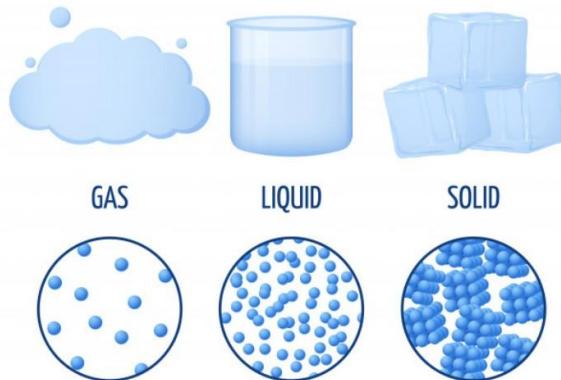


# estado gaseoso

Estados de la materia:

- Sólido
- Líquido
- Gaseoso

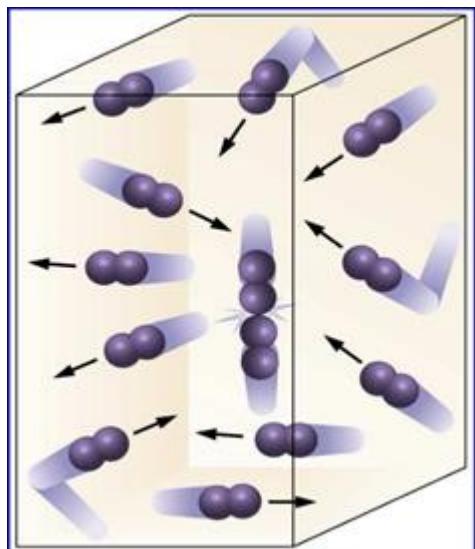


## Propiedades de los gases

- 😊 Expansibilidad
- 😊 Compresibilidad
- 😊 Efusión
- 😊 Difusibilidad

## Teoría cinético molecular de los gases

Muestra como se van a mover los gases de forma molecular

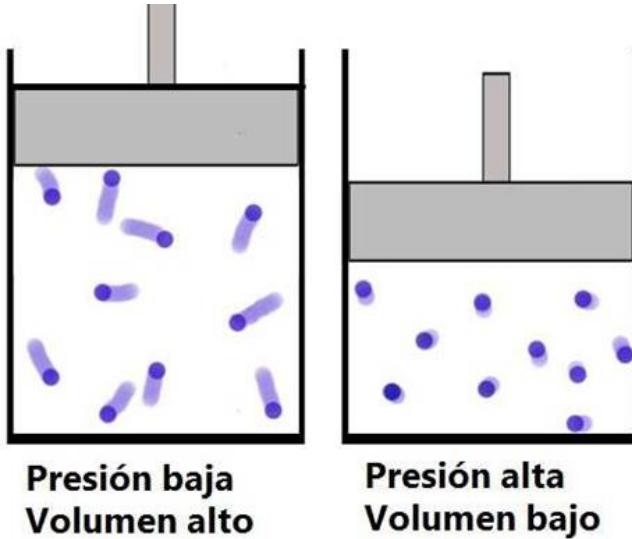


- 😊 Los gases están formados por moléculas, la distancia entre ellas es muy grande
- 😊 No hay fuerzas de atracción entre moléculas (van a estar chocando y separadas)
- 😊 Se encuentran en movimiento desordenado y al azar  
Los choques moleculares son elásticos
- 😊 La energía cinética de las moléculas depende de la  $T^\circ$ , si hay mayor movimiento hay más calor y al haber menos movimiento hay menos calor

Variables que afectan el comportamiento de los gases

- ☺ Volumen 1 m<sup>3</sup> = 1000 L y 1 L = 1000 mL
  - ☺ Presión atm, mm Hg o torr, Pa, bar
  - ☺ 1 atm = 780 mm Hg = 78 cm de Hg = 101325 Pa
  - ☺ Temperatura °C, K (K = °C + 273)
  - ☺ Cantidad de sustancia = Moles
- Mol = masa (gramos) / MM (masa molar)

## Ley de Boyle-Mariotte



Presión y volumen

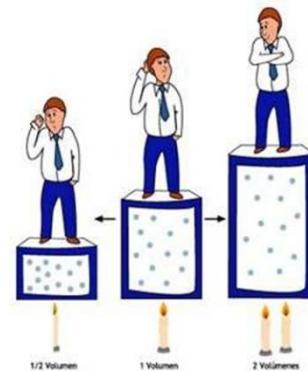
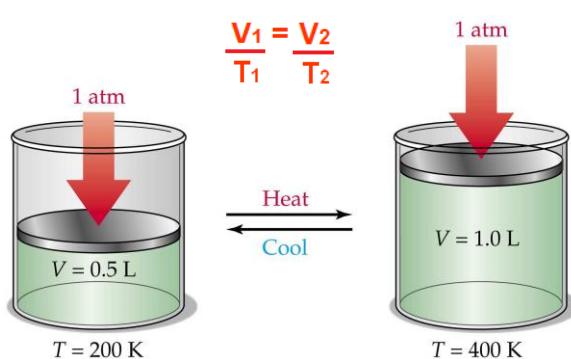
$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \text{ (inversamente proporcionales)}$$

- ☺ A mayor volumen, menor presión.
- ☺ A menor volumen, mayor presión.
- ☺ Para una masa fija de gas, a T° constante, la presión es inversamente proporcional al volumen.

## Ley de Charles

Para una masa fija de gas, a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

A mayor temperatura, mayor volumen, a menor temperatura menor volumen.

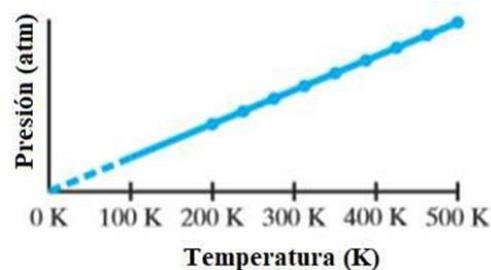
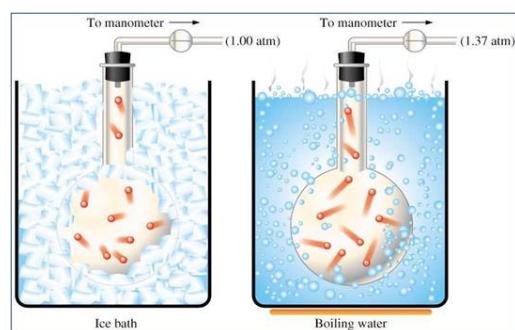
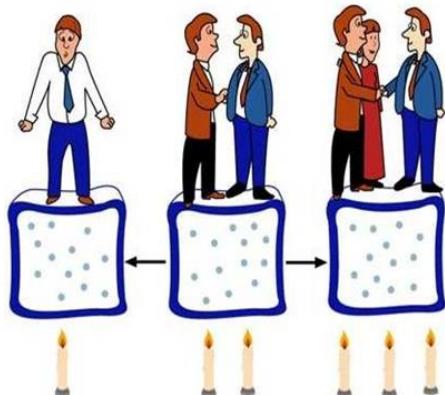


## Ley de Gay Lussac

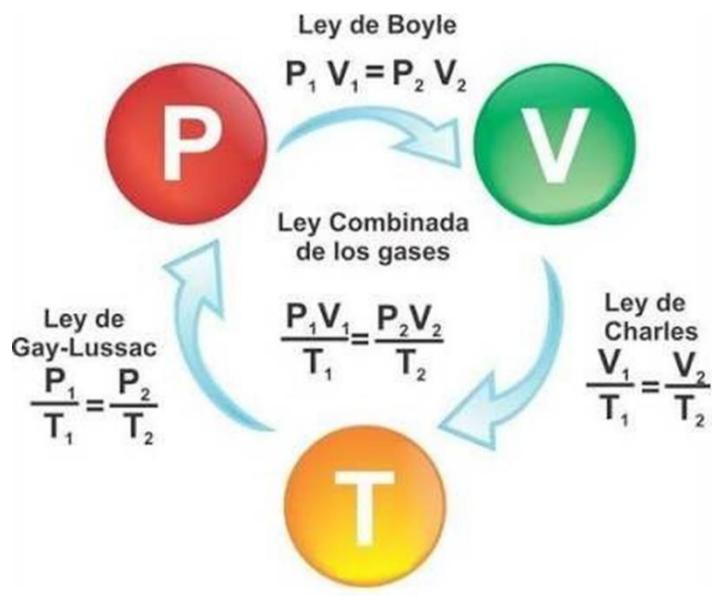
Al aumentar constantemente la presión y temperatura, el volumen se mantiene.

A volumen constante, la presión de una masa fija de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

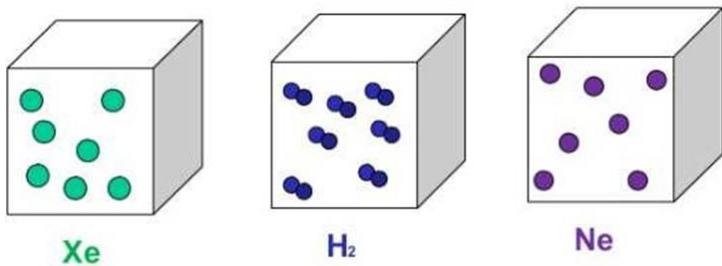
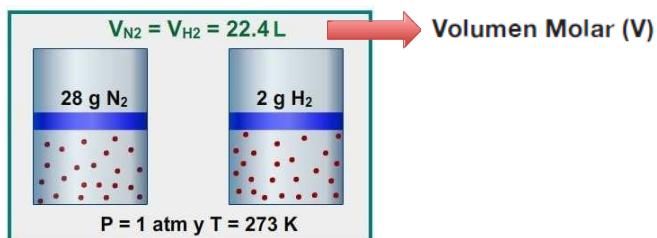


# Ley combinada de los gases



## Ley de Avogadro

Volumenes iguales de gases sometidos a la misma presión y temperatura contendrán igual número de moléculas



# Ecuación de estado de los gases ideales

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

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

**Presión (atm)**    **Volumen (L)**    **Nº de moles (moles)**

$1\text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$      $1\text{ L} = 1\text{ dm}^3$      $1\text{ mL} = 1\text{ cm}^3$

$n = \frac{m}{MM}$      $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Temperatura (K)

Condiciones estándar para un gas ideal 0°C (273) y 1 atm

- ☺ 1 mol de gas ideal ocupa 22,4 L a 0°C y 1 atm
- ☺ 1 atm \* 22,4 L = 1 mol \* 273 K \* R
- ☺ 22,4 = 273 \* R

## Ley de Dalton

$$P_a = \frac{n_a \times R \times T}{V}$$

La presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que la componen.

