

Naturaleza de la materia

ÍNDICE GENERAL

- 1.- Concepto y clasificación de la materia.
- 2.- Propiedades de la materia.
 - 2.1.- Propiedades generales: masa y volumen.
 - 2.2.- Propiedades específicas o características. La densidad.
- 3.- Estados de agregación de la materia.
 - 3.1.- Punto de vista macroscópico: forma y volumen.
 - 3.2.- Punto de vista microscópico: teoría cinético-molecular de la materia.
 - 3.3.- El estado gaseoso.
 - 3.3.1.- Magnitudes que describen un gas.
 - 3.3.2.- Leyes de los gases.
- 4.- Cambios de estado. Gráficas de calentamiento y de enfriamiento.

1.- CONCEPTO Y CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.

Si observamos a nuestro alrededor veremos materia por todas partes, desde el papel del libro que leemos hasta el agua que bebemos, pasando por el aire que respiramos. **Todo lo que existe en la Naturaleza es materia.** De una manera general, **podemos definir la materia como todo aquello que tiene masa y que ocupa un cierto volumen en el espacio.** Durante el desarrollo del tema intentaremos eliminar algunas ideas que podamos tener sobre la materia, como por ejemplo que es continua, que en la materia no existe el vacío, que es estática, etc.

La materia está en continuo cambio; en cualquier cambio que sufre la materia interviene “algo” a lo que se le llama energía. Así, decimos que la energía es una propiedad de la materia relacionada con la capacidad de producir cambios en ella misma o en otros sistemas materiales. Será estudiada con detenimiento más adelante durante este curso y en cursos posteriores.

Se denomina **sistema material** a un “trozo” o porción de materia que se considera de forma aislada para estudiarse con mayor facilidad. Si dicha porción de materia tiene una forma determinada se llama **cuerpo**. Además, no toda la materia es igual: a cada una de las distintas clases de materia que existen en la Naturaleza se le denomina **sustancia**. Por tanto, concluimos que **todo lo que es materia estará formado por sustancias o por una mezcla de sustancias.** Así, cualquier sistema material puede pertenecer a uno de los dos siguientes grupos:

- (a) **Sustancias puras:** son aquellas que están formadas por un solo tipo de materia. Se clasifican a su vez en dos grandes grupos:

- a.1) **Elementos:** son aquellas sustancias puras que no pueden descomponerse en sustancias más sencillas por ningún método. *Todos los elementos que existen en la Naturaleza aparecen en la tabla pe-*

riódica, que estudiaremos más adelante. Ejemplos: oro, oxígeno, hierro, etc.

a.2) **Compuestos**: son aquellas sustancias puras que sí se pueden descomponer en otras más sencillas por algún método. *Los compuestos están formados por la unión de 2 o más elementos, y se representan mediante fórmulas químicas.* Ejemplos: agua (H₂O), dióxido de carbono (CO₂), amoníaco (NH₃), etc.

(b) **Sustancias impuras o mezclas**: son aquellas que están formadas por 2 o más tipos de materia. Pueden ser de 2 tipos:

b.1) **Mezclas homogéneas o disoluciones**: son aquellas mezclas que tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos, es decir, no pueden distinguirse sus componentes a simple vista. Ejemplos: agua del mar, atmósfera, coca cola, etc.

b.2) **Mezclas heterogéneas**: son aquellas mezclas que tienen diferente composición y propiedades en todos sus puntos, es decir, sus componentes pueden distinguirse a simple vista. Ejemplos: agua con arena, macarrones con tomate, etc.

2.- PROPIEDADES DE LA MATERIA.

Cualquier cuerpo o sistema material tiene unas ciertas propiedades que lo caracterizan. Estas propiedades pueden ser de 2 tipos:

2.1.- PROPIEDADES GENERALES: MASA Y VOLUMEN.

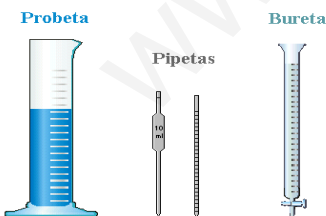
Las propiedades generales de la materia son aquellas que no nos permiten diferenciar unas sustancias de otras. Son la masa y el volumen:



1. La **masa** se define como la cantidad de materia que posee un cuerpo o sistema material. La cantidad de materia que tienen los cuerpos es independiente del estado de agregación en que se encuentran, es decir, dada una cierta masa de sustancia, ésta sigue



siendo la misma si su estado es sólido, líquido o gaseoso. Su unidad en el S.I. es el kilogramo (kg), y se mide con *balanzas*, ya sean de platillos o digitales.



2. El **volumen** se define como el espacio que ocupa un cuerpo o sistema material. Su unidad en el S.I. es el metro cúbico (m³), y suele medirse con *pipetas* o *buretas* si el cuerpo es líquido o con *probetas* si es sólido (mediante el método de inmersión). Si queremos medir el volumen de un sólido con forma geométrica regular, éste se calculará directamente mediante el uso de la fórmula adecuada ($V = l^3$ para un cubo de lado l ; $V = \pi \cdot r^2 \cdot h$ para un cilindro de radio r y altura h ; $V = (4/3) \cdot \pi \cdot r^3$ para una esfera de radio r , etc).

Sin embargo, medir el volumen de los gases no es tan sencillo, pues hay que tener en cuenta la presión y la temperatura a la que se encuentran; así, aunque los gases ocupan siempre el volumen del recipiente que los contiene, una misma masa de gas puede ocupar distintos volúmenes según la presión y temperatura a la que se encuentre. Esto no sucede ni con los sólidos ni con los líquidos.

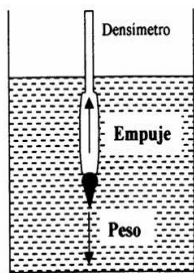
2.2.- PROPIEDADES ESPECÍFICAS O CARACTERÍSTICAS. LA DENSIDAD.

Las propiedades específicas de la materia son aquellas que nos permiten diferenciar unas sustancias de otras, es decir, no existen dos sustancias diferentes que tengan el mismo valor de la misma propiedad específica. Algunas de ellas son la densidad, el punto de fusión y el de ebullición, etc. La más importante de ellas es la densidad, que estudiaremos a continuación. Decimos que la densidad es una propiedad específica de la materia porque no existen dos sustancias puras diferentes que tengan la misma densidad: cada sustancia pura tiene su valor propio de la densidad.

La densidad nos da idea de la cantidad de materia de cierta sustancia que existe en un cierto volumen de ella, es decir, la **densidad** es una magnitud (derivada) que relaciona la masa de un objeto con el volumen que ocupa. Se calcula de la siguiente manera:

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

La unidad de densidad en el S.I. es el kg/m^3 , aunque suelen utilizarse otras como el g/cm^3 , el g/l , etc. La densidad de una sustancia no depende de la cantidad de materia que se escoja, aunque sí depende de otros factores como la temperatura y el estado físico de la sustancia.



La densidad de un líquido se mide con un aparato llamado *densímetro*, el cual se hunde más o menos en un líquido dependiendo de la sustancia que contenga en su interior. Para calcular la densidad de una sustancia sólida en el laboratorio se sigue el siguiente procedimiento:

1. Se mide la masa del objeto con una balanza.
2. Se mide el volumen del cuerpo por el método de inmersión: se mide un volumen de agua con la probeta, se sumerge el sólido y se anota el volumen final; el volumen del sólido será la resta o diferencia entre ambos.
3. Dividimos la masa del objeto entre su volumen.

Además de la densidad, existen otras propiedades características o específicas de la materia:

- *Puntos de fusión y de ebullición*: serán estudiadas en el próximo tema.
- *Dureza*: es la propiedad que mide la resistencia de un sólido a ser rayado por otro sólido.
- *Ductilidad*: es una propiedad de los metales por la cual se pueden deformar y estirar en forma de hilos finos.
- *Maleabilidad*: es una propiedad de los metales por la cual se pueden deformar en forma de láminas.
- *Compresibilidad*: es una propiedad de los gases según la cual pueden reducir su volumen cuando se aumenta la presión sobre ellos.
- *Viscosidad*: es la propiedad que mide el grado de fluidez de un líquido. No debe confundirse con la densidad: por ejemplo, el agua es más densa que el aceite, pero menos viscosa.

Diremos finalmente que, en la práctica, una sola propiedad característica no puede asegurarnos qué sustancia estamos estudiando, por lo que tenemos que estudiar varias de ellas.

3.- ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA.

Cualquier cuerpo o sistema material puede encontrarse en la Naturaleza de 3 maneras diferentes llamadas estados de agregación de la materia (o simplemente, estados de la materia): sólido, líquido y gaseoso. Las propiedades características de la materia (aunque sean del mismo tipo de materia) son diferentes en cada estado. Así, por ejemplo, el hielo es menos denso que el agua líquida. Podemos estudiar los estados de agre-

gación desde dos puntos de vista diferentes:

3.1.- PUNTO DE VISTA MACROSCÓPICO: FORMA Y VOLUMEN.

Si observamos un cuerpo o sistema material a simple vista es muy fácil identificar si se trata de una sustancia sólida, líquida o gaseosa, ya que cada uno de estos estados tiene las siguientes propiedades:

ESTADO DE AGREGACIÓN	PROPIEDADES
SÓLIDO	Tienen una forma fija
	Su volumen es fijo; por tanto, no se comprimen ni expanden
	No fluyen ni se difunden
LÍQUIDO	Tienen una forma variable (la del recipiente que los contiene)
	Su volumen es fijo; por tanto, no se comprimen ni expanden
	Fluyen con facilidad, aunque no se difunden
GASEOSO	Tienen una forma variable (la del recipiente que los contiene)
	Su volumen es variable; por tanto, se expanden y se contraen con facilidad
	Fluyen y se difunden con facilidad

En el estado sólido y en el estado líquido las sustancias pueden comportarse de formas muy distintas; sin embargo, las sustancias gaseosas, aunque sean distintas, se comportan de forma parecida.

3.2.- PUNTO DE VISTA MICROSCÓPICO: TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LA MATERIA.

La teoría cinético-molecular de la materia intenta explicar el comportamiento de las sustancias teniendo en cuenta que éstas están formadas por partículas. Se basa en 3 ideas o postulados:

1. Todas las sustancias están formadas por miles y miles de partículas muy pequeñas, no visibles a simple vista.
2. Estas partículas se mueven en todas direcciones, chocando unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene.
3. La velocidad a la que se mueven las partículas depende de la temperatura: a mayor temperatura, mayor velocidad.

Podemos explicar los 3 estados de agregación utilizando la teoría cinético-molecular de la materia. En el dibujo siguiente aparecen representados de acuerdo con el grado de movilidad y las fuerzas de cohesión (o de unión) entre las partículas que la forman:

- Cuando una sustancia se encuentra en **estado sólido** las partículas que la forman se encuentran muy juntas y apenas se mueven, debido a que entre ellas existen intensas fuerzas de atracción. Ello explica el hecho de que los sólidos tengan forma y volumen fijos.
- Si la sustancia se encuentra en **estado líquido**, las fuerzas de atracción entre las partículas es menor que en el caso anterior, lo cual les permite moverse a una cierta velocidad. Ello explica el que los líquidos tengan forma variable, la misma del recipiente que los contenga.



- En el **estado gaseoso** las fuerzas de atracción entre las partículas son prácticamente nulas, de modo que se podrán mover casi con total libertad y a grandes velocidades. Ello explica el hecho de que los gases (gas procede de la palabra griega *chaos*, que significa desorden o caos) tengan forma y volumen variables, además de poder fluir y difundirse con facilidad.

3.3.- EL ESTADO GASEOSO.

3.3.1.- Magnitudes que describen un gas.

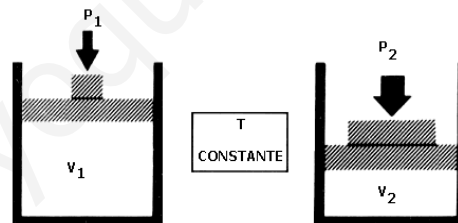
Cualquier gas se caracteriza por 3 magnitudes:

- **Presión (p)**: nos indica la cantidad de choques de las partículas con las paredes del recipiente que contiene el gas.
- **Volumen (V)**: nos indica el espacio que ocupa el gas o bien el del recipiente que lo contiene.
- **Temperatura (T)**: nos indica la velocidad a la que se mueven las partículas; a mayor temperatura, mayor velocidad.

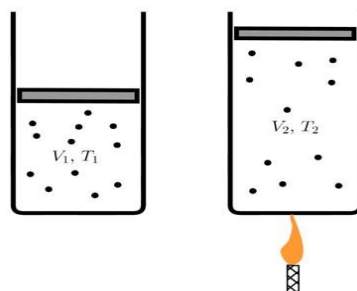
3.3.2.- Leyes de los gases.

Las leyes de los gases son experimentales, es decir, han sido deducidas a partir de resultados obtenidos en el laboratorio. En orden cronológico, son las siguientes:

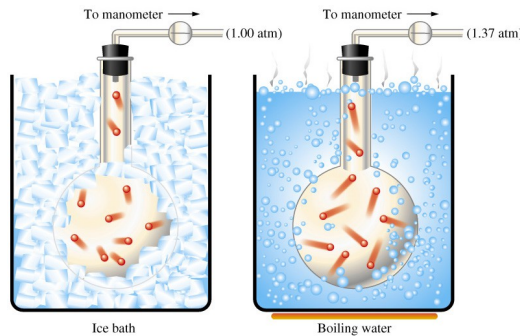
1. **Ley de Boyle-Mariotte:** Fue establecida en 1662 de manera simultánea e independiente por el científico inglés Robert Boyle y por el francés E. Mariotte. Establece que si la temperatura de un gas permanece constante, su presión y su volumen son inversamente proporcionales (cuando uno aumenta, el otro disminuye, y viceversa).



2. **Ley de Charles:** Fue establecida en 1798. Establece que si la presión de un gas permanece constante, su volumen y su temperatura son directamente proporcionales, es decir, si aumenta la temperatura, también lo hará el volumen, y viceversa.



3. **Ley de Gay-Lussac:** Fue establecida en 1802. Establece que si el volumen de un gas permanece constante, la presión y la temperatura son directamente proporcionales, es decir, si aumenta la temperatura, también lo hará la presión, y viceversa.



4.- CAMBIOS DE ESTADO. GRÁFICAS DE CALENTAMIENTO Y DE ENFRIAMIENTO.

Si la temperatura de un objeto aumenta o disminuye hasta un cierto valor, éste puede comenzar a cambiar de estado de agregación. Los cambios de estado que pueda sufrir cualquier sustancia tienen lugar siempre a una misma temperatura; además, mientras dure el cambio de estado la temperatura de ésta no cambia hasta que no se haya transformado totalmente. Las dos temperaturas más importantes en los cambios de estado son las siguientes:

- **Punto de fusión:** es la temperatura a la cual una sustancia pasa de estado sólido a líquido o viceversa.
- **Punto de ebullición:** es la temperatura a la cual una sustancia pasa de estado líquido a gaseoso o viceversa.

Los cambios de estado pueden ser entonces de 2 tipos:

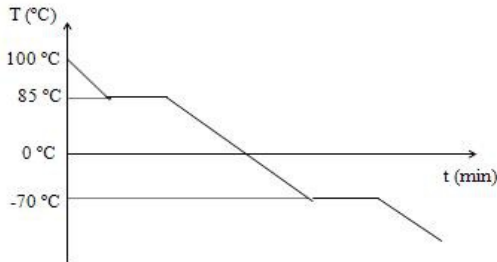
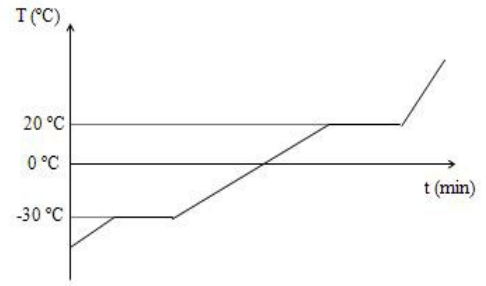
- a) **Cambios de estado progresivos:** son aquellos que se producen cuando la temperatura del objeto aumenta, esto es, cuando absorbe calor. Son la fusión, la vaporización y la sublimación o volatilización.
- b) **Cambios de estado regresivos:** son aquellos que se producen cuando la temperatura del objeto disminuye, esto es, cuando desprende calor. Son la condensación o licuefacción, la solidificación y la sublimación inversa o regresiva.



Debemos recordar que cualquier cambio de estado es un proceso físico, ya que al terminar la sustancia sigue siendo la misma.

Conociendo los puntos de fusión y de ebullición, podemos dibujar las gráficas de calentamiento o de enfriamiento de cualquier sustancia, las cuales sirven para estudiar cómo cambia la temperatura de una sustancia conforme avanza el tiempo. En estas gráficas la temperatura se representa en el eje vertical y el tiempo, en el eje horizontal:

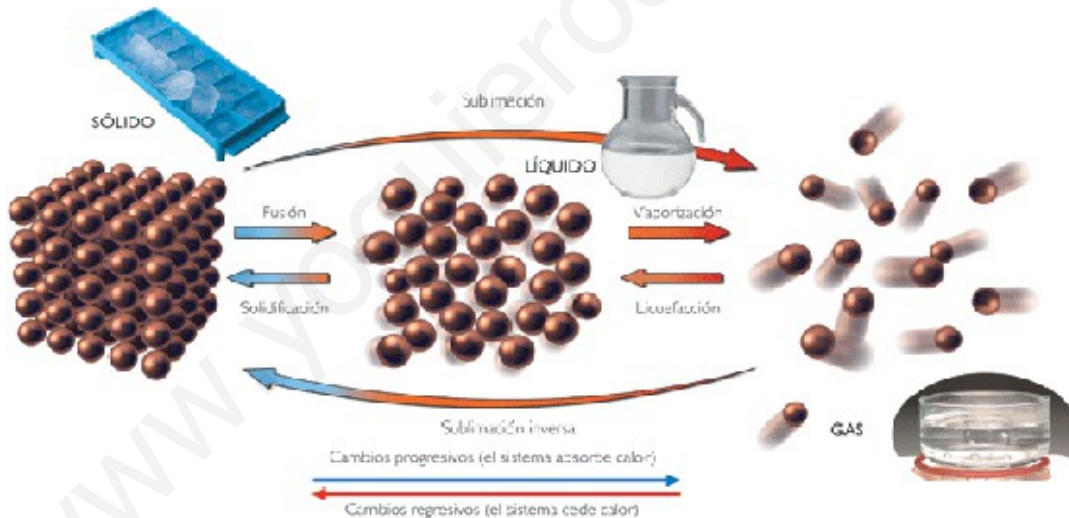
- 1) Si la gráfica es de calentamiento, entonces tendrá forma creciente (de abajo hacia arriba). En los tramos inclinados la sustancia aumenta su temperatura (por tanto, en ellos se encontrará en estado sólido, líquido o gaseoso), mientras que en los tramos horizontales la temperatura de la sustancia permanece constante, lo cual significa que en ellos es donde tiene lugar el cambio de estado. Durante un cierto tiempo, la sustancia va transformándose progresivamente de un estado a otro. Hasta que no se transforma en su totalidad la temperatura no comienza a aumentar de nuevo.



- 2) Si la gráfica es de enfriamiento, entonces tendrá forma decreciente (de arriba hacia abajo). En los tramos inclinados la sustancia disminuye su temperatura (por tanto, en ellos se encontrará en estado gaseoso, líquido o sólido), mientras que en los tramos horizontales la temperatura de la sustancia permanece constante, lo cual significa que en ellos es donde tiene lugar el cambio de estado. Durante un cierto tiempo, la sustancia va transformándose progresivamente de un estado a otro. Hasta que no se transforma en su totalidad la temperatura no comienza a descender de nuevo.

transformándose progresivamente de un estado a otro. Hasta que no se transforma en su totalidad la temperatura no comienza a descender de nuevo.

Podemos explicar los cambios de estado desde un punto de vista microscópico, utilizando la teoría cinético-molecular de la materia. Vamos a distinguir entre los cambios de estado progresivos y los regresivos:



- a) Los **cambios de estado progresivos** tienen lugar cuando aumenta la temperatura de la sustancia. Sabemos que entonces las partículas se mueven cada vez más rápido; en cuanto se alcanza el punto de fusión, las partículas se mueven con tal rapidez que comienzan a disminuir las fuerzas de cohesión entre ellas, de modo que la sustancia pasa a estado líquido. **Todo el calor que la sustancia absorbe se invierte en debilitar dichas fuerzas, lo cual explica que la temperatura permanezca constante en los cambios de estado.** Si la temperatura prosigue aumentando, las partículas se moverán aún más rápido y se alcanzará el punto de ebullición; ahora el calor que absorbe la sustancia se invierte en debilitar aún más las fuerzas de cohesión entre partículas, haciéndolas casi inexistentes: cuando todas ellas se hayan debilitado, la sustancia se habrá transformado totalmente en estado gaseoso.
- b) Los **cambios de estado regresivos** tienen lugar cuando disminuye la temperatura de la sustancia. Sa-

bemos que si la sustancia se encuentra en estado gaseoso las partículas se mueven muy rápido; en cuanto se alcanza el punto de ebullición, las partículas se mueven con mayor lentitud, de modo que comienzan a aumentar las fuerzas de cohesión entre ellas: la sustancia pasa a estado líquido. Todo el calor que la sustancia desprende se invierte en aumentar dichas fuerzas, lo cual explica que la temperatura permanezca constante en los cambios de estado. Si la temperatura prosigue disminuyendo, las partículas se moverán aún más lentamente y se alcanzará el punto de fusión; ahora el calor que desprende la sustancia se invierte en aumentar aún más las fuerzas de cohesión entre partículas, haciéndolas muy intensas y disminuyendo casi totalmente la movilidad de las mismas: cuando todas ellas hayan aumentado hasta que las partículas permanezcan casi inmóviles, fuertemente unidas entre ellas, la sustancia se habrá transformado totalmente en estado sólido.

Naturaleza de la materia

(II)

ÍNDICE GENERAL

1.- Concepto de mezcla. Tipos.

2.- Separación de los componentes de una mezcla.

2.1.- Separación de los componentes de mezclas heterogéneas.

2.1.1.- Filtración.

2.1.2.- Centrifugación.

2.1.3.- Decantación.

2.1.4.- Separación magnética.

2.1.5.- Tamizado.

2.2.- Separación de los componentes de mezclas homogéneas o disoluciones.

2.2.1.- Cristalización.

2.2.2.- Destilación.

3.- Disoluciones.

3.1.- Componentes y formación.

3.2.- Solubilidad.

3.2.1.- Concepto.

3.2.2.- Tipos de disoluciones.

3.3.- Concentración de una disolución.

3.3.1.- Concepto.

3.3.2.- Formas de expresar la concentración.

3.3.2.1.- Porcentaje en masa.

3.3.2.2.- Concentración en g/L.

1.- CONCEPTO DE MEZCLA. TIPOS.

Sabemos que cualquier sustancia material puede clasificarse en dos grandes grupos: sustancias puras y **sustancias impuras o mezclas**. A lo largo del tema estudiaremos éstas, que **son aquellas que están formadas por 2 o más componentes que pueden mezclarse en cualquier proporción**. Las mezclas pueden ser, a su vez, de 2 tipos:

- **Mezclas homogéneas o disoluciones**: son aquellas que tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos, es decir, aquellas cuyos componentes no pueden distinguirse a simple vista, ni siquiera con un microscopio ordinario. Ello es lo que sucede cuando se disuelve azúcar en agua: una vez disuelto el azúcar, ya no puede diferenciarse del agua.
- **Mezclas heterogéneas**: son aquellas que tienen diferente composición y propiedades en todos sus puntos, es decir, aquellas cuyos componentes sí pueden distinguirse a simple vista. Es lo que sucede cuando se mezclan, por ejemplo, agua y arena.

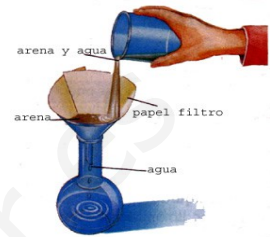
2.- SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA.

En muchísimos procesos industriales (industrias alimentaria, petrolífera, siderúrgica, etc.) es necesario separar los distintos componentes que forman parte de una mezcla, ya sea homogénea o heterogénea. En este apartado estudiaremos los métodos más importantes, agrupados según el tipo de mezcla de que se trate. **Estos métodos son físicos, pues no alteran las sustancias que forman la mezcla.**

2.1.- SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE MEZCLAS HETEROGÉNEAS.

2.1.1.- FILTRACIÓN.

La filtración sirve para separar una sustancia sólida no miscible (que no esté disuelta) con una sustancia líquida. Consiste en utilizar un filtro cuyos poros (o agujeros) son más pequeños que el tamaño de las partículas que se quiera separar, de manera que cuando la mezcla se haga pasar a través del filtro éstas quedarán retenidas. Esta técnica se utiliza para separar la nata de la leche, para tamizar la arena en las construcciones, etc.



2.1.2.- CENTRIFUGACIÓN.



Sirve para separar, habitualmente, suspensiones de sólidos en líquidos. Consiste en hacer girar la mezcla a una gran velocidad; de esta manera, las partículas más pesadas tienden a “escaparse” de la mezcla, separándose de las restantes. Lógicamente, cuanto mayor sea la masa, con mayor fuerza se separarán las partículas, que quedarán retenidas en el fondo del tubo. Esta técnica se utiliza en los laboratorios de análisis clínicos para separar y estudiar algunas de las sustancias (por ejemplo, los glóbulos rojos) que se encuentran en la sangre.

2.1.3.- DECANTACIÓN.

Sirve para separar dos o más líquidos inmiscibles entre ellos. El método se basa en las diferentes densidades de los líquidos que forman parte de la mezcla. Por ejemplo, en el caso de una mezcla de agua y aceite (ver figura a la derecha) el agua se sitúa por debajo debido a su mayor densidad; utilizando un *embudo de decantación*, abrimos la llave que se encuentra en la parte inferior y dejamos caer el agua; si cerramos la llave cuando vaya a caer el aceite, habremos conseguido separar ambos líquidos.



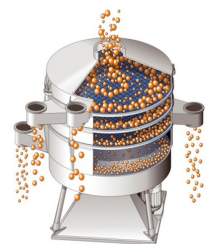
2.1.4.- SEPARACIÓN MAGNÉTICA.



Sirve para separar una sustancia que forme parte de la mezcla y que posea propiedades magnéticas, es decir, se vea atraída por un imán. Estas sustancias suelen ser metales. Acercando un imán a la mezcla, conseguiremos separar aquellas sustancias que se vean atraídas por él. Esta técnica suele utilizarse en las industrias siderúrgicas para separar los metales del mineral del que proceden.

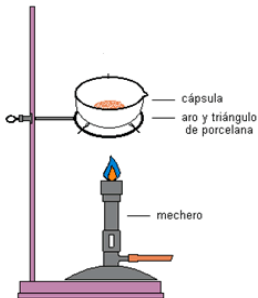
2.1.5.- TAMIZADO.

Es el método indicado para **separar los componentes de una mezcla de sólidos según el tamaño de sus partículas.** Utilizando el tamiz apropiado, retendremos en él el sólido cuyas partículas sean más gruesas.



2.2.- SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS O DISOLUCIONES.

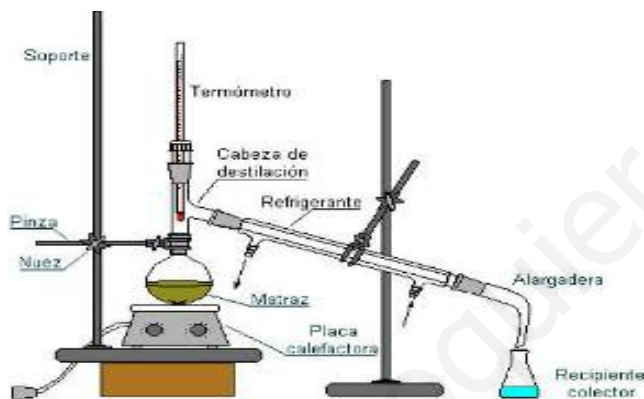
2.2.1.- CRISTALIZACIÓN.



Sirve para separar una sustancia (habitualmente sólida) que se encuentra disuelta en un líquido. Para ello, se utiliza un recipiente muy ancho llamado *cristalizador* (ver figura a la derecha), en el cual se vierte la disolución; entonces, si se deja evaporar lentamente, el agua va pasando a estado gaseoso y las partículas de la sustancia sólida se unen poco a poco formando cristales con formas geométricas definidas (rombos, polígonos, etc.). Un ejemplo de cristalización es la separación de la sal del agua del mar en las salinas.

La cristalización se puede acelerar aún más mediante el **calentamiento a sequedad**, que consiste en calentar la disolución en una cápsula de porcelana (ver figura a la izquierda) que se pone en contacto con una fuente de calor (hornillo, mechero,...). En este caso, los cristales de sólido que se obtienen al evaporarse el líquido son de menor tamaño que los que se obtienen a partir de la cristalización.

2.2.2.- DESTILACIÓN.



Sirve para separar una mezcla de dos o más líquidos miscibles entre sí. Para ello, se utiliza un dispositivo como el de la izquierda: se introduce la mezcla de líquidos en el matraz y comienza a calentarse. Entonces, el líquido con menor punto de ebullición comenzará a evaporarse antes que los demás; el agua corre por el tubo refrigerante enfriando dicho vapor, transformándolo en estado líquido (condensación). El líquido termina por caer en el recipiente colector, separándose así del resto de la mezcla. Para que la destilación sea eficaz, los líquidos deben tener puntos de ebullición que se diferencien en, al menos, 10 °C.

3.- DISOLUCIONES.

3.1.- COMPONENTES Y FORMACIÓN.

Una disolución es una mezcla homogénea formada por dos componentes:

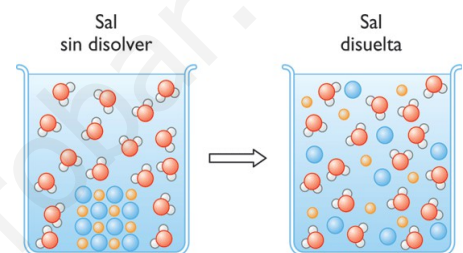
- Soluto**: es el componente que aparece, habitualmente, en menor proporción. Suele ser el más importante. En una disolución puede haber varios solutos.
- Disolvente**: es el componente que aparece en mayor proporción. Si el agua forma parte de la disolución, siempre será el disolvente (es por eso por lo que se le llama *disolvente universal*). Suele ser el menos importante.

El soluto y el disolvente pueden encontrarse en cualquiera de los 3 estados de agregación; en la tabla que aparece a continuación aparecen algunos ejemplos de disoluciones tomados de la vida cotidiana en los que el soluto y el disolvente aparecen en distintos estados de agregación. Esta tabla nos da una idea de la importancia de las disoluciones, pues multitud de sustancias naturales y artificiales se presentan de este modo;

incluso casi todos los procesos biológicos que tienen lugar en el interior de los organismos vivos suceden entre sustancias disueltas en agua.

SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Sólido	Líquido	Agua del mar
Sólido	Sólido	Acero (hierro y carbono)
Líquido	Líquido	Café con leche
Gaseoso	Líquido	Coca-cola
Gaseoso	Gaseoso	Atmósfera

Hemos dicho al principio del apartado 1 que una disolución o mezcla homogénea tiene la misma composición y propiedades en todos sus puntos, es decir, que sus componentes no pueden distinguirse a simple vista. Podemos explicar esto a partir de la teoría cinético-molecular, aplicándolo al ejemplo de una disolución de sal (o cloruro de sodio) en agua: cuando se disuelve la sal en agua, los granos de sal son atraídos por las moléculas de agua, de modo que cada grano de sal se va fragmentando (o rompiendo) en partículas de cloro y de sodio, que son muy pequeñas e invisibles a simple vista. Ésta es la razón de que no podamos distinguir a simple vista los componentes de una disolución.



El volumen resultante de la mezcla entre el soluto y el disolvente no es aditivo, pues debido al reajuste de espacios entre las distintas partículas del soluto y del disolvente, el volumen final es inferior al de la suma de ellos (aunque en los ejercicios consideraremos que los volúmenes sí son aditivos). Sin embargo, la masa de la disolución resultante sí es aditiva, es decir, es igual a la suma de las masas de soluto y disolvente.

3.2.- SOLUBILIDAD.

3.2.1.- CONCEPTO.

No todas las sustancias se disuelven con la misma facilidad en un disolvente (por ejemplo, agua). A la cantidad **máxima** de soluto que puede disolverse en una cierta cantidad de disolvente a una cierta temperatura se le llama *solubilidad de la sustancia*. Así pues, la solubilidad de las sustancias depende de la temperatura y del estado de agregación en que se encuentre el soluto; así, tenemos:

- Si el soluto es sólido o líquido, su solubilidad aumenta si aumenta la temperatura, es decir, se disolverá más cantidad de soluto si aumenta la temperatura de la disolución. Así, por ejemplo, es más fácil disolver el colacao en leche caliente que en leche fría.
- Si el soluto es gaseoso, su solubilidad aumenta si disminuye la temperatura, es decir, se disolverá más cantidad de soluto si disminuye la temperatura de la disolución. Es lo que sucede, por ejemplo, con la cocacola: si se abre una botella se escucha salir menor cantidad de gas cuando ésta se encuentra en la nevera.

3.2.2.- TIPOS DE DISOLUCIONES.

A partir del concepto de solubilidad, podemos clasificar las disoluciones en varios tipos:

- a) **Diluidas**: son aquellas disoluciones que tienen una cantidad de soluto disuelta muy inferior a la solubilidad de dicho soluto. Lógicamente, para diluir una disolución deberemos añadirle mayor cantidad

de disolvente (a este proceso se le llama *dilución*).

- b) **Concentradas**: son aquellas disoluciones que tienen una cantidad de soluto muy próxima al valor de la solubilidad de dicho soluto. Para hacer una disolución más concentrada deberemos añadirle más soluto.
- c) **Saturadas**: son aquellas disoluciones que tienen, a una cierta temperatura, la cantidad máxima posible de soluto que pueda estar disuelta.
- d) **Sobresaturadas**: son aquellas disoluciones que, tras previo cambio en la temperatura, pueden admitir una cantidad de soluto mayor que su solubilidad. Si, por ejemplo, el soluto es sólido, podrá disolverse una cantidad mayor de soluto si aumentamos la temperatura de la disolución.

3.3.- CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

3.3.1.- CONCEPTO.

La concentración de una disolución es una magnitud que nos indica la relación entre la cantidad de soluto que hay disuelta en una cierta cantidad de disolvente o de disolución. Así pues, la concentración nos indica cuál es la proporción entre soluto y disolvente o disolución. Obviamente, cuanto mayor sea su valor, más concentrada será la disolución; cuanto más pequeña sea la concentración, más diluida será. Ahora bien, el soluto que se disuelve se reparte por igual en toda la disolución, lo cual significa que **la proporción entre soluto y disolvente no depende de la cantidad de disolución que se examine**. Un ejemplo de lo dicho sucede si disolvemos dos cucharadas de azúcar en un vaso de leche: la leche estará igual de dulce si nos tomamos medio vaso, una cucharada o el vaso entero.

3.3.2.- FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN.

Existen muchas formas de expresar la concentración de una disolución. Este curso veremos solamente dos de ellas: el porcentaje en masa y la concentración expresada en g/L.

3.3.2.1.- PORCENTAJE EN MASA.

El porcentaje en masa de una disolución nos indica la relación entre la masa de soluto y la masa de disolución en que está disuelta. Se calcula de la siguiente manera:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

3.3.2.2.- CONCENTRACIÓN EN g/L.

La concentración expresada en g/l de una disolución (abreviadamente la representaremos con la letra C) se define como la masa de soluto, expresada en gramos, que hay disuelta en el volumen de disolución, expresado en litros, en que está disuelto. Se calcula de la siguiente manera:

$$C = \frac{\text{g soluto}}{\text{V(L) disolución}}$$