



La Materia. Magnitudes y Unidades



1. - *Concepto de Materia.*
2. - *Propiedades de la Materia.*
 - 2.1. - *Generales.*
 - 2.2. - *Específicas.*
3. - *Magnitudes y Unidades.*
 - 3.1. - *Concepto de Magnitud.*
 - 3.2. - *El sistema internacional de unidades.*
 - 3.3. - *Múltiplos y Submúltiplos.*
 - 3.5. - *Cambio de Unidades.*
 - 3.4. - *Notación científica.*
4. - *Estados de Agregación de la materia.*
 - 4.1. - *Presión y Temperatura.*
5. - *Teoría Cinético Molecular*
 - 5.1. - *Leyes de los Gases.*
6. - *Sustancias Puras y Mezclas.*
 - 6.1. - *Disoluciones.*
 - 6.2. - *Concentración de una disolución.*
7. - *Métodos de separación de mezclas.*
8. - *Cambios Físicos y cambios Químicos.*

1.01.- Concepto de Materia

Todas las cosas que nos rodean, como un elefante, un alfiler, un lápiz, un libro, una camisa, los zapatos de tu profesora, la piel, entre otras cosas; están formadas por materia.

Llamamos **materia** a todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

La materia puede presentarse de distintas maneras o estados. Además, dependiendo de las condiciones, los cuerpos pueden cambiar de estado o manera en que se nos presentan.

1.02.- Propiedades de la Materia

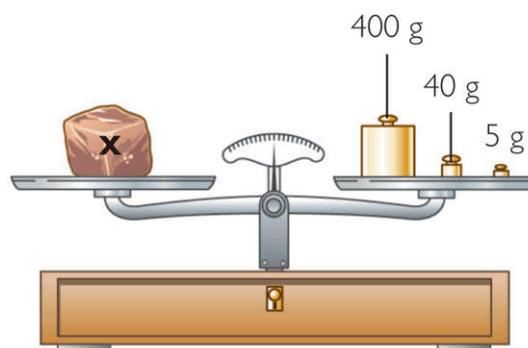
La materia se define según sus propiedades, que se clasifican como propiedades generales, comunes a todos los cuerpos del universo y propiedades específicas, que permiten diferenciar unas sustancias de otras.



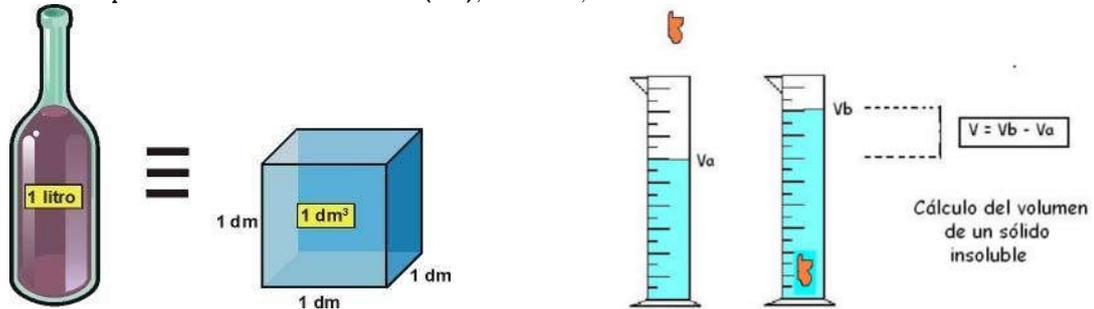
1.02.1.- Propiedades Generales de la materia.

Son aquellas que varían con la cantidad de materia considerada, permitiendo reconocer a la materia, como la extensión, o la inercia. Estas son: **masa y volumen**, entre otras.

🍏 **Masa:** Masa es la cantidad de materia que tiene un cuerpo. Es más difícil empujar un camión que un vehículo pequeño. La cantidad de masa hace la diferencia. El camión tiene más masa y es más difícil de empujar. Para medir la masa de un objeto utilizamos las balanzas o las básculas y la expresamos en **kilogramos (Kg)**, gramos, miligramos....



🍏 **Volumen:** Volumen es una magnitud definida como el espacio ocupado por un cuerpo. Para medir el volumen utilizamos probetas u otros medios si el cuerpo es líquido, mientras que, para conocer el volumen de un cuerpo sólido, normalmente multiplicamos su largo por su ancho y por su alto. El volumen se expresa en **metros cúbicos (m^3)**, en litros, en mililitros



Una forma sencilla de medir el volumen de un cuerpo sólido es sumergir dicho cuerpo en un fluido y calcular la diferencia de volumen entre ambas medidas.

Volúmenes de distintas figuras		
Cubo	Ortoedro	Circunferencia
$V = a^3$	$V = a \cdot b \cdot c$	$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3$
Cilindro	Cono	Pirámide
$V = \pi r^2 \cdot h$	$V = \frac{1}{3} \pi r^2 \cdot h$	$V = \frac{1}{3} \cdot A_{base} \cdot h$

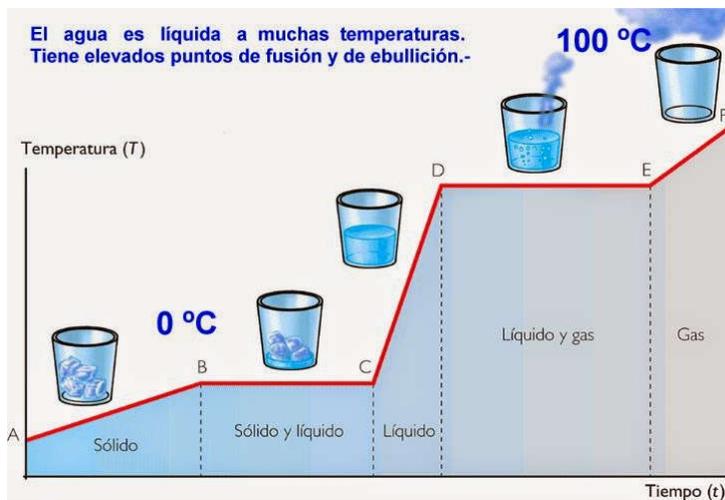
1.02.2.- Propiedades Específicas de la materia.

Son aquellas que no varían con la cantidad de materia considerada. Estas son: **punto de fusión, punto de ebullición, densidad, solubilidad, índice de refracción, color, olor, sabor.**, entre otras.

🍏 **Punto de fusión:** Es la temperatura a la que una sustancia pasa de sólida a líquida. Normalmente mide en grados Celsius o Centígrados ($^{\circ}C$), pero también se puede medir en grados Kelvin y en grados Fahrenheit.

🍏 **Punto de Ebullición:** Es la temperatura a la que una sustancia pasa de líquida a gaseosa.

¿ Cómo calcular los puntos de fusión y de ebullición del Agua ?



Punto de fusión:

Punto de Ebullición:

Densidad: La densidad de un cuerpo es la relación que existe entre la masa y el volumen de dicho cuerpo. La densidad se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad d = \frac{m}{v}$$

Como es un cociente entre masa y volumen, sus unidades serán Kg/m³, gr/l, gr/cm³,

¿ Cómo calcular la densidad de una piedra ?



1º La pesamos
m = 26 g

3º Dividimos
masa entre
volumen



$$d = \frac{m}{V} = \frac{26 \text{ g}}{10 \text{ cm}^3} = 2,6 \text{ g/cm}^3$$

Densidad de algunas sustancias importantes

Sólidos	g/cm ³	kg/m ³	Líquidos	g/cm ³	kg/m ³	Gases (0 °C, 1 atm)	g/cm ³	kg/m ³
Aluminio	2,7	2.700	Acetona	0,79	790	Aire	0,0013	1,3
Corcho	0,25	250	Aceite	0,92	920	Butano	0,0026	2,6
Cobre	8,96	8.960	Agua de mar	1,025	1.025	CO ₂	0,0018	1,8
Hielo	0,92	920	Agua	1	1.000	Hidrógeno	0,0008	0,8
Hierro	7,9	7.900	Etanol	0,79	790	Oxígeno	0,0014	1,4
Madera	0,2-0,8	200-800	Gasolina	0,68	680			
Plomo	11,3	11.300	Leche	1,03	1.030			
Vidrio	3,0-3,6	3.000-3.600	Mercurio	13,6	13.600			

🍏 **Solubilidad:** Es la capacidad de una sustancia de disolverse en un líquido. Ejemplos de esto son disolver azúcar en café, rinomicine en agua....



1.03.- Magnitudes y Unidades

Frecuentemente se oyen afirmaciones como éstas: ese coche va muy rápido, hace mucho frío o este líquido es muy denso. Las frases anteriores no permiten establecer comparaciones, ya que los términos “muy” o “mucho” son totalmente subjetivos, es decir, dependen de la valoración que haga la persona sobre el fenómeno en cuestión. Debemos buscar “algo” que sea operativo, de modo que podamos medir y comparar.

1.03.1.- Concepto de Magnitud

Llamamos **magnitud a toda propiedad de un cuerpo que se puede medir.**

Medir es comparar una magnitud con otra que se toma como patrón y que se denomina unidad.

Para elegir una unidad es necesario que cumpla una serie condiciones:

- La unidad ha de ser constante.
- Ha de ser universal, es decir, debe ser utilizada por todos los países.
- Ha de ser fácil de reproducir.

Una vez definidas le debemos asignar a cada una, una unidad de medida. Para ello los científicos y científicas han creado el Sistema Internacional de Unidades (S.I.). A cada magnitud se le asigna su unidad S.I., procurando que sea la más precisa posible.

1.03.2.- El Sistema internacional de unidades

Llamamos **magnitudes fundamentales** a aquellas a partir de las cuales se obtienen todas las demás. En el sistema internacional de unidades (S.I.) existen solo 7 magnitudes fundamentales: longitud, tiempo, masa, temperatura, intensidad de corriente, intensidad luminosa y cantidad de sustancia.

En la siguiente tabla se recogen estas magnitudes con su unidad correspondiente según el S.I.

Magnitud	Símbolo Magnitud	Unidad (S.I.)	Símbolo Unidad
Longitud	r,x,y	Metro	m
Masa	m	Kilogramo	Kg
Tiempo	t	Segundo	s
Intensidad Corriente eléctrica	I	Amperio	A
Cantidad de sustancia	n	Mol	mol
Temperatura	T	Kelvin	K
Intensidad Luminosa		Candela	Cd

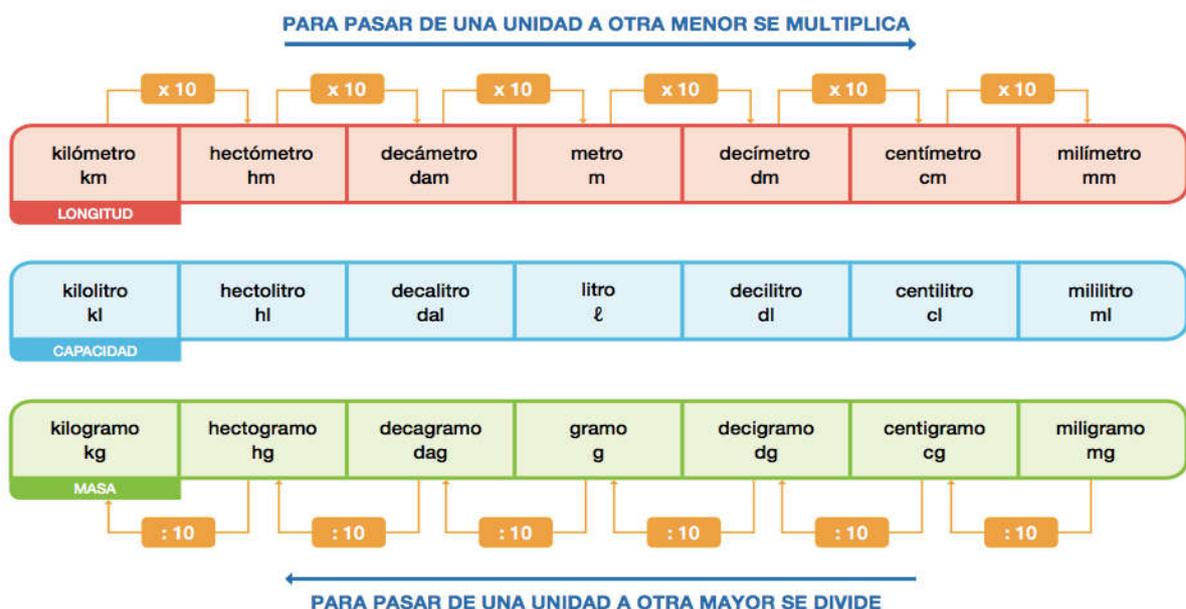
Llamamos **magnitudes derivadas** a aquellas que se obtienen a partir de las fundamentales, en esta tabla se recogen las más usadas, aunque existen muchas más, como ya veremos durante el curso.

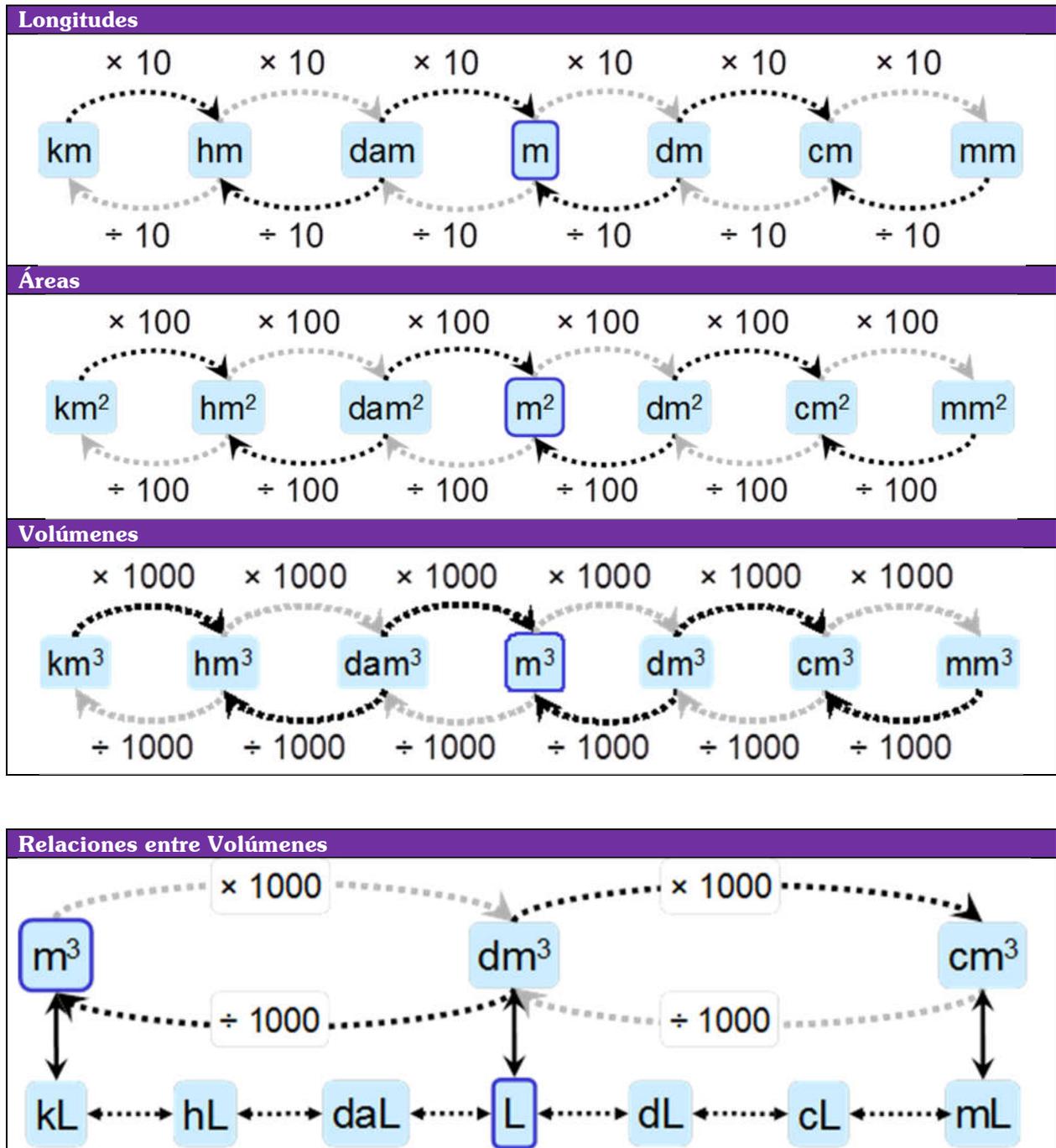
magnitud	símbolo	definición	unidad	símbolo
superficie	S	$S = l^2$	metro cuadrado	m^2
volumen	V	$V = l^3$	metro cúbico	m^3
densidad	d	$d = m/V$	Kilogramo/ m^3	Kg/m^3
velocidad	v	$v = s/t$	metro/ segundo	m/s
aceleración	a	$a = v/t$	metro/seg. cuadrado	m/s^2
fuerza	F	$F = m \cdot a$	newton	N
presión	p	$P = F/S$	pascal	Pa
trabajo	w	$w = F \cdot s$	julio	J
potencia	P	$P = w/t$	vatio	W

1.03.3.- Múltiplos y Submúltiplos.

Con frecuencia nos encontraremos con números demasiado grandes o demasiado pequeños en determinadas medidas de magnitudes, por ejemplo, al medir la masa de un electrón en kg, saldrá un número muy pequeño o bien medir la distancia del Sol a Tierra en metros sería muy grande. Para adecuar esto recurrimos a los múltiplos o submúltiplos de la unidad.

🍏 **El Sistema métrico decimal:** Este método es válido para las unidades de masa (gramo), longitud (metro) y capacidad (litro).





En física y química nos vamos a encontrar con unidades muy grandes y con unidades muy pequeñas a la vez, por ello utilizaremos los prefijos que se muestran a continuación.

Prefijo	Símbolo	Valor numérico	Prefijo	Símbolo	Valor numérico
Tera-	T-	10^{12}	Deci-	d-	10^{-1}
Giga-	G-	10^9	Centi-	c-	10^{-2}
Mega-	M-	10^6	Mili-	m-	10^{-3}
Kilo-	k-	10^3	Micro-	μ -	10^{-6}
Hecto-	h-	10^2	Nano-	n-	10^{-9}
Deca-	Da-	10	Pico-	p-	10^{-12}

1.03.4.- Cambio de Unidades.

En los problemas de esta asignatura, es muy habitual encontrarse con magnitudes cuyas unidades no están expresadas en el Sistema Internacional, o estando expresadas en el S.I. necesitemos expresarlas en otras unidades. Para ello realizaremos lo que llamamos un cambio de unidades.

Lo haremos comparando lo que tengo con lo que me piden.

Ejemplo: Pasar 90 kilómetros por hora (km/h) a metros por segundo (m/s)

Tenemos: $\frac{Km}{h}$ y queremos $\frac{m}{s}$

Pues para pasar de km a metros multiplicaremos por 1000.

$$125 \frac{Km}{h} \cdot \frac{1000m}{1Km} = 125.000 \frac{m}{h}$$

y para pasar de horas a segundos multiplicaremos por 3600.

$$90.000 \frac{m}{h} \cdot \frac{1h}{3600s} = 25 \frac{m}{s}$$

Si lo hacemos todo a la vez:

$$90 \frac{Km}{h} \cdot \frac{1000 m}{1Km} \cdot \frac{1h}{3600 s} = 25 \frac{m}{s}$$

Como tenemos Km arriba, y queremos m, pues multiplico por metros (arriba) y divido por km (abajo) de forma que los Km arriba y abajo se anulan, y como tenemos horas abajo y quiero segundos abajo, pues multiplico por horas (arriba) y divido por segundos (abajo) y ahora se anulan las horas. Escribimos la relación entre kilómetros y metros (1 km son 1000 m) y la relación entre horas y segundos (1 hora son 3600 segundos) y después multiplicamos todas las cantidades respetando el lugar en el que están (ya sea numerador o denominador)

1.03.5.- Notación Científica.

La **notación científica** es un recurso matemático empleado para simplificar cálculos y representar de forma concisa números muy grandes o muy pequeños. Para hacerlo se usan potencias de diez .

Básicamente, la notación científica consiste en representar un número entero o decimal como potencia de diez.

En el sistema decimal, cualquier número real puede expresarse mediante la denominada notación científica .

Para expresar un número en notación científica identificamos la coma decimal (si la hay) y la desplazamos hacia la izquierda si el número a convertir es mayor que 10, en cambio, si el número es menor que 1 (empieza con cero coma) la desplazamos hacia la derecha tantos lugares como sea necesario para que (en ambos casos) el único dígito que quede a la izquierda de la coma esté entre 1 y 9 y que todos los otros dígitos aparezcan a la derecha de la coma decimal.

Es más fácil entender con ejemplos:

$$732,5051 = 7,325051 \cdot 10^2 \text{ (movimos la coma decimal 2 lugares hacia la izquierda)}$$

$$0,005612 = 5,612 \cdot 10^{-3} \text{ (movimos la coma decimal 3 lugares hacia la derecha)}$$

1.04.- Estados de Agregación de la Materia

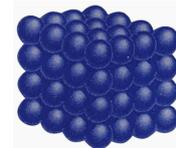
Si analizamos con detalle cualquier sistema material que tengamos a nuestro alrededor, podemos llegar a la conclusión de que pueden encontrarse de tres maneras diferentes, que denominamos estados físicos o estados de agregación. Estos tres estados físicos son **el estado sólido, el estado líquido y el estado gaseoso**. Las propiedades características de la materia son diferentes en cada estado.

Las propiedades que corresponden a los estados de agregación son:

🍏 Sólidos: En un sólido, las entidades elementales, ya sean moléculas, Átomos o iones se encuentran en contacto unas con otras en posiciones fijas en el espacio.

Características:

- Tienen una forma definida.
- No se comprimen. Su volumen es fijo.
- No fluyen ni se difunden.



🍏 Líquidos: En un líquido las entidades fundamentales no se encuentran fijas, sino que pueden moverse libremente con cierta libertad unas con otras.

Características:

- Toman la forma del recipiente que los contiene.
- Prácticamente no se comprimen. Su volumen es fijo.
- Fluyen con facilidad, aunque no se difunden.



🍏 Gases: En un gas, las entidades elementales son independientes unas de otras. Es decir están separadas por enormes distancias en relación con su tamaño.

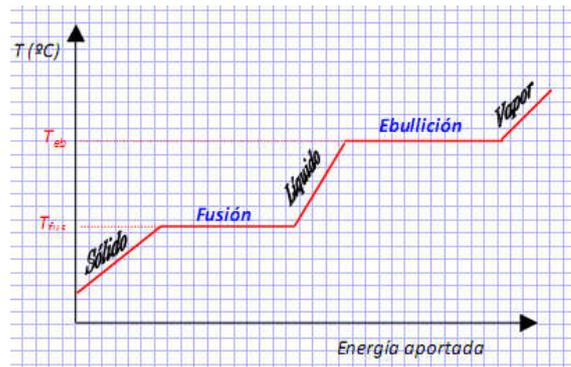
Características:

- Se adaptan a la forma del recipiente que los contiene.
- Se comprimen y se expanden con facilidad.
- Se dilatan y contraen con facilidad.
- Fluyen fácilmente y se difunden ocupando todo el volumen del recipiente.



La experiencia nos demuestra que es posible encontrar una misma sustancia en los tres estados de agregación, y **el paso de un estado a otro depende de la temperatura** fundamentalmente (y también de la presión). Los cambios de estado nos informan sobre el nivel energético de la materia. El estado de menor nivel energético es el sólido; el estado líquido presenta un mayor nivel energético y el gaseoso es el de mayor nivel energético.

Cuando calentamos, añadiendo calor una sustancia pura sólida, su temperatura comienza a subir hasta que alcanza el **punto de fusión**, que es la temperatura a la que se produce la fusión. Mientras el sólido se está fundiendo, la temperatura de la sustancia permanece constante (**calor latente de fusión**). Una vez que se ha fundido todo el sólido, si se sigue calentando, la temperatura del líquido comienza a subir hasta alcanzar el **punto de ebullición**. Mientras el líquido puro hierve se mantiene constante la temperatura (**calor latente de ebullición**). Cuando todo el líquido se haya transformado en vapor, y si se sigue aportando energía, la temperatura vuelve a subir.



1.04.1.- La Presión y la Temperatura

Dos magnitudes muy importantes en esta parte de la química, son la Presión y la temperatura.

🍏 La Presión

Se define como la fuerza por unidad de superficie que se ejerce sobre algún material. En el SI la unidad de presión es el Pascal. N/m².

Aunque en química se suelen utilizar, otras tres unidades de presión, la atmósfera, el bar y el milímetro de mercurio ó Torricelli (Torr).

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar}$$

Ejercicio: Pasar cada una de las siguientes presiones a las otras tres: 700 Torr, 300KPa, 0,5 atm y 3,75 bar

🍏 La temperatura

La temperatura es la medida de la energía térmica de una sustancia. En el SI se mide en K.

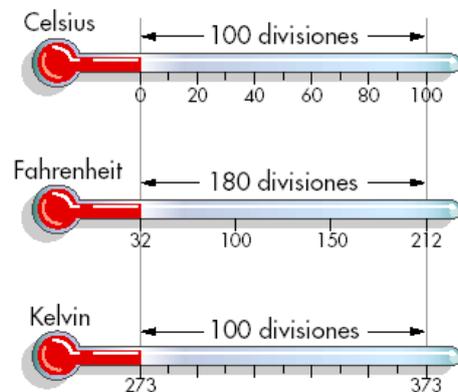
Para medir la temperatura utilizaremos un termómetro.

Existen tres escalas, o tres unidades, para medir la temperatura, la Escala Celsius (o centígrada), la Escala Kelvin y la escala Fahrenheit. En las escalas Celsius-Kelvin, 1°C es lo mismo que 1 K, la única diferencia es que el 0 en la escala Kelvin está a -273 °C.

En la escala Celsius se asigna el valor 0 (0 °C) a la temperatura de congelación del agua y el valor 100 (100 °C) a la temperatura de ebullición del agua. El intervalo entre estas dos temperaturas se divide en 100 partes iguales, cada una de las cuales corresponde a 1 grado.

En la escala Kelvin se asignó el 0 a aquella temperatura a la cual las partículas no se mueven (temperatura más baja posible). Esta temperatura equivale a -273 °C de la escala Celsius.

Para cambiar de Celsius a Kelvin y viceversa, tenemos que tener en cuenta que:



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

En la escala Fahrenheit (utilizada mucho por los anglosajones), se asigna el valor 32 (32 °F) a la temperatura de congelación del agua y el valor 212 (323 °F) a la temperatura de ebullición del agua. El intervalo entre estas dos temperaturas se divide en 180 partes iguales, cada una de las cuales corresponde a 1 grado.

La forma de pasar de la escala centígrada a la Fahrenheit es:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{100} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{180} \rightarrow \begin{cases} ^{\circ}\text{C} = \frac{100}{180} (^{\circ}\text{F} - 32) \\ ^{\circ}\text{F} = \frac{180}{100} ^{\circ}\text{C} + 32 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} ^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32) \\ ^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32 \end{cases}$$

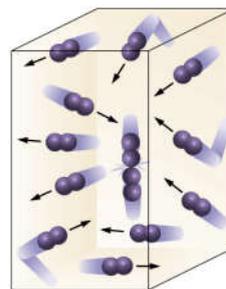
Por el contrario, si queremos pasar de Kelvin a Fahrenheit podemos hacerlo mediante:

$$\frac{K - 273}{100} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{180} \rightarrow \begin{cases} K - 273 = \frac{100}{180} (^{\circ}\text{F} - 32) \\ ^{\circ}\text{F} - 32 = \frac{180}{100} (K - 273) \end{cases} \rightarrow \begin{cases} K = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32) + 273 \\ ^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} (K - 273) + 32 \end{cases}$$

Ejercicio: Pasar cada una de las siguientes temperaturas a las otras dos: 70°F, 350K, 30°C

1.05.- Teoría Cinético - Molecular

A principios del siglo XIX, las investigaciones de Dalton, Avogadro y Gay – Lussac contribuyeron a afianzar la primacía de la teoría atómico – molecular de la materia. Joule, Clausius, Maxwell y Boltzman, por su parte, basándose en aquellas y en las ideas recién desarrolladas acerca de la conservación de la energía, desarrollaron la teoría cinético – molecular de los gases, que permite explicar incluso las propiedades de los líquidos y los sólidos.



En esencia podemos resumir esta teoría en **cuatro postulados**:

- Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas). El tamaño de estas es despreciable en relación con las distancias que las separan, de modo que las interacciones entre ellas pueden despreciarse.
- Las moléculas del gas se mueven de forma continua y al azar chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. (figura anexa)
- Los choques que se originan son completamente elásticos, es decir, no hay variación de energía cinética.
- La energía cinética media de las moléculas gaseosas es directamente proporcional a la temperatura de la muestra y por tanto también lo será la temperatura.

1.05.1.- Las Leyes de los Gases

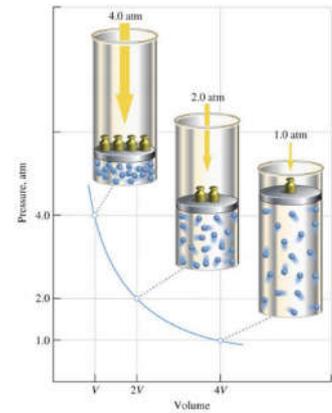
De los tres estados de la materia, en el estado gaseoso las interacciones entre sus partículas son mínimas, por lo que es en este caso donde el estudio y la interpretación de los resultados obtenidos es menos complicada. Como resultado de tales estudios se ha llegado a establecer una serie de generalizaciones empíricas que se incluye bajo la denominación de leyes de los gases, las cuales describen el comportamiento de dichas sustancias en determinadas condiciones especiales.

Si un gas es introducido en un recipiente cerrado, sus moléculas se moverán según las consideraciones de la teoría cinética molecular, con una velocidad que aumentará con la temperatura.

Procesos isotermos (T = cte). Ley de Boyle- Mariotte.

Para una misma cantidad de gas y a temperatura constante (Proceso Isotermo), cuando aumentamos la presión, su volumen disminuye. Si por el contrario disminuimos la presión, su volumen aumenta. P y V son magnitudes inversamente proporcionales. Esto es, su producto permanece invariable.

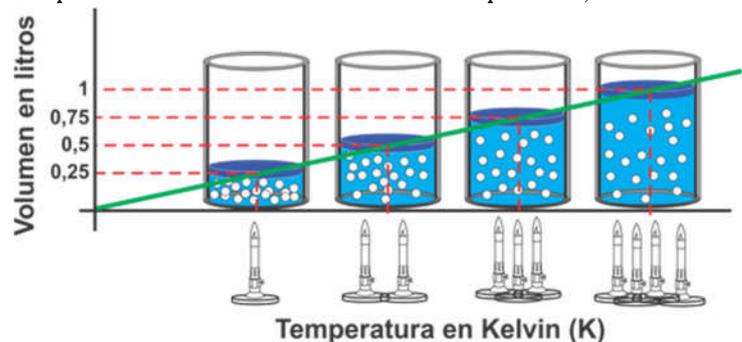
$$P \cdot V = Cte \rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



Procesos isóbaros (P = cte). Ley de Charles

Para una misma cantidad de gas y a presión constante (Proceso isobaro), si aumentamos su temperatura, su volumen también aumenta. Si por el contrario disminuimos la temperatura, su volumen disminuye. V y T son directamente proporcionales. Esto es, el cociente de valores correspondientes de V y T, permanece invariable.

$$\frac{V}{T} = cte \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Donde las temperaturas T₁ y T₂ están expresadas en Kelvin.

Procesos isócoros (V = cte). Ley de Gay-Lussac

Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos su temperatura (manteniendo constante el volumen), su presión aumenta. Si por el contrario disminuimos la temperatura, su presión disminuye. P y T son directamente proporcionales. Esto es, el cociente de valores correspondientes de P y T, permanece invariable.

$$\frac{P}{T} = cte \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

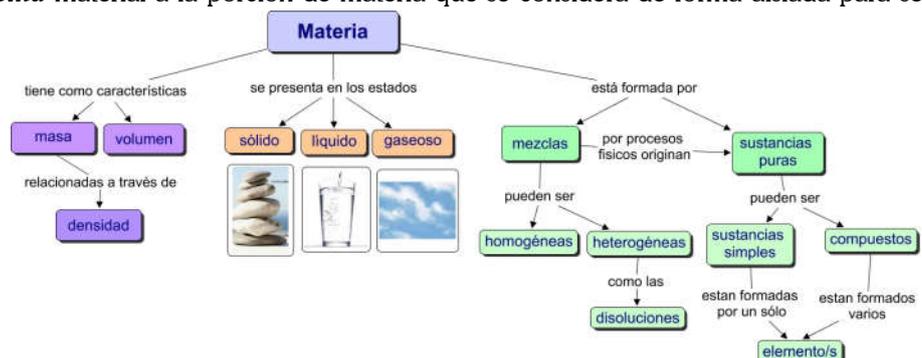
Si agrupamos las tres leyes, obtenemos **la ley general de los gases** que dice que para una determinada masa, de gas, el cociente entre el producto de su presión por el volumen y la temperatura absoluta se mantiene constante:

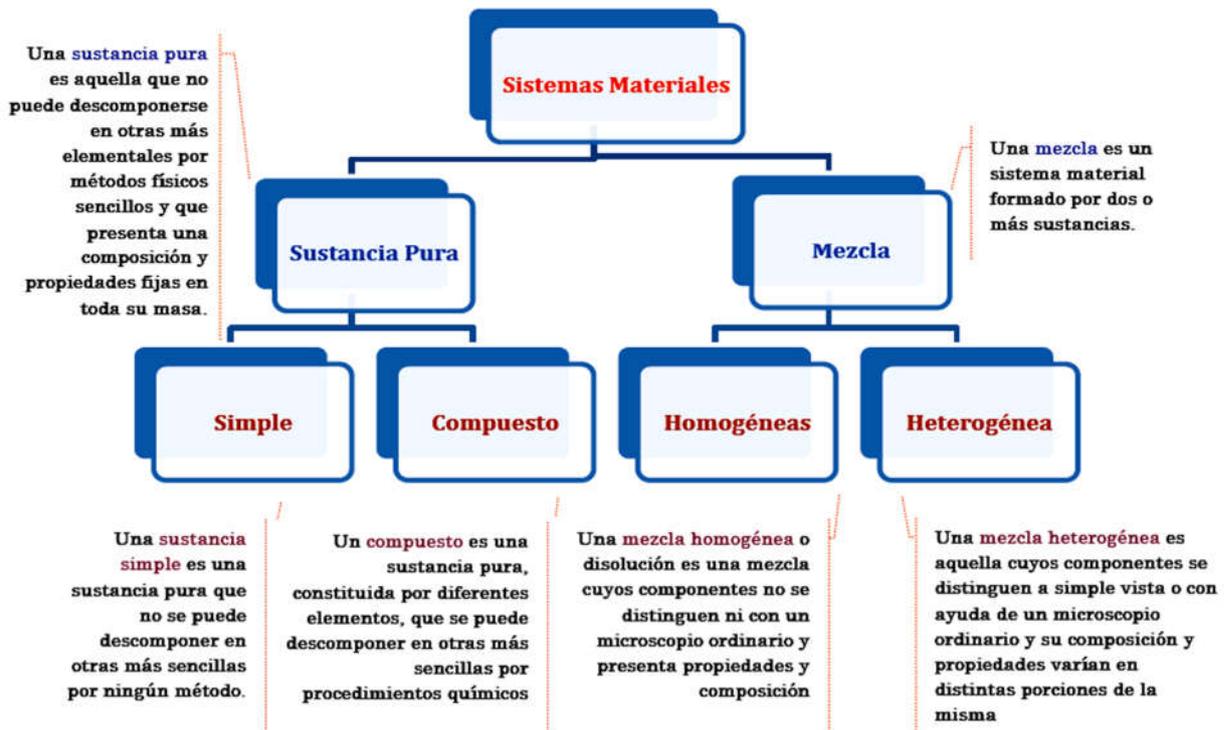
$$\frac{P \cdot V}{T} = cte \rightarrow \frac{P_o \cdot V_o}{T_o} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

1.06.- Sustancias Puras y mezclas

Se **denomina sistema** material a la porción de materia que se considera de forma aislada para ser objeto de estudio.

Se clasifican en:

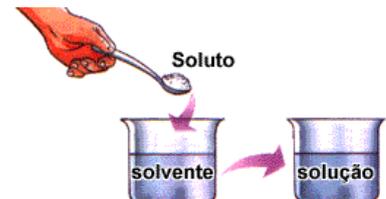




1.06.1.- Disoluciones. Formas de expresar la concentración de una disolución

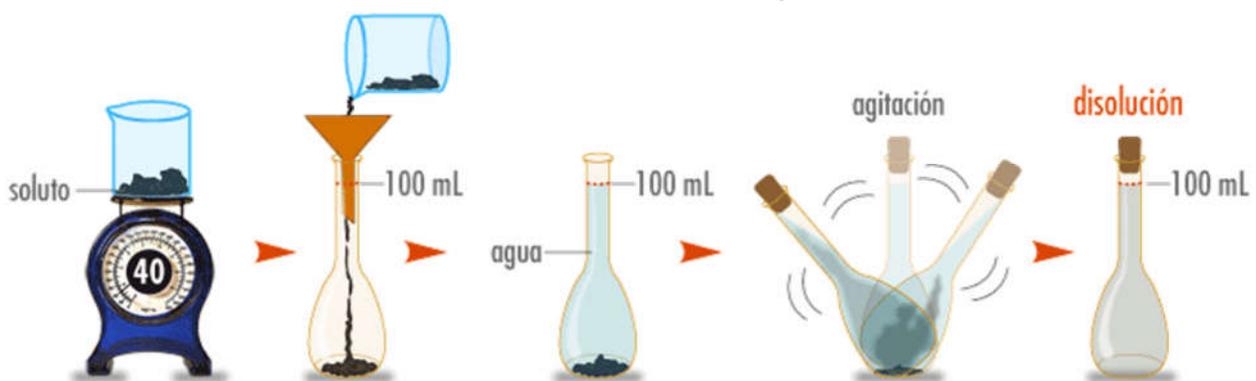
Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias puras en proporciones variables.

En una disolución, al componente que está en mayor proporción se le denomina **disolvente**, y al que está en menor proporción **soluto**.



El soluto y el disolvente pueden encontrarse en cualquier estado físico, aunque lo habitual es que el soluto sea un sólido, y el disolvente un líquido.

Preparación de una disolución



1.06.2.- Formas de expresar la concentración de una disolución

Existen muchas formas de expresar la concentración de una disolución, aunque este curso estudiaremos las más básicas:

1.- Gramos por litro: Es la masa de soluto, en gramos, por cada litro de disolución.
$$C = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{gr.})}{V_{\text{disolución}} (\text{l})} = \text{gr} / \text{l}$$

2.- Concentración centesimal o tanto por ciento en peso (%_p): Es el número de gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

$$\%_p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{Disolución}}} \cdot 100 = \frac{m_s}{m_D} = \%$$

3.- Tanto por ciento en volumen (%_v): Expresa el volumen de soluto, expresado en cm³, que hay por cada 100 cm³ de disolución.

$$\%_v = \frac{v_{\text{soluto}}(ml)}{v_{\text{Disolución}}(ml)} \cdot 100 = \frac{v_s}{v_D} \cdot 100 = \%$$

4.- Molaridad: Es el número de moles de soluto por litro de disolución. $M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} = \frac{n}{V} = \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Llamamos **masa atómica** de un elemento a la masa de un átomo expresada en gramos, y llamamos **masa molecular** de un elemento a la masa de una molécula expresada en gramos.

El **número de moles** es una magnitud fundamental del SI, que se calcula como el cociente entre la masa de una sustancia y su masa molar.

$$n = \frac{m}{P_m} = \text{mol}$$

Ejemplo: Calcular la molaridad de la disolución formada al añadir 20 gramos de cloruro sódico (NaCl) a 200 cm³ de agua.

Lo primero es calcular la masa molecular del NaCl: $P_{m_{\text{NaCl}}} = 23 + 35,4 = 58,4 \text{ g/mol}$

Una vez conocida la masa molecular, calculamos el número de moles dividiendo la masa entre su peso molecular:

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{20\text{g}}{58,4 \text{ g/mol}} = 0,34\text{mol}$$

Y una vez conocido el número de moles, podemos calcular la molaridad:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,34\text{mol}}{0,20\text{l}} = 1,71\text{mol/l} = 1,71\text{M}$$

1.06.- Métodos de Separación de Mezclas

🍏 Filtración:

El procedimiento de filtración consiste en retener partículas sólidas por medio de una barrera, la cual puede consistir de mallas, fibras, material poroso o un relleno sólido.

🍏 Cristalización:

Para efectuar la cristalización de un sólido hay que partir de una disolución sobresaturada. Existen varias formas de sobresaturar una disolución, una de ellas es el enfriamiento de la solución, otra consiste en eliminar parte del disolvente (por ejemplo con la evaporación) a fin de aumentar la concentración del soluto, otra forma consiste en añadir un tercer componente que tenga una mayor solubilidad que el componente que se desea cristalizar.





La rapidez del Enfriamiento definirá el tamaño de los cristales resultantes. Un enfriamiento rápido producirá cristales pequeños, mientras que un enfriamiento lento producirá cristales grandes. Para acelerar la cristalización puede hacerse una “siembra” raspando las paredes del recipiente.

🍏 Decantación:

El procedimiento de decantación consiste en separar componentes que contienen diferentes fases (por ejemplo dos líquidos que no se mezclan, sólido y líquido) siempre y cuando exista una diferencia significativa entre las densidades de las fases. La separación se efectúa vertiendo la fase superior menos densa (por arriba), o la inferior más densa (embudo de decantación).

🍏 Evaporación:

El procedimiento de evaporación consiste en separar los componentes más volátiles exponiendo una gran superficie de la mezcla. El aplicar calor y una corriente de aire seco acelera el proceso.

🍏 Sublimación:

La sublimación aprovecha la propiedad de algunos compuestos de cambiar del estado sólido al estado vapor sin pasar por el estado líquido. Por ejemplo, el I₂ y el CO₂ (hielo seco) poseen esta propiedad a presión atmosférica.

🍏 Destilación:

Este método consiste en separar los componentes de las mezclas basándose en las diferencias en los puntos de ebullición de dichos componentes. Cabe mencionar que un compuesto de punto de ebullición bajo se considera “volátil” en relación con los otros componentes de puntos de ebullición mayor. Los compuestos con una presión de vapor baja tendrán puntos de ebullición altos y los que tengan una presión de vapor alta tendrán puntos de ebullición bajos.

En muchos casos al tratar de separar un componente de la mezcla por destilación en la fase gas se forma una especie de asociación entre las moléculas llamada azeótropo el cual puede presentar un cambio en el punto de ebullición al realizar la destilación.

Los tipos de Destilación más comunes son:

Destilación Simple. El proceso se lleva a cabo por medio de una sola etapa, es decir, que se evapora el líquido de punto de ebullición más bajo (mayor presión de vapor) y se condensa por medio de un tubo refrigerante.





Destilación fraccionada. El proceso se realiza en varias etapas por medio de una columna de destilación en la cual, se llevan a cabo continuamente numerosas evaporaciones y condensaciones. Al ir avanzando a lo largo de la columna, la composición del vapor es más concentrada en el componente más volátil y la concentración del líquido que condensa es más rica en el componente menos volátil. Cabe mencionar que este tipo de destilación es mucho más eficiente que una destilación simple y que mientras más etapas involucre, mejor separación se obtiene de los componentes.

Destilación por arrastre con vapor. Proceso en el que se hace pasar una corriente de vapor a través de la mezcla de reacción y los componentes que son solubles en el vapor son separados. Entre las sustancias que se pueden separar por esta técnica se pueden citar los aceites esenciales.

🍏 Extracción:

Cuando los solutos se distribuyen libremente entre dos solventes inmiscibles se establece una diferencia entre las relaciones de concentración en el equilibrio. La Distribución de un soluto entre dos solventes inmiscibles está gobernada por la “Ley de Distribución”. El proceso se basa en que uno de los solutos es más soluble en uno de los disolventes mientras que el otro u otros lo serán en el segundo disolvente.

🍏 Cromatografía:

La palabra cromatografía significa “Escribir en Colores” ya que cuando fue desarrollada los componentes separados eran colorantes. Los componentes de una mezcla pueden presentar una diferente tendencia a permanecer en cualquiera de las fases involucradas. Mientras más veces los componentes viajen de una fase a la otra (partición) se obtendrá una mejor separación.

1.07.- Cambios físicos y cambios químicos

Todos los materiales que vemos y tenemos a nuestro alrededor constantemente sufren cambios. Por ejemplo: la fruta se madura, los charcos se evaporan, las hojas de los árboles se amarillean, podemos moldear el barro, patear un balón, etc.

Algunos de estos cambios son producidos por el hombre, por ejemplo cortar papel, disolver azúcar en el café, cocinar los alimentos, elaborar quesos, otros cambios son producto de la naturaleza por ejemplo, cuando cae un rayo, la formación de la lluvia, la realización de la fotosíntesis, etc. Los cambios de la materia se clasifican en cambios físicos, cambios químicos.

1.07.1.- Cambios Físicos

¿Qué le pasa al cubo de hielo cuando se deja fuera del congelador por un tiempo? , si cambia de estado, ¿hay alguna forma de que vuelva a ser un cubo de hielo?



Cambios Físicos son aquellos cuando la materia **NO** cambia en su estructura, ni su composición; es decir solo cambia su tamaño, su forma, su posición o su estado de agregación, ocurre un cambio físico. Por ejemplo la solidificación del agua: al bajar su temperatura a cero grados centígrados, ésta se congela y forma hielo, pasa del estado líquido al estado sólido, pero sigue siendo agua.

Son ejemplos de cambios físicos de la materia:

- la evaporación del agua
- hacer leña de un árbol
- cortar un papel
- hacer una vasija de barro
- rodar un balón
- la sublimación del yodo
- la fusión del cobre

Ejercicio: Pon 5 ejemplos más de cambios físicos

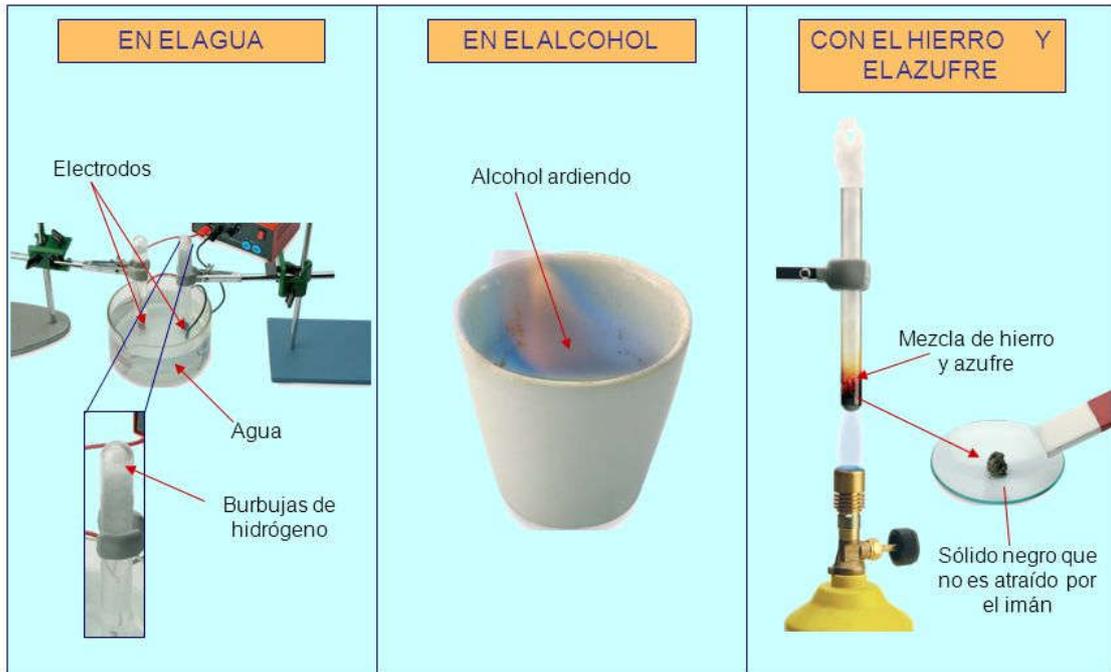
1.07.2.- Cambios Químicos

Si quemamos un papel, ¿éste podrá regresar a su estado original? ¿por qué?

Cambios Químicos son aquellos cuando la materia cambia en su composición y propiedades es un cambio químico; es decir las sustancias iniciales se transforman y no se parecen a las sustancias obtenidas después del cambio ocurre un cambio químico, por ejemplo la fermentación del jugo de la uva produce el vino: el jugo de uva es muy dulce y rico en glucosa, una vez fermentado se obtiene alcohol etílico, que es una sustancia con diferentes propiedades a la glucosa que es un azúcar.

Son ejemplos de cambios químicos:

- las combustiones
- las oxidaciones de los metales
- la fotosíntesis
- la putrefacción
- la respiración
- el crecimiento de una planta



Ejercicio: Clasifica los siguientes cambios de la materia, anotando delante de cada uno a que tipo pertenece:

- Disolver azúcar en agua
- Freír una chuleta
- Arrugar un papel
- El proceso de la digestión
- Secar la ropa al sol
- Congelar una paleta de agua
- Hacer un avión de papel
- Oxidación del cobre
- Combustión de la gasolina