

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 **m³**.

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

2. Estados de agregación y modelo cinético-molecular

⇒ Según el **modelo cinético-molecular**:

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**.

Entre las partículas hay fuerzas atractivas o de **cohesión** cuya intensidad **disminuye al aumentar la distancia** entre ellas.

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.

$$\begin{array}{ccc} & +273 & \\ \text{°C} & \xrightarrow{\quad} & \text{K} \\ & -273 & \end{array}$$

⇒ 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 **próximamente**, pero sus posiciones **no** son **fijas**.

La movilidad es mayor: las partículas pueden **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 **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						

3. Las leyes de los gases

⇒ 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**.

⇒ 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.

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

*El signo \propto significa "es proporcional a"

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)

Según el modelo cinético-molecular este hecho se puede explicar porque al aumentar el volumen aumenta la distancia entre las partículas y se reduce el número de choques contra las paredes del recipiente, lo que provoca una disminución de la presión. La reducción del volumen tiene el efecto contrario.

⇒ 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.

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

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, cm³, ...), pero la misma en ambos miembros.

Si la presión se mantiene constante es porque el aumento de presión que se produciría al incrementarse la temperatura (ya que las partículas tienen más energía y chocan con más violencia contra las paredes) se ve compensado por un aumento de volumen (que reduce el número de colisiones). Del mismo modo, la reducción de la temperatura se verá compensada con la disminución también del volumen si la presión se mantiene constante.

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)

⇒ 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:

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

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.

4. Cambios de estado

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

↔ ↔ ↔
Sólido ⇒ Líquido ⇒ Gas
← ↖ ↖ ↖

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**.

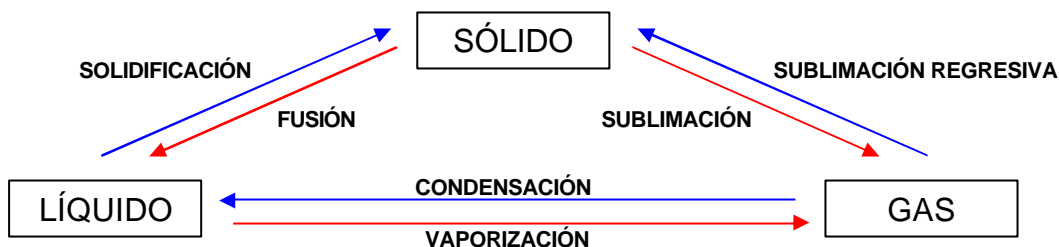
Hacia la izquierda las transformaciones implican un descenso de la energía cinética de las moléculas (las moléculas se mueven más despacio).

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. 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.

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.

6. Clasificación de la materia por su aspecto

- ⇒ La materia **homogénea** es la que presenta un aspecto **uniforme**, en la cual no se pueden distinguir sus componentes. Su composición y sus propiedades son las mismas en todos sus puntos.
- ⇒ La materia **heterogénea** es aquella en la que **los componentes se distinguen** unos de otros. Su composición y propiedades varían de unos puntos a otros. Se trata de mezclas heterogéneas que **se pueden separar** en sustancias más simples **por procedimientos físicos**.

7. Clasificación de la materia por su composición

- ⇒ Una sustancia es cualquier variedad de materia de composición y características definidas y reconocibles.
- ⇒ Una **sustancia pura** no se puede separar en otras sustancias por procedimientos físicos.

Las sustancias puras son **homogéneas** cuando se encuentran en un estado dado.

Las sustancias puras **pueden ser simples** o **compuestas**; en el primer caso constituyen un **elemento químico**, y en el segundo, un **compuesto**.

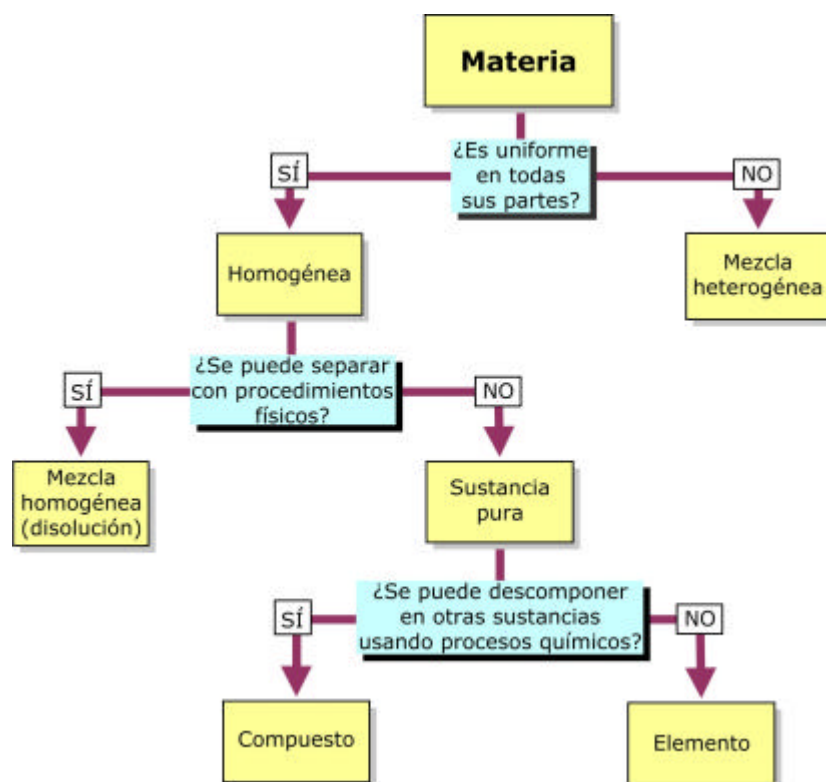
Los **elementos químicos** son sustancias de **composición simple** (están formadas por un solo tipo de átomo) y que **no pueden descomponerse** en otras más sencillas por los medios químicos ordinarios.

Los **compuestos químicos** están formados por **más de un tipo de átomo** y **pueden descomponerse** en distintas sustancias por procedimientos químicos.

⇒ Una **mezcla** está compuesta por **dos o más sustancias**, cada una de las cuales conserva su identidad y propiedades específicas.

En una mezcla **se pueden separar los componentes** por procedimientos físicos sencillos.

Las mezclas pueden ser **homogéneas** o **heterogéneas**.



8. Métodos de separación de mezclas heterogéneas

⇒ Los diversos métodos **se basan en** las diferentes **propiedades físicas** de cada uno de los componentes de la mezcla. Entre ellos podemos destacar:

Filtración

Para separar un **sólido no disuelto** en un líquido. Se utiliza un **filtro** que el sólido no pueda atravesar.

Decantación

Para separar **líquidos no miscibles** de distinta densidad se usa un **embudo de decantación** (que presenta una llave para controlar la salida de líquido) dejando pasar el líquido más denso y cerrando la llave antes de que empiece a pasar el menos denso.

Para separar una **suspensión gruesa** en la que el sólido tiende a depositarse en el fondo se emplea un **vaso de precipitados** que se inclina levemente para dejar caer el líquido sin que se vierta el sólido.

Extracción con disolvente (Disolución selectiva)

Para separar una **mezcla de dos sólidos** aprovechando la solubilidad de uno de ellos en un determinado disolvente.

Se emplea un vaso de precipitados y un **embudo con un filtro** en el que se deposita la mezcla y se baña con el **disolvente** para que arrastre el componente soluble.

- ⇒ Los **cambios físicos no** implican **reorganización** de los átomos que componen una sustancia; los **cambios químicos sí**. Ninguno de estos procesos altera las propiedades de los componentes separados, por ello se consideran **procesos físicos** (no químicos).

9. Métodos de separación de mezclas homogéneas

- ⇒ En las mezclas homogéneas los componentes no se distinguen a simple vista. Los procesos empleados para separarlos también son físicos y **se basan en las propiedades físicas** diferentes de las sustancias que se quiere separar. Los métodos son:

Cristalización

Para separar un **sólido disuelto en un líquido**.

Se basa en la mayor volatilidad del líquido (se evapora con más facilidad).

El tamaño de los cristales formados depende de la velocidad de cristalización: cuanto más lenta sea, más grandes serán los cristales.

Destilación

Para separar un **líquido en una disolución**.

Se basa en la diferencia en la temperatura de ebullición de los componentes.

Un **destilador** consiste básicamente en un matraz en el que se calienta la mezcla y un refrigerante en el que se condensa el vapor formado.

Cromatografía

Para detectar la existencia de diferentes **componentes en una disolución**.

Se basa en la **diferente velocidad de difusión** de cada componente en un soporte.

10. Mezclas homogéneas: disoluciones

- ⇒ Una disolución es una **mezcla homogénea y estable** de dos o más sustancias.

Las disoluciones verdaderas son homogéneas tanto en una observación macroscópica como microscópica.

- ⇒ En una disolución podemos distinguir dos **componentes**:

Suele llamarse **disolvente** al componente cuyo estado físico inicial es el mismo que el estado físico de la disolución, y se encuentra en **mayor proporción**.

El **soluto** es el componente o componentes que se encuentran en **menor proporción** en la disolución.

- ⇒ La **composición** de una disolución **no es constante** y se suelen clasificar en función de la **cantidad relativa** (o proporción) **de soluto** que contengan, es decir, en función de su **concentración**.

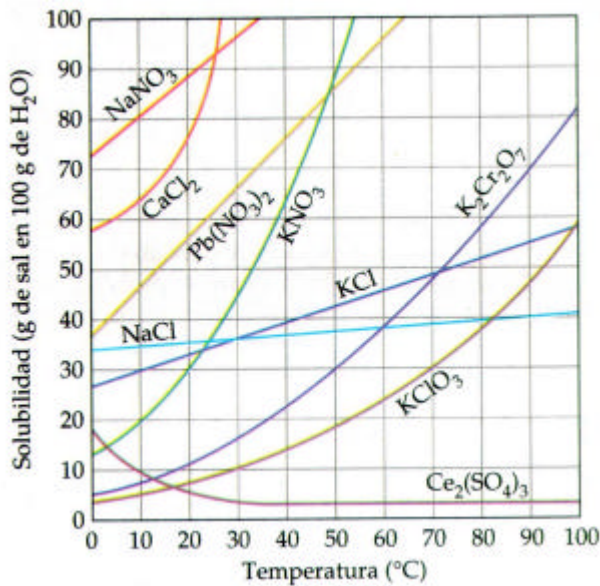
- ⇒ Las mezclas homogéneas frecuentemente son difíciles de distinguir de las sustancias puras. Para hacerlo se puede recurrir a ciertas **propiedades características de las sustancias puras**. Podemos citar como ejemplos:

En las sustancias puras la **densidad** es siempre la misma, mientras que en las mezclas la densidad depende de la composición (que es variable).

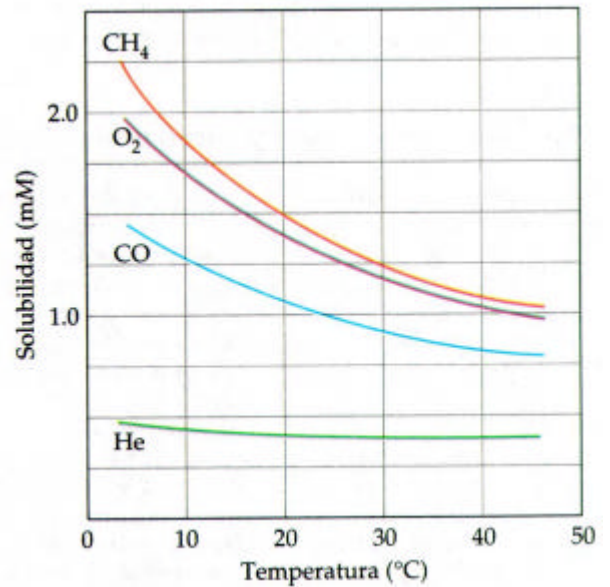
En las sustancias puras la **temperatura de ebullición** no varía; en una mezcla varía al ir cambiando su composición, ya que unos componentes se evaporan antes que otros.

11. Solubilidad

- ⇒ Una **disolución** está **saturada** cuando no admite más soluto. Normalmente, la cantidad de soluto que se puede disolver depende de factores como la temperatura y la presión.
- ⇒ La **solubilidad** es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad de disolvente a una temperatura determinada.
- ⇒ Las **curvas de solubilidad** representan la solubilidad de una sustancia (eje de ordenadas) en función de la temperatura (eje de abscisas). Estas curvas son características de cada sustancia.



Curvas de solubilidad de sales



Curvas de solubilidad de gases

- ⇒ En la mayoría de los casos, la **solubilidad de un sólido** aumenta al aumentar la temperatura.
- ⇒ Al contrario que en los sólidos, la **solubilidad de un gas** en un líquido disminuye al aumentar la temperatura. La presión también influye, pero en sentido inverso, cuanto mayor es la presión, mayor es la solubilidad del gas.
- ⇒ En general, la **velocidad de disolución de un sólido** aumenta al aumentar la **superficie** de contacto con el líquido y al aumentar la **agitación**.