciones.

8 Conversiones de Unidades.

Para resolver problemas de gases es fundamental manejar algunas equivalencias:

- **Presión**
 - $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg} = 760\text{ torr} = 101,325\text{ Pa}$
 - $1\text{ bar} = 100,000\text{ Pa} \approx 0,987\text{ atm}$
- **Volumen**
 - $1\text{ L} = 1000\text{ mL} = 1000\text{ cm}^3$
- **Temperatura**
 - Conversión obligatoria:

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Siempre debes usar la **temperatura en Kelvin** en las leyes de los gases

9 Aplicaciones.

Las leyes de los gases no solo son útiles en cálculos de química, también explican fenómenos de la vida diaria:

- **Respiración:** al inhalar, los pulmones aumentan su volumen y disminuye la presión interna, permitiendo la entrada de aire (Ley de Boyle).
- **Globos aerostáticos:** el aire caliente ocupa más volumen a presión constante, generando la flotación del globo (Ley de Charles).
- **Aerosoles y jeringas:** al disminuir el volumen, aumenta la presión del gas en el envase, lo que permite la expulsión del líquido (Ley de Boyle).
- **Ollas a presión:** el aumento de presión eleva la temperatura de ebullición del agua, cocinando los alimentos más rápido (Ley de Gay-Lussac).