

Sistemas materiales

Definiciones

- **Materia:** todo lo que tiene masa y ocupa volumen
- **Sistema material:** porción de materia que se considera aislada
- **Cuerpo:** sistema material con forma definida
- **Sustancia:** tipo de materia

Tipos de propiedades de la materia

- **Generales:** las tienen todos los sistemas, dependen de la cantidad de sustancia tomada. Son dos: masa y volumen. Unidades SI: kg y m³.

No permiten identificar la sustancia.

Instrumentos de medida: masa con balanza, volumen líquidos con probeta o pipeta, y volumen sólidos geoméricamente o sumergiéndolo en un líquido.

- **Específicas/características:** dependen del tipo de sustancia, no de la cantidad ni de su forma. Ejemplos: color, brillo, dureza, conductividad, **densidad**, temperatura fusión...

Sí permiten identificar la sustancia

Las propiedades también se pueden clasificar en intensivas y extensivas, según dependan o no de la cantidad de sustancia. Las específicas son intensivas



Densidad

$$d = \frac{m}{v}$$

Unidades en SI: kg/m^3 , hay otras unidades habituales como g/cm^3 , kg/L
A veces en lugar de letra d para densidad se usa letra griega ρ (se lee "ro")

Propiedad específica; no depende de la cantidad de sustancia ni de la forma.
Cada sustancia tiene un valor propio, no memorizar valores, salvo la del agua que es un valor muy usado, y es de $1 \text{ kg/L} = 1 \text{ g/cm}^3$

Ejemplos:

- ¿Qué tiene más densidad, un clavo de hierro o una viga de hierro?
- ¿Qué tiene más densidad, un papel de aluminio o una ventana de aluminio?
- Tienes un lingote que sabes seguro que es de oro macizo y una joya que no estás seguro de si es oro o no ¿cómo podrías saber si es oro o no? ¿Qué puede influir en la medida?



Estados de agregación

Las sustancias pueden presentarse en 3 estados de agregación:

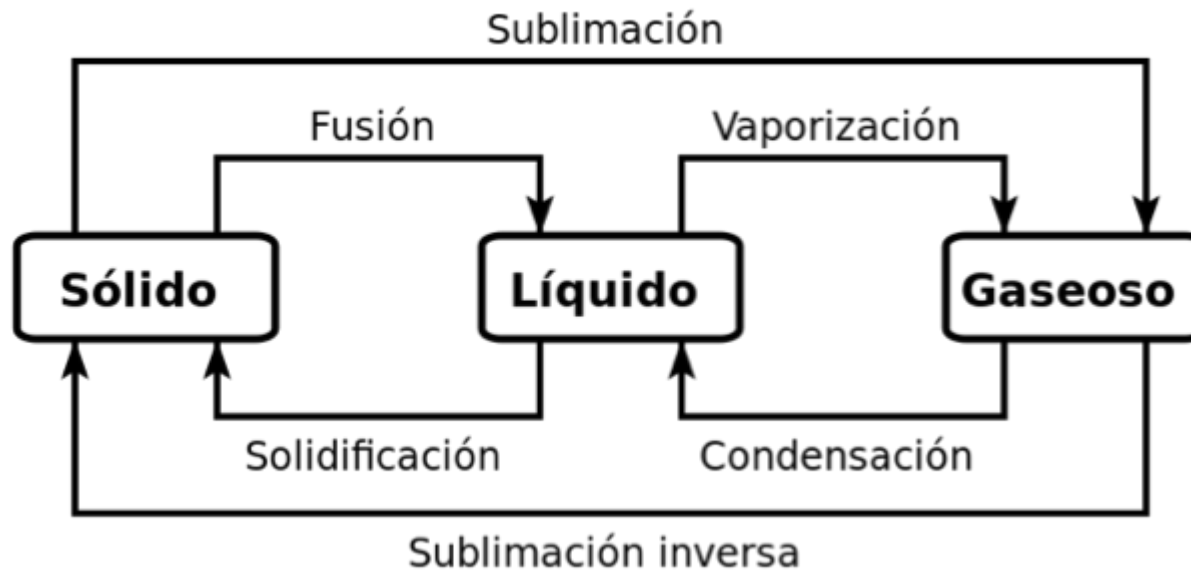
	Sólido	Líquido	Gas
Forma	Fija, definida	Variable Toma forma recipiente	Variable Ocupa todo el recipiente
Volumen	Fijo. No se comprime	Fijo. No se comprime	Variable Se comprimen y expanden
Fluye	No	Sí	Sí

Fluir: pasar por un orificio recipiente en el que esté en contacto, inferior al nivel
A veces se habla de que gases se difunden: pasan por orificios en cualquier punto que conecten a otro lado donde no hay sustancia, ocupan todo recipiente
Hay otros estados que no vemos: plasma (altas temperaturas, como en el Sol), condensado Bose-Einstein (muy bajas temperaturas)



Cambios de estado

En general se producen por cambio T, pero también por otras causas (presión)
Los asociados a cambio temperatura se llaman progresivos (aumenta T, de izquierda a derecha en este diagrama) o regresivos (disminuye T)



Nombre general es vaporización, pero hay dos tipos:

- Evaporación: sin intervenir aumento T, sin T determinada, solamente en superficie
- Ebullición: todo al tiempo, a una T determinada



Temperatura en cambios de estado

Los cambios de estado de sustancias puras se producen a temperatura constante, y esa temperatura es una propiedad específica propia de cada sustancia.

- Cambio sólido-líquido: T_f =temperatura o punto de fusión=temperatura de solidificación
- Cambio líquido-gas: T_e =temperatura o punto de ebullición=temperatura de condensación

El ejemplo claro es el agua: tiene un punto de fusión de 0 °C y un punto de ebullición de 100 °C. Dada una temperatura y la sustancia, podemos saber su estado: a menos de 0 °C es sólida (hielo), entre 0 °C y 100 °C líquida y a más de 100 °C es gas (vapor de agua).

>Para cada sustancia es distinto; T_e (nitrógeno)=-195,8 °C, T_e (hierro)=2862 °C

Algunas sustancias al calentarse reaccionan y no hay cambio de estado

¿En qué estado está una sustancia en su punto de fusión (el agua a 0 °C)?

Puede ser todo sólido, todo líquido o una mezcla de ambos.

¿Cómo es posible que aportando calor a una sustancia su temperatura no varíe?

Calor latente: calor aportado a una sustancia para cambiar de estado pero sin variar temperatura. Es otra propiedad específica asociada a cada sustancia y a cada cambio. Cada sustancia tiene su **calor latente de fusión** y **calor latente de vaporización**.

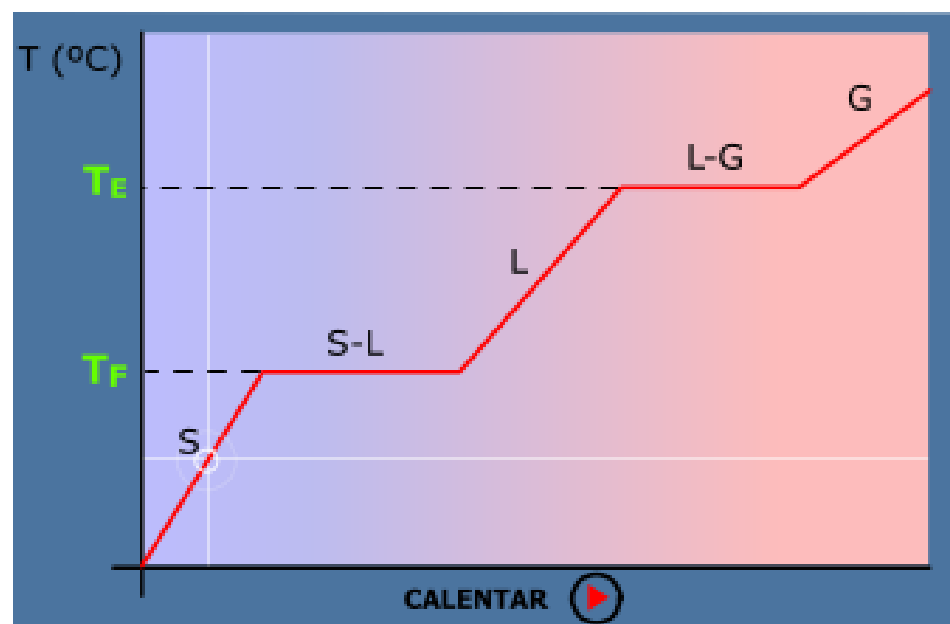


Gráficas cambios de estado

Se llaman gráficas de cambio de estado a gráficas de temperatura frente a tiempo (asumiendo que se aporta/retira una cantidad de calor fija por unidad de tiempo)

Pueden ser gráficas de calentamiento (se aporta calor, tramos ascendentes) o de enfriamiento (se retira calor, tramos descendentes)

Los tramos horizontales están asociados a cambios de estado.



Teoría cinético-molecular (I)

Surgió para explicar el comportamiento de los gases pero explica más cosas en sólidos y líquidos

Ideas básicas/postulados:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas, entre ellas vacío
- Las partículas siempre están en movimiento
- La **temperatura** es una medida de la cantidad de movimiento
- Entre las partículas hay fuerzas de atracción y repulsión
- Si las fuerzas de atracción son débiles, las partículas están muy separadas, se mueven en línea recta y chocan entre ellas y con las paredes del recipiente, sin perder energía en los choques.
- La **presión** es una medida de la cantidad y fuerza de los choques con las paredes (por unidad de superficie)

Explica:

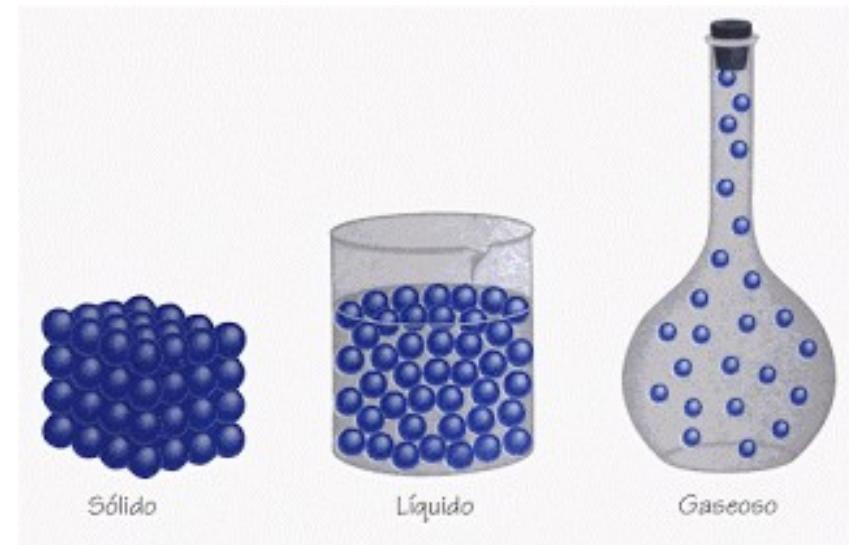
- Estados, en especial comportamiento de los gases (leyes de los gases)
- Cambios de estado
- Dilatación
- Movimiento browniano



Teoría cinético-molecular (II)

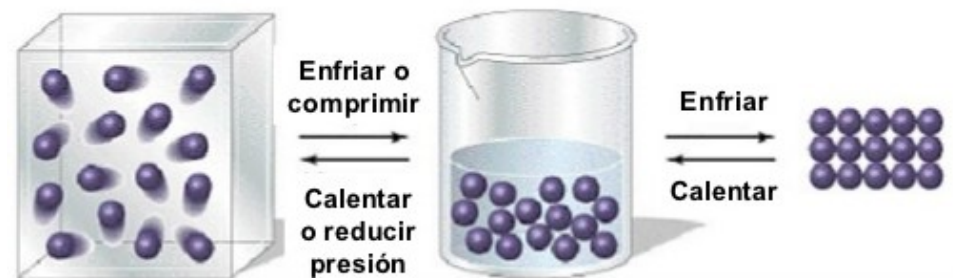
Estados:

- Sólido: temperatura baja, partículas en posiciones fijas y cercanas, unidas por fuerzas atractivas, “vibran”
- Líquido: temperatura mayor, partículas se mueven más y pueden moverse pero siguen unidas, permite fluir.
- Gases: temperatura alta, partículas vencen totalmente fuerzas atractivas, muy separadas, se mueven en línea recta y ocupan todo el volumen posible y chocan con las paredes del recipiente.



Cambios de estado:

- Al aumentar la temperatura se mueven más rápido y vencen fuerzas atractivas.
- Al aumentar presión acercamos partículas y fuerzas atractivas son mayores. (Licuar frente a condensar)

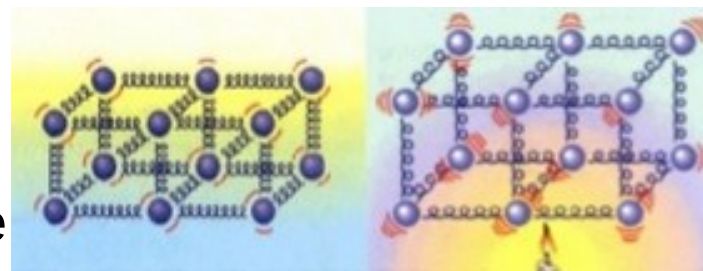


Teoría cinético-molecular (III)

- **Dilatación**

Es el cambio del tamaño de sólidos debido a variación de temperatura

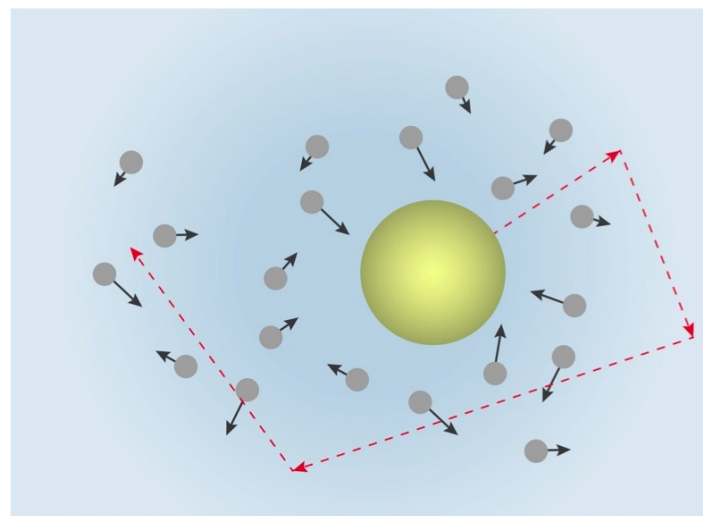
Se explica porque aunque las partículas están en posiciones fijas, vibran más si aumentamos la temperatura. El tamaño que apreciamos está asociado a la vibración de las partículas y crece si hay más vibración.



- **Movimiento browniano**

Descubierto por un biólogo, vistos al microscopio granos de polen muy pequeños se mueven al azar en agua “totalmente en reposo”.

Se explica porque las partículas no visibles en movimiento al azar golpean los granos de polen que sí son visibles.



Leyes de los gases (I)

- **T constante: Ley Boyle** (Ley Boyle-Mariotte)

$$PV = cte \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

- **P constante: Ley de Charles** (1ª Ley Charles-Gay-Lussac)

$$V = cte \cdot T \Rightarrow \frac{V}{T} = cte \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- **V constante: Ley Gay-Lussac** (2ª Ley Charles-Gay-Lussac)

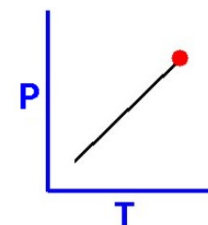
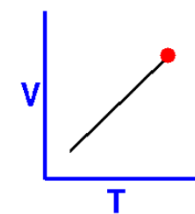
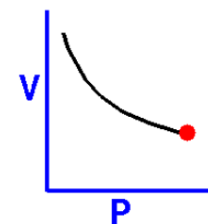
$$P = cte \cdot T \Rightarrow \frac{P}{T} = cte \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Siempre T en kelvin (siempre positiva); posible cambio unidades

Se puede ver como ley única $PV/T = cte$

P y V en mismas unidades a ambos lados de igualdad.

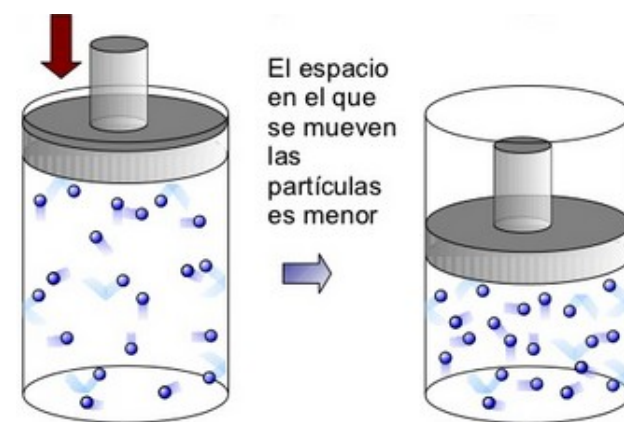
Unidades P en SI : Pa (pascuales), otras unidades son atm (atmósferas)



Leyes de los gases (II)

Todas ellas son explicadas por la teoría cinético molecular, con conceptos P =choques, T =velocidad movimiento

- Si T constante, misma velocidad movimiento. Mayor P (más choques) implica V menor.
- Si P constante, mismos choques Mayor T (más velocidad movimiento) implica un volumen mayor para misma P (choques)
- Si V constante, mayor T (mayor velocidad movimiento) implica mayor P (más choques)



Todas las leyes asumen la misma cantidad de gas: si introducimos más gas habrá más partículas y supondrá más choques y presión. Introduciendo mucho gas podría producirse un cambio de estado a líquido a misma T si P es muy alta (bombona butano, mechero...)