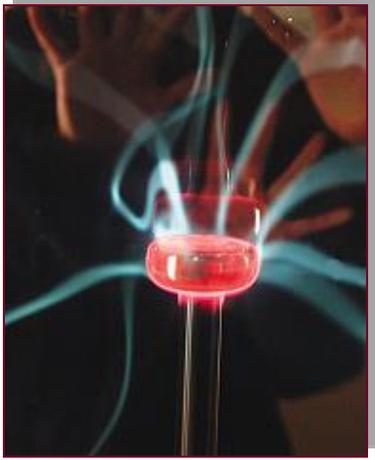


ESTADO GASEOSO

CARACTERÍSTICAS GENERALES

- Tradicionalmente, se suele decir que la materia se presenta en los estados de agregación: **sólido, líquido y gaseoso**.

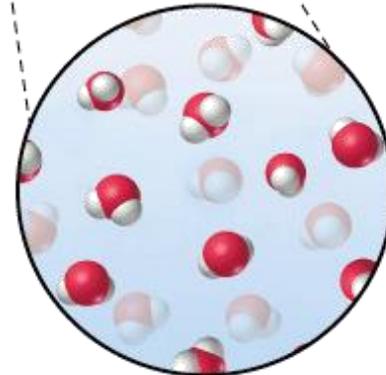
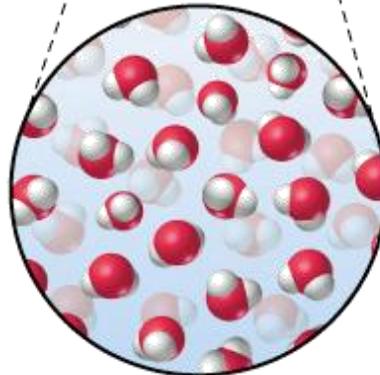
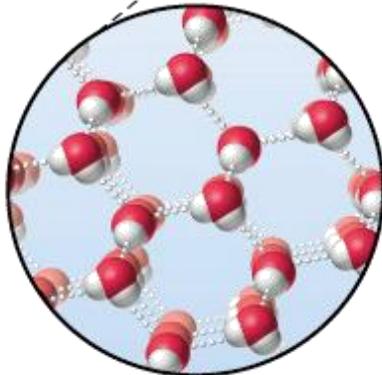


Aparte de estos tres estados de agregación es interesante considerar un cuarto estado, llamado **plasma**, en el que la materia está formada por una mezcla de núcleos atómicos y electrones.

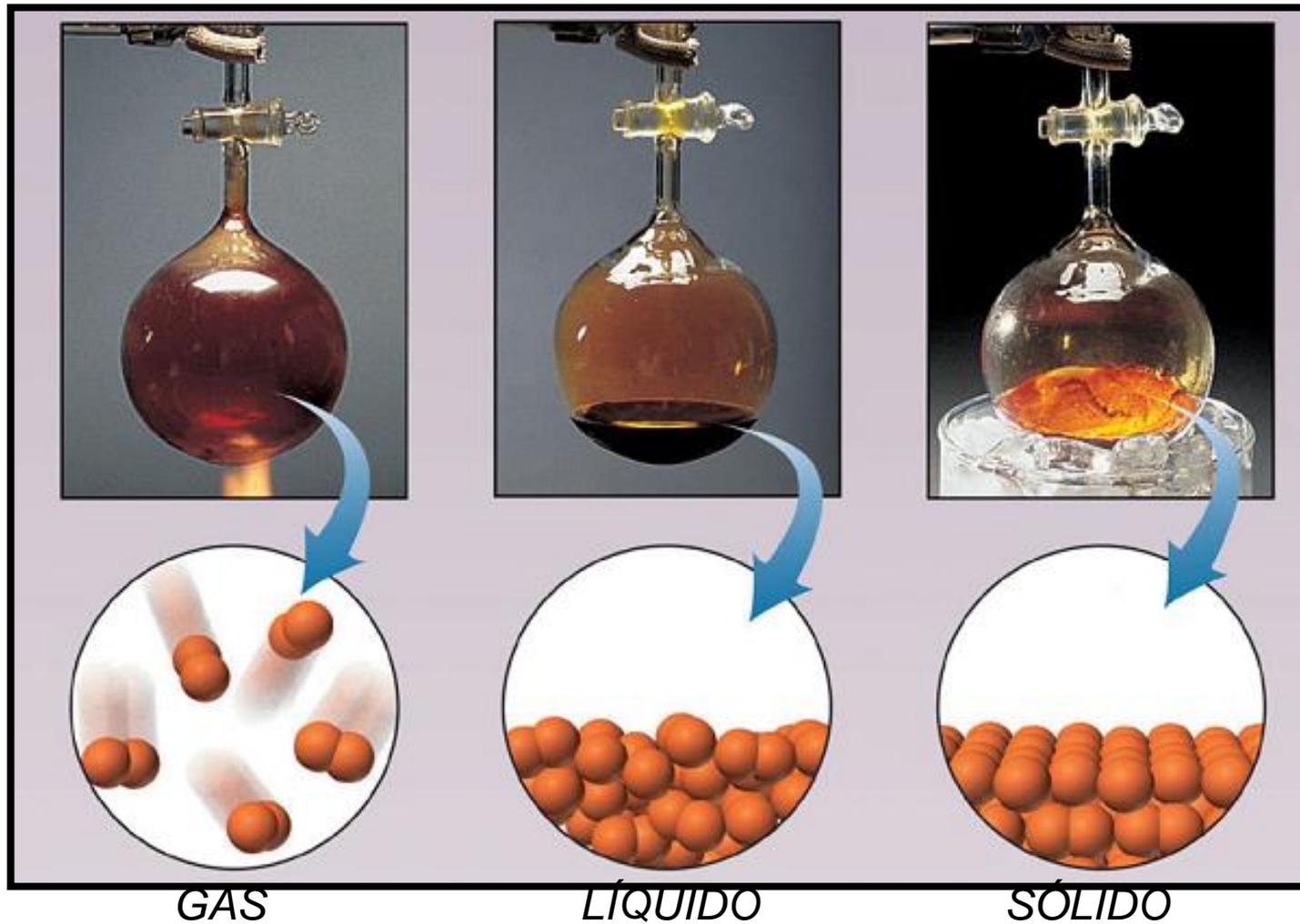
El plasma constituye el 99% de la materia del universo, pues en él se encuentra toda la materia que forma el Sol y las demás estrellas, a temperaturas de miles y millones de grados.



Estados agregación H₂O

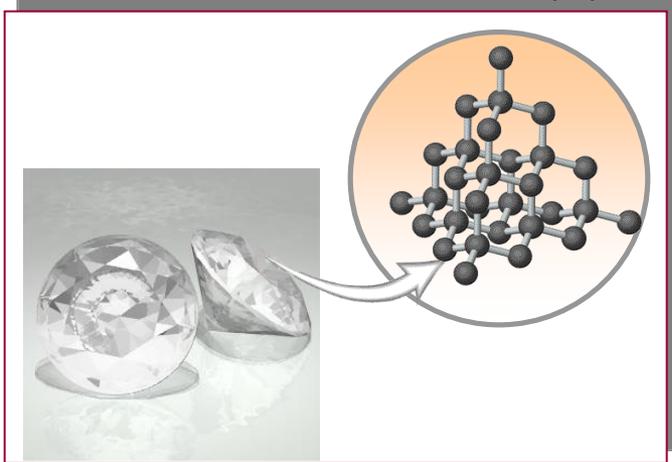


ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA

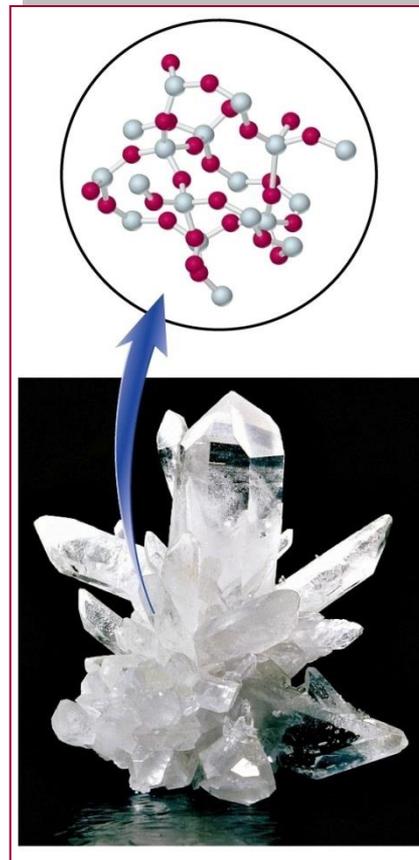


Estado Sólido

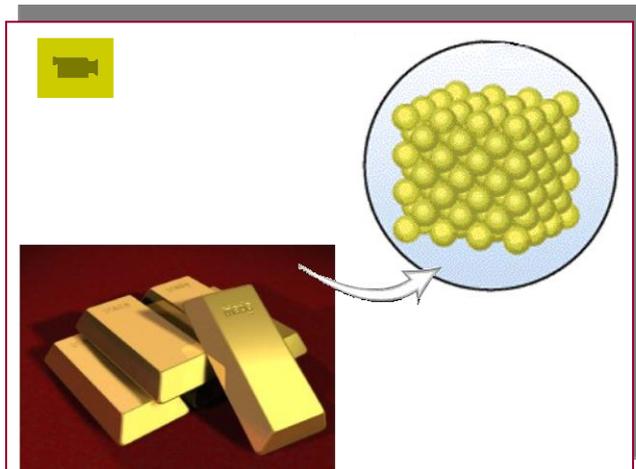
Red atómica Diamante (C)



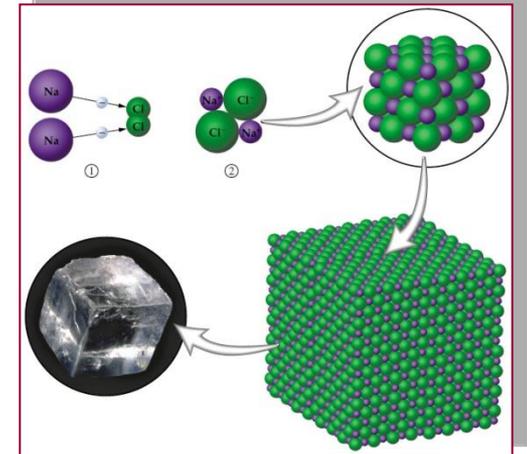
Red atómica Sílice (SiO_2)



Red metálica Au

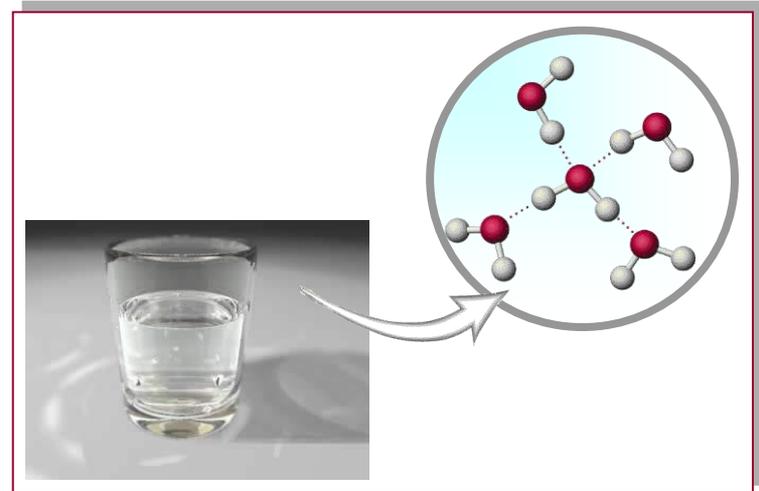


Red iónica NaCl

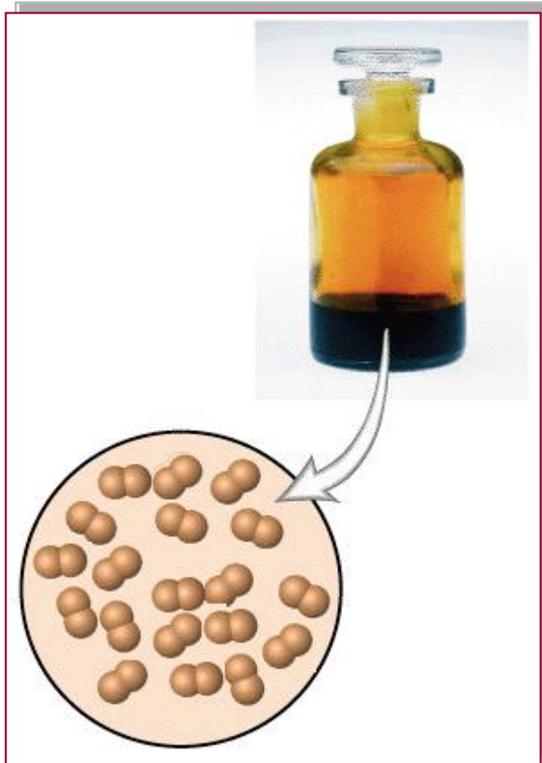


Estado Líquido

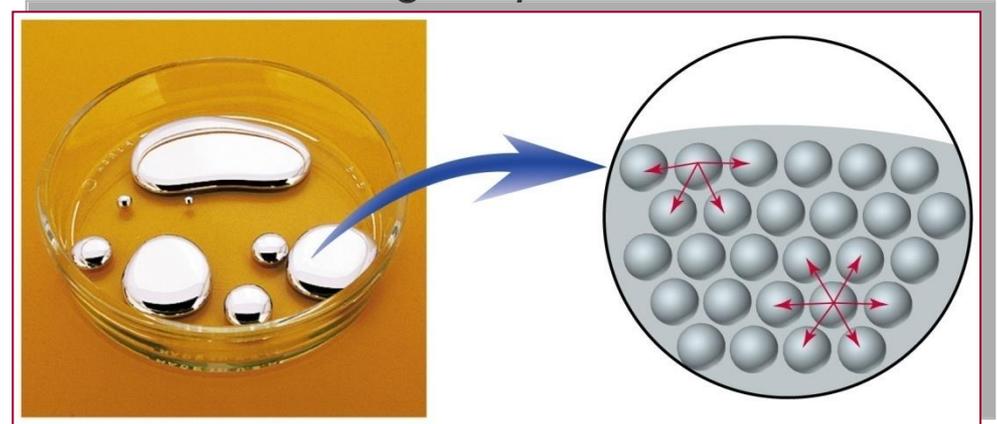
H_2O líquida



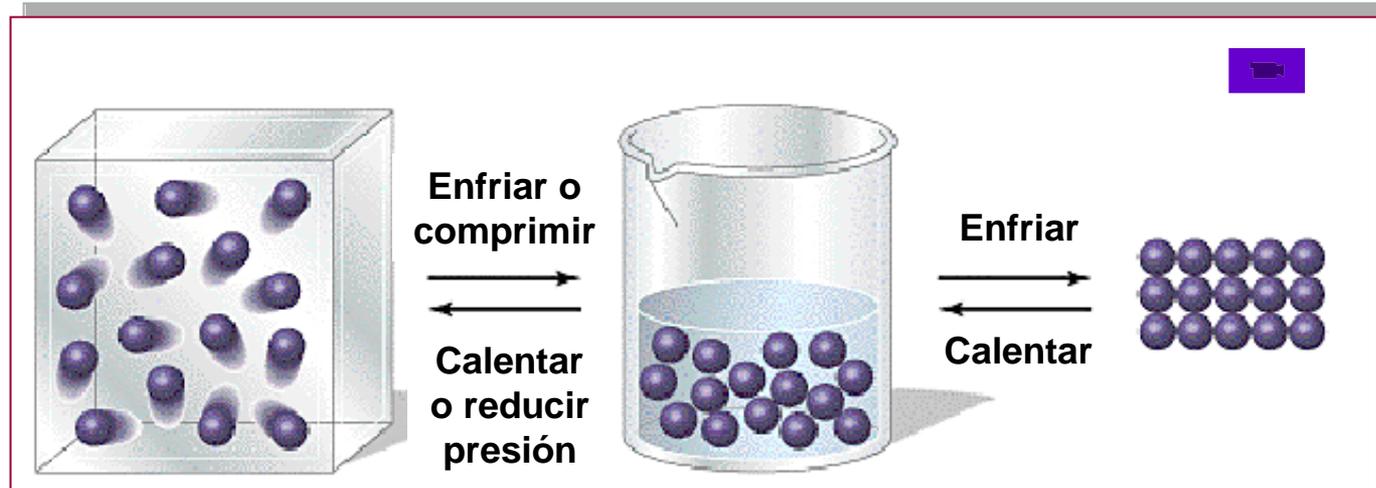
Br_2 líquido



Hg líquido



Características estados agregación



GASES

- Desorden total
- Partículas tienen completa libertad de movimiento.
- Partículas tienden a estar alejadas entre si
- Forma y volumen variable

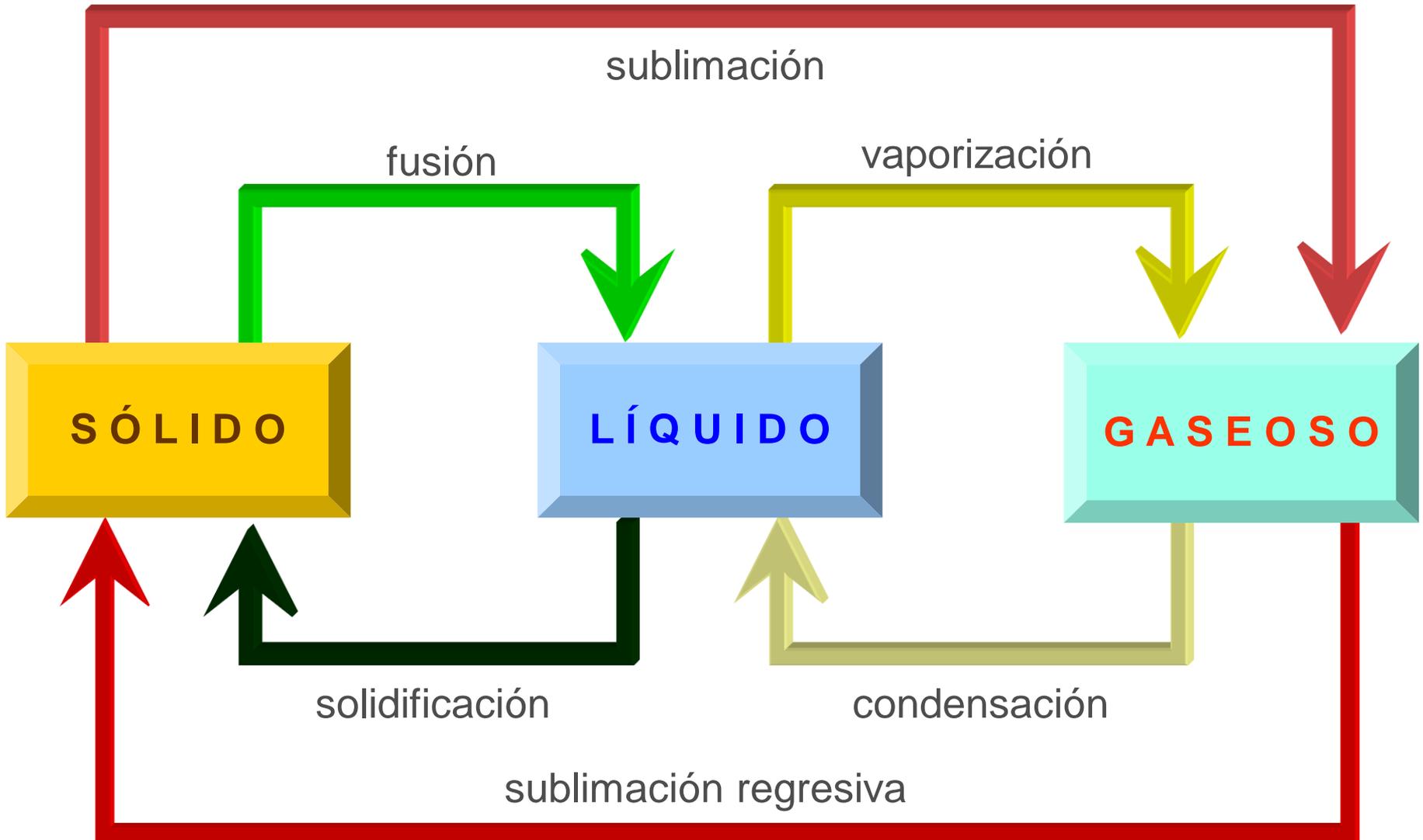
LÍQUIDOS

- Menor desorden
- Partículas tienen movimiento relativo entre si
- Partículas en contacto unas con otras
- Forma determinada al recipiente que los contiene
- Volumen constante

SÓLIDOS

- Orden
- Partículas fijas en posiciones determinadas.
- Partículas unidas entre si.
- Fuerzas de cohesión mayores
- Forma y volumen constante

CAMBIOS DE ESTADO

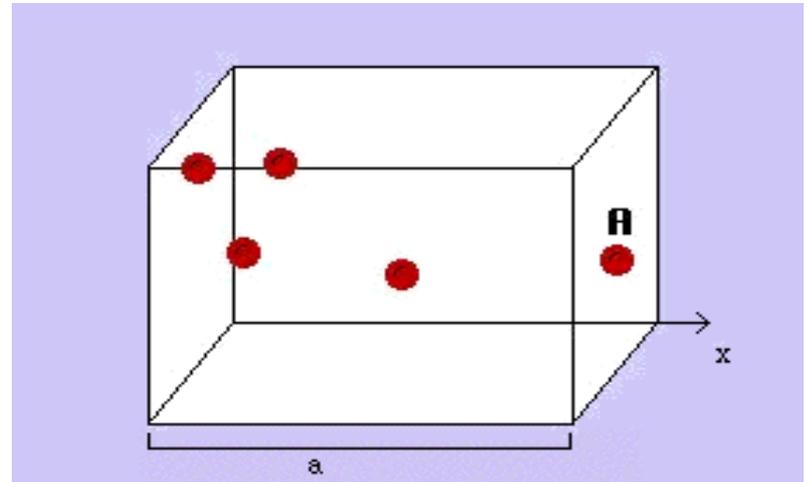




Teoría cinética del GAS IDEAL

(suposiciones)

1. Cualquier volumen macroscópico de gas contiene un gran número de partículas (generalmente moléculas o átomos).
2. Las partículas están separadas distancias grandes comparadas con su dimensión y están en movimiento continuo.
3. Las partículas no ejercen fuerzas unas sobre otras (entre colisiones se mueven en línea recta)
4. Colisiones elásticas.
6. No hay posición ni dirección preferida.



7. Por esto los gases tienden a ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene.
8. Las partículas de un gas se encuentran en constante movimiento en línea recta y cambian de dirección cuando **chocan entre ellas y con las paredes del recipiente.**
9. Estos choques de las partículas del gas con las paredes del recipiente que lo contiene son los responsables de la presión del gas.

Teoría cinética de los gases



Boltzmann

Entre 1850 y 1880 Maxwell, Clausius y Boltzmann desarrollaron esta teoría, basada en la idea de que todos los gases se comportan de forma similar en cuanto al movimiento de partículas se refiere.



Clausius

Teoría cinética de los gases. Modelo molecular:

- Los gases están constituidos por partículas (átomos o moléculas) separadas por espacios vacíos. Las partículas de un gas están en constante movimiento en línea recta, al azar en todas las direcciones.
- El volumen total de las partículas de un gas es muy pequeño (y puede despreciarse) en relación con el volumen del recipiente que contiene el gas.
- Las partículas de un gas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene. Esos choques se suponen elásticos, es decir, las partículas no ganan ni pierden energía cinética en ellos. La presión del gas se produce por las colisiones de las partículas con las paredes del recipiente.
- La energía cinética de las partículas aumenta con la temperatura del gas. 
- Las fuerzas atractivas y repulsivas entre las partículas se pueden considerar despreciables.



Medidas en gases

Un gas queda definido por cuatro variables:

- PRESIÓN (P)
- TEMPERATURA (T)
- VOLUMEN (v)
- CANTIDAD QUIMICA (n)

PRESIÓN

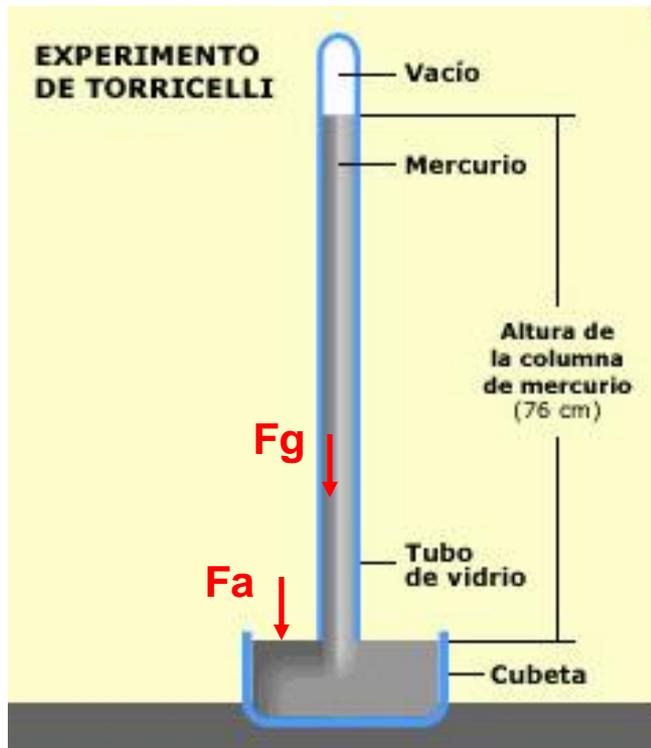
$$P = \frac{F}{A}$$

- Definición: es la fuerza **perpendicular** que se ejerce por unidad del área.
- Unidades:
 $1\text{N/m}^2 = \text{Pa}$
 $1\text{ Pa} = \text{N/m}^2$
- Otras unidades:
 - atm: $1\text{ atm} = 101\,325\text{ Pa} = 1013,2\text{ HPa}$
 - mm Hg: $760\text{ mm Hg} = 1\text{ atm} = 760\text{ Torr} = 750\text{ Bar}$

Experiencia de Torricelli.

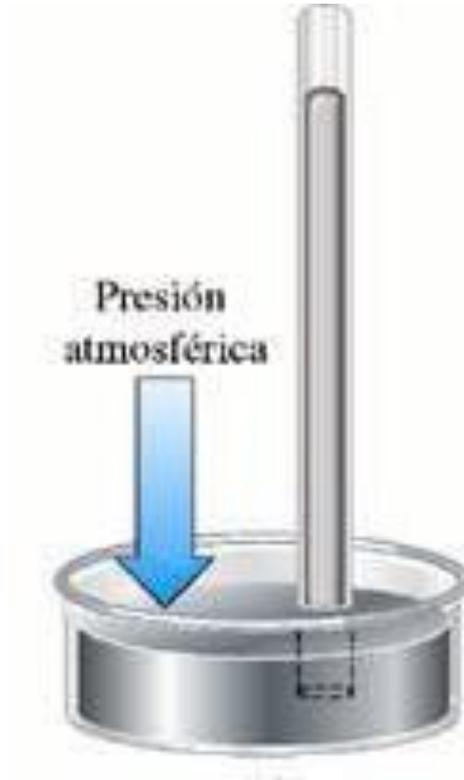
Presión atmosférica estándar

1,00 atm=760 mm Hg=760 torr=101,325 kPa=1,01325 bar=1013,25 mbar



$$\frac{F_a}{A} = P$$

Experiencia de Torricelli.



Presión atmosférica
estándar

1,00 atm

760 mm Hg, 760 torr

101,325 kPa

1,01325 bar

1013,25 mbar

BARÓMETROS

Sirven para medir la Presión Atmosférica.

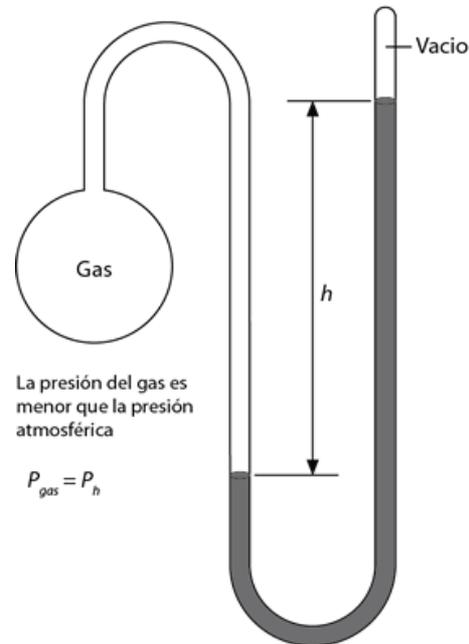


MANÓMETROS:

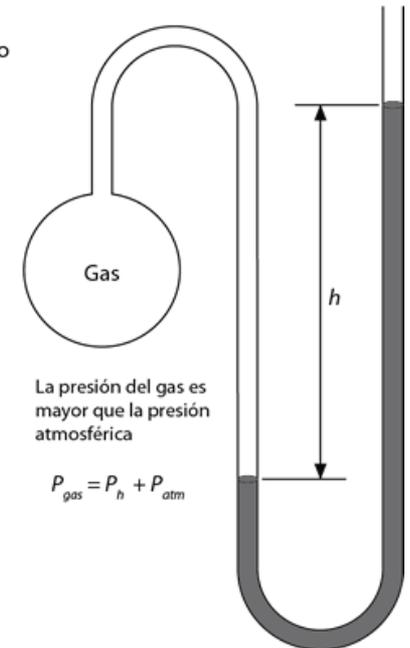
Miden la presión de un Gas



Manómetro de tubo cerrado



Manómetro de tubo abierto



TEMPERATURA

- Significado ultramicroscópico:
 - movimiento de las partículas que forman las sustancias que la componen (movimiento térmico)
 - $T \propto E_{c_{Media}}$ de las partículas del cuerpo

VOLUMEN

El volumen de un gas es igual al del recipiente que lo contiene

Unidades:

$$[V] = \text{L}, \text{m}^3$$



CANTIDAD QUIMICA

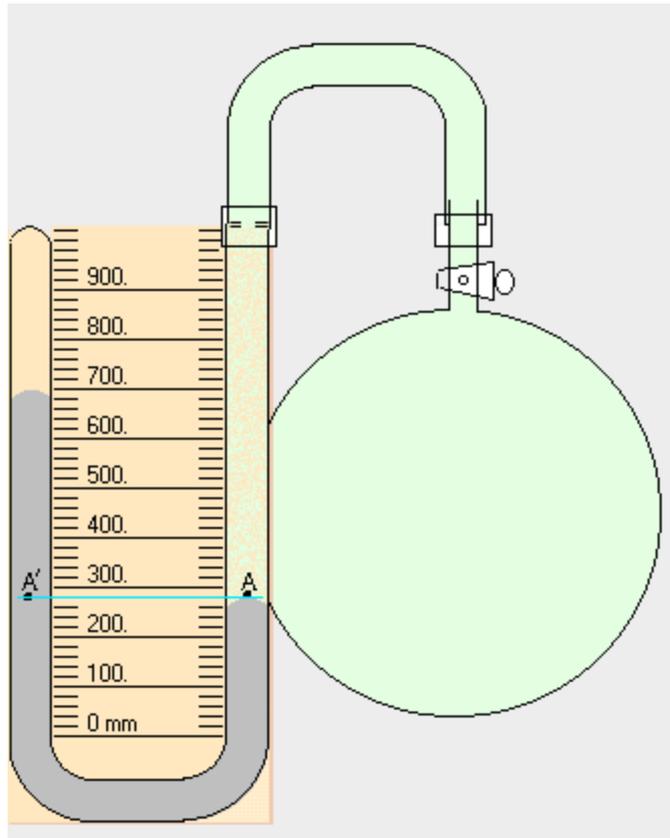
$$n = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

Unidades:

$$[n] = \text{mol}$$

Medida presión de gases

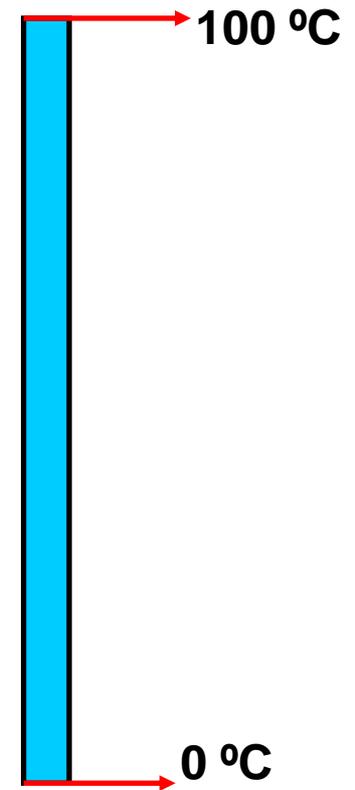
Manómetro de extremo cerrado



$$P_{\text{gas}} = h_2 - h_1$$

ESCALA CELCIUS (°C)

- Punto inferior: 0 °C (fusión del agua)
- Punto superior: 100 °C (ebullición del agua)



ESCALA FARENHEIT (°F)

$$\frac{(^{\circ}\text{C} - 0)}{100} = \frac{(^{\circ}\text{F} - 32)}{180}$$

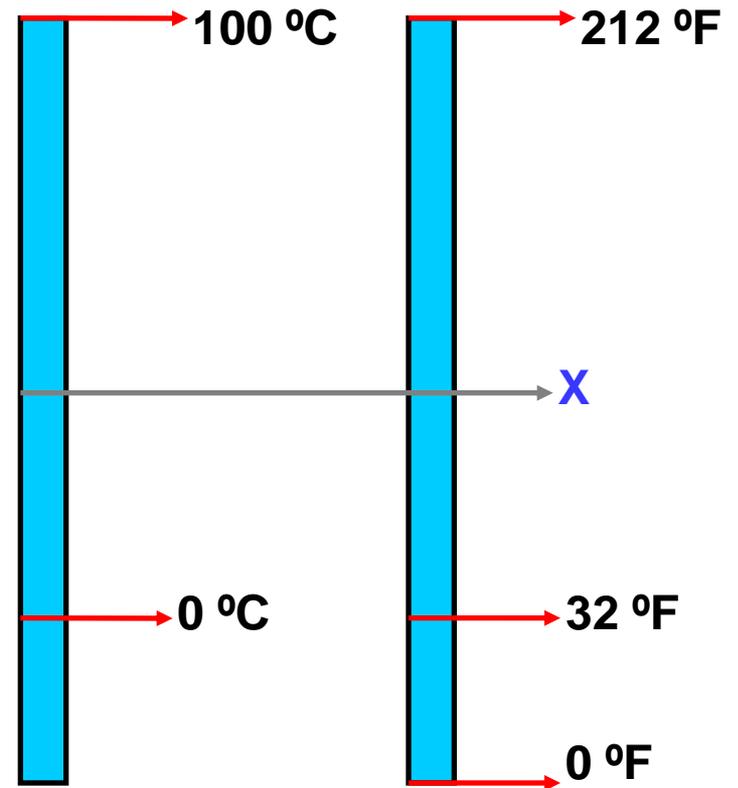
$$100 \qquad 180$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{100}{180} (^{\circ}\text{F} - 32)$$

$$180$$

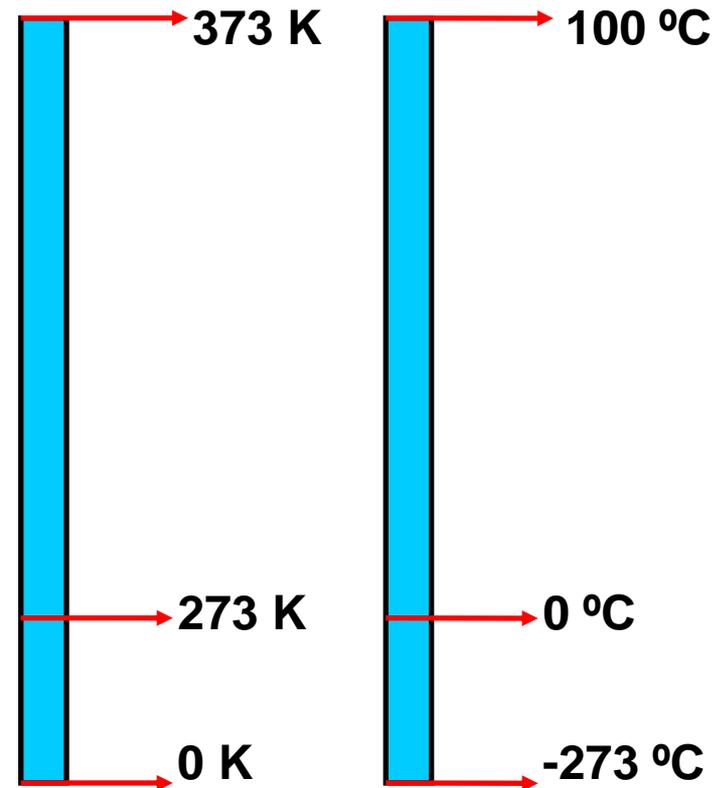
$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$$

$$9$$



ESCALA KELVIN O ABSOLUTA (K)

$$K = ^\circ C + 273$$



VARIABLES QUE AFECTAN AL ESTADO GASEOSO

Magnitudes	Unidades
CANTIDAD DE SUSTANCIA (n)	La unidad de cantidad de sustancia es el mol
VOLUMEN (Capacidad) (V)	En el SIMELA la unidad de volumen es el metro cúbico (m ³) Los volúmenes gaseosos se expresan en unidades de capacidad litros (L) o (mL)
PRESION (P)	La equivalencia entre las unidades de presión más común es: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr} = 1013,25 \text{ hPa}$
TEMPERATURA (T)	En cuanto a la temperatura, la escala Celsius no encuentra aplicación en los cálculos, debiéndose emplear la escala absoluta o KELVIN. Ambas temperaturas quedan relacionadas por la igualdad: $t \text{ } ^\circ\text{C} + 273 = T \text{ K}$

Ley de los gases ideales

$$PV = nRT$$

Cantidad química

Constante de los gases

$$R = 8.3143 \text{ J / mol K}$$

$$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{mol K}$$

$$k = 1.831 \times 10^{-23} \text{ J / K}$$

Constante universal de los gases (R)

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT}$$

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

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

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

$$= 1,98 \text{ Cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$