

# ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

## 1. Propiedades generales de la materia

⇒ La materia es todo aquello que tiene **masa** y **volumen**.

La masa se define como la **cantidad de materia** de un cuerpo.  
Se mide en **kg**.

El volumen se define como el **espacio que ocupa** un cuerpo.  
Se mide en **m<sup>3</sup>**.

⇒ Los sólidos, los líquidos y los gases son materia.  
Todos ellos tienen masa y ocupan un volumen.

## 2. Propiedades específicas de la materia

⇒ Son las que **permiten diferenciar** distintos tipos de materia.

⇒ Los distintos tipos de materia se denominan **sustancias**, o **materiales** cuando se utilizan para construir objetos.

## 3. Estados de agregación y teoría cinética molecular

⇒ Según la teoría cinética:

La materia es **discontinua**: está formada por pequeñas partículas entre las cuales hay grandes espacios.

Estas partículas están en **continuo movimiento**.

La velocidad (y, por lo tanto, la energía cinética) de las partículas **aumenta al aumentar la temperatura**.

La temperatura a la cual todas las partículas están quietas se conoce como "**cero absoluto de temperatura**" y es de **-273 °C**.

El cero absoluto es el cero de la escala Kelvin. Para transformar una temperatura en grados centígrados a Kelvin o viceversa hay que sumar o restar 273 respectivamente.

$$\text{°C} \begin{array}{c} \xrightarrow{+ 273} \\ \xleftarrow{- 273} \end{array} \text{K}$$

⇒ La materia se puede presentar en tres estados posibles: sólido, líquido y gaseoso.

⇒ En un **sólido**:

Las **partículas** se encuentran **muy próximas** y en posiciones **fijas**.

La movilidad es escasa: las partículas sólo pueden **vibrar**.

Como consecuencia de esto, los sólidos:

Tienen **forma propia**.

No se pueden comprimir, su **volumen** es **constante**, aunque ...  
... se dilatan ligeramente al calentarlos. ¿Sabrías explicar por qué?

La dilatación se produce porque al aplicar calor las partículas adquieren una mayor movilidad y se separan, provocando un aumento del volumen. En la contracción ocurre lo contrario, es decir, las partículas se enfrían, por lo que tienen menor agitación, uniéndose o aproximándose las unas a las otras, lo que provoca una disminución del volumen.

⇒ En un **líquido**:

Las **partículas** se encuentran **próximas**, pero sus posiciones **no** son **fijas**.  
La movilidad es mayor: las partículas pueden **vibrar** y **desplazarse** unas respecto a otras pero sin perder el contacto.

Como consecuencia de esto, los líquidos:

Se **adaptan** a la **forma** del recipiente que los contiene.

No se pueden comprimir, su **volumen** es **constante**, aunque ...  
... al calentarlos se dilatan algo más que los sólidos.

⇒ En un **gas**:

Las **partículas** se encuentran **muy separadas** y sus posiciones **no** son **fijas**.

La movilidad es muy grande: las partículas pueden **vibrar** y **trasladarse** unas respecto a otras.

Como consecuencia de esto, los gases:

Se **adaptan** a la **forma** y al **volumen** del recipiente que los contiene.

Se pueden comprimir, su **volumen no** es **constante**.

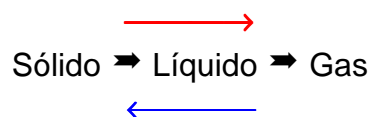
Al calentarlos se dilatan más que los sólidos y los líquidos.

⇒ En resumen:

	Fuerzas intermoleculares	Distancias intermoleculares	Movilidad molecular	Forma	Volumen	Compresibilidad / Expansibilidad
SÓLIDO						
LÍQUIDO						
GAS						

#### 4. Cambios de estado

⇒ Son las transformaciones en las que la materia pasa de un estado a otro.



**Hacia la derecha** las transformaciones implican un incremento de la energía cinética de las moléculas (las moléculas se mueven más deprisa).

Se denominan **cambios progresivos**.

Para producir estos cambios hay que **suministrar energía**.

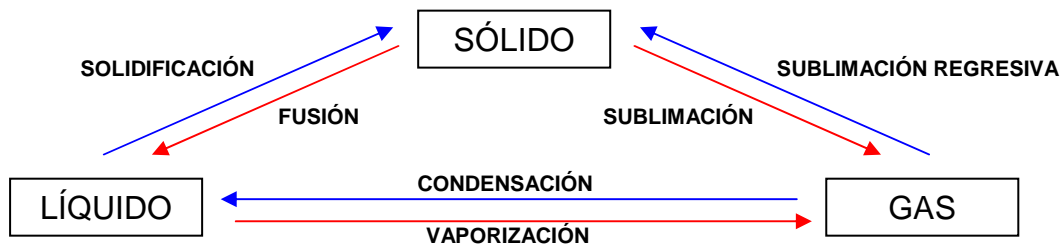
**Hacia la izquierda** las transformaciones implican un descenso de la energía cinética de las moléculas (las moléculas se mueven más despacio).

Se denominan **cambios regresivos**.

Al producirse estos cambios se **desprende energía**.

⇒ La energía que se absorbe o desprende, por unidad de masa, en los cambios de estado se denomina **calor latente**.

El calor latente se suele expresar en J/kg y expresa la cantidad de energía (en julios) que hay que suministrar o que se desprende en el cambio de estado de un kilogramo de materia.



Existen dos formas de vaporización:

Se llama **ebullición** cuando ocurre a una temperatura determinada y **afecta a toda la masa** del líquido.

Se denomina **evaporación** cuando sólo **afecta a la superficie**; ocurre a cualquier temperatura.

## 5. Curvas de calentamiento y enfriamiento

- ⇒ Son gráficas que representan la **variación** de **temperatura** con el **tiempo** al calentar o enfriar una sustancia.
- ⇒ Estas curvas reflejan que mientras se produce un **cambio de estado** la **temperatura no varía**.  
Esto se debe a que toda la energía se destina a provocar el cambio de estado.
- ⇒ En los cambios de estado se consume o desprende mucha energía (calor latente de cambio de estado), mucha más de la que se emplea o desprende al calentar o enfriar la sustancia sin que se produzca un cambio de estado (calor específico).

El **calor específico** de una sustancia es la cantidad de energía que hay que suministrar a **un gramo** de esa sustancia para **eleva un grado** centígrado su temperatura.

## 6. Efecto de la presión sobre las temperaturas de cambio de estado

- ⇒ Si la **presión** se mantiene **constante**, la **temperatura de cambio de estado** de una sustancia determinada es **constante**.
- ⇒ Estas temperaturas de cambio de estado se conocen como punto de fusión, punto de congelación, punto de ebullición o punto de condensación, según cuál sea el cambio de estado que se produce.
- ⇒ Salvo contadas excepciones, entre las cuales está el caso del agua, un **aumento de la presión** implica una **elevación de la temperatura** de fusión/congelación y de ebullición/condensación.
- ⇒ De igual manera, un **descenso de la presión** implica un **descenso de la temperatura** de cambio de estado.
- ⇒ ¿Eres capaz de explicar este efecto de la presión sobre la temperatura a la que se produce un cambio de estado aplicando los principios de la teoría cinética molecular?

Al aumentar la presión las partículas tienen mayor dificultad para adquirir mayor movilidad y para distanciarse unas de otras. Al disminuir la presión ocurre lo contrario.

## 7. Las leyes de los gases ideales

- ⇒ A partir de numerosos experimentos se ha deducido que **el comportamiento de un gas depende de cuatro variables**: presión,  $P$ , temperatura,  $T$ , volumen,  $V$ , y cantidad de gas, normalmente expresada como número de moles del gas,  $n$ . Las ecuaciones que expresan **las relaciones** entre  $P$ ,  $T$ ,  $V$  y  $n$  **se conocen como leyes de los gases**.
- ⇒ A diferencia de lo que ocurre en sólidos y en líquidos, la **dilatación** que sufre un gas al aumentar la temperatura es **independiente del tipo de gas** (es la misma para todos los gases).
- ⇒ Si se mantiene la **presión constante**, el **volumen** que ocupa cierta cantidad de un gas es **directamente proporcional a la temperatura absoluta** a la que se encuentra.

$$V \propto T^* \quad , \text{ o lo que es lo mismo, } V = cte \cdot T$$

\*El signo  $\propto$  significa "es proporcional a"

Dicho de otro modo: a presión constante, el cociente entre el volumen y la temperatura se mantiene constante.

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

siendo  $V_1$  y  $T_1$  el volumen y la temperatura iniciales y  $V_2$  y  $T_2$  los finales.

!!!ATENCIÓN!!!

Las **temperaturas** tienen que expresarse **en Kelvin**.

Los volúmenes pueden expresarse en cualquier unidad de volumen (l,  $\text{cm}^3$ , ...), pero la misma en ambos miembros.

La anterior relación se conoce como **ley de Charles y Gay-Lussac**, ya que fue descubierta experimentalmente por estos científicos.



Jacques Alexandre César Charles (1746-1823)



Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850)

⇒ Si se mantiene la **temperatura constante**, el **volumen** que ocupa cierta cantidad de un gas es **inversamente proporcional a** la **presión** a la que se encuentra sometido.

$$V \propto 1/P \quad \text{o, lo que es lo mismo,} \quad PV = cte$$

Dicho de otro modo: a temperatura constante, el producto de la presión por el volumen se mantiene constante.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

siendo  $P_1$  y  $V_1$  la presión y el volumen iniciales y  $P_2$  y  $V_2$  los finales.

La anterior relación se conoce como **ley de Boyle - Mariotte**, ya que fue descubierta experimentalmente por estos científicos.



Robert Boyle (1627-1691)

⇒ A partir de las dos leyes anteriores se puede deducir que, cuando ni la presión ni la temperatura permanecen constantes, el producto de la **presión por el volumen dividido** por la **temperatura** (¡¡¡en kelvin!!!) permanece **constante**:

$$\frac{PV}{T} = cte$$

O de otra manera:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

siendo  $P_1$ ,  $V_1$  y  $T_1$  la presión, el volumen y la temperatura iniciales y  $P_2$ ,  $V_2$  y  $T_2$  los finales.

Esta expresión se conoce como **ecuación general de los gases ideales** y a partir de ella se pueden deducir las leyes de Charles y de Boyle si consideramos que  $P_1 = P_2$  o que  $T_1 = T_2$  respectivamente.

⇒ El **volumen de un gas** no sólo varía en función de la presión y la temperatura, sino que también **depende de la cantidad de gas** (los químicos suelen expresar la cantidad de sustancia como número de moles).

**Hipótesis de Avogadro:** en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contiene el mismo número de partículas. Experimentalmente se puede comprobar que 22,4 L de cualquier gas a 0°C y 1 atm (**condiciones normales** de presión y temperatura) contienen  **$6,02 \times 10^{23}$**  (**número de Avogadro**) moléculas de gas.

**Ley de Avogadro:** si se mantienen la **presión y la temperatura constantes**, el **volumen** que ocupa un gas es **directamente proporcional al número de moles** del mismo.

$$V \propto n, \text{ o lo que es lo mismo, } V = cte \cdot n$$

⇒ Las tres leyes estudiadas hasta ahora obtuvieron manteniendo constantes dos variables para ver cómo las otras dos se afectaban mutuamente:

Ley de Charles:  $V \propto T$  (constantes  $n$  y  $P$ )

Ley de Boyle:  $V \propto 1/P$  (constantes  $n$  y  $T$ )

Ley de Avogadro:  $V \propto n$  (constantes  $P$  y  $T$ )

Si **combinamos estas tres relaciones** podemos escribir una ley de los gases más general:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Si llamamos  $R$  a la constante de proporcionalidad, obtenemos:

$$V = R \left( \frac{nT}{P} \right)$$

Reordenando los términos, tenemos esta relación en su forma más conocida

$$PV = nRT$$

Esta ecuación se conoce como **ecuación de los gases ideales**. Un gas ideal es un gas cuyo hipotético comportamiento se describe exactamente con la ecuación del gas ideal. Los gases reales se desvían ligeramente de este comportamiento, pero, en situaciones ordinarias, la diferencia es tan pequeña que podemos hacer caso omiso de ella.

El término  $R$  de la ecuación se conoce como **constante de los gases**. Su valor depende de las unidades de  $P$ ,  $V$  y  $n$  ( $T$  siempre debe expresarse como temperatura absoluta). Expresando la presión en atmósferas, el volumen en litros y la cantidad de gas como número de moles, el valor de la constante es:

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