

GASES IDEALES , LEYES

GASES IDEALES:

1. No hay fuerzas entre las moléculas
2. El volumen ocupado por las moléculas es despreciable en comparación con el volumen total.
3. Las interacciones moleculares se pueden considerar nulas.
4. El volumen molecular es despreciable.

GASES REALES:

1. Se aproximan al comportamiento ideal cuando la **T** es suficientemente alta y la **P** baja. Se expanden mucho , por tanto las moléculas están separadas y disminuyen las interacciones entre ellas.
2. Las **P** altas y las **T** bajas : facilitan las fuerzas de atracción entre las moléculas y esto hace que su comportamiento se aleje de los Gases Ideales.

LEY DE BOYLE-MARIOTTE :

A temperatura constante , el volumen ocupado por un gas , es inversamente proporcional a la presión a la que está sometido. **$P \cdot V = Cte.$**

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

LEY DE CHARLES-GAY-LUSSAC

1. A presión constante el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta en que se encuentra.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V}{T} = Cte. \quad (L. de Charles) \quad V_f = V_0(1 + \alpha \cdot \Delta t); \quad \alpha = \frac{1}{273}$$

2. A volumen constante la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura en la cual se encuentra.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (L. de Gay-Lussac)$$

$$\text{Cero absoluto: } V_f = 0 \Rightarrow V_{-273} = \left(1 - \frac{273}{273}\right) = 0 \Rightarrow 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K} \Rightarrow T = 273 + ^\circ\text{C}$$

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES PERFECTOS

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{Cte.} \Rightarrow \mathbf{P \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

$$\text{Como } \mathbf{n = \frac{m}{Pm}} \Rightarrow \mathbf{P \cdot V = \frac{m}{Pm} \cdot R \cdot T} \Rightarrow \mathbf{Pm = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{P}}$$

$$\text{Y la densidad } \mathbf{\rho = \frac{m}{V}} \Rightarrow \mathbf{Pm = \rho \cdot \frac{R \cdot T}{P}}$$