



Contenido

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?	2
ENERGIA.....	3
TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA.....	4
TRANSFORMACIONES FÍSICAS	4
TRANSFORMACIONES QUÍMICAS	5
PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIA	6
PROPIEDADES EXTENSIVAS Y PROPIEDADES INTENSIVAS	10
TRABAJO PRACTICO N 1.....	11
TEMA: DENSIDAD, PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS.....	11
ÁTOMOS Y MOLÉCULAS, ELEMENTOS Y SISTEMA PERIÓDICO.....	12
METALES, NO METALES Y METALOIDES	14
TRABAJO PRACTICO NUMERO 2	14
LA TABLA PERIODICA.....	14
SUSTANCIAS, COMPUESTOS Y MEZCLAS.....	16
SISTEMAS MATERIALES: CLASIFICACIÓN	19
SEGÚN LAS INTERACCIONES CON EL MEDIO:	19
SEGÚN LAS PROPIEDADES INTENSIVAS QUE PRESENTEN EN SU INTERIOR:.....	20
FASES DE UN SISTEMA.....	22
COMPONENTES DE UN SISTEMA MATERIAL	22
TRABAJO PRACTICO N3.....	23
SISTEMAS MATERIALES	23
COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS SISTEMAS MATERIALES.....	24



TEMA I

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química es la ciencia que describe la materia, sus propiedades físicas y químicas, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos procesos de cambio.

Nota la extraordinaria amplitud de esta definición: la materia incluye todo lo intangible y lo tangible, desde el cuerpo humano, y las cosas cotidianas, hasta los grandes objetos del universo. La química se apoya en los fundamentos matemáticos y físicos, y por ser una disciplina experimental, en ella se hace uso tanto de la teoría como de la observación y trabajo en laboratorio, complementándose y retroalimentándose entre sí los principios y los hechos.

La química como ciencia no es muy antigua, pudiéndose fijar sus comienzos alrededor del año 1800. Por esta época aparecieron las primeras teorías confirmadas experimentalmente. En el siglo XIX recién se desarrollaron los fundamentos que permitieron realizar aplicaciones industriales. En las primeras mitades del siglo XX, químicas y físicas, trabajando juntos, establecieron la estructura de la materia a nivel su microscópico. Durante las 24 horas del día, cada uno de nosotros está relacionado, en una u otra forma, con la química. El cuerpo humano es un ejemplo de gran actividad química, e incluso el pensamiento está relacionado con la energía química.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA

Materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un espacio

La masa es una medida de la cantidad de materia. Los términos “masa” y “peso” se usan a menudo como sinónimos, aunque en rigor se refieren a cantidades diferentes. En la física clásica, la masa es una constante de un cuerpo. En el lenguaje científico, el peso es la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto (que tiene una masa dada). Matemáticamente, la fuerza:

$$F=m*a$$

Donde m es la masa y a es la aceleración que experimenta el cuerpo. La masa de un objeto se puede determinar con facilidad empleando una balanza, proceso que, mal llamado se denomina pesar y cuya denominación correcta es tarar. Así, una masa desconocida pueda determinarse comparándola con masas estándar o conocidas. Cuando se “pesan” o taran materiales en una balanza, la fuerza con la que es atraído el



objeto hacia la tierra recibe el nombre de peso (P) y la aceleración producida por la acción de la gravedad sobre un objeto se representa por g , la ecuación toma la forma:

$$P = m \cdot g \text{ y } m = P / g$$

Con respecto a la materia, numerosos experimentos han demostrado que en una reacción química la masa de los productos de reacción es exactamente igual a la masa de las sustancias que reaccionan, es decir no hay cambios apreciables de masa. Esto se debe a que las reacciones químicas “ordinarias” se producen por cambios en la estructura electrónica externa de los átomos o de las moléculas y debido a que la masa de los electrones es muy pequeña con respecto a la masa de los átomos, su ganancia o pérdida no afecta la masa total de la reacción. Lo anterior puede resumirse en la ley de conservación de la materia que dice: "Durante una reacción química común no se produce ningún cambio apreciable en la cantidad de la materia que participa".

Sin embargo, hay reacciones en las cuales existen cambios que tienen lugar dentro del núcleo atómico. Estas se denominan reacciones nucleares y en ellas la energía que se produce excede enormemente a los cambios de energía asociados a las reacciones químicas ordinarias. Esta liberación de energía está relacionada con los cambios de masa que se observan en una reacción donde participan núcleos y en éstas se observa frecuentemente pérdida de materia, la cual puede relacionarse con la energía liberada. Ejemplos de estas reacciones se encuentran en la desintegración radioactiva, en la fusión nuclear y en la fisión nuclear.

Cuerpo: es una porción delimitada de materia. Ejemplo, casa, mesa, borrador, lápiz.

Sustancia: clase o tipo de materia, ejemplo: metal, madera, vidrio.

ENERGIA

La energía suele definirse como la capacidad de realizar un trabajo.

Todos estamos familiarizados en nuestra vida diaria con varias formas de energía, como la energía mecánica, eléctrica, calorífica y luminosa. Por ejemplo, las plantas emplean la energía luminosa del sol para crecer y producir alimentos, la energía eléctrica se usa para iluminar, etc. Por razones de comodidad la energía se clasifica en dos tipos principales: energía potencial y energía cinética.

La energía potencial es aquella que un objeto o una muestra de material poseen por **su situación y composición**. Cuando levantamos un objeto desde su posición a nivel del suelo hasta una cierta altura, se realiza un trabajo (se cambia la posición del cuerpo y para ello debe vencerse la resistencia representada por la fuerza de la gravedad). El trabajo realizado queda entonces almacenado en el objeto bajo la forma de energía potencial, que se hará evidente en forma de energía cinética (movimiento) si se deja caer el cuerpo a su nivel original. La energía potenciales pues, la energía almacenada en



un cuerpo y depende de su posición o relación con respecto a otros. Un cuerpo en movimiento, tiene energía a causa de ese movimiento. Esta energía se denomina energía cinética, la cual representa la capacidad de realizar trabajo directamente y se transfiere fácilmente de un cuerpo a otro.

La energía química es una forma de energía potencial, almacenada entre las unidades estructurales de las sustancias, esta cantidad está determinada por el tipo y organización de los átomos en la sustancia. Cuando las sustancias participan en las reacciones químicas, la energía es pues, la energía almacenada en un cuerpo y depende de su posición o relación con respecto a otros. Un cuerpo en movimiento, tiene energía a causa de ese movimiento. Esta energía energía cinética, la cual representa la capacidad de realizar trabajo directamente y se transfiere fácilmente de un cuerpo a otro. Cuando las sustancias participan en las reacciones químicas, la energía química se libera, almacena o se convierte en otras formas de energía. El carbón, por ejemplo, tiene energía química debido a su composición. Muchas usinas generadoras de electricidad queman carbón que produce calor y, a continuación energía eléctrica.

Se ha demostrado experimentalmente que, cualesquiera sean los cambios energéticos que consideremos, toda la energía que participa en ellos aparece después de una u otra forma. Estas observaciones se resumen en la ley de conservación de la energía:

"La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma".

TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

Es importante establecer la diferencia entre los cambios de tipo físico y los de tipo químico que puede sufrir la materia.

TRANSFORMACIONES FÍSICAS

Transformaciones físicas son aquellos procesos que modifican la materia pero no dan lugar a la formación de nuevas sustancias: sólo cambian sus propiedades físicas (color, densidad, punto de fusión o de ebullición y conductividades térmica y eléctrica). Por ejemplo:

Hielo → Agua líquida

H₂O (s) → H₂O (l)

Agua líquida → Vapor de agua

H₂O (l) → H₂O (g)

Adviértase que el hielo, agua líquida y vapor de agua, son la misma sustancia aunque en estados diferentes (sólido, líquido y gaseoso respectivamente).



Todas las sustancias tienen propiedades físicas que pueden observarse en ausencia de cualquier reacción química. Estas propiedades varían cuando la materia es sometida a condiciones físicas cambiantes. Por ejemplo, el hielo (agua sólida) puede transformarse en agua líquida con sólo aumentar la temperatura. En forma similar, el agua líquida hierve y se transforma en vapor (agua gaseosa). En ambos casos, la composición química del agua no ha variado y por lo tanto, sus propiedades químicas no se alteran. Sin embargo, las propiedades físicas del hielo, agua líquida y vapor de agua son muy diferentes.

Los tres estados se diferencian por propiedades físicas muy concretas. Los gases llenan completamente cualquier espacio en que se encuentren y son fácilmente compresibles (disminuye no aumentan su volumen frente a una compresión o a una descompresión). Los líquidos, a semejanza de los gases, adoptan la forma del recipiente que los contiene. Sin embargo, mientras que un gas no tiene superficie límite, un líquido tiene una superficie que limita la extensión del espacio (volumen) que puede ocupar, además los líquidos son prácticamente incompresibles.

Los sólidos son incompresibles y poseen volumen y forma definida. Los sólidos son rígidos, los líquidos y los gases pueden fluir.

Los materiales pueden pasar de un estado a otro (cambios de estado) mediante procesos físicos, es decir, transformaciones que no modifican su identidad.

TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

Los cambios químicos, a diferencia de los físicos involucran la formación de nuevas sustancias a partir de una o más iniciales. Las transformaciones químicas, son procesos mediante los que desaparecen unas sustancias o reactivos para aparecer otras nuevas o productos.

Las reacciones o transformaciones químicas, se representan mediante ecuaciones químicas con dos miembros: en el primero, se encuentran los reactivos (frecuentemente con la inicial indicando el estado en que se encuentran entre paréntesis) y en el segundo, los productos. Entre ellos se coloca el signo para señalar el sentido en que se produce la reacción. Por ejemplo:



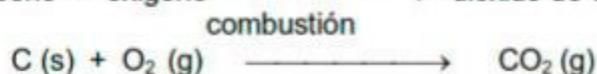
hierro + oxígeno del aire \longrightarrow óxido de hierro (III)



agua líquida $\xrightarrow{\text{corriente eléctrica continua}}$ hidrógeno + oxígeno



carbono + oxígeno $\xrightarrow{\text{combustión}}$ dióxido de carbono



Estos procesos conllevan un cambio en las propiedades de los reactivos, teniendo los productos otras distintas. Además van acompañados de una variación de energía, que se absorbe o se desprende durante la transformación, principalmente en forma de calor o de luz.

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIA

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades individuales y algunas veces únicas. Así, toda sustancia pura tiene una serie de propiedades características que la distinguen de las demás. El color, punto de fusión, punto de ebullición y densidad son ejemplos de las propiedades físicas de una sustancia.

Una propiedad física se puede medir y observar sin modificar la composición o identidad de la sustancia.

Por ejemplo el punto de fusión del hielo se puede determinar calentando un trozo de él y registrando la temperatura a la cual se transforma en agua líquida. Pero dado que el hielo difiere del agua sólo en apariencia y no en composición, éste es un cambio físico: se puede congelar el agua para recuperar el hielo original. Por otro lado, el enunciado “el hidrógeno gaseoso se quema en presencia de oxígeno gaseoso para formar agua” describe una propiedad química del hidrógeno, porque para observar esta propiedad se debe realizar un cambio químico, en este caso la combustión. Después del cambio, los gases originales, hidrógeno y oxígeno, habrán desaparecido y todo lo que quedará será



agua. No es posible recuperar el hidrógeno y el oxígeno por un cambio físico como la ebullición o la congelación del agua. Las propiedades químicas, son aquellas que se observan cuando una sustancia participa en una reacción a partir de la cual se transforma en una o más sustancias diferentes. Por ejemplo, se puede demostrar que el óxido de mercurio (II), es un sólido rojo que a 600 °C se descompone en mercurio (un líquido plateado), y oxígeno (un gas incoloro).



Lo más frecuente sin embargo, es que en lugar de las propiedades químicas, utilicemos las propiedades físicas, que son aquellas que se pueden medir sin cambiar la identidad química de la sustancia. Estas propiedades, sirven para identificar una sustancia y figuran en tablas que pueden encontrarse en los libros de química.

Dentro de las propiedades físicas que caracterizan a una sustancia, podemos citar:

A – DENSIDAD

La densidad de una sustancia es la relación entre su masa y su volumen. Densidad = masa/volumen La densidad de líquidos y sólidos se suele expresar en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3 o g cm^{-3}) o lo que es lo mismo gramos por mililitro (g/ml o g mL^{-1}). En gases, se suelen dar en gramos por litro (g/L o g L^{-1}). La densidad de un líquido o gas, se puede determinar midiendo independientemente la masa y el volumen de una muestra. En el caso de los sólidos, el problema es un poco más difícil. Un método corriente es aquel en el que primero se pesa el sólido en una balanza para determinar su masa, y el volumen se determina midiendo el volumen de líquido desplazado por el sólido.



B - PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN

El punto de fusión es la temperatura a la que una sustancia pasa del estado sólido al líquido. Si le otorgamos energía a una sustancia pura, la temperatura se mantiene constante durante la fusión, y sólo una vez que se ha fundido todo el sólido, empieza a calentarse (subir su temperatura). El punto de fusión de un sólido impuro es muy diferente. Generalmente, el sólido comienza a fundir a una temperatura inferior al punto de fusión de la sustancia pura. Además, la temperatura aumenta progresivamente durante la fusión, lo que es una muestra de impurezas en el sólido. El punto de ebullición es la temperatura a la que un líquido comienza a hervir. El punto de ebullición depende de la presión a la que esté sometido el líquido. Se denomina punto de ebullición normal a la temperatura a la que hierve el líquido cuando la presión es de 1 atm (760 mm de Hg). En un líquido puro, la temperatura se mantiene constante durante el proceso de ebullición. Si el líquido no es puro, la temperatura aumenta gradualmente durante la ebullición.

C - SOLUBILIDAD

El grado en que una sustancia se disuelve en un determinado disolvente se puede expresar de varias maneras e indica su solubilidad en ese disolvente. Una de ellas es conociendo los gramos de sustancia que se disuelven en 100 g de disolvente a una cierta temperatura. A 25 °C se disuelven unos 40 g de nitrato de potasio en 100 g de agua. A 100 °C, la solubilidad de este sólido es mucho mayor, alrededor de 240 g/100 g de agua.



Ejemplo: Calcule la masa de NaCl disuelto en 120 g de agua a 25 °C, si la solubilidad del NaCl a esta temperatura es de 36 g/100 g de agua. Solución:

$$\begin{array}{r}
 36 \text{ g de NaCl} \quad \text{-----} \quad 100 \text{ g de agua} \\
 x \quad \quad \quad \text{-----} \quad 120 \text{ g de agua} \\
 \\
 x = \frac{120 \text{ g de agua} \times 36 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de agua}} = 43,2 \text{ g de NaCl}
 \end{array}$$

D - COLOR

Podemos identificar algunas sustancias, o al menos intentarlo, basándonos en su color. El dióxido de nitrógeno es un gas de color marrón, el vapor de bromo es rojizo y el yodo es violeta. Una disolución de sulfato de cobre es azul, mientras que una de permanganato de potasio es violeta. El color de gases y líquidos está dado por la absorción de la luz visible. La luz solar es una mezcla de radiaciones de distintas longitudes de onda (λ) y cada longitud de onda está asociada a un determinado color. Por ejemplo, la luz en un intervalo de 400-450 nm es violeta, mientras que en un intervalo de 450-490 nm es azul. El bromo absorbe luz en estas regiones y refleja luz de las otras longitudes de onda. La sustracción de los componentes azul y violeta a la luz solar es lo que da el color rojo del bromo. En contraste, una disolución de permanganato de potasio en agua absorbe luz en la región del verde, situada a la mitad del intervalo visible. La luz reflejada por esta disolución es azul (longitud de onda corta) y roja (longitud de onda larga), por lo que aparece como violeta, una mezcla de azul y rojo. Las sustancias que no absorben la luz visible son incoloras (o blancas si son sólidos). Estas sustancias, normalmente absorben radiación fuera de la región del intervalo visible. A veces ocurre en el ultravioleta, en longitudes de onda inferiores a 400 nm. El benceno, un líquido incoloro, absorbe luz de unos 255 nm. El ozono, una forma gaseosa del elemento oxígeno, es otra sustancia que absorbe en el ultravioleta. Por ese motivo, la mayor parte de la peligrosa radiación ultravioleta que poseen los rayos solares es absorbida por el ozono que hay en la estratósfera. La absorción en la región del infrarrojo, en longitudes de onda superiores a 700 nm, es bastante corriente. Absorben en el infrarrojo, entre otras sustancias, el agua y el dióxido de carbono. Su presencia en la atmósfera tiene un efecto aislante. La tierra, como cualquier cuerpo caliente, cede calor en forma de radiación infrarroja, la cual es absorbida mayoritariamente por el agua y el dióxido de carbono presentes en la atmósfera, evitando una pérdida excesiva de calor hacia el espacio.

Casi todas las propiedades específicas de las sustancias pueden expresarse cuantitativamente y medirse con exactitud en un laboratorio convenientemente equipado. Con los datos numéricos reunidos se confeccionan Tablas que se usan como elementos de consulta y que figuran en la mayoría de los libros de cada especialidad.



Debe tenerse en cuenta que cuando se miden estas propiedades, las mismas dependen de las condiciones exteriores prefijadas, explícitamente indicadas. Por ejemplo, la densidad del aire, $\delta = 1,293 \text{ kg/m}^3$, ha sido determinada a 1 atm y 0 °C, y varía enormemente por poco que se modifique la presión, la temperatura o ambas condiciones a la vez.

El condicionamiento es imprescindible en el lenguaje químico. No es correcto decir: "El agua hierve a 100 °C". Se debe completar la afirmación señalando las condiciones correspondientes: "El agua hierve a 100 °C, cuando la presión exterior es de 1 atm".

Así, como el valor de una propiedad específica depende de las condiciones exteriores, se dice que:

- La propiedad específica es una variable dependiente.
- Las condiciones son las variables independientes y, por lo tanto, pueden ser fijadas a voluntad. Estas variables se correlacionan mediante una función (f), como en los ejemplos siguientes:

- a) el punto de ebullición del agua, como se ha mencionado, es una función de la presión exterior:

$$P.\text{eb.} = f(p)$$

- b) la densidad del aire depende de dos variables: presión y temperatura, luego, la función será:

$$\delta = f(p, t)$$

PROPIEDADES EXTENSIVAS Y PROPIEDADES INTENSIVAS

Todas las propiedades medibles de la materia pertenecen a una de dos categorías: propiedades extensivas y propiedades intensivas. El valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de materia considerada. La longitud, la masa y el volumen son propiedades extensivas. A mayor cantidad de materia mayor masa. Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar. Por ejemplo, dos piezas de alambre de cobre tendrán juntas una masa combinada igual a la suma de la de los dos alambres separados, y el volumen ocupado por el agua contenida en dos recipientes es la suma de los volúmenes de agua de cada uno de los recipientes individuales. El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.

$$V = f(m)$$

El valor medido de una propiedad intensiva no depende de cuánta materia se considere. La temperatura es una propiedad intensiva. Supóngase que se tienen dos recipientes de agua a la misma temperatura. Si se mezclan en un recipiente grande, la temperatura será la misma. A diferencia de la masa y el volumen, la temperatura no es aditiva.

Otros ejemplos de propiedad intensiva son la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, la conductividad eléctrica, la conductividad térmica, etc. Un kilogramo, o un



gramo de agua tienen (en las mismas condiciones) idéntica densidad. Igualmente, ambas masas entran en ebullición a 100 °C, a 1 at.

TRABAJO PRACTICO N 1

TEMA: DENSIDAD, PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS

1. Si una persona bebe todas las mañanas un vaso de 250 cm³ de leche, cuya densidad es 1,03 g/ml, hallar la masa de leche bebida al cabo de 7 días.
2. Un plástico ultraligero de última generación tiene una densidad de 0,75 g/cm³.
 - a) ¿Cuál es la masa de un bloque cúbico de plástico de 27 litros? b) ¿Qué volumen ocupará una masa de 10 kg de plástico?
3. Tenemos un cuerpo de 40 g cuya densidad es 1,24 g/ml y otro objeto de 70 g con una densidad de 0,96 g/ml. Si introducimos cada uno en un recipiente con agua, ¿en qué caso subirá más el nivel.
4. Indique cuales de las siguientes transformaciones son físicas y cuales químicas, ¿por qué?
 - a) Azúcar + agua → solución azucarada
 - b) Agua líquida → vapor de agua
 - c) Oxido de mercurio → mercurio + oxígeno
 - d) Carbonato de calcio → dióxido de carbono + óxido de calcio
 - e) Salmuera → agua + cloruro de sodio
 - f) Combustión del carbón
5. Las siguientes frases hacen mención a alguna propiedad de un material, marca con una "E" aquellas que hagan referencia a una **propiedad extensiva** y con una "I" las que traten de una **propiedad intensiva**:
 - a. () el dulce de ciruelas en un poco ácido.
 - b. () una lata de gaseosa contiene 375 c.c. de líquido.
 - c. () el alcohol hierve a 78°C.
 - d. () el desodorante de ambientes huele a flores de jazmín.
 - e. () el mercurio tiene una alta densidad.
 - f. () el azufre tiene color amarillo.
 - g. () la clorofila es un pigmento verde.
 - h. () esa barra de acero pesa 8 kilogramos.
 - i. () una tiza tiene menos masa que un pizarrón.
 - j. () el agua se congela a 0°C



ÁTOMOS Y MOLÉCULAS, ELEMENTOS Y SISTEMA PERIÓDICO

Los átomos son las unidades más pequeñas que forman parte de una sustancia mientras que las moléculas están constituidas por átomos y representan las unidades funcionales de esa sustancia.

En el capítulo 2 se verán más en detalle los átomos y moléculas.

Un elemento, es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por métodos químicos. Ejemplos de éstos son: nitrógeno (N), plata (Ag), aluminio (Al), cobre (Cu), oro (Au) y azufre (S). Un elemento químico es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase. Se deben aprender los nombres y símbolos para los elementos conforme se vayan estudiando. Más adelante se ampliará sobre el tema de los elementos químicos.

Hasta la fecha se han identificado 118 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la Tierra. Los demás han sido producidos de modo artificial por científicos mediante reacciones nucleares. Los elementos se representan mediante símbolos que son combinaciones de letras. La primera letra del símbolo de un elemento es siempre mayúscula, pero la segunda y la tercera son siempre minúsculas. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, mientras que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. Los símbolos de algunos elementos derivan de sus nombres en latín y se han propuesto símbolos especiales de tres letras para los elementos sintetizados en fechas más recientes. Los símbolos de los elementos figuran en tablas y deben memorizarse antes de comenzar un curso de química, a fin de que hablemos en el mismo idioma.

Cuando los químicos comenzaron a observar que muchos elementos presentaban grandes similitudes entre sí, demostraron la regularidad en el comportamiento de las propiedades físicas y químicas de los mismos. De este modo se desarrolló **la Tabla Periódica**: una disposición tabular de los elementos que permite organizarlos según sus propiedades. De la tabla periódica por el momento, sólo nos interesan tres aspectos:

- Las filas horizontales se conocen como períodos.
- Las columnas verticales se conocen como grupos.

Los grupos se numeran de 1 a 18, empezando por la izquierda. Los elementos de los grupos de los extremos izquierdo y derecho, se denominan elementos representativos o principales. Los elementos del centro (períodos 4 a 6), se llaman elementos de transición. Ciertos grupos reciben nombres especiales: los elementos del grupo 1 se llaman metales alcalinos, los del grupo 2 metales alcalinos térreos, los del grupo 7 se llaman halógenos y los del grupo 8, gases raros o nobles.

- Los elementos de un mismo grupo presentan reacciones químicas muy parecidas.

Por ejemplo, tanto el sodio (Na) como el potasio (K), del grupo 1, reaccionan violentamente con el agua para producir hidrógeno gaseoso:



TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

PERIODO	GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
		IA	IIA	GRUPO IUPAC										IIIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIA	VIIA	VIIIA
1		1.0079 H HIDRÓGENO																		4.0026 He HELIO	
2		6.941 Li LITIO	9.0122 Be BERILIO											10.811 B BORO	12.011 C CARBONO	14.007 N NITRÓGENO	15.999 O OXÍGENO	18.998 F FLUOR	20.180 Ne NEÓN		
3		22.990 Na SODIO	24.305 Mg MAGNESIO											26.982 Al ALUMINIO	28.086 Si SILICIO	30.974 P FÓSFORO	32.065 S AZUFRE	35.453 Cl CLORO	39.948 Ar ARGÓN		
4		39.098 K POTASIO	40.078 Ca CALCIO											69.723 Ga GALIO	72.64 Ge GERMANIO	74.922 As ARSENICO	78.96 Se SELENIO	79.904 Br BROMO	83.798 Kr KRIPCIÓN		
5		85.468 Rb RUBIDIO	87.62 Sr ESTRONCIO											114.82 In INDIO	118.71 Sn ESTAÑO	121.76 Sb ANTIMONIO	127.60 Te TELURO	126.90 I YODO	131.29 Xe XENÓN		
6		132.91 Cs CESIO	137.33 Ba BARIO											204.38 Tl TALIO	208.98 Pb PLOMO	208.98 Bi BISMUTO	209 Po POLONIO	(210) At ASTATO	(222) Rn RADÓN		
7		(223) Fr FRANCIO	(226) Ra RADIO											(...) Uut	(287) Fl	(...) Uup	(291) Lv	(...) Uus	(...) Uuo		

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)

GRUPO IUPAC

GRUPO CAS

NÚMERO ATÓMICO

SÍMBOLO

NOMBRE DEL ELEMENTO

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)

Ne - gaseoso Fe - sólido
Hg - líquido Te - sintético

- Metales
- Metales alcalinos
- Metales alcalinotérreos
- Elementos de transición
- Lantánidos
- Actinidos
- Semimetales
- No metales
- Anfígenos
- Halógenos
- Gases nobles

LANTÁNIDOS

57 138.91 La LANTANO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEOCIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho HOLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb YTERBIO	71 174.97 Lu LUTECIO
-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

ACTINÍDOS

89 (227) Ac ACTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTACTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NEPTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENCIO
----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
Las masas atómicas relativas se expresada con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen un composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado un peso atómico.

Copyright © 2012 Eni Generali



METALES, NO METALES Y METALOIDES

Los elementos se pueden dividir en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un **metal** es un buen conductor del calor y la electricidad. Con excepción del mercurio (que es líquido), todos los metales son sólidos a temperatura ambiente. Un no metal suele ser un mal conductor del calor y la electricidad y tiene propiedades físicas más variadas que los metales.

Un **metaloides**, tiene propiedades intermedias entre las de un metal y las de un no metal. En la Tabla Periódica, la división de los elementos en metales y no metales, significa un principio de ordenamiento. Como una primera aproximación, podemos decir que los elementos **no** metálicos están separados de los metálicos por una línea más gruesa escalonada, que va de la parte superior izquierda hasta la inferior derecha (en la mayoría de las tablas). Así, los no metales quedan en el extremo derecho las mismas, excepto el hidrógeno que está ubicado en el extremo superior izquierdo.

La mayoría de los elementos conocidos son metales, sólo 17 son no metales y 8 son metaloides. Los metaloides se encuentran ubicados en la zona adyacente a la línea de separación entre metal es y no metales y éstos son: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

Una característica que permite diferenciar los metales de los no metales es la **atomicidad** (la cantidad de átomos del elemento que forma una molécula de esa sustancia). Cuando se unen dos átomos del elemento oxígeno para formar la sustancia simple oxígeno, se dice que esta última tiene una atomicidad igual a dos debido a que la molécula es biatómica.

Así podemos diferenciar a los metales de los no metales a partir de su atomicidad:

Se dice que una molécula es monoatómica cuando está constituida por **un** solo átomo. Son monoatómicos todos los metales. Ej.: Fe, Cu, Ni, Al, Mg, etc. Son monoatómicos sólo un grupo de no metales, los gases nobles: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Para los restantes no metales:

- Son biatómicos los que se encuentran en estado gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0 °C), o son fácilmente gasificables.

Sus fórmulas moleculares son: H₂, O₂, N₂, F₂, Cl₂, Br₂ y I₂.

- Los no metales sólidos tienen moléculas complicadas y poliatómicas.

El fósforo blanco es tetraatómico: P₄ y las variedades alotrópicas comunes del azufre son octoatómicas: S₈. Sin embargo, es usual representarlos sólo por el símbolo, sin aludir a la atomicidad. En donde presentan mayores diferencias metales y no metales es en el comportamiento químico: los primeros al reaccionar con oxígeno dan óxidos básicos que al combinarse con agua dan hidróxidos. Los no metales al reaccionar con oxígeno dan óxidos ácidos los que al combinarse con agua dan ácidos.

Por otro lado, al combinarse químicamente los metales actúan siempre con números de oxidación positivos, mientras que los no metales pueden actuar con números de oxidación positivos o negativos.

TRABAJO PRACTICO NUMERO 2

LA TABLA PERIODICA

Problema 1: Indicar los símbolos de los siguientes elementos:



- | | | | | |
|-----------|------------|-------------|-------------|--------------|
| a) Calcio | b) Neón | c) Aluminio | d) Mercurio | e) Oro |
| f) Plata | g) Níquel | h) Radio | i) Fósforo | j) Nitrógeno |
| k) Azufre | l) Potasio | m) Magnesio | n) Litio | o) Arsénico |
| p) Bromo | q) Cinc | r) Hierro | s) Cloro | t) Estaño |
| u) Helio | | | | |

Problema 2 Dados los siguientes símbolos, indicar el nombre del elemento que representan:

- | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| a) Li | b) Be | c) Mg | d) O | e) Zn | f) S |
| g) F | h) Pb | i) Ca | j) B | k) Al | l) Si |
| m) Sr | n) Mn | o) C | p) Na | q) Cr | r) H |

Problema 3 Indicar cuántos protones, neutrones y electrones tiene cada uno de los siguientes átomos:



Problema 4 Indicar que elemento se encuentra:

- En el grupo 5 y el periodo 4
- En el grupo 2 el periodo 18
- En el grupo 9 y el periodo 5

Problema 5 Dado el conjunto de elementos:

sodio – neón – cobre – bromo – carbono – mercurio – nitrógeno – cloro – estaño

- a. Indique los símbolos correspondientes a cada uno de ellos. b) Clasifíquelos en metales y no metales.

Problema 6 En la siguiente tabla, indique el nombre del no metal correspondiente a su símbolo químico:

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
H		F		O	
He		Cl		S	
Ne		Br		Se	
Ar		I		Te	
Kr		At		C	
Xe		P		Si	
Rn		As		B	

Problema 6 - En la siguiente lista:

- a) Coloque los símbolos correspondientes a cada elemento.



b) Clasifíquelos marcando: con un signo (+) los que considere metales, con un signo (-) los que considere no metales y con un signo (\pm) a los metaloides.

Elemento		Elemento		Elemento		Elemento	
Aluminio		Cesio		Yodo		Platino	
Argón		Cloro		Litio		Plomo	
Arsénico		Cobalto		Magnesio		Potasio	
Azufre		Cobre		Mercurio		Radio	
Bario		Estroncio		Neón		Silicio	

Berilio		Flúor		Níquel		Sodio	
Bismuto		Fósforo		Nitrógeno		Titanio	
Boro		Helio		Oro		Uranio	
Cadmio		Hierro		Oxígeno		Calcio	
Carbono		Hidrógeno		Plata		Zinc	

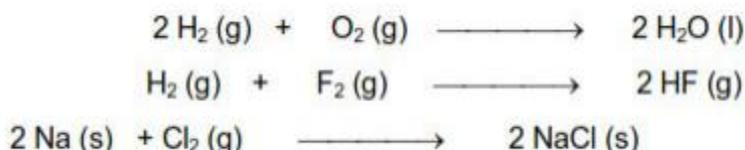
SUSTANCIAS, COMPUESTOS Y MEZCLAS

Una sustancia es cualquier tipo de materia cuyas muestras tienen composición idéntica, y en condiciones iguales, propiedades idénticas. Puede estar formada por un mismo elemento o por dos o más elementos diferentes combinados en una proporción constante. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar por su aspecto, olor, sabor y otras propiedades. Hasta la fecha el número de sustancias conocidas supera los cinco millones y todos los días se descubren o se sintetizan nuevas. Algunos ejemplos son: agua, azúcar (sacarosa), oxígeno, oro, hidrógeno, sal de cocina (cloruro de sodio), ácido sulfúrico.

Las sustancias pueden ser simples o compuestas:

Una sustancia simple es aquella que está formada por átomos del mismo elemento.

- Por ejemplo: Na, Ca, H₂, O₂, Cl₂, C, He, Ne. Puede observarse que en el caso de sustancias monoatómicas, el término sustancia simple es equivalente al de elemento. Ejemplo: Na, Ca, Pb, Ag, He.
- **Una sustancia compuesta o compuesto químico** está formada por átomos de distintos elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Por ejemplo: H₂O, HF, BaCl₂, H₂SO₄. Estas generalmente se forman cuando reaccionan entre sí dos o más sustancias simples. Por ejemplo:



Las sustancias compuestas tienen propiedades muy diferentes de aquellas que presentan las sustancias simples a partir de las cuales se formaron. En el ejemplo anterior, el agua líquida se forma a partir de la combustión del hidrógeno (gas) y oxígeno (gas). En cualquier unidad de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Esta proporción no cambia, independientemente de que el agua se encuentre en la Tierra o en Marte, o si ésta se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso. Sigue siendo agua. La sal común, cloruro de sodio (NaCl), es un sólido blanco, no reactivo. El sodio (Na), es un metal brillante y muy reactivo y el cloro (Cl₂) es un gas amarillo verdoso y tóxico. Es evidente que, cuando estos dos elementos se unen para formar cloruro de sodio, ha tenido lugar un cambio profundo.

También, todos los compuestos se pueden separar en sustancias más simples, ya sean elementos o compuestos más sencillos. Por ejemplo, el compuesto agua, se puede descomponer en sus elementos constituyentes, hidrógeno y oxígeno. Hay métodos para descomponer compuestos en sus elementos. A veces basta con calentarlos. El óxido de mercurio (II), un compuesto formado por oxígeno y mercurio, se descompone en sus elementos cuando se lo calienta a 600 °C. Otro método para separar los elementos de un compuesto es el de la electrólisis, que consiste en hacer pasar una corriente eléctrica a través de un compuesto, generalmente en estado líquido. De esta manera es posible separar los elementos del agua: oxígeno e hidrógeno. Las reacciones químicas también pueden separar elementos de un compuesto. Por ejemplo:



Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias, en la cual cada sustancia mantiene su identidad (composición) y propiedades.

La proporción de las sustancias constituyentes de la mezcla, puede ser muy distinta. Algunos ejemplos son el aire, bebidas gaseosas, leche y cemento.

Las mezclas no tienen composición fija: muestras de aire colectadas en dos ciudades distintas probablemente tendrán composiciones diferentes como resultado de sus diferencias en altitud, contaminación, etc.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas, como se ampliará más adelante. Cuando una cucharada de sal se disuelve en agua, la composición de la mezcla, después de agitar lo suficiente, es la misma en toda la disolución. Esta disolución es una mezcla homogénea y todos sus componentes se encuentran en la misma fase. Las disoluciones



por lo tanto son mezclas homogéneas, en las cuales el compuesto que está en mayor proporción se denomina disolvente, y el que está en menor proporción soluto. Las disoluciones más comunes son las acuosas, donde el disolvente es el agua; por ejemplo, sal en agua, azúcar en agua, etc.

Sin embargo, si se colocan juntas arena y virutas de hierro resulta una mezcla heterogénea pues los componentes individuales permanecen físicamente separados y se pueden ver como tales. A cada uno de estos se le denomina químicamente fase. Por ejemplo, en un trozo de granito, podemos identificar (a simple vista) tres fases, que son distintas y se encuentran desigualmente repartidas en la roca: cuarzo, feldespato y mica.

Cualquier mezcla, ya sea homogénea o heterogénea, se puede separar en sus componentes puros por métodos físicos sin cambiar la identidad de dichos componentes. Así, la sal se puede separar de la solución o mezcla homogénea antes descripta evaporando el agua hasta llegar a la sequedad. Si se condensa el vapor de agua que se libera, es posible obtener el agua pura, quedando la sal en el recipiente que contenía la disolución. En el ejemplo de la mezcla heterogénea, se puede emplear un imán para separar las virutas de hierro de la arena. En los dos casos, después de la separación, no habrá ocurrido ningún cambio en la composición química de cada una de las sustancias que constituían la mezcla.

En este punto pueden surgir dudas sobre cómo diferenciar a una mezcla homogénea de una sustancia, cuestión que es imposible dilucidar a nivel macroscópico o microscópico. De hecho, las dos representan sistemas homogéneos que se encuentran en una sola fase. Sin embargo, esto no presenta inconvenientes si se comparan sus propiedades intensivas ya que las propiedades intensivas de una solución (por ejemplo su densidad, su conductividad eléctrica, etc.) varían al modificar su composición, mientras que las de una sustancia son constantes (su composición no varía).

Podemos mencionar algunas diferencias entre las propiedades de las mezclas heterogéneas y las mezclas homogéneas:

- A) En una mezcla heterogénea cada componente conserva su identidad y manifiesta sus propiedades características. En una mezcla homogénea (disolución) las propiedades de ésta pueden ser muy distintas a las de sus componentes. Por ejemplo ni el agua, ni la sal común (en estado sólido) son conductores de la corriente eléctrica, mientras que el agua salada sí lo es

Los componentes de una mezcla heterogénea pueden estar en cualquier proporción, mientras que la composición de las mezclas homogéneas o disoluciones en general, sólo puede variar dentro de ciertos límites. Por ejemplo, a 20 °C no se disuelven más de 36 g de sal común (NaCl) en 100 g de agua.

Los diferentes tipos de materia y las relaciones entre mezclas y sustancias, así como entre sustancias simples y compuestas se muestran en la Figura 1.

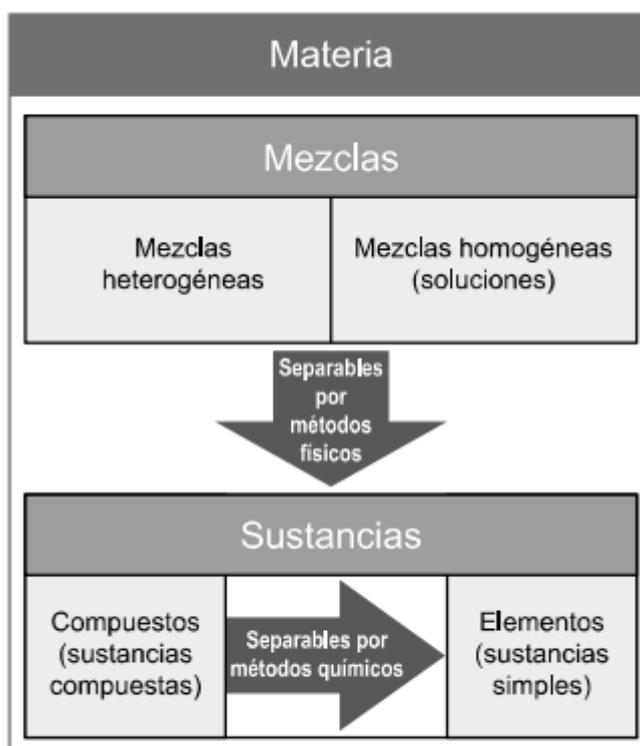


Figura 1. Clasificación de los sistemas materiales.

SISTEMAS MATERIALES: CLASIFICACIÓN

Para llevar a cabo estudios químicos nos resulta útil definir la porción del universo que será objeto de dichos estudios. Esta porción constituye un sistema material, que independizamos del resto del universo en forma real o imaginaria y que lo medimos gracias a su masa. A los sistemas materiales se los puede clasificar según:

- a) las interacciones que tengan con el medio circundante y las propiedades que presenten en su interior

SEGÚN LAS INTERACCIONES CON EL MEDIO:

Como por definición un sistema ha sido separado del ambiente que le rodea, el mismo queda circundado por el medio. Un sistema material puede interactuar con el medio o entorno, existiendo la posibilidad de que intercambie con éste materia y/o energía. Cuando se observa un sistema material debe prestarse atención al medio circundante. Por ejemplo: cuando se coloca agua en un erlenmeyer, o un sólido dentro de un vaso de precipitado, el medio circundante es el aire. En todos los casos hay una superficie de contacto entre el sistema y su respectivo medio. En la mayoría de los casos esta superficie es visible y se localiza sin dificultad, pero si el sistema es vapor de agua, que se difunde en su medio: aire, la demarcación

concreta es problemática. Aun así, al menos imaginariamente, siempre es determinable una superficie de separación. Tal superficie es importante, porque permite considerar la transferencia de masa y energía del sistema hacia su medio, o viceversa. Entonces, de acuerdo a esta clasificación, hay tres tipos de sistemas:

- **Sistemas abiertos:** en ellos hay transferencia de masa y energía entre el sistema y su medio. Ejemplo: Agua, calentada en un vaso de precipitación. El sistema: la masa de agua, recibe calor (energía térmica) procedente del medio. Simultáneamente, parte de la masa de agua, convertida en vapor, pasa al medio.
- **Sistemas cerrados:** solamente se intercambia energía entre el sistema y su medio. Ejemplo: Agua, calentada dentro de un recipiente tapado. Hay transferencia de calor, pero como el vapor de agua no puede escapar, la masa del sistema se mantiene constante.
- **Sistemas aislados:** no hay pasaje de masa ni de energía del sistema al medio o viceversa. Ejemplo: Un termo tapado, con agua en su interior. Como su doble pared de vidrio no es atravesada por la masa de agua ni por el calor, constituye un sistema térmicamente aislado.

La Figura 2 esquematiza los tres tipos de sistemas descriptos.

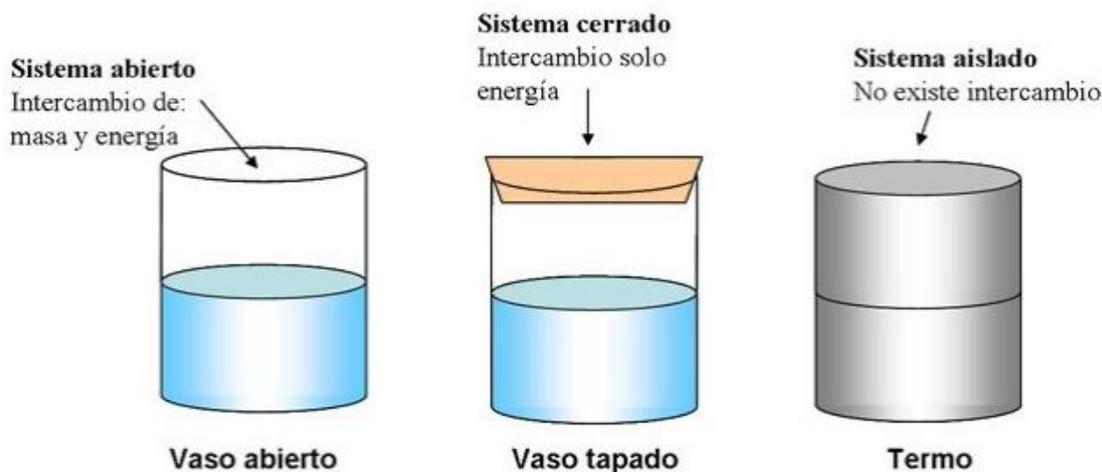


Figura 2. Sistemas materiales abiertos, cerrados y aislados.

SEGÚN LAS PROPIEDADES INTENSIVAS QUE PRESENTEN EN SU INTERIOR:

Un sistema material puede estar formado por uno o varios componentes (o sustancias). Ya hemos visto que si en un sistema existe más de un componente decimos que dicho



sistema es una mezcla, la cual puede ser homogénea o heterogénea (a las mezclas homogéneas se las denomina disoluciones o soluciones).

Si se adopta este criterio clasificador existen dos posibilidades:

A. Sistemas homogéneos: en ellos las propiedades son idénticas en toda su masa.

Ejemplos

- Agua pura
- Yodo disuelto en alcohol
- Agua salada

B. Sistemas heterogéneos: no tienen idénticas propiedades en toda su masa. Se encuentra variación en los valores de las propiedades intensivas en por lo menos dos zonas del sistema. Vulgarmente a los sistemas heterogéneos se los llama mezclas, aunque en Química este concepto carece de precisión, a menos que se diga explícitamente, mezcla heterogénea. Ejemplos:

- Aire de una ciudad
- Granito: una roca compuesta de cuarzo, feldespato y mica
- Agua, hielo y vapor de agua, dentro del mismo recipiente
- Aceite y vinagre v agua de un lago

Se definen como sistemas homogéneos a aquellos que aparecen como tales aun observados con el ultramicroscopio (microscopio en el cual la luz incide en forma lateral, es decir, perpendicular a la dirección en que se observa).

Sistemas como la leche y la sangre, son heterogéneos aunque a simple vista nos parezcan homogéneos. Al observar la leche con el microscopio se aprecian pequeñas partículas de grasa dispersas en el medio acuoso. En un sistema homogéneo, tal como el caso del agua azucarada, las partículas de azúcar disueltas en el agua no son visibles ni aun con el ultramicroscopio.

En un sistema heterogéneo, tal como la suspensión de material particulado (restos orgánicos, arcilla, microalgas, etc.) en agua, las partículas son visibles a simple vista o por medio del microscopio. Entre estos dos casos tenemos por ejemplo, el de la mezcla de almidón y agua o la gelatina

En estas mezclas las partículas no son visibles con el microscopio común pero sí con el ultramicroscopio. Se trata de dispersiones coloidales. Los sistemas coloidales tienen algunas propiedades semejantes a las de los sistemas heterogéneos y otras a las de los sistemas homogéneos. Las propiedades especiales de las dispersiones coloidales pueden ser atribuidas a la gran relación entre la superficie y el volumen de las partículas dispersas cuyos diámetros oscilan entre 10^{-4} cm y 10^{-7} cm. Un sistema coloidal es un sistema heterogéneo cuya fase dispersa posee un alto grado de subdivisión, por lo cual no puede ser observado en el microscopio común, pero sí utilizando el ultramicroscopio. Las partículas se aprecian como puntos luminosos debido a la luz que



dispersan, dando origen al llamado "efecto Tyndall". Ejemplos de sistemas coloidales son, además de la gelatina, las nubes y el protoplasma celular.

Cuando sea estudiado un sistema desconocido, se lo colocará en un ultramicroscopio. Si presenta uniformidad de propiedades en toda su masa, será declarado homogéneo. Si más adelante, por medio de otro instrumento se detectan partículas de menor tamaño que el convenido, la homogeneidad no será cuestionada y para calificar las nuevas características descubiertas se usará otra terminología apropiada

FASES DE UN SISTEMA

Dentro de un sistema heterogéneo hay porciones tanto de iguales como de distintas propiedades. En el granito, todas las escamas de mica son iguales entre sí, y se distinguen bien de los trozos de cuarzo blanco y de feldespato rosado. Todas estas porciones están delimitadas por superficies de separación. Para un mejor entendimiento se ha introducido la palabra fase.

La fase de un sistema es el conjunto de porciones homogéneas entre

En el granito, se localizan tres fases: la fase mica, la fase cuarzo y la fase feldespato. Cada una de estas fases tiene sus propiedades distintivas coincidentes, aunque las distintas porciones no estén unidas entre sí. Se denominan interfases a las superficies de separación entre las fases. También hay tres fases cuando se considera el agua en sus tres estados de agregación: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor de agua). Cualquiera sea la cantidad de cubitos de hielo, siempre habrá una sola fase sólida. La subdivisión física no afecta las propiedades.

Con el número de fases se mejora la clasificación de los sistemas, dentro de las categorías creadas:

- **Sistemas homogéneos:** Monofásicos: constituidos por una sola fase o
 - En su interior no hay interfaces
 - Iguales propiedades en toda su masa
- **Sistemas heterogéneos:** o Polifásicos: están formados por dos o más fases
 - En su interior se observan interfases, separando las distintas fases
 - Propiedades no uniformes en su masa

COMPONENTES DE UN SISTEMA MATERIAL

A menudo resulta complicado definir el tipo de componentes que constituyen un sistema material, sin embargo resulta más sencillo determinar el número de componentes, ya que:

- En un metal: aluminio, cobre, hierro, etc., hay un solo componente ($n = 1$)



- En la disolución acuosa de sal (cloruro de sodio) hay dos componentes: agua y sal, siendo $n = 2$.
- En el granito, roca que asocia cuarzo, feldespato y mica, hay tres componentes ($n = 3$).

El problema más serio se presenta cuando coexisten diferentes estados de agregación, como ser agua líquida, hielo y vapor de agua. Se interpreta en estos casos, que hay un solo componente, porque cada uno de dichos estados es convertible en otro, calentando o enfriando (por cambios físicos).

Podemos ver que en los sistemas homogéneos, los cuales están constituidos por una sola fase y tienen iguales propiedades en toda su masa, encontramos según el número de componentes:

- **Sustancias puras:** constan de un solo componente ($n = 1$). Ejemplos:
 - ✓ Agua
 - ✓ Oxígeno
 - ✓ Plomo
 - ✓ Azúcar (sacarosa)

Una misma sustancia pura, colocada en iguales condiciones, manifiesta siempre las mismas propiedades específicas.

- **Disoluciones o soluciones:** son sistemas homogéneos formados por la mezcla de dos o más componentes ($n > 1$). Ejemplos:
 - ✓ Cloruro de sodio disuelto en agua (solución salina).
 - ✓ Aleación de hierro y cromo.
 - ✓ Yodo disuelto en alcohol.
 - ✓ Aire puro: nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono y otros gases disueltos entre sí

Debemos tener en cuenta que una diferente composición de una solución (distinta proporción de sus componentes) hace variar las propiedades específicas. A partir de estos conceptos, vemos que:

a) **Una sustancia pura** es un sistema homogéneo no fraccionable, porque sólo cuenta con un componente.

b) **Las disoluciones** son sistemas homogéneos fraccionables, porque sus componentes son separables.

TRABAJO PRACTICO N3

SISTEMAS MATERIALES



Problema 1 Dado el siguiente sistema: agua - aceite – arena

- ¿Es homogéneo o heterogéneo?
- ¿Cuáles son sus componentes?
- ¿Cuántas fases hay y cuáles son?

Problema 2 Se tiene azúcar y sal (cloruro de sodio) disueltos en agua. Señale las afirmaciones que son correctas y justifique su respuesta en cada caso.

- La densidad es igual en todas las porciones del sistema.
- El sistema está constituido por más de una sustancia.
- El sistema tiene una sola fase a cualquier temperatura.

Problema 3 Dados los siguientes sistemas materiales, clasifícalos en **homogéneo o heterogéneo** según corresponda e indica cuáles son sus componentes:

- a) Agua salada con trozos de hielo
- b) Agua, aceite y trozos de corcho.
- c) Una ensalada de tomate, lechuga y zanahoria rallada
- d) Un trozo de hierro.
- e) Agua con mucho azúcar (una parte del azúcar quedó depositada en el fondo).
- f) Aire filtrado y seco.
- g) Un té con azúcar totalmente disuelto.
- h) Alcohol con agua.
- i) Una barra de chocolate.
- j) Un trozo de bronce (aleación de cobre y estaño).

Problema 4 Dé un ejemplo de:

- a. Un sistema formado por 3 fases y 2 componentes.
- b. Un sistema formado por 1 fase y 3 componentes.

COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS SISTEMAS MATERIALES

A los fines de un trabajo en el laboratorio, o en la aplicación de la química a otras disciplinas, es sumamente importante conocer la composición de los sistemas materiales que se utilizan. Los métodos de separación de los componentes mencionados anteriormente, son el primer paso para conocer el aspecto cualitativo, es decir, saber cuáles son los componentes del sistema en estudio. Ahora bien, conociendo la masa total del sistema, una medida de la masa de cada componente en el mismo (gravimetría) nos informará sobre el aspecto cuantitativo. Por ejemplo, podemos indicar que un sistema (mezcla heterogénea) está formado por 100 g de cuarzo, 25 g de hierro y 125 g de arcilla. En general, resulta útil expresar estos datos en forma de porcentajes, en cuyo caso estamos indicando la composición porcentual o centesimal del sistema, es decir,



- f) Después de extraer el hierro, ¿cuál sería la composición porcentual del sistema resultante?

SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UN SISTEMA MATERIAL

Podemos utilizar las diferencias en las propiedades de los sistemas materiales para lograr la separación de sus componentes. Así, las distintas fases que forman un sistema heterogéneo pueden separarse, aprovechando sus diferentes propiedades, por métodos físicos, como por ejemplo:

- Tamizado.
- Decantación.
- Centrifugación.
- Filtración.
- Disolución.

Después de aplicados uno o más de estos métodos, cada una de las fases separadas puede estar formada por uno o varios componentes, que forman un sistema homogéneo. En este segundo caso, la aplicación de métodos de fraccionamiento permitirá separar cada uno de ellos.

Entre los métodos de fraccionamiento más comunes encontramos:

- Destilación.
- Cristalización.
- Precipitación fraccionada.

Mediante los métodos de fraccionamiento se aíslan sustancias y se logra su obtención en estado puro.

Analicemos en un ejemplo de la vida diaria el uso de los métodos de separación. Al preparar café, utilizamos agua caliente para disolver algunas de las sustancias presentes en el café molido (no instantáneo), que se separan así de las que son insolubles. Luego filtramos, para separar la fase sólida (la borra) de la solución (el café). Si efectuáramos una destilación de la solución podríamos separar a partir de ella:

- 1) El agua que utilizamos para la preparación (ya que por calentamiento ésta se evapora y después por enfriamiento se condensa, pudiéndose recoger).
- 2) El residuo de la destilación que estaría formado por las sustancias que se disolvieron en el agua al preparar el café.

El químico continuamente aplica estos métodos para analizar sistemas materiales a los que debe aplicar métodos de separación de fases o métodos de fraccionamiento, algunos



de los cuales son tan comunes como los que se acaban de mencionar. En determinados casos, la utilización de estos métodos no es suficiente, y entonces debe recurrir a otros más complicados, como por ejemplo la cromatografía o la electroforesis. Una vez aplicados ciertos métodos de separación a un determinado sistema, llegaremos a obtener las sustancias que lo componían inicialmente. ¿Será posible separar cada una de estas sustancias en otras? es decir, ¿será posible obtener un cierto número de sustancias a partir de las cuales se puedan formar el resto de las sustancias conocidas?, en otras palabras, ¿hasta qué punto podremos separar los componentes de un sistema material? Para responder estas preguntas necesitamos continuar en el siguiente capítulo con el concepto de reacciones químicas.