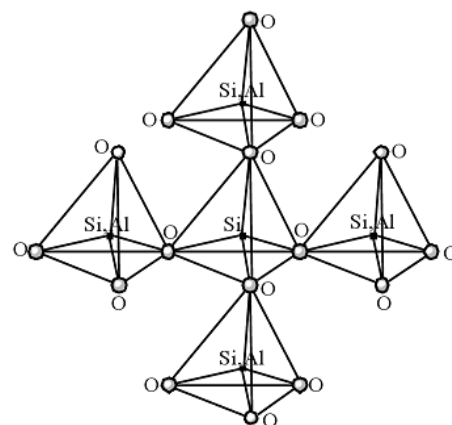


¿Cómo está constituida la materia?

¿Cómo existe en la naturaleza?



2.1- ¿CÓMO ESTÁ CONSTITUÍDA LA MATERIA?

La materia está constituida por partículas microscópicas denominadas moléculas.

Molécula es la menor porción de materia que conserva las propiedades de la misma, también se puede decir que es la menor porción de materia capaz de existir al estado libre.

Las moléculas están constituidas por átomos.

Átomo es la menor porción de materia capaz de combinarse para formar moléculas.

2.2- ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA

En determinadas condiciones de presión y temperatura, la materia puede existir en la naturaleza en tres estados de agregación sólido, líquido y gaseoso.

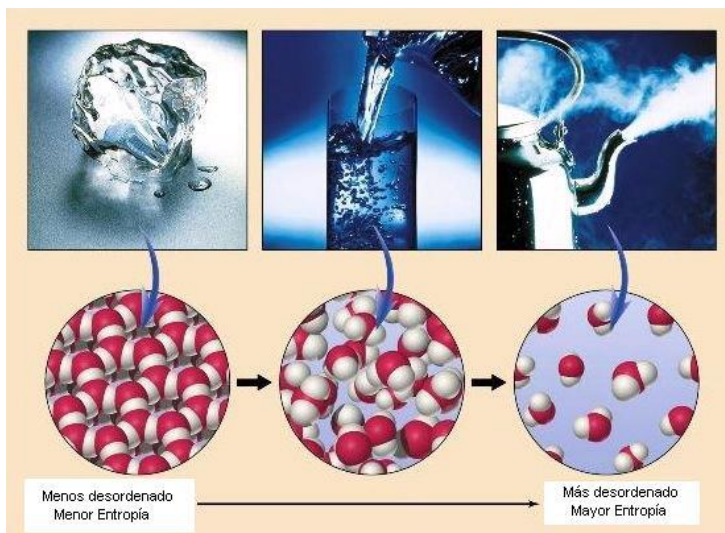
Estado sólido: Tiene forma y volumen propio, no es compresible (el cuerpo no se deforma por acción de una fuerza). Las partículas se encuentran próximas entre si y tienen baja entropía.

Entropía (S): Es una medida de la tendencia al desorden.

Estado líquido: Tiene volumen propio pero no tiene forma propia. Es poco compresible. Las partículas no se encuentran tan próximas como en el estado sólido. Tiene una entropía intermedia entre los estados sólidos y gaseosos.

Estado Gaseoso: No tiene forma ni volumen propio. Las partículas se encuentran alejadas entre sí. Son compresibles y tienen alta entropía.

$$(S)_{\text{SOLIDO}} < (S)_{\text{LIQUIDO}} < (S)_{\text{GASEOSO}}$$



2.2.1- CAMBIOS DE ESTADO DE AGREGACIÓN

La materia puede cambiar de un estado de agregación a otro, modificando la presión y/o la temperatura.

Presión (P): es la fuerza que se ejerce por unidad de superficie.

Expresión matemática

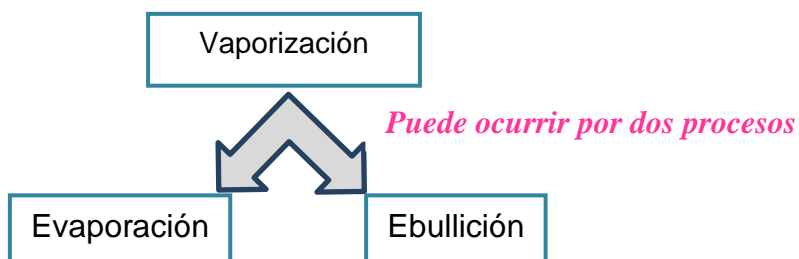
$$P = \frac{F}{A} \quad \text{ó} \quad P = \frac{F}{S}$$

Las unidades de Presión más utilizadas son: milímetro de mercurio (mmHg), atmósfera (atm), kilopascales (kPa), hectopascales (hPa), Torricelli (Torr).

Equivalencias: 1 atm = 760 mmHg = 101,3 kPa



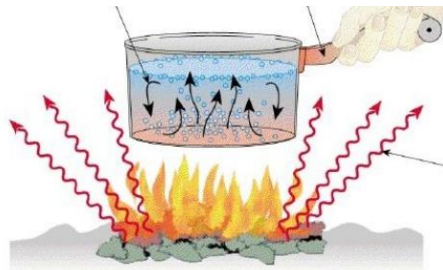
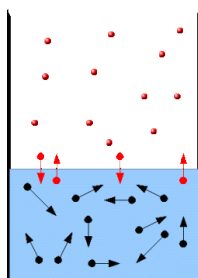
Vaporización: es el cambio de estado de agregación de líquido a gaseoso.



Evaporación: Es el cambio de estado de agregación de líquido a gaseoso que ocurre cuando las moléculas de la superficie de un líquido alcanzan la energía cinética molecular necesaria para pasar a la fase gaseosa.



Ebullición: Es el cambio de estado de agregación que ocurre cuando todas las moléculas de un líquido alcanzan la energía cinético molecular necesaria para pasar a la fase gaseosa. Durante la ebullición la temperatura permanece constante.

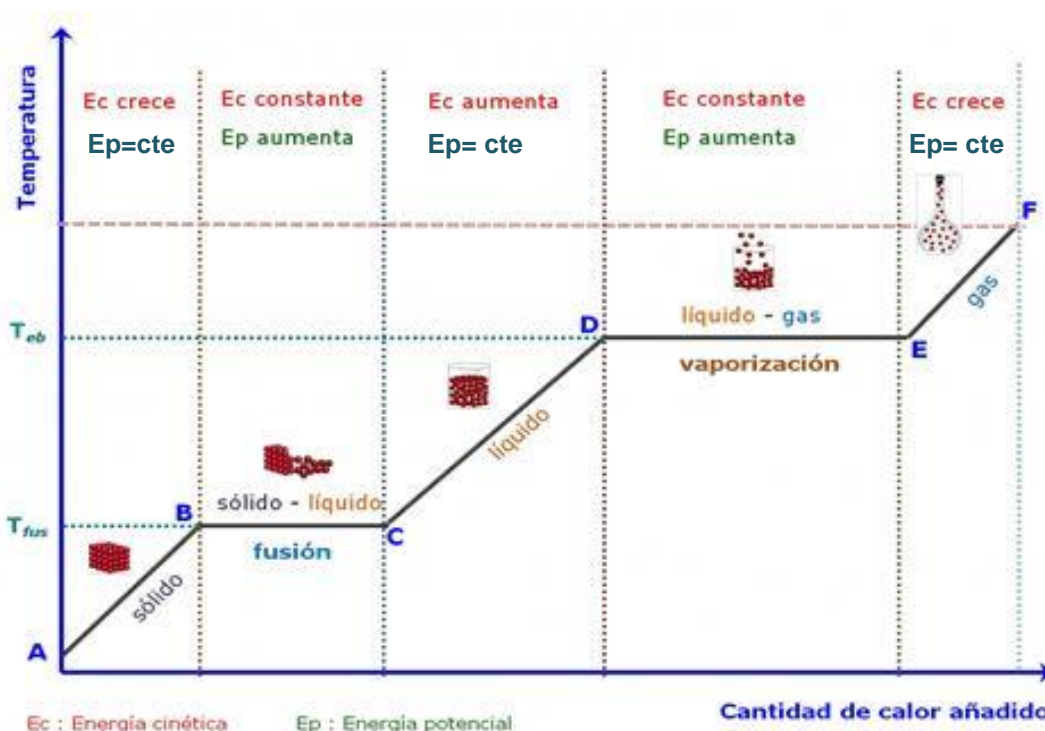


Punto de ebullición o Temperatura de ebullición: Es la temperatura a la cual un líquido ebulle, es decir, la temperatura a la cual todas las moléculas de un líquido alcanzan la energía cinética molecular para pasar a la fase gaseosa.

Punto de fusión o Temperatura de fusión: Es la temperatura a la cual un líquido funde.

2.2.2- CURVAS DE CALENTAMIENTO Y ENFRIAMIENTO

Son gráficas de temperatura en función del calor absorbido o liberado por un sistema a presión constante, en las cuales se representan las variaciones en los estados de agregación y en las energías cinética molecular y potencial química.



¿Cómo se interpreta una curva de calentamiento?

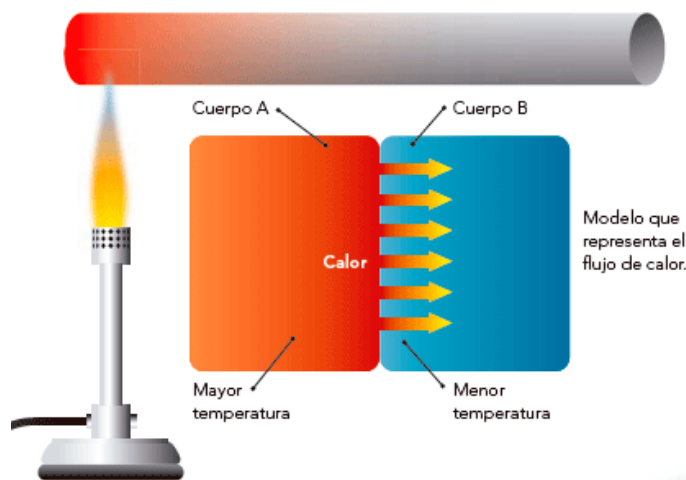
En la **etapa A-B**, a medida que se calienta el sistema la energía cinética molecular aumenta, por lo tanto, se incrementa la temperatura. En esta etapa se mantiene el estado de agregación del sistema, es decir no se modifican las interacciones entre las partículas por lo tanto la energía potencial química permanece constante. (Similar análisis corresponde a las etapas C-D y E-F)

En la **etapa B-C**, la temperatura permanece constante, corresponde al punto de fusión, el sólido y el líquido coexisten en equilibrio. En esta etapa, la energía agregada se utiliza para vencer las fuerzas de atracción que existen entre las partículas que constituyen el sólido y de esa manera pasar a la fase líquida. Como la distancia entre las partículas aumenta, la energía potencial química se incrementa. Al permanecer constante la temperatura, la energía cinética molecular permanece constante. (Similar análisis corresponde a la etapa D-E).

El enfriamiento de una sustancia, tiene el efecto opuesto al del calentamiento. A medida que se enfría la temperatura disminuye, disminuyendo la Ecm. En las etapas que ocurre algún cambio de estado de agregación (cuando se alcanza el pto de ebullición o de fusión), la temperatura permanece constante y la Epq disminuye porque disminuye la distancia entre las moléculas aumentando la interacción entre ellas.

Recordar: A menor distancia entre las moléculas, mayor interacción, menor energía potencial química.

Calor (Q): Es la energía de transferencia que fluye espontáneamente desde un sistema de mayor temperatura a otro de menor temperatura.



2.2.3- DIAGRAMAS DE FASES

Toda materia puede cambiar de un estado de agregación a otro, dependiendo de la temperatura y la presión. La representación gráfica de las condiciones de presión y temperatura en las cuales una sustancia existe en estado sólido, líquido o gaseoso se conoce como diagrama de fases.

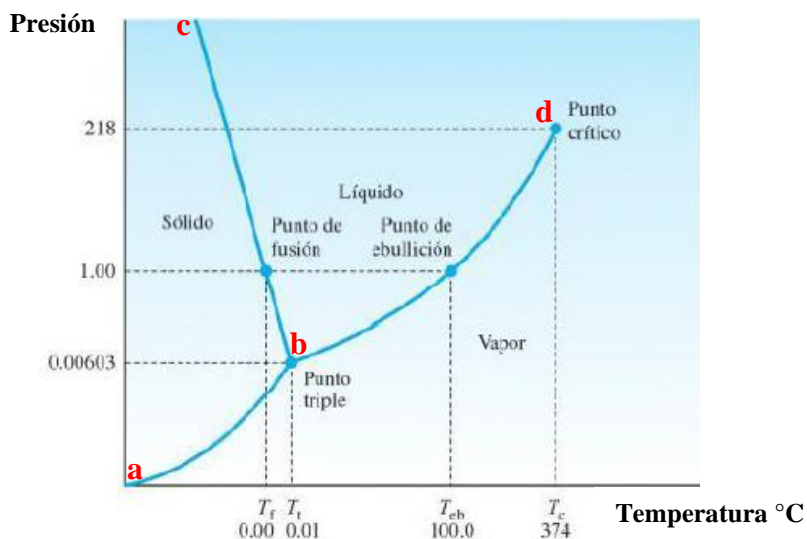
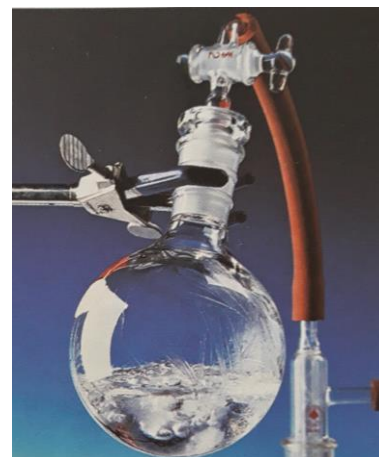


Diagrama de Fases del agua

¿Cómo se interpreta un diagrama de fases?

Los puntos sobre las líneas representan combinaciones de presión y temperatura, en las que coexisten dos fases en un sistema cerrado. La línea **a-b**, relaciona condiciones de presión y temperatura en las cuales coexisten las fases sólida y gaseosa; la línea **b-c** relaciona condiciones de presión y temperatura en las cuales coexisten las fases sólida y líquida; y la línea **b-d** relaciona condiciones de presión y temperatura en las cuales coexisten las fases líquida y gaseosa.

El punto **b**, representa una combinación única de presión y temperatura en la que coexisten los tres estados de agregación (sólido, líquido y gaseoso) y se denomina **Punto Triple**. Para el caso del agua, el punto triple se presenta a una presión de 0,006 atm y una temperatura de 0,01 °C.



En el punto triple existe el sólido en el líquido que hierve

A la presión de 1 atm, el agua hierve a 100 °C y funde a 0°C, estas temperaturas se denominan *Temperatura o Punto de ebullición normal*, y *Temperatura o Punto de fusión normal* respectivamente.

Todas las sustancias presentan un **punto crítico d**, que corresponde a ciertos valores de presión (**Presión crítica**) y temperatura (**Temperatura crítica**) por encima de los cuales los estados líquido y gaseoso son indistinguibles. La temperatura crítica T_c es aquella más allá de la cual un gas no puede licuarse, sin importar lo elevada que sea la presión; la presión crítica P_c es aquella más allá de la cual un líquido no puede vaporizarse, no importa lo elevada que sea la temperatura. Para el agua, $T_c = 374$ °C y $P_c = 218$ atm.

ACTIVIDAD N° 2

1- Decida si las siguientes proposiciones son Verdaderas o Falsas. **Justifique**.

- a) Fusión es la temperatura a la cual se produce el cambio de estado de sólido a líquido.
- b) A una determinada presión, el cambio de estado de líquido a gaseoso solo puede ocurrir por ebullición.
- c) Energía interna de un sistema es la suma de la energía cinética molecular y la energía potencial química.
- d) Energía potencial química es la energía que se relaciona con el movimiento de las partículas.
- e) Calor es una medida de la temperatura de un sistema.
- f) Presión es una magnitud derivada.
- g) Para una sustancia, la energía potencial química en el estado gaseoso es mayor que en el estado líquido.
- h) Una sustancia en estado sólido tiene menor entropía que en el estado líquido.

Para justificar debe elaborar una respuesta aplicando los diferentes conceptos aprendidos en las secciones 1.4 a 1.5.3.

Ejemplo:

Punto de ebullición es el cambio de estado de agregación de líquido a gaseoso. **Falso**

Justificación:

*Esta aseveración es falsa porque punto de ebullición es la **temperatura** a la cual se produce el cambio de estado de agregación de líquido a gaseoso cuando un líquido ebulle. Un líquido ebulle cuando todas las moléculas del líquido alcanzan la energía cinética molecular necesaria para pasar a la fase gaseosa.*

2- A 1 atm de presión, cuando se calienta hexano (Pto fusión= 178, 15 K ; Pto de ebullición= 341,15 K) desde 70°C a 100°C, ¿cuáles de los siguientes cambios se producen? **Justifique**

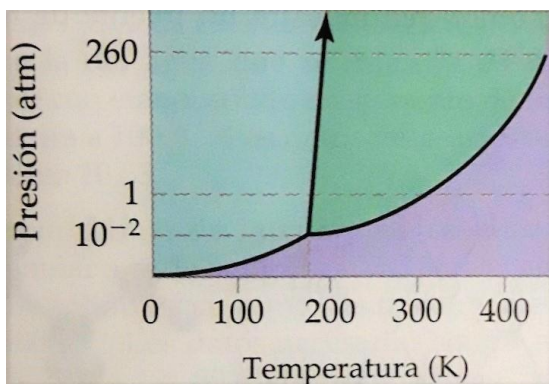
- a) El hexano líquido se evapora, la energía cinética molecular se mantiene constante.
- b) El hexano sólido disminuye su energía cinética molecular y mantiene constante su energía potencial.
- c) El hexano líquido ebulle, la energía cinética molecular aumenta.
- d) El hexano gaseoso aumenta su energía cinética molecular y su energía potencial permanece constante.

Para resolver este tipo de ejercicios debe construir la curva de calentamiento y analizar los cambios que ocurren en los estados de agregación y en las energías cinético molecular y potencial química. A partir de este análisis, podrá seleccionar la opción que considere apropiada. Los datos de temperatura deben llevarse a las mismas unidades.

3- La comida deshidratada y congelada se prepara congelando el alimento y eliminándole el agua por sublimación del hielo a baja presión. Observe el diagrama de fases del agua (Ver el gráfico de 2.2.3) y diga cuál es la presión máxima a la que el hielo y el vapor de agua están en equilibrio. Exprese el resultado en mmHg y Kpa.

Rta: 45,8 mmHg; 6,11 kPa

4- Analice el siguiente diagrama de fases y responda:



a) Para esta sustancia, ¿cuáles son los puntos de fusión y ebullición *normales* aproximados?

b) Diga cuál es el estado físico de la sustancia en las siguientes condiciones:

i) $t\text{ }^{\circ}\text{C} = 130^{\circ}\text{C}$; $P = 760\text{ mmHg}$

ii) $t\text{ }^{\circ}\text{C} = -120^{\circ}\text{C}$; $P = 0,8\text{ atm}$

iii) $T = 250\text{ K}$; $P = 1,52 \cdot 10^2\text{ kPa}$

c) ¿Cuáles son los valores aproximados de presión y temperatura en el punto crítico?

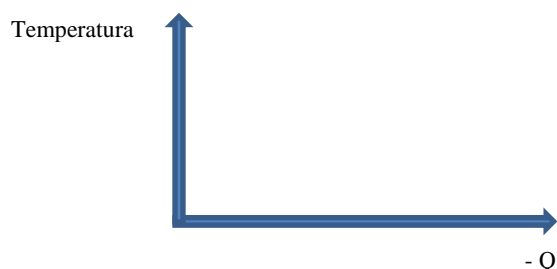
Rta: b) i) gas; ii) sólido; iii) líquido

Recuerde: Para convertir unidades de temperatura, entre $^{\circ}\text{C}$ (grados Celsius) y K (Kelvin) debe aplicar la siguiente relación matemática

$$T\text{ (K)} = t\text{ (}^{\circ}\text{C)} + 273,15$$

5- A 1 atm, se enfría el etanol desde 110°C hasta 25°C , ¿cómo varían la energía cinética molecular y la energía potencial química? **Justifique.** (Datos: Pto de ebullición= 78°C , Pto de fusión= $159,15\text{ K}$)

Para resolver este tipo de ejercicios debe construir la curva de enfriamiento y analizar los cambios que ocurren. En las curvas de enfriamiento se representa temperatura vs $-Q$ (calor con signo negativo)





¿Cómo se estudia experimentalmente la materia y cómo se clasifican sus propiedades?



3.1- PROPIEDADES DE LA MATERIA

La materia en general posee características o propiedades que se pueden clasificar en dos grandes grupos: Propiedades extensivas y Propiedades intensivas.

1. **Propiedades Extensivas:** son aquellas que dependen de la cantidad de materia de un sistema por ejemplo: masa, volumen, etc.

Sistema material: es la porción del universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio.

2. **Propiedades Intensivas:** son aquellas que no dependen de la cantidad de masa de un sistema y permiten su identificación. Estas propiedades a su vez pueden clasificarse también en propiedades físicas o químicas.

Propiedades Físicas, son características de un sistema que se pueden determinar sin que se modifique su identidad o composición.

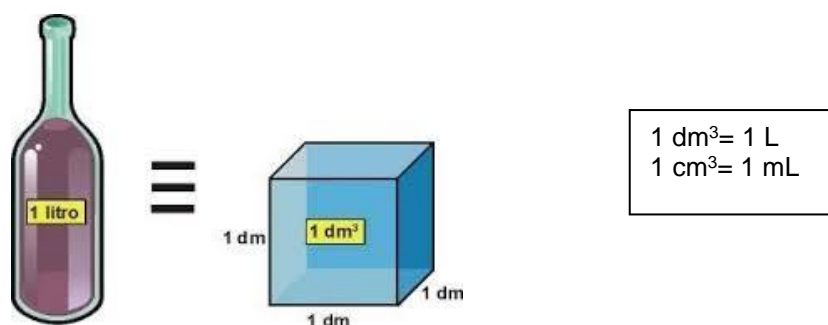
Las **propiedades físicas** pueden ser de dos tipos:

- **Propiedades organolépticas:** son aquellas que se pueden percibir con los sentidos, por ejemplo: color, olor, sabor, etc.
- **Propiedades físicas experimentales:** son aquellas que se determinan mediante el uso de instrumentos por ejemplo: punto de ebullición, punto de fusión, densidad, etc.

Densidad (δ): es la masa de un sistema por unidad de volumen.

$\delta_{\text{Hg}} = 13,4 \text{ g/mL}$ (significa que: 13,4 gramos de Hg ocupan un volumen de 1 mL)

Volumen: es el espacio ocupado por un cuerpo y se expresa en L, mL, cm^3 , dm^3 , etc.



Propiedades químicas: son características que manifiesta la materia cuando cambia su composición. Por ejemplo: reacciona con agua, combustiona, se comporta como agente oxidante, se comporta como agente reductor.

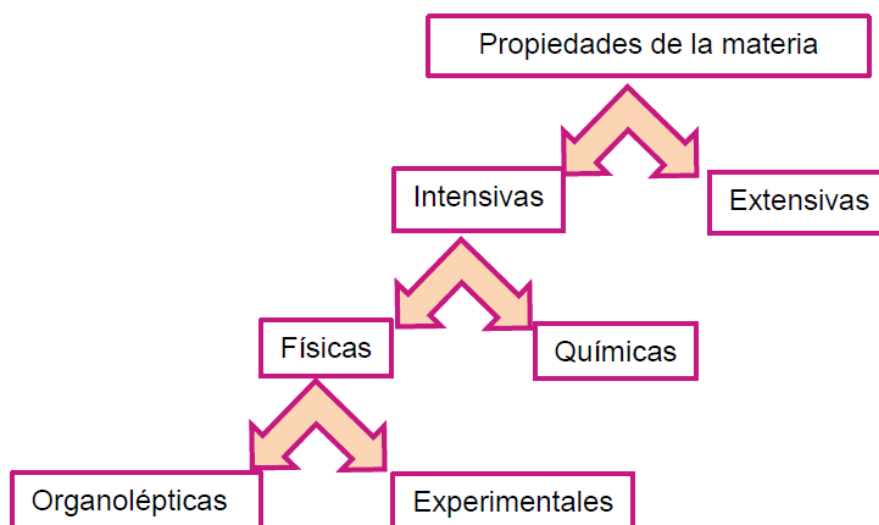


Diagrama de clasificación de propiedades de la materia

3.2- CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Cambio Físico: es un proceso en el cual cambia la apariencia física de un sistema pero no su composición, es decir **se mantienen** las propiedades intensivas del sistema. Ejemplos: cambios de estado de agregación, cortar un papel en trozos, etc.

Cambio químico: es un proceso por el cual varía la composición química de la materia, es decir **se modifican** las propiedades intensivas del sistema. Ejemplo: quemar un trozo de papel.

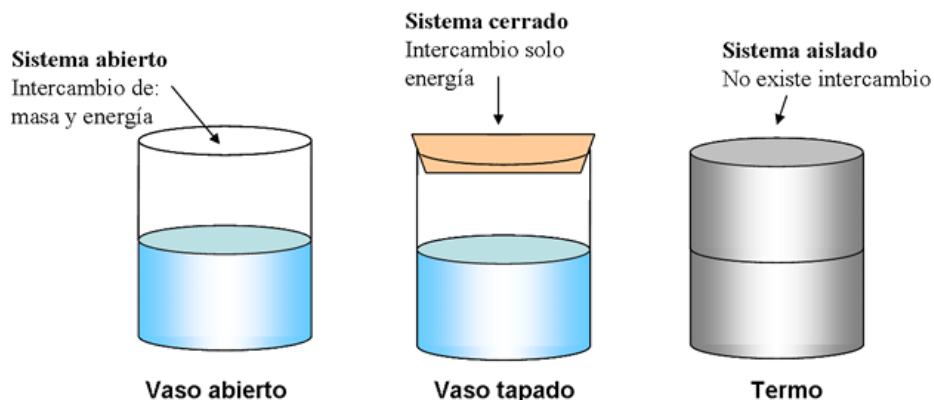
En los cambios químicos una o más sustancias puras denominadas reactivos se transforman en otras sustancias puras denominadas productos.

3.3.1- SISTEMAS MATERIALES. CLASIFICACIÓN

Sistema material: es la porción del universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio.

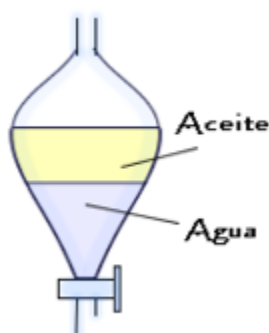
- I) De acuerdo al intercambio de materia y energía, los sistemas materiales se pueden clasificar en:
- **Sistemas abiertos**: son aquellos que pueden intercambiar materia y energía con el entorno. Ejemplo: un recipiente con agua hirviendo, el agua intercambia energía y materia con el entorno por ebullición.
 - **Sistemas cerrados**: son aquellos que intercambian energía pero no intercambian materia con el entorno. Ejemplo: un envase de gaseosa al congelarse

- **Sistemas aislados:** son aquellos que no intercambian materia ni energía con el entorno. Ej: un termo con agua.



II) De acuerdo a sus propiedades intensivas, los sistemas materiales se pueden clasificar en:

- **Sistemas homogéneos:** son aquellos en los cuales las propiedades intensivas son idénticas en toda la masa del sistema. Ej: agua, barra de hierro puro, una salmuera, estos sistemas son monofásicos, es decir, no se distinguen superficies de separación entre los componentes del sistema.
- **Sistemas heterogéneos:** son aquellos en los cuales las propiedades intensivas, varían en distintas partes del sistema. Ej: agua y aceite, agua y corcho. En este sistema se presentan dos o más fases.



- **Sistemas inhomogéneos:** son aquellos en los cuales las propiedades intensivas varían gradualmente. No suele observarse una separación de fases. Ej: la atmósfera.

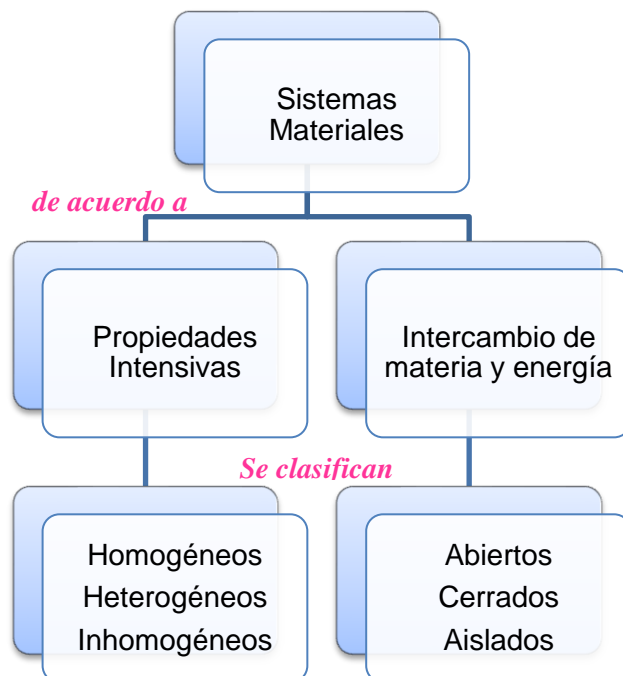


Diagrama de clasificación de los sistemas materiales

3.3.2- CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS HOMOGÉNEOS

A) Sustancias puras: son sistemas homogéneos que están constituidos por moléculas iguales. Tienen una composición definida, por lo tanto pueden representarse a través de fórmulas químicas

Formula química: es la representación de una molécula en la cual se indican los elementos que se combinan y la relación en que lo hacen.

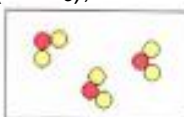
Elemento químico: es el constituyente común de una sustancia pura simple, de sus variedades alotrópicas y de una sustancia pura compuesta.

A todos los elementos químicos se les ha asignado un símbolo químico constituido por una o dos letras, que permite su uso e identificación internacional. El símbolo proviene en la mayoría de los casos de la primera y segunda letra de su nombre en *latín*, como por ejemplo **Ag**: plata (*argentum*), **K**: potasio (*kalium*), etc.

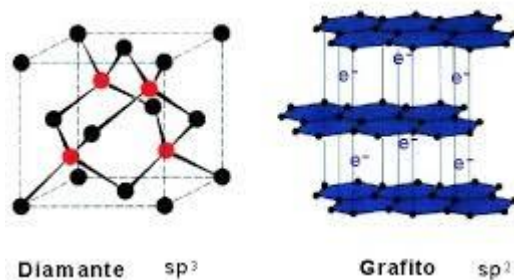
Las sustancias puras se pueden clasificar en:

Sustancias puras simples: son sistemas homogéneos cuyas moléculas están formadas por átomos de un mismo elemento químico. Ej: oxígeno molecular (O_2), ozono (O_3), cloro (Cl_2), hidrógeno (H_2), nitrógeno (N_2), cobre (Cu), zinc (Zn), etc.

Sustancias puras compuestas: son sistemas homogéneos cuyas moléculas están formadas por átomos de diferentes elementos químicos. Ej: agua (H_2O), cloruro de sodio (NaCl), nitrato de potasio (KNO_3), etc.



Alotropía: es la propiedad de un elemento químico de formar distintas sustancias puras simples con propiedades químicas similares y físicas diferentes. Ejemplos: O_2 y O_3 (ozono); carbono grafito y carbono diamante, etc.



Alótropos: son sustancias puras simples formadas por el mismo elemento químico, con propiedades químicas similares y físicas diferentes.

Componente: es cada una de las sustancias puras que están presentes en un sistema.

B) Soluciones: son sistemas homogéneos formados por dos o más sustancias puras, de composición variable. Fraccionables por métodos físicos.

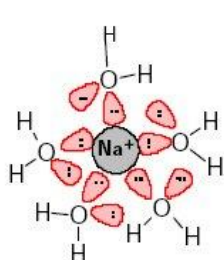
En una solución binaria se pueden distinguir dos componentes, los que se denominan soluto y solvente.

Soluto: es la sustancia que se desagrega hasta el tamaño de átomos, iones o moléculas. Generalmente se encuentra en menor proporción.

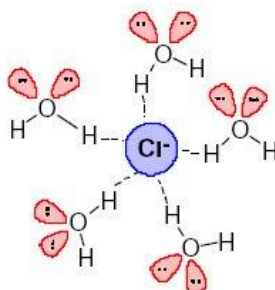
Solvente: es aquella sustancia que disuelve al soluto. Generalmente se encuentra en mayor proporción y es el componente que determina el estado de agregación de la solución.



Efectos de solvatación en la disolución del NaCl en agua



solvatación del catión Na^+



solvatación del anión Cl^-

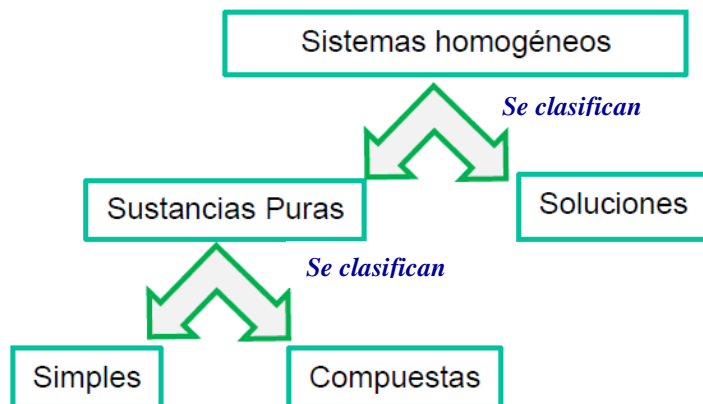
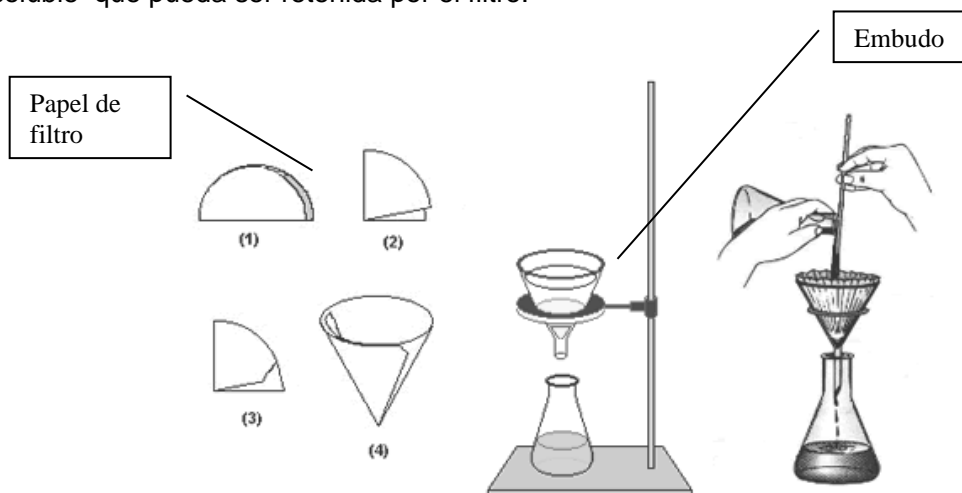


Diagrama de clasificación de los sistemas homogéneos

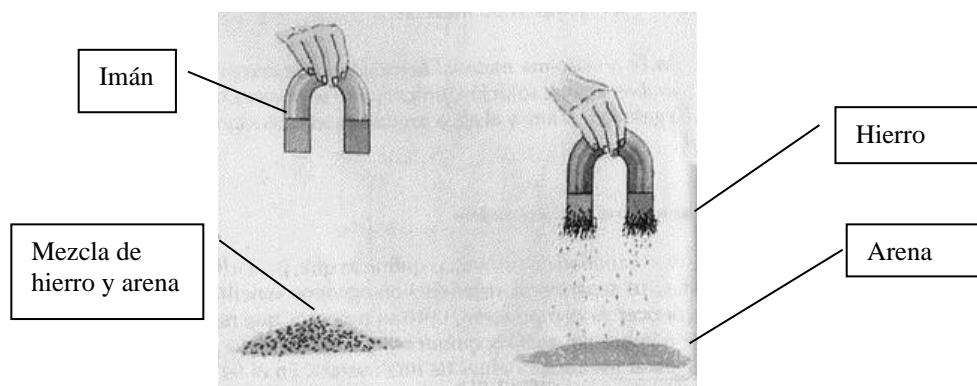
3.4- MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE FASES EN SISTEMAS HETEROGÉNEOS

a) Disolución: se aplica para separar sólidos, siempre que sólo uno de ellos sea soluble en el solvente que se incorpora a la mezcla.

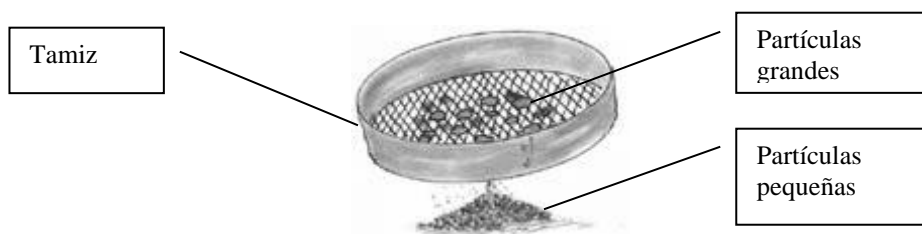
b) Filtración: mediante la utilización de un filtro, se separa una fase líquida de una fase sólida insoluble que pueda ser retenida por el filtro.



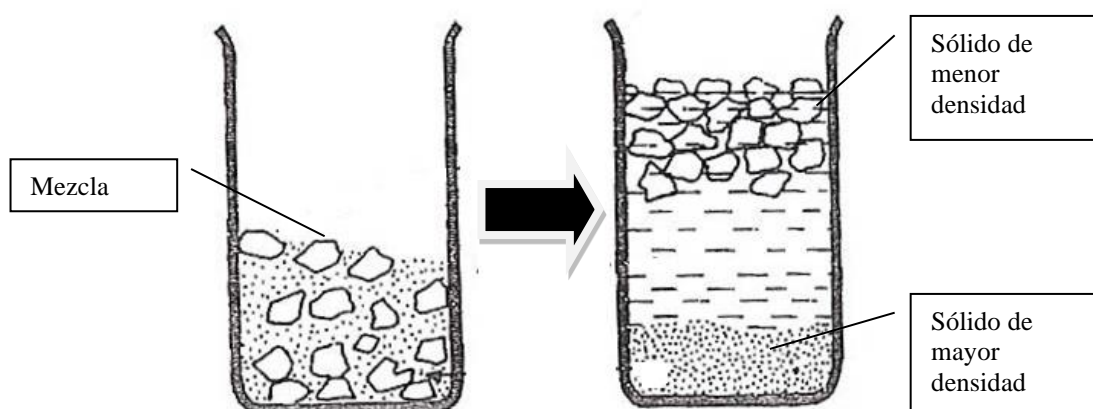
c) Imantación: se aplica para separar sólidos, siempre que uno de ellos tenga propiedades magnéticas.



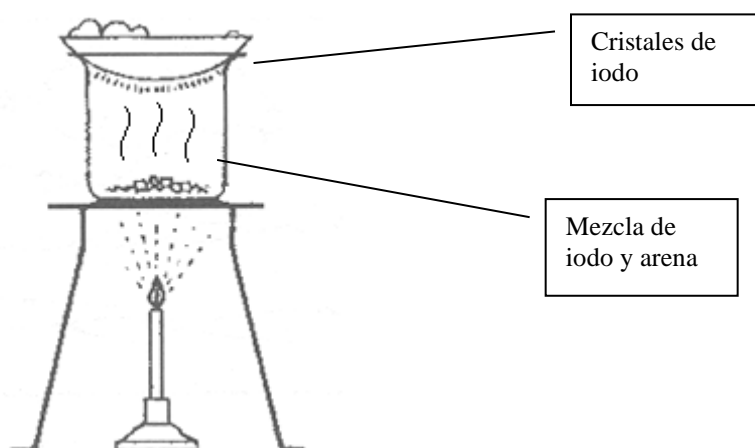
d) Tamización: Si la mezcla está formada por partículas sólidas de diferentes tamaños, se emplea un tamiz para retener aquellas de mayor diámetro.



e) Flotación: la técnica se aplica para separar sólidos de distinta densidad mediante el agregado de un líquido.



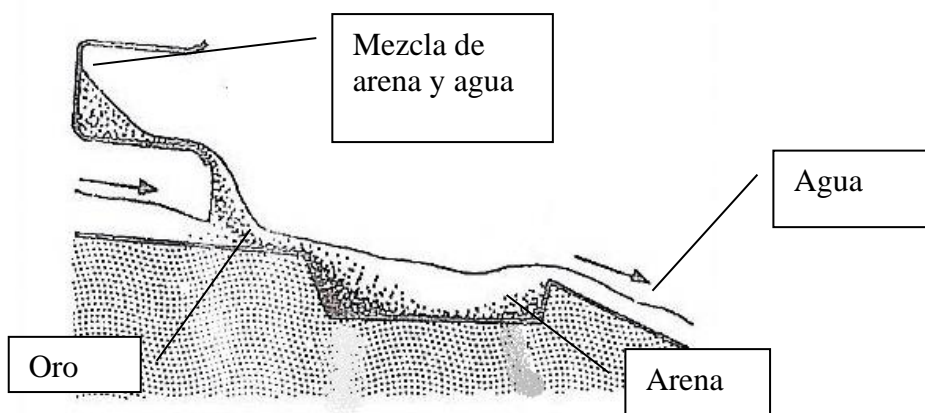
f) Sublimación: se emplea para separar sólidos, siempre que sólo uno de los componentes pueda sublimar.



g) Decantación: esta técnica se aplica para separar dos líquidos no miscibles entre sí, requiere la utilización de una ampolla de decantación. También puede emplearse para separar un sólido insoluble en un líquido.

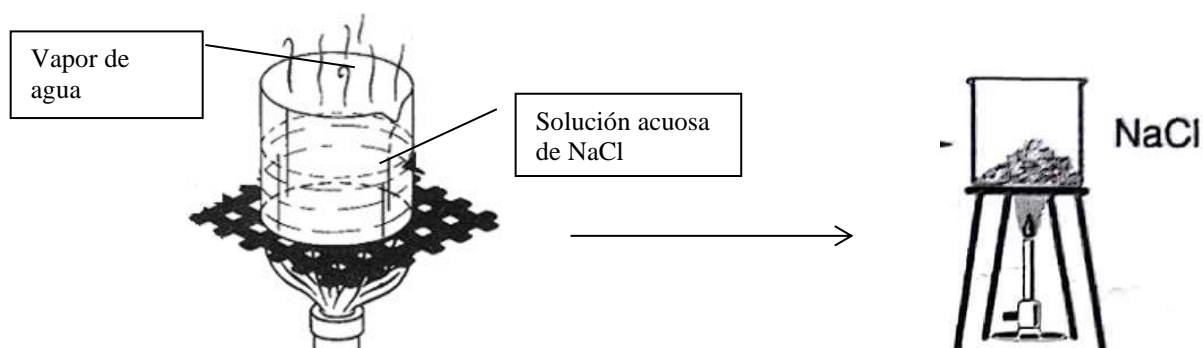


h) Levigación: se separan sólidos de distinto peso, mediante la aplicación de una corriente de agua o aire, que arrastra las partículas más livianas.

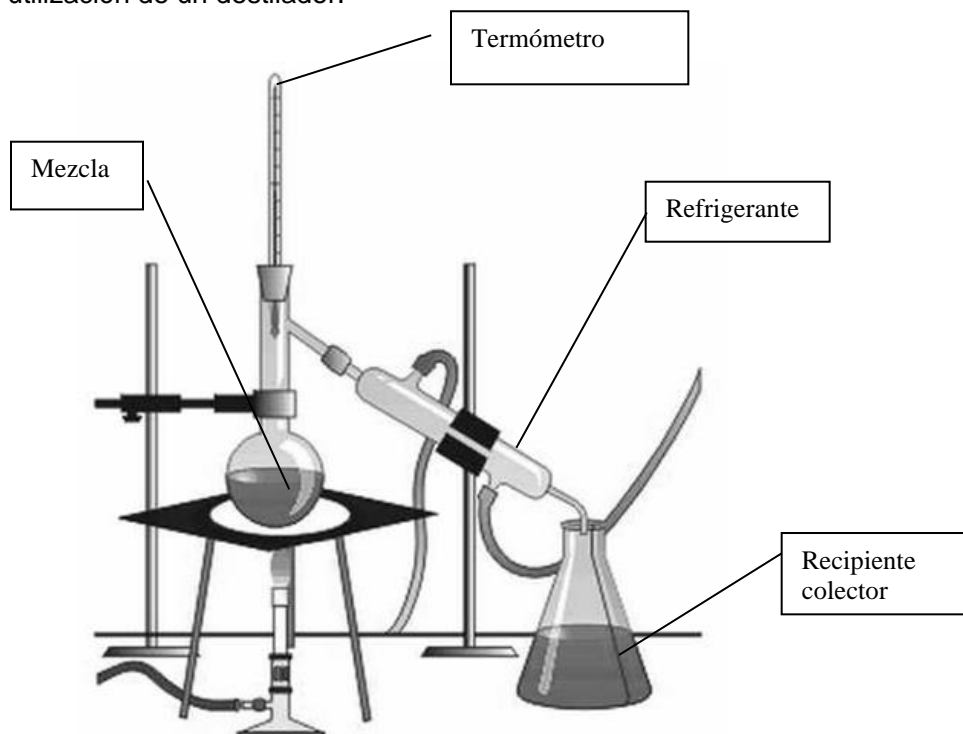


3.5- MÉTODOS DE FRACCIONAMIENTO (MÉTODOS DE SEPARACIÓN EN SISTEMAS HOMOGÉNEOS)

a) Cristalización: al calentar una solución se logra evaporar el solvente y se recupera el soluto sólido.



b) Destilación simple: esta técnica se aplica para separar dos líquidos miscibles, que difieren marcadamente en su temperatura de ebullición, o en una solución que contiene un soluto no volátil. Requiere la utilización de un destilador.



c) Destilación fraccionada: si la mezcla está formada por líquidos que difieren poco en sus temperaturas de ebullición. En el equipo de destilación entre el recipiente donde se calienta la mezcla y el refrigerante, se coloca una columna con gran superficie de contacto. Esta columna, se denomina columna de fraccionamiento, a la cual llegan los vapores de los dos componentes, sin embargo los vapores del componente con mayor punto de ebullición condensarán y solamente llegarán al refrigerante los vapores del componente con menor punto de ebullición, es decir destila primero el componente de menor punto de ebullición; mientras este componente destila la temperatura permanece constante. Cuando todo este componente haya destilado, nuevamente asciende la temperatura hasta que comienza a destilar el componente de mayor punto de ebullición, momento en el cual la temperatura del sistema vuelve a permanecer constante.

d) Cromatografía: esta técnica se basa en la existencia de dos fases: una móvil (el solvente) y otra fija (el soporte). La mezcla se coloca sobre el soporte (por ejemplo, un papel secante) y el solvente asciende por capilaridad. De esa manera, se separan los componentes de acuerdo a la afinidad que tienen por la fase móvil, y se observan sobre el soporte como bandas con diferentes características.

