

Procesos Termodinámicos y Leyes de Gases

Ley de los gases ideales

Las moléculas de un sólido están colocadas en una red cristalina, y su libertad está restringida a pequeñas vibraciones en torno a los puntos de esa red. Las moléculas de un líquido se deslizan unas sobre otras organizadas en capas. En cambio, un gas no tiene un orden espacial macroscópico. Sus moléculas se mueven aleatoriamente, y sólo están limitadas por las paredes del recipiente que lo contiene (no tiene volumen propio).

Se han desarrollado leyes empíricas que relacionan las variables macroscópicas. En los gases ideales, estas variables incluyen la presión (P), el volumen (V) y la temperatura (T). A bajas presiones, las ecuaciones de estado de los gases son sencillas:

La ley de **Boyle-Mariotte** afirma que **el volumen de un gas a temperatura constante (ISOTERMIA) es inversamente proporcional a la presión.**

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

La primera ley de **Charles y Gay-Lussac** afirma que **el volumen de un gas a presión constante (FUNCIÓN ISOBÁRICA) es directamente proporcional a la temperatura absoluta.**

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

La segunda ley de **Charles y Gay-Lussac** sostiene que **a volumen constante (ISOCÓRICA) la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta.**

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Resumiendo:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2 = \text{constante}$$

Definiendo las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) como, 1 atmósfera y 273 °K, para el volumen que ocupa un mol de cualquier gas (22,4 dm³), esta constante se transforma en:

$$\text{Constante} = 1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 / 273 \text{ °K} \cdot \text{mol} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{°K} \cdot \text{mol}$$

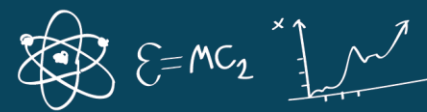
Y se define R como la constante de los gases ideales:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{°K} \cdot \text{mol}$$

La combinación de estas leyes proporciona la **LEY DE LOS GASES IDEALES**, también llamada **ECUACIÓN DE ESTADO** del gas ideal:

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

donde **n** es el número de moles.



actividad

- 1.- Una muestra de gas a temperatura constante disminuye su volumen a la mitad, ¿cómo será su nueva presión comparada con la inicial?.
- 2.- Una muestra de gas ocupa un volumen de 44,8 L en condiciones normales de 25°C y una presión de 1 atmósfera, ¿Cuál será su presión a una temperatura de 34 °C manteniendo un volumen constante?
- 3.- Cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 34 mL a la presión de 200 mm de Hg. ¿Qué volumen ocupará a la presión de 840 mm de Hg?
- 4.- Por descomposición del HgO se obtuvieron 34 L de oxígeno a la temperatura de 324°C. ¿Qué volumen ocupará si la temperatura se reduce a 45 °C?
- 5.- Una muestra de gas hidrógeno tiene un volumen de 500 mL a una presión de 0.92 atm. Si la presión se reduce a 538 mm de Hg. ¿Qué volumen ocupará el gas?
- 6.- Una masa de I₂ ocupa un volumen de 44,8 L a 760 mm de Hg y 0 °C. ¿Cuál es la cantidad de materia (n) existente?
- 7.- Un alpinista inhala 500 mL de aire a una temperatura de 10°C ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37°C? Considera la presión contante.
- 8.- Determine el volumen ocupado por 5.37 moles de un gas a 215°C y 1.33 atm de presión.
- 9.- Una balsa inflable se llena con gas a una presión de 800 mm de Hg a 16°C, Cuando la balsa se expone al sol, el gas se calienta hasta 44°C, ¿Cuál es la presión del gas dentro de la balsa, en estas condiciones?
- 10.- Se dispone de 25 L de oxígeno a 12°C y 708 mmHg de presión. ¿Qué volumen ocupará la misma cantidad de gas en condiciones normales de 1 atmósfera de presión, 25°C?
- 11.- Una masa de gas a 50 °C y 790 mmHg de presión ocupa 350 cm³. ¿Qué volumen ocupará el gas a 0 °C y 760 mmHg?