

## 5 MATERIA Y ENERGÍA

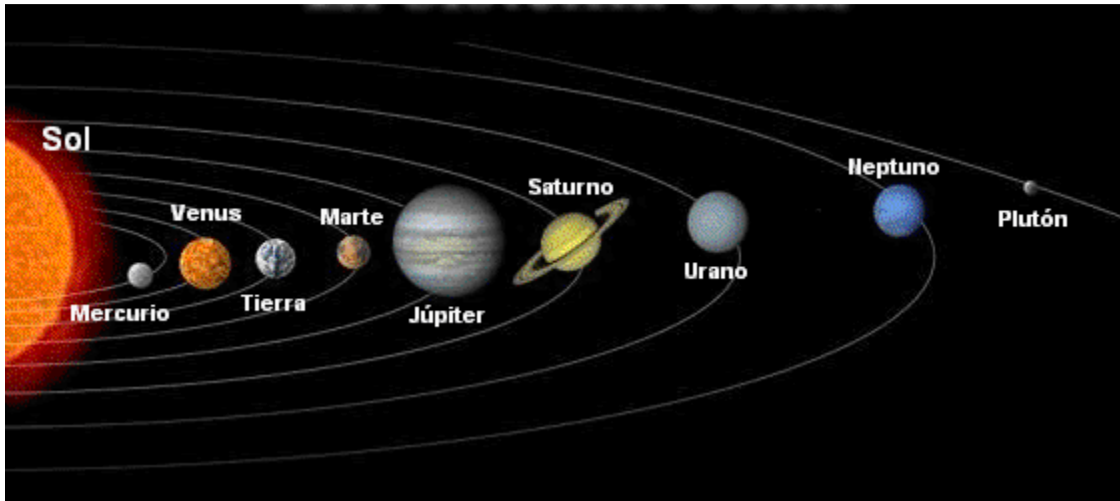


Figura 1: El sistema solar

La materia es todo aquello que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

### 5.1 PROPIEDADES DE LA MATERIA

Al observar la materia nos damos cuenta que existen muchas clases de ella porque la materia tiene propiedades generales y propiedades particulares.

- **Propiedades generales**

Las propiedades generales son aquellas que presentan características iguales para todo tipo de materia. Dentro de las propiedades generales tenemos:

Masa = Es la cantidad de materia que posee un cuerpo.

Peso = Es la fuerza de atracción llamada gravedad que ejerce la tierra sobre la materia para llevarla hacia su centro.

Extensión = Es la propiedad que tienen los cuerpos de ocupar un lugar determinado en el espacio.

Impenetrabilidad = Es la propiedad que dice que dos cuerpos no ocupan el mismo tiempo o el mismo espacio.

Inercia= Es la propiedad que indica que todo cuerpo va a permanecer en estado de reposo o movimiento mientras no exista una fuerza externa que cambie dicho estado de reposo o movimiento.

Porosidad = Es la propiedad que dice que como la materia esta constituida por moléculas entre ellas hay un espacio que se llama poro.

Elasticidad = Es la propiedad que indica que cuando a un cuerpo se le aplica una fuerza esta se deforma y que al dejar de aplicar dicha fuerza el cuerpo recupera su forma original; lógicamente sin pasar él limite de elasticidad. "limite de influencia"

Divisibilidad = Esta propiedad demuestra que toda la materia se puede dividir.

- **Propiedades Específicas**

Todas las sustancias al formarse como materia presentan unas propiedades que las distinguen de otras y esas propiedades reciben el nombre de especificas y dichas propiedades reciben el nombre de color, olor, sabor, estado de agregación, densidad, punto de ebullición, solubilidad, etc.

El color, olor y sabor demuestra que toda la materia tiene diferentes colores, sabores u olores.

El estado de de agregación indica que la materia se puede presentar en estado sólido, líquido o gaseoso.

La densidad es la que indica que las sustancias tienen diferentes pesos y que por eso no se pueden unir fácilmente.

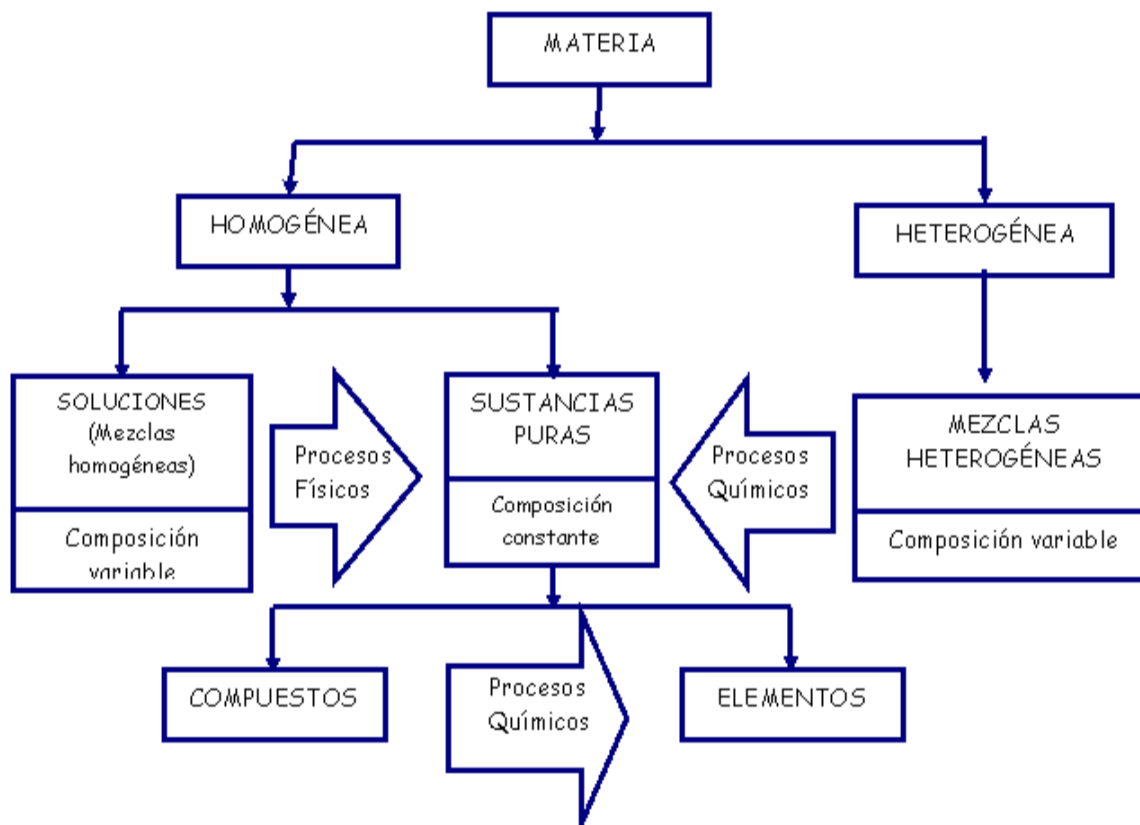
## VIDEO

[Propiedades de la materia](#)  
[Propiedades de la materia 1](#)

## PRÁCTICA

[Experimento interactivo](#)  
[Ejercicio sobre propiedades de la materia](#)

### 5.2 CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA



Materia heterogénea: Es una mezcla de sustancias en más de una fase o que son físicamente distinguibles. EJEMPLO: mezcla de agua y aceite.

Material homogéneo: Constituido por una sola sustancia o por varias que se encuentran en una sola fase. EJEMPLO: mezcla de sal y agua.

Solución: Es un material homogéneo constituido por más de una sustancia. Son transparentes, estables y no producen precipitaciones. Una característica muy importante es la composición, la cual es igual en todas sus partes. EJEMPLO: las gaseosas.

Sustancia pura: Es un material homogéneo cuya composición química es invariable. EJEMPLO: alcohol (etanol)

Elemento: Sustancia conformada por una sola clase de átomos. EJEMPLO: nitrógeno gaseoso ( $N_2$ ), la plata (Ag)

Compuesto: Sustancia conformada por varias clases de átomos. EJEMPLO: dióxido de carbono ( $CO_2$ )

## VIDEO

### [Clasificación de la materia](#)

## PRÁCTICA

### [Ejercicios sobre clasificación de la materia](#)

#### [Actividad clasificar materiales](#)

### 5.3 CAMBIOS DE LA MATERIA

Cambio físico: Cambio que sufre la materia en su estado, volumen o forma sin alterar su composición. EJEMPLO: en la fusión del hielo, el agua pasa de estado sólido a líquido, pero su composición permanece inalterada.

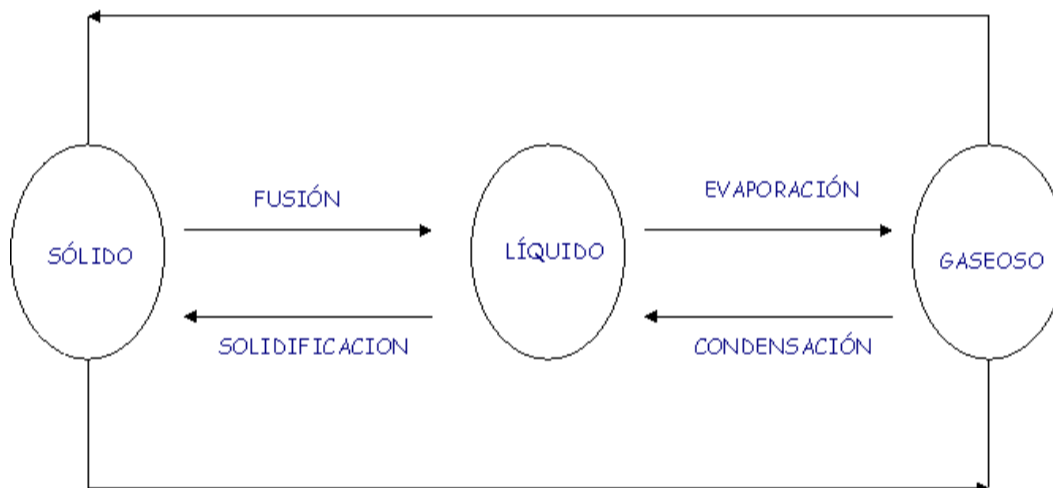
Cambio químico: Cambio en la naturaleza de la materia, variación en su composición.

EJEMPLO: en la combustión de una hoja de papel, se genera CO, CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O a partir de celulosa, cambiando la composición de la sustancia inicial.

Cambios de estado: El estado en que se encuentre un material depende de las condiciones de presión y temperatura, modificando una de estas variables o ambas, se puede pasar la materia de un estado a otro. Sólido, líquido, gaseoso o plasma

### CAMBIOS DE ESTADO

SUBLIMACIÓN REVERSIBLE



SUBLIMACIÓN

**TABLA 1: CARACTERÍSTICAS DE LOS DIFERENTES ESTADOS DE LA MATERIA**

| CARACTERÍSTICA     | SÓLIDOS                                 | LÍQUIDOS                             | GASES                                |
|--------------------|---|--------------------------------------|--------------------------------------|
| COMPRESIBILIDAD    | No se pueden comprimir                  | No se pueden comprimir               | Sí pueden comprimirse                |
| VOLUMEN            | No se adaptan al volumen del recipiente | Se adaptan al volumen del recipiente | Se adaptan al volumen del recipiente |
| GRADOS DE LIBERTAD | Vibración                               | Vibración, rotación                  | Vibración, rotación, traslación      |
| EXPANSIBILIDAD     | No se expanden                          | No se expanden                       | Sí se expanden                       |

## VIDEOS

### [Estados de la materia](#)

## PRACTICA

### [Ejercicios sobre estados de la materia](#)

#### [Estados de la materia](#)

#### [Actividades finales](#)

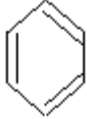
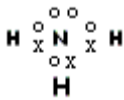
## 5.4 REPRESENTACIÓN DE LOS COMPUESTOS

**Símbolo:** Es la letra o letras que se emplean para representar elementos químicos.

EJEMPLO: Al (aluminio)

**Molécula:** Se forman por enlaces químicos de dos o más átomos y siempre en proporciones definidas y constantes. Son la estructura fundamental de un compuesto.

**Tabla 2: Clases de fórmulas**

| <u>Fórmula química</u>   | <u>Fórmula empírica o mínima</u>  | <u>Fórmula molecular</u>  | <u>Fórmula estructural :</u>   | <u>Fórmula de Lewis o electrónica:</u>  |
|--|---|---|--|---|
| Es la representación de un compuesto e indica la clase y la cantidad de átomos que forman una molécula. Está constituido por el símbolo de cada elemento presente en la sustancia, seguido por un subíndice que indica el número relativo de átomos. | Informa sobre el tipo de átomos que forman la molécula y la relación mínima en la cual estos se combinan. | Expresa la composición real de un compuesto, indicando el número de átomos de cada especie que forma la molécula. La fórmula molecular es un múltiplo de la empírica. | Muestra el ordenamiento geométrico o posición que ocupa cada átomo dentro de la molécula.        | Representa la molécula incluyendo todos los electrones de valencia de los átomos constituyentes, estén o no comprometidos en enlaces. |
| EJEMPLO:<br>Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>   | EJEMPLO:<br>La fórmula mínima del etano (C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> ) es CH <sub>3</sub>               | EJEMPLO:<br><b>C<sub>6</sub>H<sub>6</sub></b><br><div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">6 CARBONOS<br/>6 HIDROGENOS</div>         | EJEMPLO:<br> | EJEMPLO:<br>                                     |

## PRÁCTICA

### [Experimento interactivo la materia](#)

## 5.5 MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

Veremos aquí los diferentes métodos de separación, de acuerdo a cada componente empezaremos por.

**Métodos físicos:** estos métodos son aquellos en los cuales la mano del hombre no interviene para que estos se produzcan, un caso común es el de sedimentación, si depositas una piedra de mayor densidad que la de un líquido, el sólido rápidamente se sumergirá por el efecto de la gravedad. Los principales métodos físicos de separación de mezclas son: Evaporación, sublimación, cristalización, cromatografía, centrifugación y destilación.

**Métodos mecánicos:** Los métodos mecánicos de separación de mezclas son: filtración, tamizado y separación magnética.

### Métodos Físicos de separación de mezclas

**1 Evaporación:** Sirve para evaporar mezclas de sustancias de diferente temperatura de ebullición. Aquí un sólido soluble y un líquido por el aumento de temperatura en la cual el líquido se evaporará completamente; luego por condensación se recuperará el líquido mientras que el sólido quedará a modo de cristales pegado en las paredes del recipiente de donde podría ser recuperado.

**2 Sublimación:** Es para separar una mezcla de dos sólidos con la condición que uno de ellos puede sublimarse, a esta mezcla se aplica una cantidad determinada de calor produciendo los gases correspondientes a los elementos, estos vuelven a recuperarse en forma de sólidos al chocar sobre una superficie fría como una porcelana que contenga agua fría, de este modo los gases al condensarse se depositan en la base de la pieza de porcelana en forma de cristales.

**3 Cristalización:** Se utiliza para separar los componentes de una disolución formada por un sólido y un líquido con diferentes temperaturas de evaporación. Se deposita en el cristizador la disolución y se aplica calor para que el disolvente se evapore, al final el soluto insoluble quedará depositado en el fondo del cristizador.

**4 Cromatografía:** La Cromatografía es la separación de aquellos componentes de una mezcla que es homogénea con diferentes pesos moleculares y densidades, se basa en las diferentes velocidades con que se mueve cada una de ellas a través de un medio poroso arrastradas por un líquido en movimiento

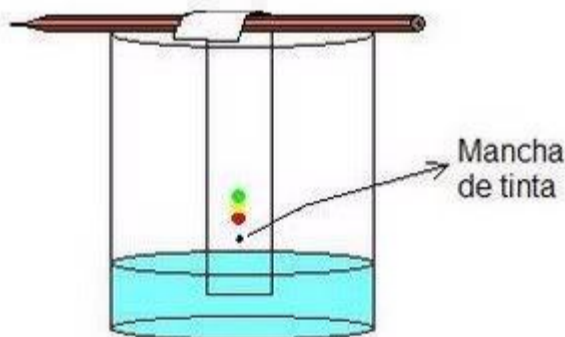


Figura 2: Cromatografía líquida

**5. Centrifugación:** La centrifugación es en realidad un proceso de sedimentación acelerado, la mezcla de sustancias con diferentes densidades, se coloca en una centrifugadora y se hace girar a alta velocidad y los fragmentos sólidos de mayor densidad irán a fondo.

**6 Decantación:** La decantación es un proceso físico de separación de mezclas de diferente densidad, especial para separar mezclas heterogéneas, estas pueden ser exclusivamente líquido – líquido ó sólido – líquido. Esta técnica se basa en la diferencia de densidades entre los dos componentes, que hace que dejándolos en reposo se separen quedando el más denso arriba y el más fluido abajo. Para realizar esta técnica se utiliza como instrumento principal un embudo de decantación, que es de cristal y está provisto de una llave en la parte inferior.

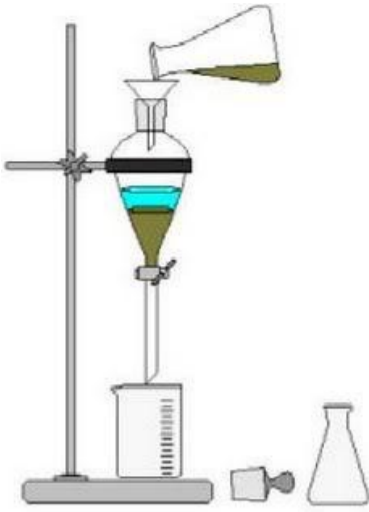


Figura 3: Decantación

**7 Destilación:** La destilación se aplica para separar una mezcla de dos o más líquidos miscibles, los líquidos como condición deben tener por lo menos 5 °C de diferencia del punto de ebullición.

De esta forma se va calentando hasta llegar al punto de ebullición del primer líquido, se mantendrá esta temperatura colocando o sacando el mechero para mantener la temperatura de ebullición, a modo de calor regulado de vaporización, cuando ya no se observan vapores se aumenta la temperatura al punto de ebullición del segundo líquido, podría ser repetitiva la operación según el número de líquidos que contenga la mezcla. Los vapores que se producen pasan por un condensador o refrigerante de tal manera que los vapores se irán recuperando en recipientes.

En la destilación se trabaja en dos etapas: estas son la transformación del líquido en vapor y condensación del vapor.

Existen diferentes tipos de destilación, a continuación se expone en la figura el método de destilación simple.

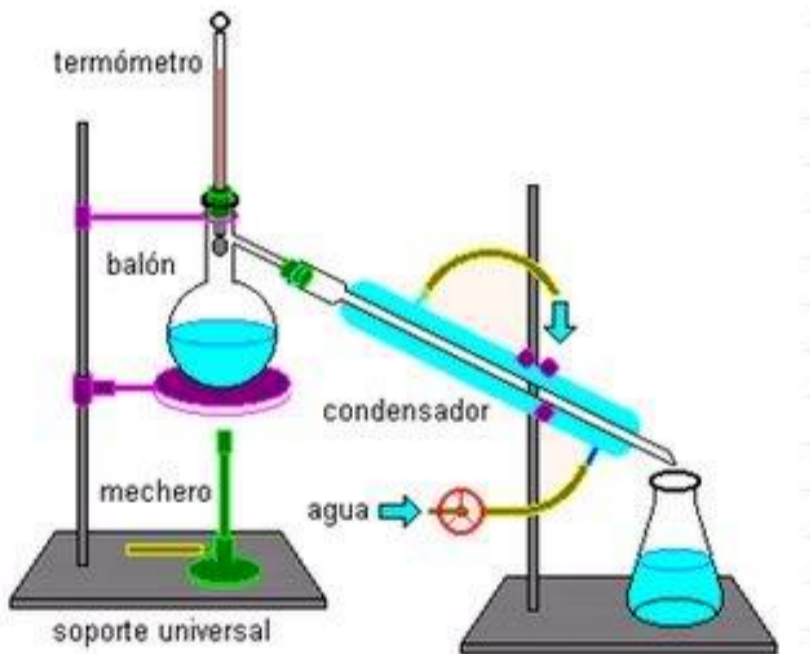


Figura 4: Destilación simple

### Métodos mecánicos de separación de mezclas

**1 Filtración:** es aplicable para separar un sólido insoluble de un líquido se emplea una malla porosa tipo colador, la mezcla se vierte sobre la malla quedando atrapada en ella el

sólido y en el otro recipiente se depositará el líquido, de ese modo quedan separados los dos componentes.

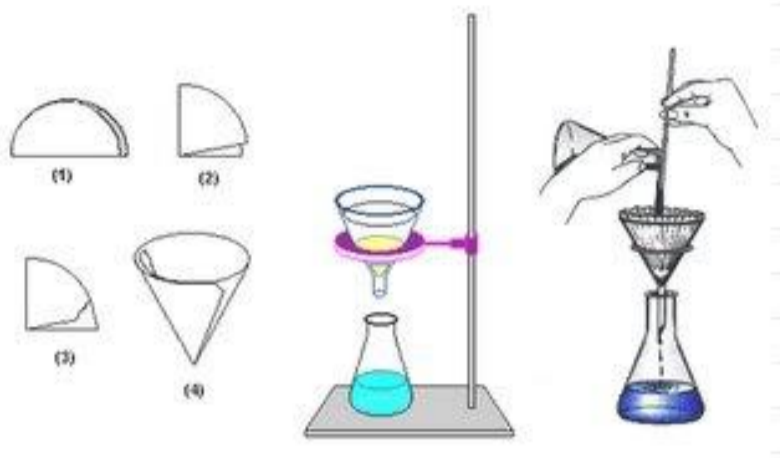


Figura 5: Filtración

**2 Tamización:** en la imagen de abajo podemos apreciar claramente el método de separación por tamización.

El tamizado es un método de separación de los más sencillos, consiste en hacer pasar una mezcla de cualquier tipo de sólidos, de distinto tamaño, a través de el tamiz.

Los granos más pequeños atraviesan el tamiz y los más grandes son retenidos, de esta forma podrás separar dos o más sólidos, dependiendo tanto de dichos sólidos como el tamizador que utilizamos.



Figura 6: Tamizado

**3 Separación magnética:** Se utiliza para extraer minerales ferromagnéticos como la magnetita, para separar el hierro y otros metales paramagnéticos de las basuras, etc. Los minerales que repelen un campo magnético se denominan diamagnéticos



Figura 7: Separación magnética.

## VIDEOS

[Métodos de separación de mezclas](#)

## PRÁCTICA

### Ejercicios de separación de mezclas

#### 1.3 Ejercicios de cambios de estado y separación de mezclas

## 5.6 UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES:

**1 Mol:** Es el número de partículas igual al número de Avogadro

**2 Número de Avogadro**  $6.023 \times 10^{23}$  partículas

**3 Peso Atómico:** Es el peso de una mol de átomos de un elemento.

EJEMPLO:

En un mol de Fe (hierro) hay  $6.023 \times 10^{23}$  átomos de hierro y estos pesan en total 55.8 g

$1 \text{ MOL} = 6.023 \times 10^{23} = \text{peso atómico del elemento}$

**4 Unidades de Masa Atómica (uma):** La unidad de masa atómica uma es en realidad una unidad de peso y se define exactamente como 1/2 de la masa del átomo de  $^{12}\text{C}$ . Su tamaño extremadamente pequeño es cómodo para la descripción del peso de los átomos. Por ejemplo, el peso real de un átomo de hidrogeno es  $1.67 \times 10^{-24}$  g o 1.008 uma. Como todos los pesos atómicos se basan en el mismo patrón, todos ellos pueden utilizarse para comparar los pesos de dos átomos cualesquiera. Así, el peso atómico del azufre, 32.06 uma.

El cobre tiene un peso atómico de 63.54 uma.

## VIDEO

### El concepto de mol

## PRÁCTICA

### Ejercicios con moles

#### Introducción al concepto de mol

**5 Peso Molecular:** Es el peso de una mol de moléculas de un compuesto. Se obtiene sumando el peso atómico de todos los átomos que forman la molécula.

$1 \text{ MOL} = 6.023 \times 10^{23}$  moléculas = peso molecular (peso fórmula)

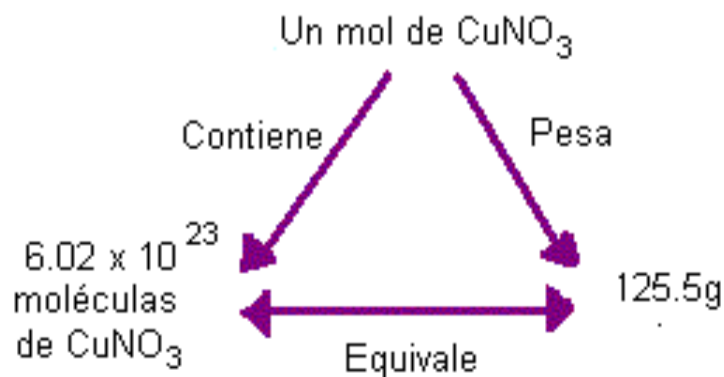
EJEMPLO: En un mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico) hay  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de ácido y estas pesan 98 g. Este resultado se obtiene teniendo en cuenta el número de átomos y sus pesos atómicos, así:

Hidrógeno  $2 \times 1 = 2$

azufre  $1 \times 32 = 32$

oxígeno  $4 \times 16 = 64$

Relación entre mol, peso molecular y número de partículas:





## 5.7 DETERMINACIÓN DE FORMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

EJEMPLO 1: Determine la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto que contiene 40.0 % de C, 6.67 % de H y 53.3 % de O y tiene un peso molecular de 180.2 g/mol

**Determinación de la fórmula empírica:** Cuando los datos se expresan como porcentaje, se pueden considerar 100 gramos del compuesto para realizar los cálculos. Los pesos atómicos son:

$$C = 12.0, \quad O = 16.0 \text{ y} \quad H = 1.0$$

El primer paso para el cálculo es determinar el número de moles de cada elemento.

$$\# \text{ Moles de C} = 40/12.0 = 3.33$$

$$\# \text{ Moles de O} = 53.3/16.0 = 3.33$$

$$\# \text{ Moles de H} = 6.67/1.0 = 6.67$$

El siguiente paso consiste en dividir cada valor entre el valor más pequeño.

$$C = 3.33/3.33 = 1$$

$$O = 3.33/3.33 = 1$$

$$H = 6.67/3.33 = 2$$

Puede apreciarse que los valores obtenidos son los números enteros más pequeños y la fórmula empírica será:  $C_1H_2O_1$  o bien,  $CH_2O$ .

**Determinación de la fórmula molecular:** Para obtener la Fórmula Molecular, calculemos el peso de la Fórmula empírica:

$$C = (12.0) \times (1) = 12.0$$

$$H = (1.0) \times (2) = 2.0$$

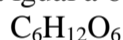
$$O = (16.0) \times (1) = 16.0$$

$$\text{Suma} = 30.0$$

Ahora se divide el Peso Molecular entre el Peso de la Fórmula Empírica

$$180/30 = 6$$

La Fórmula Molecular será igual a 6 veces la Fórmula empírica:



En los casos en que una fórmula empírica dé una fracción, como por ejemplo:  $PO_{2.5}$  Habrá que multiplicar por un número entero que nos proporcione la relación buscada, por ejemplo 2:  $P_2O_5$

### Ejemplos de cálculos de peso fórmula, número de moles, composición porcentual, fórmula empírica y molecular.

EJEMPLO 1:

- Calcule el Peso Fórmula del  $BaCl_2$  (Cloruro de Bario).

Primero deben consultarse los Pesos Atómicos del Bario y del Cloro. Estos son:

$$\text{Peso Atómico (P. A.) del Bario} = 137.3 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso Atómico (P. A.) del Cloro} = 35.5 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso Fórmula del } BaCl_2 = (1) \times (\text{P. A. del Bario}) + (2) \times (\text{P. A. del Cloro})$$

$$\text{Peso Fórmula del } BaCl_2 = (1) \times (137.3) + (2) \times (35.5) = 137.3 + 71 = 208.3$$

EJEMPLO 2:

- Cuántos moles de Aluminio hay en 125 gramos de Aluminio?

Primero se consulta el Peso Atómico del Aluminio, el cual es 27 g/mol. En seguida hacemos el planteamiento:

$$27 \text{ gramos de Al} \text{ ----- } 1 \text{ Mol de Aluminio}$$

$$125 \text{ gramos de Al} \text{ ----- } ?$$

$$\text{Moles de Aluminio} = 4.63 \text{ Moles de Aluminio}$$

También es posible determinar la composición porcentual utilizando factores de conversión;

EJEMPLO 3:

- Un hidrocarburo contiene 85.63% de carbono y 14.37% de hidrogeno. Deducir su formula empírica.

La solución del problema cuando se aplica a 100 g del compuesto es como sigue:

$$\begin{array}{l} \text{Peso del C} = 85.63 \text{ g} \qquad \qquad \qquad \text{peso del H} = 14.37 \text{ g} \\ n_c = \frac{85.63 \text{ g}}{12.011 \text{ g/mol}} = 7.129 \text{ moles de C} \qquad n_H = \frac{14.37 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 14.26 \text{ moles de H} \end{array}$$

$$\frac{n_c}{n_H} = \frac{7.129 \text{ moles}}{14.26 \text{ moles}} = \frac{1}{2}$$

$$\frac{\text{Numero de átomos de C}}{\text{Numero de átomos de H}} = \frac{1 \text{ átomo de C}}{2 \text{ átomo de H}} = \frac{1}{2}$$

La formula empírica es CH<sub>2</sub>. La formula molecular puede ser CH<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>, etc., puesto que cualquiera de estas formulas tienen una composición porcentual igual a la de CH<sub>2</sub>.

EJEMPLO 4:

- Un compuesto contiene 63.53% de hierro y 36.47 % de azufre. Deducir su formula empírica. ( Para facilidad de los cálculos tómesese por pesos atómicos Fe= 55.8 y S=32.1)

La fórmula empírica expresa solamente el número relativo de los átomos de cada elemento y todo lo que se dice acerca de los números relativos de los átomos de cada elemento se puede aplicar a los numero relativos de moles de átomos. Por tanto el calculo del numero relativo de moles de hierro y de azufre conducirá a la formula empírica. La solución, cuando se aplica a 100 g del compuesto, es como sigue:

$$\text{Peso de Fe} = \frac{100\text{g} \times 63.53}{100} = 63.53 \text{ g de Fe}$$

$$\text{Peso de S} = \frac{100\text{g} \times 36.47}{100} = 36.47 \text{ g de S}$$

$$\text{Número de moles de Fe} = \frac{63.53 \text{ g}}{55.8 \text{ g/mol}} = 1.14 \text{ moles}$$

El número relativo de moles y de átomos es simplemente :

$$\text{Número de moles de S} = \frac{36.47 \text{ g}}{32.1 \text{ g/mol}} = 1.14 \text{ moles}$$

$$\frac{\text{moles de Fe}}{\text{moles de S}} = \frac{\text{átomos de Fe}}{\text{átomos de S}} = \frac{1.14}{1.14} = \frac{1}{1} = 1$$

La formula empírica del sulfuro es FeS

EJEMPLO 5:

- Deducir la fórmula empírica de un compuesto formado por 9.6 x 10<sup>23</sup> átomos de carbono, 2.888 x 10<sup>24</sup> átomos de hidrogeno y 4.816 x 10<sup>23</sup> átomos de oxígeno.

La manera más conveniente de resolver el problema es conocer el número relativo de átomos ; para lograrlo, dividimos por el número menor, es decir, 4.816 x 10<sup>23</sup>

$$\frac{9.6 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{4.816 \times 10^{23} \text{ átomos de O}} = 2 = \frac{2 \text{ átomos de C}}{1 \text{ átomo de O}}$$

$$\frac{2.888 \times 10^{24} \text{ átomos de H}}{4.816 \times 10^{23} \text{ átomos de O}} = 6 = \frac{6 \text{ átomos de H}}{1 \text{ átomo de O}}$$

Por cada átomo de O, tenemos de 2 de C y 6 de H. Así, fórmula empírica es C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O

## VIDEO

[Fórmulas empíricas y moleculares](#)

## PRÁCTICA

[Problemas sobre fórmulas empíricas y moleculares](#)

### 5.7 ENERGÍA

La Energía es la capacidad para realizar un trabajo. Se presenta en diferentes formas: potencial, cinética, eléctrica, calórico, lumínica, nuclear y química.

- **EQUIVALENCIAS DE LAS UNIDADES DE ENERGÍA**

$$1cal = 4.184J$$

$$1Kcal = 1000cal$$

$$1J = 1N * m$$

$$1N = 1Kg * \frac{m}{s^2}$$

$$1J = 1Kg * \frac{m^2}{s^2}$$

## VIDEO

Materia y [energía](#)

Caloría = Es la cantidad de calor necesaria para elevar en 1° C un gramo de agua.

Calor = Es una forma de energía que fluye entre cuerpos debido a una diferencia de temperatura.

El calor fluye de un cuerpo caliente a uno frío, hasta que los dos alcanzan igual temperatura.

Calor específico Es la cantidad de calor que se requiere para elevar la temperatura de un gramo de una sustancia en un grado centígrado. Ejemplo: Cp del oro: 0.129 J/ g °C, lo cual indica

que son necesarios 0.129 J para elevar en 1°C la temperatura de 1 g de oro.

## VIDEO

[Calor específico](#)

## PRÁCTICA

[Ejercicios de calor específico y calorimetría](#)

[Ejercicios de temperatura y cantidad de calor](#)

### 5.7. TEMPERATURA

Temperatura = Es la medida de la cantidad de calor que tiene un cuerpo. La escala Celsius al igual que las escalas Fahrenheit y la escala Kelvin o absoluta sirven para determinar la temperatura de un cuerpo.

Relación las fórmulas de escalas termométricas

$$^{\circ}C = 5/9(^{\circ}F - 32)..... ^{\circ}C = K - 273$$

$$K = ^{\circ}C + 273$$

$$^{\circ}F = 9/5^{\circ}C + 32$$

## VIDEO

[Escalas de temperatura](#)

## PRÁCTIC

[Ejercicios temperatura y calor](#)

## 5.8 LEYES DE CONSERVACIÓN DE MASA Y ENERGÍA

PRIMERA: (Ley de Lavoisier) En una reacción química ordinaria la masa de todos los Productos es igual a la masa de las sustancias reaccionantes

SEGUNDA: (ley de la Termodinámica) La energía no se crea ni se destruye, solo se transforma.

TERCERA: (Ley de Einstein) La materia y al energía pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de la materia y la energía del universo es constante.

### VIDEOS

[Ley de la conservación de la materia](#)

[Ley de la conservación de la masa de Lavoisier](#)

[Ley de conservación de la energía mecánica](#)

### PRÁCTICA

[Problemas de Ley de Lavoisier](#)

[Ejercicios de Ley de Lavoisier](#)

## 5.9 DIAGRAMA DE FASE

Se denomina **diagrama de fase** a la representación gráfica de las fronteras entre diferentes estados de la materia de un sistema, en función de variables elegidas para facilitar el estudio del mismo. Cuando en una de estas representaciones todas las fases corresponden a estados de agregación diferentes se suele denominar diagrama de cambio de estado.

En ciencia de materiales se utilizan ampliamente los diagramas de fase binarios, mientras que en termodinámica se emplean sobre todo los diagramas de fase de una sustancia pura.

La figura 8\_ muestra un ejemplo de un diagrama de fase, que resume el efecto de la temperatura y de la presión en una sustancia en un recipiente cerrado. Cada punto en este diagrama representa una combinación posible de la temperatura y de la presión para el sistema. El diagrama se divide en tres áreas, que representan los estados sólidos, líquidos, y gaseosos de la sustancia.

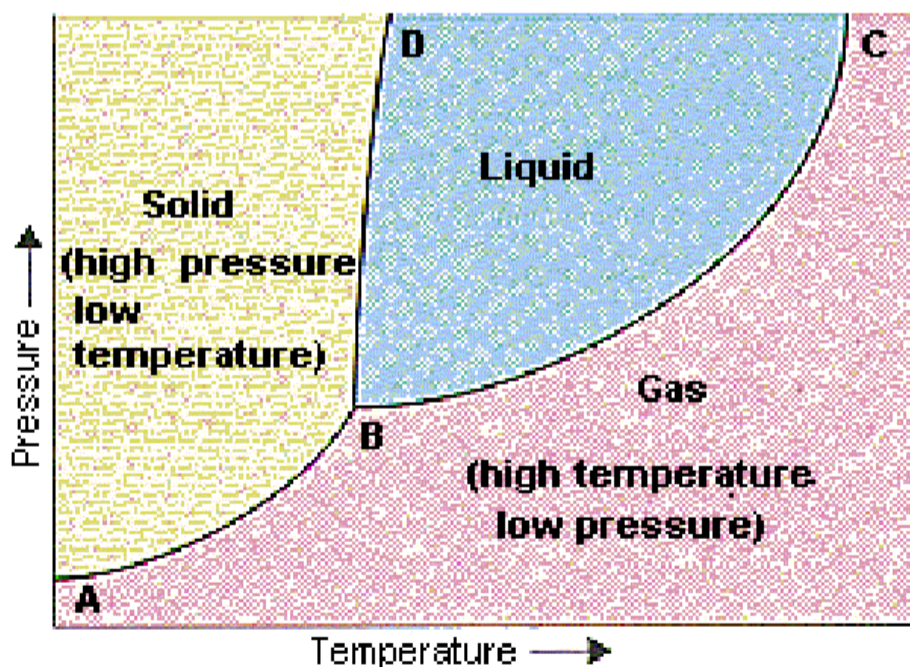


Figura 8: Diagrama de fase

La mejor manera de recordar qué área corresponde a cada uno de estos estados es recordar las condiciones de temperatura y de presión que son más probables de ser asociados a un sólido, a un líquido, y a un gas. Las bajas temperaturas y las altas presiones favorecen la formación de un sólido. Los gases, por otra parte, son más probables de ser encontrados a altas temperaturas y presiones bajas. Los líquidos se encuentran entre estos extremos.

Podemos por lo tanto probar si se ha etiquetado correctamente un diagrama de fase dibujando una línea de izquierda a derecha a través de la parte más alta del diagrama, que corresponde a un aumento en la temperatura del sistema a presión constante. Cuando un sólido se calienta a presión constante, se derrite para formar un líquido, que hierve eventualmente para formar un gas.

Los diagramas de fase se pueden utilizar en varias maneras. Podemos centrarnos en las regiones separadas por las líneas en estos diagramas, y conseguimos una cierta idea de las condiciones de temperatura y de presión que son más probables para producir un gas, un líquido, o un sólido. Podemos también centrarnos en las líneas que dividen el diagrama en los estados, que representan las combinaciones de la temperatura y de la presión en las cuales se tienen estados en equilibrio.

Los puntos a lo largo de la línea que conecta A y B en el diagrama de fase en la figura 8 representan todas las combinaciones de temperatura y de presión a las cuales el sólido está en equilibrio con el gas. A estas temperaturas y presiones, la tasa a la cual el sólido sublima para formar un gas es igual a la tasa a la cual el gas condensa para formar un sólido.

- **A lo largo de línea AB:** Razón a la que el sólido sublima para formar un gas = razón a la que un gas se condensa para formar un sólido.

La línea entre los puntos B y C es idéntica con el diagrama de la dependencia de la temperatura a la presión del vapor del líquido. Contiene todas las combinaciones de temperatura y de presión a las cuales el líquido hierve. En cada punto a lo largo de esta línea, el líquido hierve para formar un gas y el gas condensa para formar un líquido.

- **A lo largo de la línea BC:** Razón a la cual un líquido hierve para formar un gas = razón a la cual un gas condensa para formar un líquido

La línea entre los puntos B y D contiene las combinaciones de temperatura y de presión a las cuales el sólido y el líquido están en equilibrio. En cada punto a lo largo de esta línea, el sólido se derrite en la misma razón con la cual el líquido se congela.

- **A lo largo de línea de BD:** Razón en la cual un sólido se funde para formar un líquido = razón a la cual un líquido se congela para formar un sólido.

La línea de BD es casi vertical porque el punto de fusión de un sólido no es muy sensible a los cambios en la presión. Para la mayoría de los compuestos, esta línea presenta una pendiente positiva pequeña, según lo muestra la figura 8. Debe tenerse en mente que la pendiente de esta línea es levemente negativa para el caso particular del agua. Consecuentemente, el agua se puede derretir a temperaturas cercanas a su punto de congelación cuando está sujeta a presión.

La facilidad con la cual los patinadores del hielo se deslizan a través de un lago congelado se puede explicar por el hecho de que la presión ejercida por sus patines derrite una porción pequeña del hielo y se forma una superficie líquida entre el hielo y sus patines.

El punto B en este diagrama de fase representa la única combinación de temperatura y de presión a la cual una sustancia pura puede existir simultáneamente como un sólido, un líquido, y gas. Por lo tanto se llama el punto triple de la sustancia, y se representa por un único punto en el diagrama de fase en el cual los tres estados están en equilibrio. El punto C es el punto crítico de la sustancia, que es la temperatura y la presión más altas a la cual un gas y un líquido pueden coexistir en el equilibrio.

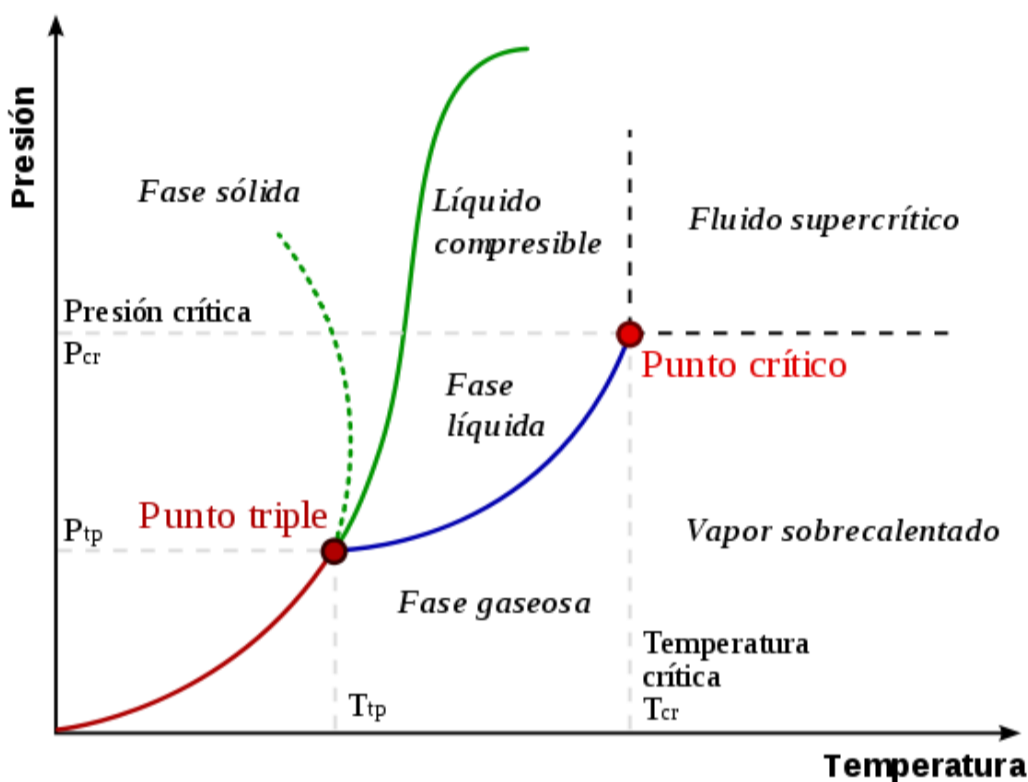


Figura 9: Nombres de los diferentes puntos en un diagrama de fases

Los diagramas de fase más sencillos son los de presión – temperatura de una sustancia pura, como puede ser el del agua. En el eje de ordenadas se coloca la presión y en el de abscisas la temperatura. Generalmente, para una presión y temperatura dadas, el cuerpo presenta una única fase excepto en las siguientes zonas:

- Punto triple: En este punto del diagrama coexisten los estados sólido, líquido y gaseoso. Estos puntos tienen cierto interés, ya que representan un invariante y por lo tanto se pueden utilizar para calibrar termómetros.
- Los pares (presión, temperatura) que corresponden a una transición de fase entre:
  - Dos fases sólidas: Cambio alotrópico;
  - Entre una fase sólida y una fase líquida: fusión - solidificación;
  - Entre una fase sólida y una fase vapor (gas): sublimación - deposición (o sublimación inversa);
  - Entre una fase líquida y una fase vapor: vaporización - condensación (o licuefacción).

Es importante señalar que la curva que separa las fases vapor-líquido se detiene en un punto llamado punto crítico. Más allá de este punto, la materia se presenta como un fluido supercrítico que tiene propiedades tanto de los líquidos como de los gases. Modificando la presión y temperatura en valores alrededor del punto crítico se producen reacciones que

pueden tener interés industrial, como por ejemplo las utilizadas para obtener café descafeinado.

Es preciso anotar que, en el diagrama PV del agua, la línea que separa los estados líquido y sólido tiene pendiente negativa, lo cual es algo bastante inusual. Esto quiere decir que aumentando la presión el hielo se funde, y también que la fase sólida tiene menor densidad que la fase líquida.

#### **VIDEO**

[Enfriar agua a 0°C](#)

[Diagrama de fases](#)

#### **PRÁCTICA**

[Problemas de diagrama de fases](#)

#### **LABORATORIO**

[Diagrama de fase sólido líquido](#)

[Equilibrio de fases líquido vapor](#)

[Expansión de un globo en una cámara de vacío](#)

#### **LABORATORIO**

[Cambios físicos y químicos de la materia](#)

[Cambios físicos y químicos de la materia 1](#)

[Separación de mezclas](#)

[Métodos de separación de mezclas y soluciones](#)

#### **BIBLIOGRAFÍA**

[http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA\\_INORGANICA/IndexQca.htm](http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/IndexQca.htm)

<http://www.cie.unam.mx/~ojs/pub/Termodinamica/node39.html>

#### **ENLACES**

<http://www.fisicanet.com.ar/>

<http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/cursoJava/applets/ejemplos/conversion/conversion.htm>