

Propiedades de los Gases

Variables básicas

- Presión (p)
- Temperatura (T)

Gases ideales

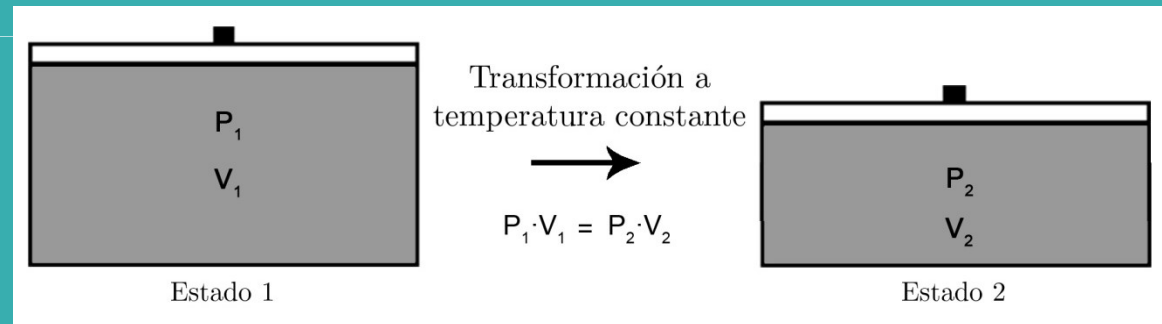
El conjunto de átomos o moléculas se mueven libremente sin interacciones.

La presión ejercida por el gas se debe a los choques de las moléculas con las paredes del recipiente.

El comportamiento de gas ideal se tiene a bajas presiones es decir en el límite de densidad cero.

Ley de Boyle

- Condiciones: $T = \text{ctte.}$; cantidad de sustancia (n) = ctte.
- Expresión:

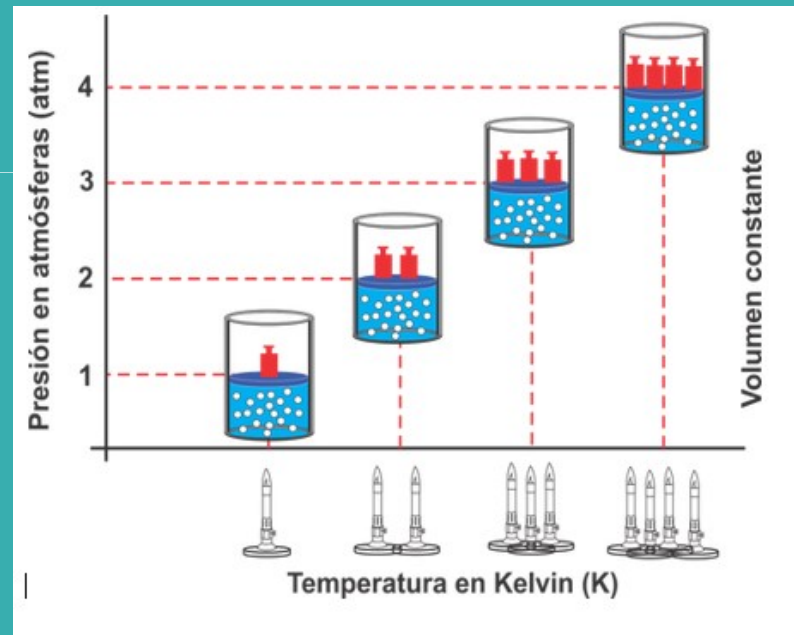


- Suposición: p deriva del impacto de partículas contra las paredes del recipiente.

Ley de Gay Lussac

- n y V constantes

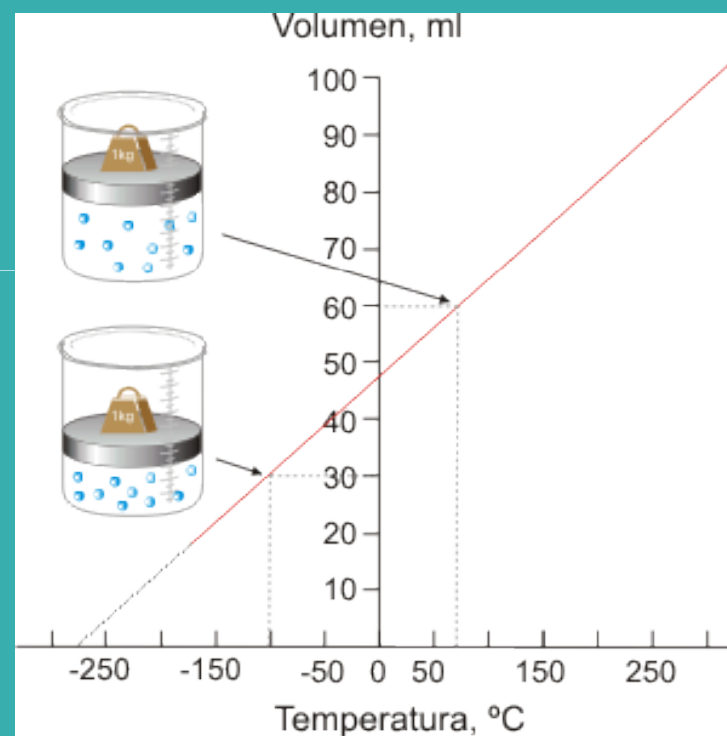
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



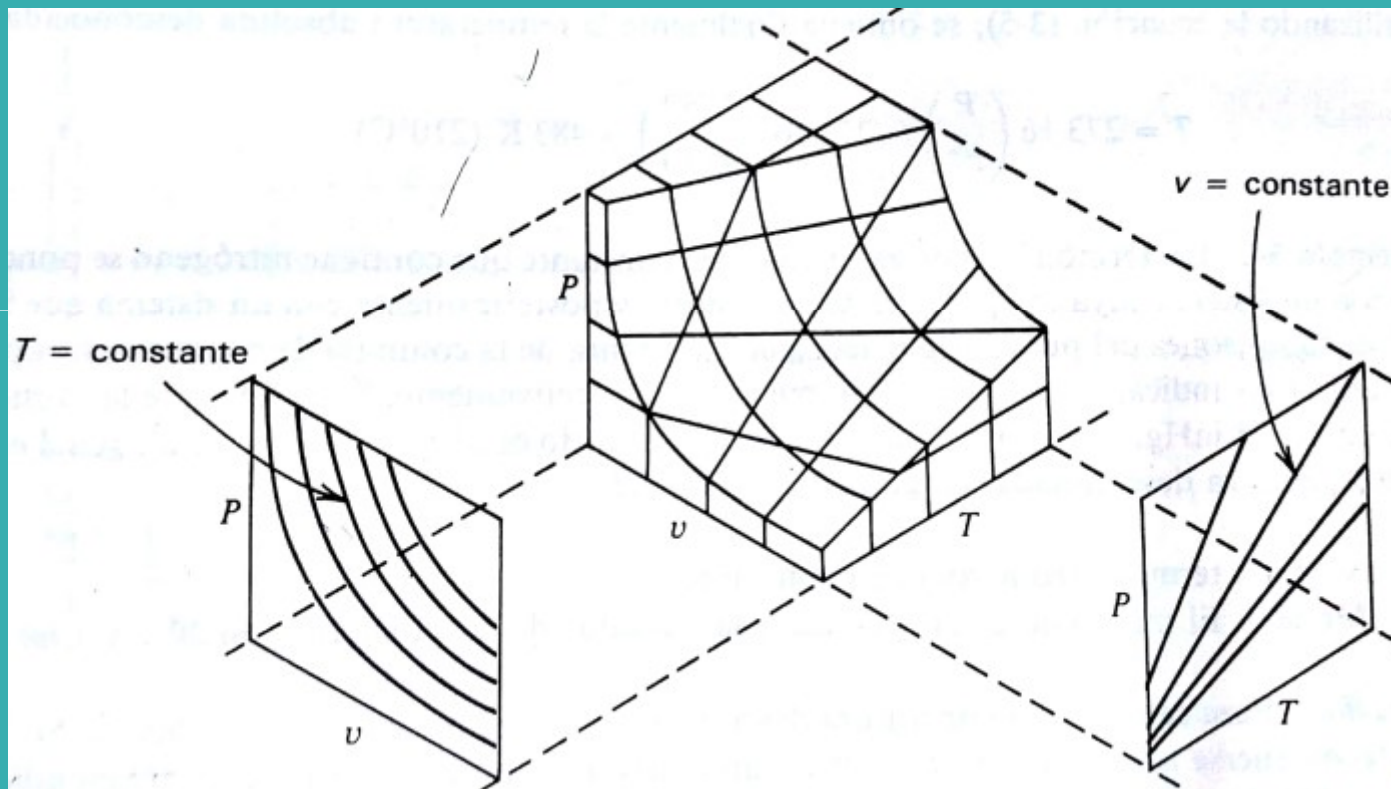
Ley de Charles

- n y p constantes

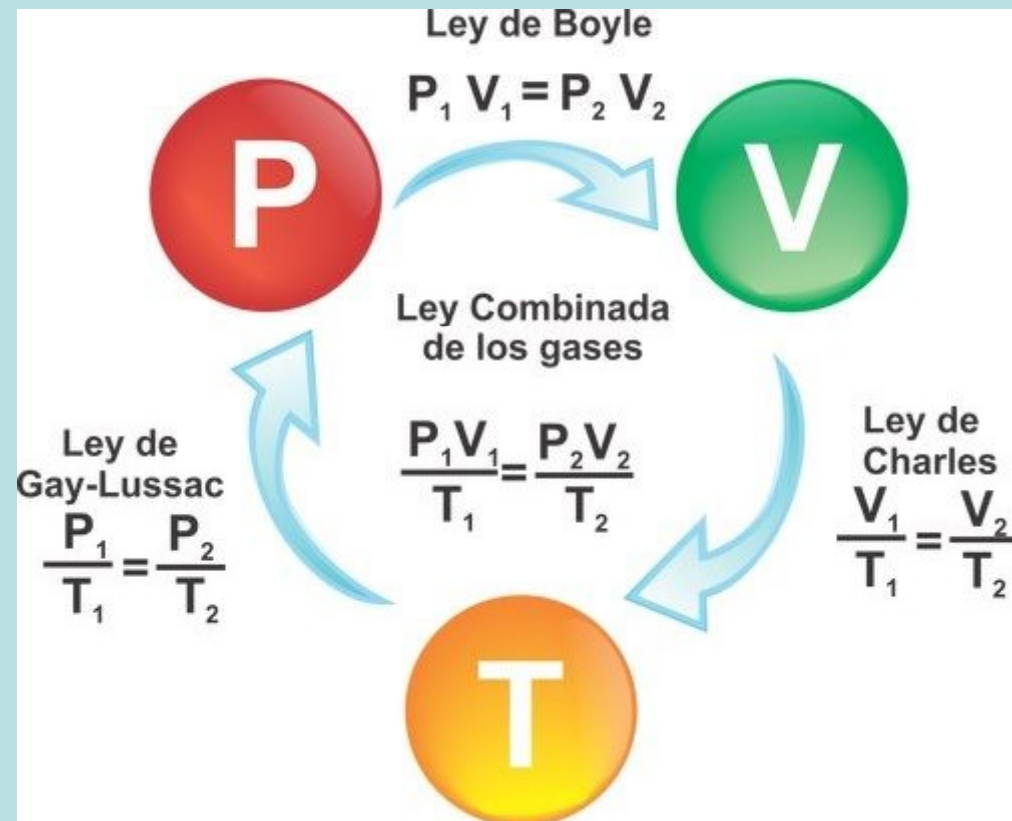
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Gráficamente



Resumen



Hipótesis de Avogadro

“Volúmenes iguales de gases, a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de partículas”



Dados p y T constantes, V es proporcional a n

Constante de los Gases (R)

- Se define V_m
- Se observa que la relación del producto de la presión y la temperatura con el volumen molar, a bajas presiones, es constante.
- A esa constante la denominamos R.

$$= 0,082057 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Mezclas de Gases

Determinación de presiones
parciales

Ley de Dalton

“La presión ejercida por una mezcla de gases que se comportan idealmente es la suma de las presiones ejercidas por cada uno de ellos cuando ocupan individualmente el mismo volumen”

Para dos gases (A y B)

$$p = p_A + p_B = (n_A + n_B) (RT/V)$$

Presión parcial del gas J

$$p_J = n_J(RT/V)$$



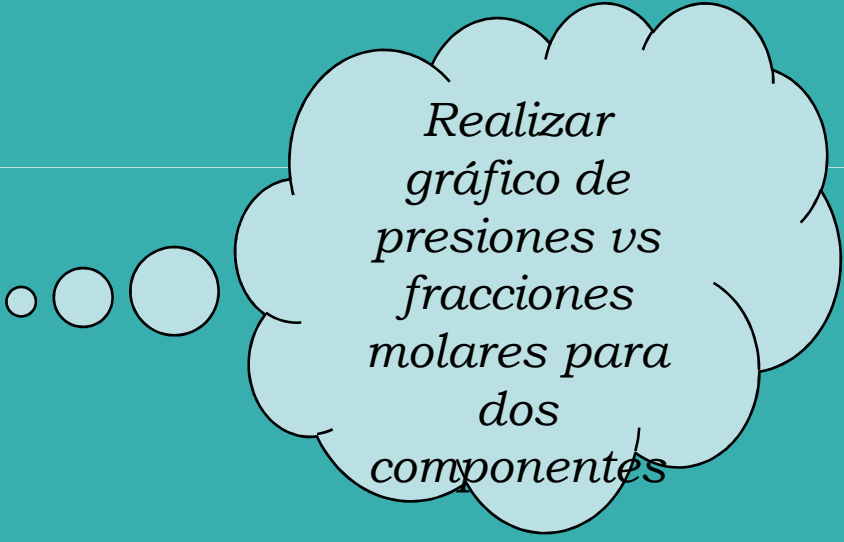
Ley de Dalton

Expresada como fracción molar del componente J (x_J)

Presión parcial del gas J

$$p_J = n_J(RT/V) = x_J n (RT/V) = x_J p$$

$$p_A = \frac{n_A}{n_T} \cdot p_T$$



Realizar gráfico de presiones vs fracciones molares para dos componentes