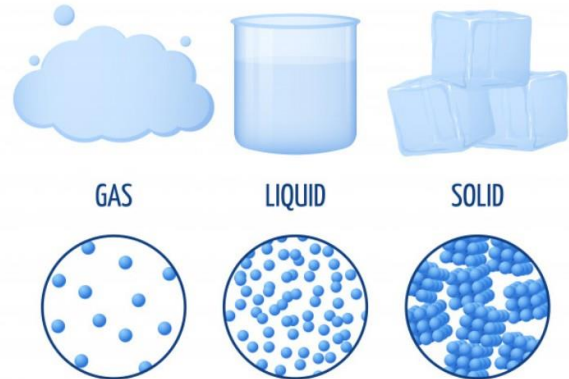


estado gaseoso

Estados de la materia:

- Sólido
- Líquido
- Gaseoso

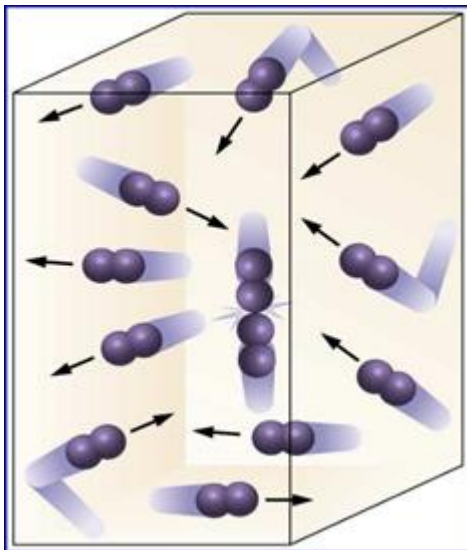


Propiedades de los gases

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

Teoría cinético molecular de los gases

Muestra como se van a mover los gases de forma molecular

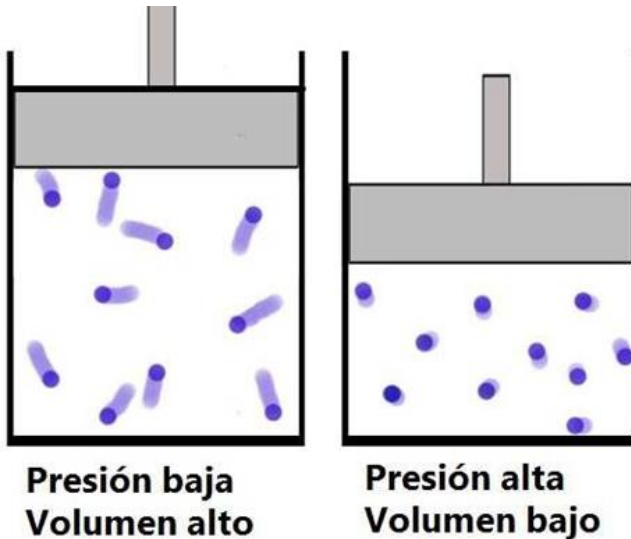


- 😊 Los gases están formados por moléculas, la distancia entre ellas es muy grande
 - 😊 No hay fuerzas de atracción entre moléculas (van a estar chocando y separadas)
 - 😊 Se encuentran en movimiento desordenado y al azar
- Los choques moleculares son elásticos
- 😊 La energía cinética de las moléculas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

Variables que afectan el comportamiento de los gases

- 😊 Volumen $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$ y $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$
- 😊 Presión atm, mm Hg o torr, Pa, bar
- 😊 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm de Hg} = 101325 \text{ Pa}$
- 😊 Temperatura $^{\circ}\text{C}$, K ($K = ^{\circ}\text{C} + 273$)
- 😊 Cantidad de sustancia = Moles
 $\text{Mol} = \text{masa (gramos)} / \text{MM (masa molar)}$

Ley de Boyle-Mariotte



Presión y volumen

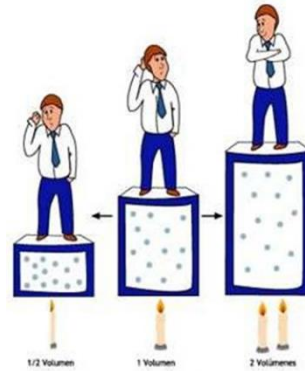
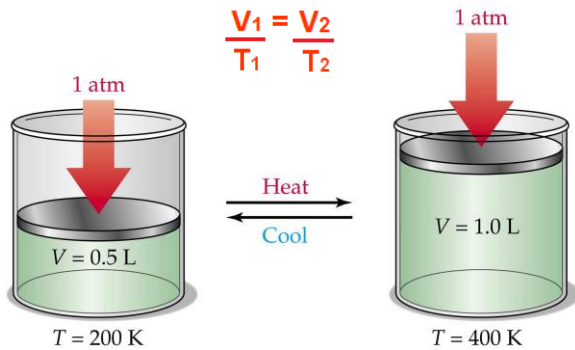
$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \text{ (inversamente proporcionales)}$$

- 😊 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.

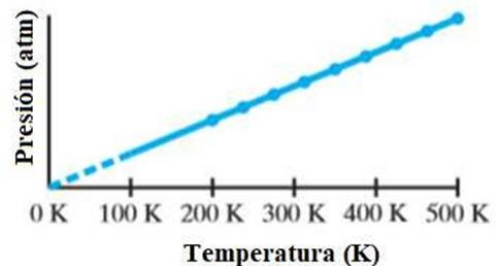
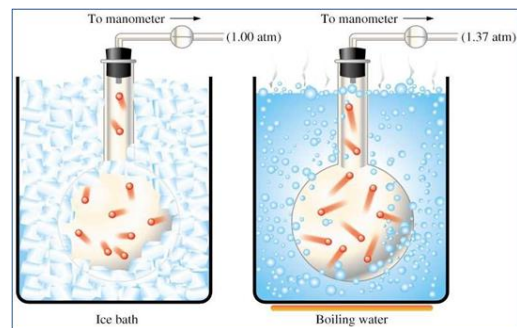
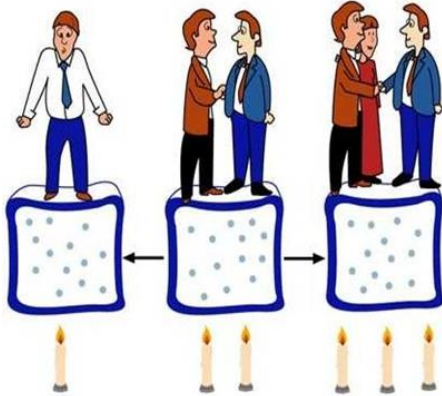


Ley de Gay Lussac

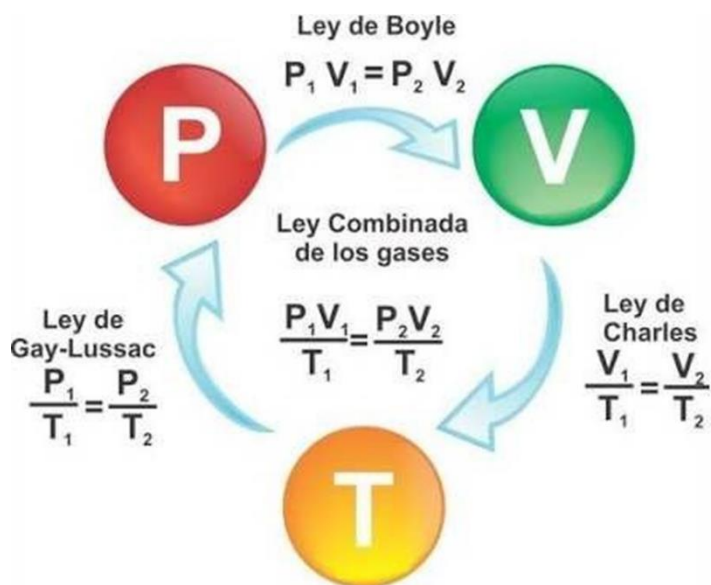
Al aumentar constantemente la presión y temperatura, el volumen se mantiene.

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

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

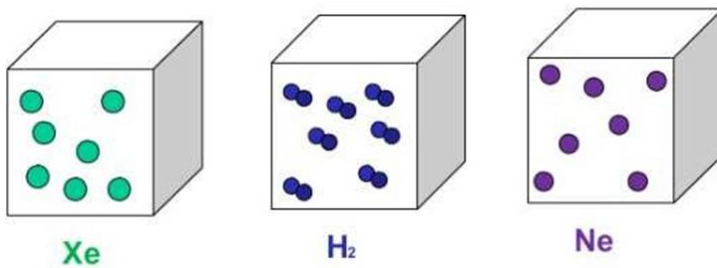
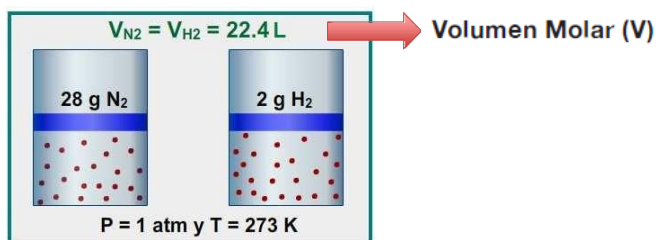


Ley combinada de los gases



Ley de Avogadro

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



Ecuación de estado de los gases ideales

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

$T = t(^{\circ}\text{C}) + 273$
 $\xrightarrow{\text{Temperatura (K)}}$
 $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Presión (atm)
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$

Volumen (L)
 $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$
 $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$

Nº de moles (moles)
 $n = \frac{m}{MM}$

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
- ☺ $1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L} = 1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K} \cdot R$
- ☺ $22,4 = 273 \cdot R$

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.

