

# **Introducción al Estudio de la Química**

## ÍNDICE

CAPÍTULO 2: “MATERIA Y ENERGÍA”. En este capítulo nos introduciremos en el conocimiento de fundamentos que nos ayudarán a utilizar e interpretar la Química. Definiremos términos de uso común para poder comprender los cambios que experimenta la materia, así como sus propiedades y estado físico.

1. SUGERENCIAS PARA EL ESTUDIANTE.
2. ¿QUÉ ES LA QUÍMICA?.
  - 2.1 El estudio de la química.
3. MATERIA.
  - 3.1 Clasificación de la materia.
  - 3.2 Los tres estados de agregación.
  - 3.3 Fenómenos físicos y químicos.
  - 3.4 Propiedades de la materia.
4. ENERGÍA.
5. SISTEMAS MATERIALES.
6. TÉCNICAS DE SEPARACIÓN.

## CAPÍTULO 2: MATERIA Y ENERGÍA

### 1. SUGERENCIAS PARA EL ESTUDIANTE

La Química como ciencia utiliza un lenguaje que le es propio. Al principio al estudiar química, es como aprender un nuevo idioma. Sin embargo con cierto esmero, el estudiante completará con éxito este curso e incluso lo disfrutará. He aquí algunas sugerencias que le ayudarán a formar buenos hábitos de estudio y a dominar el materia de este texto:

- Asista a clases regularmente y tome notas con cuidado.
- Si es posible, repase siempre los temas analizados en clase el mismo día que se dictaron o antes de la próxima clase.
- Piense críticamente, pregúntese si en verdad comprendió el significado de un término o el uso de una ecuación. Una buena manera de comprobar su comprensión es explicar un concepto a un compañero de clase o a otra persona.
- No dude en pedir ayuda al profesor o al tutor.

### 2. ¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

*La química es el estudio de la materia; Describe las propiedades físicas y químicas que la gobiernan, los cambios que ocurren en ella y las variaciones de energía que acompañan a dichos procesos.* Es parte central de nuestro estilo de vida; a falta de la química, nuestra vida se desarrollaría en condiciones primitivas: sin automóviles, sin electricidad, sin computadoras y muchas otras comodidades.

Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron a los científicos separar sustancias en sus componentes. Gracias a estos adelantos pudieron explicar muchas de sus características físicas y químicas. Actualmente, el uso de computadoras y microscopios especiales, por citar un ejemplo, permite que los químicos analicen la estructura de las unidades fundamentales que la componen y diseñen nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes. En estas unidades se basa el estudio de la química (átomos y moléculas).

#### 2.1 EL ESTUDIO DE LA QUÍMICA

En comparación con otros temas, es común creer que la química es más difícil, al menos en el nivel introductorio. Sin embargo, aunque este fuera tu primer curso de química, en realidad estás más familiarizado con el tema de lo que piensas. En todas las conversaciones se escuchan términos que tienen relación con la química, aunque no se utilicen en el sentido correcto. Algunos ejemplos son “equilibrio”, “catalizador”, “reacción en cadena” y “fisión”. Además cuando alguien cocina un alimento, ¡está haciendo química!. Gracias a su experiencia en la cocina, sabe que el aceite y el

agua no se mezclan, que si deja hervir el agua llega un momento en que se evapora por completo y que si exprime un limón sobre una rebanada de manzana evita que se torne oscura. Todos los días observamos esos cambios sin pensar en su naturaleza química.

El propósito de este curso es hacer que usted piense como químico, que vea el *mundo macroscópico*, lo que podemos ver y tocar directamente, y visualice las partículas y fenómenos del mundo *microscópico*, lo que no podemos ver o experimentar sin la tecnología moderna y nuestra imaginación. Los químicos con frecuencia ven algo (en el mundo macroscópico) y piensan en algo más (en el mundo microscópico). Por ejemplo, cuando observa los clavos oxidados (figura 1), un químico pensaría en las propiedades básicas de los átomos individuales de hierro y la forma en que interactúan con las moléculas de  $O_2$  para producir el cambio observado sobre el clavo,  $Fe_2O_3$ . [1]

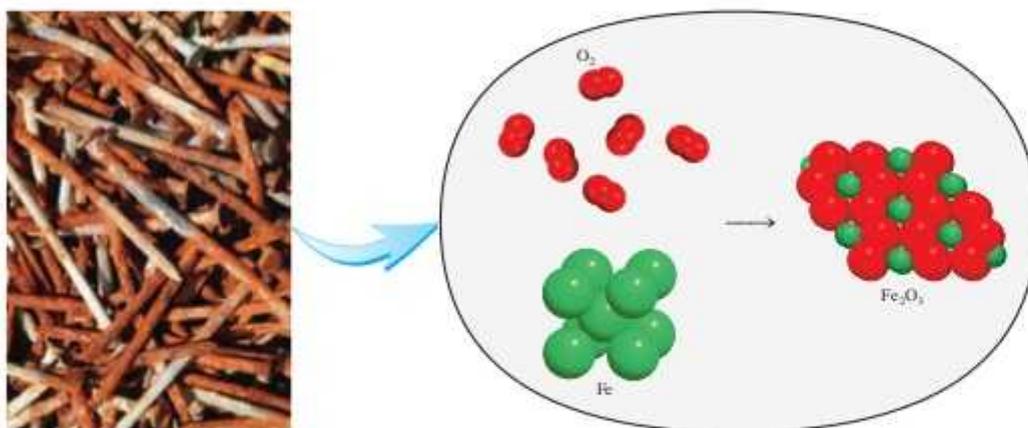


Figura 1: Vista molecular simplificada de la formación de la herrumbre ( $Fe_2O_3$ ) a partir de los átomos de hierro ( $Fe$ ) y las moléculas de oxígeno ( $O_2$ ). En realidad, el proceso requiere agua y la herrumbre también contiene moléculas de agua.

### 3. MATERIA

Como dijimos la química es el estudio de la materia y de los cambios que experimenta. La **materia** es todo lo que ocupa espacio, tiene masa, es impenetrable e impresiona nuestros sentidos; Incluye lo que podemos ver y tocar (como el agua, la tierra, y los árboles) y lo que no podemos ver ni tocar pero si sentir (como el aire). Este concepto no incluye a los conceptos abstractos como la felicidad o los sentimientos, debido a que no ocupan espacio. A este concepto de materia está ligado el de cuerpo material o simplemente **cuerpo**, el que hace referencia al estudio de una *porción limitada de la materia*.

Un cuerpo es, por ejemplo, una silla, una botella, el agua contenida en la botella y en consecuencia, participa de las generalidades mencionadas: tiene masa, ocupa un volumen [2],[3].

### 3.1 Clasificación de la materia

Los químicos distinguen varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades. La clasificación de la materia comprende las sustancias, las mezclas, los elementos y los compuestos, así como los átomos y las moléculas que se estudiarán en los siguientes capítulos.

**Sustancia:** es una forma de materia que tiene *composición definida* (constante) y *propiedades distintivas*. Al usar el término “sustancia” haremos referencia a **un único material puro**.

Ejemplo: el agua, el amoníaco, el azúcar de mesa, el oro y el oxígeno (O<sub>2</sub>). Las sustancias difieren entre ellas por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor, y otras propiedades.

Dichas sustancias pueden estar constituidas por átomos iguales o distintos; los átomos son los componentes básicos de la materia; y a lo largo de este curso los representaremos, en forma simplificada, como si se tratase de esferas rígidas.

- **Sustancia simple o Elemento:** es una sustancia formada por átomos iguales, como por ejemplo, oxígeno molecular (O<sub>2</sub>), sodio (Na) o tetrafósforo (P<sub>4</sub>). Además es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 118 elementos. En la figura 2 se muestran los nombres y símbolos de algunos de los elementos más comunes.

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Cromo	Cr	Oro	Au
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oxígeno	O
Azufre	S	Flúor	F	Plata	Ag
Bario	Ba	Fósforo	P	Platino	Pt
Bismuto	Bi	Hidrógeno	H	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hierro	Fe	Potasio	K
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Carbono	C	Manganeso	Mn	Sodio	Na
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Tungsteno	W
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Yodo	I
Cobre	Cu	Nitrógeno	N	Zinc	Zn

Figura 2: Símbolos de algunos elementos químicos

- **Compuesto:** sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones de masas fijas.

Ejemplo: Agua. El agua consiste en dos partes iguales de hidrógeno por una de oxígeno (H<sub>2</sub>O). Ésta composición no se modifica, sin importar que el agua provenga de un grifo en Estados Unidos, de un lago en Mongolia o de las capas de hielo de Marte. A diferencia de las mezclas, los compuestos solo pueden separarse en sus componentes puros por medios químicos.

**Mezcla:** es una combinación de dos o más sustancias *en las que éstas conservan sus propiedades distintivas*. Ej.: el aire, las bebidas gaseosas, el cemento. Las mezclas no poseen composición constante. Pueden ser:

- *Homogéneas:* la composición de la mezcla es uniforme. Ej.: sal disuelta en agua
- *Heterogéneas:* la composición no es uniforme. Ej.: arena con virutas de hierro.

*Cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros (sustancias, elementos) sin cambiar la identidad de tales componentes.*

Por ejemplo: la sal se puede recuperar de una disolución acuosa al calentar esta última y evaporarla por completo. La condensación del vapor permite recuperar el agua. En cuanto a la separación arena-hierro es posible usar un imán para separar las virutas de hierro de la arena.[1]

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

- En una mezcla heterogénea cada componente *conserva su identidad* y manifiesta sus propiedades características.
- En una mezcla homogénea (también denominada **solución**) las propiedades pueden ser muy diferentes a la de los componentes que la forman. Por ejemplo, ni el agua ni la sal común (en estado sólido) son conductores de la corriente eléctrica, mientras que el agua salada si lo es.
- Los componentes de una mezcla heterogénea pueden estar en cualquier proporción, mientras que la composición de las soluciones, en general, solo pueden variar dentro de ciertos límites. Por ejemplo a 20°C no se disuelven más de 36g de sal común en 100g de agua.

Por otra parte, al comparar las soluciones con las sustancias encontramos una diferencia notoria: las propiedades intensivas de una solución varían al modificar su composición, mientras que las de una sustancia son constantes.[4] En la figura 3 se muestra, por medio de un cuadro sinóptico, la clasificación de la materia.

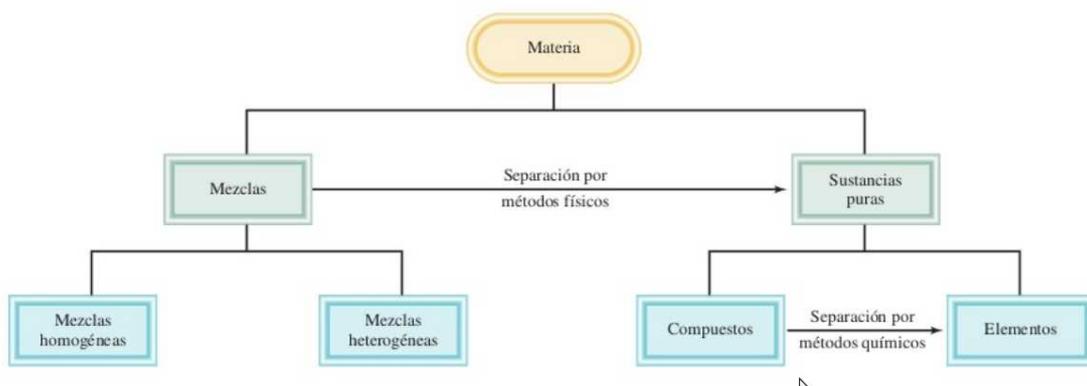


Figura 3: Clasificación de la materia.

### 3.2 Los tres estados de agregación de la materia.

La materia se presenta en la naturaleza fundamentalmente en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso (en cursos superiores se verá que no son los únicos, sino que existen otros como: plasma, condensado Bose- Einstein, etc).[2]

Desde el **punto de vista macroscópico**, los estados de agregación presentan las siguientes características: (tabla 1)

Característica	Sólido	Líquido	Gas
Forma	Rígida y definida	Adoptan la forma de la porción del recipiente que ocupan y cuando están en reposo su superficie libre es horizontal	Adoptan la del recipiente
Volumen	Definido y constante	Definido independiente del recipiente	Se ajusta al recipiente que lo contiene
Compresión	No de forma apreciable	No de forma apreciable	Se comprimen y dejados en libertad se expanden rápidamente

Tabla 1: Características macroscópicas de los estados de agregación de la materia.

Para explicar estos estados de agregación desde el **punto de vista microscópico**, se utiliza la denominada **TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR**, que está basada en los siguientes supuestos:

- **a-** Según éste modelo de materia, todo lo que vemos está formado por unas partículas muy pequeñas, que son invisibles aún a los mejores microscopios y que se llaman moléculas.
- **b-** La materia está formada por moléculas que están en movimiento continuo.
- **c-** Entre las moléculas hay fuerzas de **atracción** que las aproximan, (denominadas **fuerzas de cohesión** o **fuerzas de Van der Waals**) y fuerzas que tienden a separarlas, denominadas **fuerzas de repulsión**.
- **d-** Cuanto mayor es la fuerza de cohesión, las moléculas están más próximas entre sí y, en consecuencia, su movimiento es menor.
- **e-** Las moléculas al estar en movimiento, se encuentran a una cierta distancia unas de otras. Entre las moléculas hay espacio vacío[1],[6].

## Los gases

Mediante la observación de los gases, se puede deducir que las moléculas de ellos están en continuo movimiento de traslación. Así, si se considera el gas que se utiliza como combustible en las cocinas, se ve que al abrir la llave rápidamente se percibe el olor, lo cual indica que las moléculas se trasladan hasta las fosas nasales; es decir, que están en movimiento de traslación y se expanden.

Aplicando la teoría molecular se puede afirmar el siguiente modelo para los gases:

- Las moléculas están en continuo movimiento de traslación rectilínea y de rotación sobre su eje.
- Las fuerzas de cohesión son muy débiles, prevaleciendo las fuerzas de repulsión y, por lo tanto, las moléculas son independientes unas de otras y se separan fácilmente, por lo que ocupan un volumen cada vez mayor. Esto se llama **expansibilidad**.
- En el caso de que un gas esté encerrado en un recipiente, las moléculas en su movimiento chocan entre sí y contra las paredes, originando una **presión**.
- Si el recipiente presenta pequeños poros, algunas moléculas escapan por ellos, lo cual se denomina **efusibilidad**.
- Si se ponen en contacto dos gases, las moléculas de uno se mezclan rápidamente con las del otro y viceversa. Este fenómeno recibe el nombre de **difusión**.

## Los líquidos

Se sabe que los líquidos tienen un determinado volumen, son móviles, fluyen y modifican su forma con gran facilidad por la acción de fuerzas externas.

Utilizando la teoría molecular, se da siguiente explicación a este hecho:

- Las fuerzas de atracción entre las moléculas son mayores que en los gases y se equilibran con las fuerzas de repulsión; por lo tanto, los espacios entre ellas son relativamente mucho menores y, en consecuencia, se mueven a menor velocidad.
- La intensidad de las fuerzas de cohesión no permite que las moléculas se separen, por lo cual el volumen se mantiene constante.
- Las moléculas pueden deslizarse unas sobre otras; por ello, los líquidos fluyen y se derraman modificando su forma.
- La atracción de la gravedad sobre las moléculas, junto con la posibilidad de deslizarse, determina que ocupen los espacios inferiores de los recipientes que los contienen, cualesquiera sean sus formas.

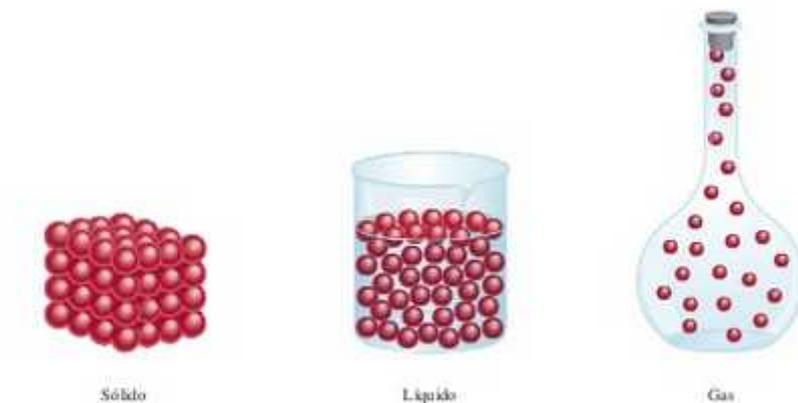
- El movimiento continuo de las moléculas hacen que choquen entre sí y con las paredes del recipiente, ejerciendo una presión sobre éstas.
- Las moléculas de la superficie de los líquidos sólo son atraídas por las del interior de los mismos, por lo que forman una especie de película o membrana. Este fenómeno se denomina **tensión superficial**.

## Los sólidos

Los cuerpos en estado sólido se caracterizan por mantener su volumen y conservar su forma. Esto se puede explicar por medio de la teoría molecular del siguiente modo:

- Las fuerzas de atracción son muy intensas y prevalecen sobre las fuerzas de repulsión, los espacios intermoleculares muy pequeños y, en consecuencia, las moléculas carecen de movimiento de traslación.
- Al no tener movimiento molecular de traslación, la forma permanece constante al igual que el volumen.
- Las moléculas o partículas constituyentes ocupan posiciones fijas y sólo realizan movimientos vibratorios alrededor de un punto fijo.
- Las partículas están distribuidas en forma ordenada en todas las direcciones del espacio, adoptando formas geométricas determinadas (cubo, prisma, etc.). Esto se denomina **estructura cristalina**. Además, si el cuerpo mantiene la forma externa poliédrica, se llama **crystal**. [6]

Las tres formas posibles de los estados de la materia se muestran en la figura 4.



*Figura 4: Representación macroscópica de un sólido, un líquido y un gas y su estructura submicroscópica.*

### 4.3 Fenómenos físicos y químicos

La materia es capaz de experimentar cambios o transformaciones. La ebullición del agua, la oxidación de un clavo de hierro, la combustión (quema) de un hidrocarburo como la leña, son ejemplos de estas transformaciones. Los fenómenos o transformaciones van siempre acompañados de cambios de energía. Las transformaciones o fenómenos que experimentan las sustancias se pueden clasificar en dos categorías:

#### a) Cambios Físicos

Al golpear un clavo con un martillo, este puede modificar su forma, pero no se modifica la composición química del mismo, el hierro sigue siendo hierro, lo único que se modifica es su forma, por lo tanto se ha provocado un cambio físico.

De acuerdo con lo anterior, durante este tipo de cambio, las sustancias modifican su apariencia física, pero no su composición.



**El cambio físico se caracteriza por la no existencia de reacciones químicas y de cambios en la composición de la materia.**

Figura 5: Cambio físico de la materia: cambio de estado sólido (hielo) a estado líquido del agua, mediante el aumento en la temperatura del sistema.

De todos los cambios físicos que se producen, los más importantes para nosotros de reconocer y nombrar son los **CAMBIOS DE ESTADO**. Los cambios de estado son fenómenos físicos que no afectan la identidad química de las sustancias y se producen frente a determinadas variaciones en las condiciones externas (presión y temperatura).

Cada cambio de estado recibe un nombre particular. En el siguiente esquema (figura 6) se indican los mismos.



Figura 6: Todos los cambios de estado posibles y sus nombres particulares.

En el cambio de fase de líquido a gas, existen algunos términos relacionados que conviene diferenciar. La vaporización es el vocablo general que indica al pasaje de líquido a vapor. Si el cambio de fase se produce sólo en la superficie del líquido, se denomina **evaporación**, y si se produce en toda la masa líquida, se denomina **ebullición**. Con el término **vapor**, se designa a la forma gaseosa de una sustancia que normalmente (en condiciones ambientales) es un líquido o un sólido. A su vez, un vapor se convierte en líquido con relativa facilidad, por ejemplo disminuyendo la temperatura.

En cambio, para que un *gas pase al estado líquido*, se realiza la **licuefacción o licuación** del mismo en condiciones experimentales mucho más severas, alejadas de las habituales, es decir, a elevadas presiones o muy bajas temperaturas; por ejemplo el oxígeno es un gas que licua a 1 atm y  $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Se denomina **condensación** al proceso por el cual se produce el pasaje debido exclusivamente a una disminución de la temperatura.

A presión constante, en todo cambio de estado se produce una absorción de energía térmica (proceso endotérmico) o una liberación de energía térmica (proceso exotérmico).

En general si aumentamos la temperatura de un sistema material sólido, sus moléculas se moverán más rápidamente y aumentarán la distancia media entre ellas. Las fuerzas de cohesión disminuyen y llegará un momento en que éstas son incapaces de mantener las moléculas en posiciones fijas. Si las moléculas pueden desplazarse, entonces el sistema material *se ha convertido en líquido*, este cambio de estado se denomina **fusión**.

Si la temperatura del líquido continúa aumentando, las moléculas aumentarán aún más su rapidez, la distancia media entre ellas irá aumentando y *las fuerzas de cohesión van disminuyendo* hasta que finalmente las moléculas pueden liberarse unas de otras. Ahora el sistema material o conjunto de moléculas está en **estado gaseoso**.

En forma inversa: si disminuimos la temperatura de un sistema material en estado gaseoso, disminuye la rapidez media de las moléculas y esto hace posible que al acercarse las moléculas casualmente, las fuerzas de cohesión aumentan al disminuir la distancia y puedan mantenerlas unidas. El sistema material pasará al **estado líquido**.

Si disminuye aún más la temperatura, las moléculas se mueven más lentamente, la distancia media entre ellas sigue disminuyendo y las fuerzas de cohesión aumentarán más. Llegará un momento que son lo suficientemente intensas como para impedir que las moléculas puedan desplazarse, obligándolas a ocupar posiciones fijas. El sistema material se ha convertido de estado líquido a **estado sólido** por un proceso llamado **solidificación**.

Algunas sustancias, como el yodo en el estado sólido pasan, al calentarse, directamente a la fase gaseosa sin previo paso por la fase líquida, este proceso se denomina **sublimación**. Inversamente, el pasaje del estado gaseoso directamente al estado sólido sin pasar por el estado líquido se llama **sublimación regresiva** o simplemente sublimación.[3]

En este curso no analizaremos como los cambios de presión pueden modificar los estados de la materia. Se estudiarán los diagramas de fase, que permiten interpretar estas transformaciones en el curso de grado de Química General. Pero si es importante recordar que mientras se produce un cambio de estado en un sistema **la temperatura del mismo no cambia**, se mantiene constante hasta que haya terminado el cambio de estado.

En síntesis:

**El estado de agregación de una sustancia depende de la temperatura y la presión a la que se encuentre dicha sustancia.**

EJEMPLO: El agua hierve a menos de 100°C de temperatura cuando la presión atmosférica es más baja de lo normal, como sucede cuando se asciende una montaña. Esto es porque a menor presión las moléculas sufren una disminución de sus fuerzas de cohesión por lo que se requiere menor cantidad de energía para producir el pasaje al estado gaseoso.

### **a) Cambios Químicos**

Cuando se deja un objeto de hierro al aire en un ambiente húmedo, con el tiempo, se puede observar que el mismo adquiere un color pardo rojizo. Esto se debe a que el oxígeno del aire se combina con el hierro y el agua formando lo que se conoce como herrumbre, cuyas características son completamente diferentes al objeto del cual se originó. El fenómeno descrito, corresponde a un cambio químico, también llamado reacción química; en la cual una sustancia se transforma en otra químicamente distinta, es decir, una sustancia que tiene una composición química diferente de la inicial.

Otro ejemplo cotidiano: cuando quemamos papel (formado fundamentalmente por carbono, hidrógeno y oxígeno) obtenemos como resultado cenizas y gases que poseen propiedades muy diferentes a las que tenía el papel.[3]

La figura 7 muestra algunos ejemplos de cambios químicos:

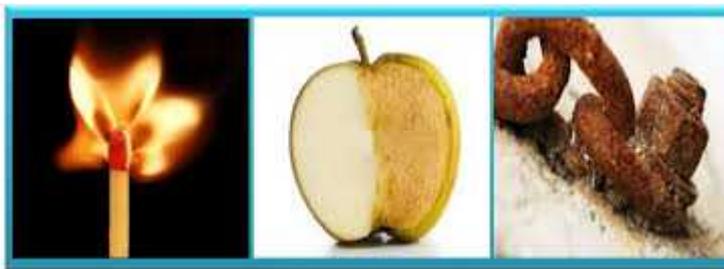


Figura 7: Ejemplos de cambios químicos.

#### 4.4 Propiedades de la materia

Los científicos realizan experimentos, los describen de modo fehaciente y luego exploran lo que puede deducirse de sus hallazgos. Esto constituye un rasgo distintivo de las ciencias experimentales. Además, las definiciones precisas y las hipótesis previas proporcionan una base excelente para organizar las observaciones y luego realizar descubrimientos al verificar la existencia de pautas de comportamiento o propiedades.

El químico ruso D. **Mendeleiev** (1834-1907) hizo quizás uno de los mayores descubrimientos de la química: “**Los elementos químicos** (clases de átomos, como se verá más adelante) los cuales pueden disponerse en forma de tabla periódica en función de sus propiedades químicas”.

Una vez establecido este esquema de la Tabla Periódica, Mendeleiev predijo la existencia de nuevos elementos al darse cuenta de que había espacios que no se cubrían en el esquema propuesto. Cabe señalar que una de las actividades primordiales de la ciencia consiste en “predecir” fenómenos o comportamientos.

En su trabajo Mendeleiev asignó gran relevancia a las propiedades de los elementos, y es justamente el estudio de las propiedades uno de los rasgos salientes de la Química.

Las **propiedades de las sustancias** se clasifican en **químicas, físicas**, dependiendo ello de si implican o no la formación de otras sustancias, **organolépticas**, referidas a los sentidos, **intensivas** y **extensivas**, referidas a si dependen de la cantidad de materia.

Por ejemplo: el oro conduce la electricidad y funde a  $1.063^{\circ}\text{C}$ ; éstas son dos propiedades físicas, ya que en su determinación no se forma ninguna sustancia nueva. Si decimos que el oro es amarillo y brillante nos estamos refiriendo a propiedades organolépticas. Y si expresamos que el oro es atacado por una mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico concentrados estamos haciendo alusión a una propiedad química.

El gas natural que usamos en nuestros hogares (constituido mayoritariamente por metano, y escaso etano y propano), al quemarse con el oxígeno del aire genera como productos de esa combustión dióxido de carbono y agua. Podemos afirmar que la participación del metano en la reacción de combustión es una de las propiedades químicas del metano ( $\text{CH}_4$ ), puesto que implica la formación de nuevas y diferentes sustancias, dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), producidas por la combustión completa, mientras que la incompleta genera monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) y agua.

[2]

Una **propiedad física**, se puede medir sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo solo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera el punto de fusión es un cambio físico. De modo similar cuando se afirma que el helio gaseoso es más ligero que el aire se hace referencia a una propiedad física.

Por otra parte, la aseveración: “el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua” describe una **propiedad química** del hidrógeno, ya que a fin de observar esta propiedad debe ocurrir un cambio químico, en este caso, la combustión. Después del cambio desaparece la sustancia original, el hidrógeno, y sólo queda otra sustancia química distinta, el agua. Es imposible recuperar el hidrógeno a partir del agua mediante un cambio físico, como la ebullición o congelación. Otro ejemplo es la combustión del butano ( $C_4H_{10}$ ) que se emplea en los encendedores, en los que cuando se enciende la chispa, se observa la inflamación del gas en presencia del oxígeno ( $O_2$ ) del aire y se produce principalmente dióxido de carbono ( $CO_2$ ) y vapor de agua.[1]

Señale si cada una de las afirmaciones siguientes describe un cambio físico o químico:

- ◆ El helio gaseoso contenido en el interior de un globo se escapa después de unas cuantas horas \_\_\_\_\_
- ◆ Un rayo de luz tiende a atenuarse y finalmente desaparece \_\_\_\_\_
- ◆ El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis \_\_\_\_\_
- ◆ La evaporación del alcohol etílico \_\_\_\_\_
- ◆ El oscurecimiento de una pera cortada en trozos \_\_\_\_\_
- ◆ La formación de rocío sobre el pasto \_\_\_\_\_

Por otro lado, todas las **propiedades mensurables** de la materia corresponden a una de dos categorías:

**Propiedades extensivas:** *en este tipo de propiedades el valor medido depende de la cantidad de materia que se considere.* La **masa**, que es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, la longitud de dos canchas de tenis es la suma de las longitudes de ambas canchas. El **volumen**, que se define como *la longitud elevada al cubo*, es otra propiedad extensiva. El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.

**Propiedades intensivas:** donde el valor medido no depende de cuanta materia se considere. La **densidad**, que se define como *la masa de un objeto dividida entre su volumen*, es una propiedad intensiva. También lo es la **temperatura**. Suponga que se tienen dos matraces llenos de agua que están a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un matraz más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos matraces

separados. A diferencia de la masa, longitud y volumen, la temperatura y otras propiedades intensivas no son aditivas.[1]

➤ Si tenemos 10g de agua pura, a 4°C, y medimos su densidad, ésta será de 1g/ml... si tenemos 1Tn, a la misma temperatura... su densidad será la misma!

## **Densidad**

La densidad para sólidos, líquidos y gases es independiente de la masa, del volumen y del peso de los cuerpos; dependen sólo de la sustancia que los constituye y de las condiciones de presión y temperatura. Sin embargo, se debe tener en cuenta que, para los sólidos y líquidos, la variación de la densidad con la presión, es prácticamente despreciable mientras que los gases muestran variaciones enormes en los valores de esta propiedad cuando la temperatura y la presión cambian.

## **Temperatura y calor**

Aunque desde el punto de vista macroscópico un cuerpo esté en reposo, sus átomos o moléculas poseen movimiento: de traslación (gases y líquidos) o de vibración en torno a posiciones fijas (sólidos), de rotación alrededor de un eje propio, de vibración interna. Entonces, poseen energía cinética. *La suma de las energías cinéticas de las partículas de un cuerpo se denomina energía cinética interna ( $E_c$ )*. La **temperatura** de un cuerpo revela el estado de agitación de las partículas que lo forman: es una medida de la energía cinética promedio de dichas partículas. A mayor temperatura, el promedio de la energía cinética de las partículas del cuerpo es mayor.

Con respecto al calor, sabemos que está asociado a la transferencia de energía. De esta manera podemos decir que el calor es la cantidad de energía transferida desde un cuerpo a otro a causa de una diferencia de temperatura.[2]

El siguiente cuadro ejemplifica los distintos tipos de propiedades macroscópicas que caracterizan la materia:[3]

I	FÍSICAS	Se pueden observar y medir sin modificar la composición de la materia. Ej: dureza, color, densidad, dilatación por el calor.	
	QUÍMICAS	Se ponen de manifiesto cuando se realiza un cambio químico, es decir cuando la materia experimenta un cambio en su composición. Tienen relación con el tipo de cambio químico que experimenta la materia. Ej: combinación con el oxígeno, reactividad, inestabilidad térmica, etc.	
II	EXTENSIVAS	Dependen de la cantidad de materia con que se cuenta. Ej: volumen, capacidad calorífica, peso, masa.	
	INTENSIVAS	Las propiedades de este tipo, son independientes de la cantidad de muestra que se está observando. Dentro de este grupo están:	
		CARACTERES ORGANOLÉPTICOS	Se determinan por medio de los sentidos: olor, color, sabor, textura
		CONSTANTES FÍSICAS	Se determinan con una medición experimental y se les asigna un valor numérico: densidad, punto de ebullición, punto de fusión, temperatura.

## 5. ENERGÍA

“Energía” es un término bastante utilizado a pesar de que representa un concepto muy abstracto. Por ejemplo, cuando alguien se siente cansado, se suele decir que no tiene energía; es común leer sobre la búsqueda de alternativas a fuentes de energía no renovables. A diferencia de la materia, la energía se reconoce por sus efectos; no puede tocarse, verse, olerse o pesarse. Está presente en todo sistema material y se pone de manifiesto cuando este sufre un cambio de cualquier naturaleza.

La energía se define como: **“La capacidad de realizar trabajo, o transferir calor.”**

En Química es más apropiado definirla del siguiente modo:

**“La energía es una propiedad o atributo de todo cuerpo o sistema material en virtud del cual éste puede transformarse, modificando su situación o estado, así como actuar sobre otros sistemas originando en ellos diferentes procesos de transformación”.**

Una forma de energía muy utilizada es el calor (Q). Se lo define como una “energía en tránsito o flujo de energía” entre un cuerpo y otro de menor temperatura; para la energía calorífica se continúa utilizando la caloría (cal) o la kilocaloría (kcal), aunque la relación entre el Joule y la caloría está definida y es la siguiente:  $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$ .

El movimiento de los constituyentes de la materia (moléculas, átomos), los cambios químicos y físicos y la formación de nuevas sustancias se originan gracias a cambios en la energía del sistema, la energía a su vez se presenta como energía calorífica, energía mecánica, energía química, energía eléctrica y energía radiante.

Además, un objeto físico puede tener dos tipos fundamentales de **energía mecánica**: si el objeto está en movimiento, posee **energía cinética**, y la expresión que la representa es:

$$E_c = 1/2 m v^2$$

donde m es su masa y v su velocidad.

Mientras que si se considera su posición con respecto a un nivel de referencia posee **energía potencial gravitatoria**, expresada por:

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$

donde m es su masa, g la aceleración de la gravedad y h la altura con respecto al nivel de referencia.

Los cuerpos poseen, también, **energía potencial interna (Ep)**, que es debida a las fuerzas que ejercen entre sí sus átomos o moléculas. Por ejemplo, si pensamos un sólido como una red de masas unidas entre sí por resortes, podemos comparar las energías potenciales de distintas configuraciones: cuanto mayores sean las deformaciones de los resortes, mayor será la energía potencial interna del cuerpo.

**La suma de las energías cinética y potencial internas de un cuerpo se denomina energía interna (U).**

Todas las formas de energías se pueden convertir unas en otras. Cuando se está bajo la luz solar se siente calor, porque en la piel, la energía radiante se convierte en energía térmica, mientras que en las plantas se transforma en energía química mediante la fotosíntesis.

## Conservación de la energía

Los datos cuantitativos acerca de las formas de energía han conducido a los físicos a una ley de conservación similar a la de la masa. La **ley física** afirma que **“la energía no puede ser creada ni destruida sino transformada en otra/s forma/s”**.

$$\Delta E \text{ Total} = 0$$

( $\Delta$  = variación)

Las diferentes formas de energía, como por ejemplo: calor, luz, energía mecánica y energía química, pueden interconvertirse entre sí. Por ejemplo, en una pila seca la energía química almacenada en las sustancias químicas constituyentes puede transformarse en energía eléctrica, aprovechable para mover un juguete (energía cinética) o encender la luz de una linterna (energía lumínica).

La relación que encontró el gran científico alemán **Albert Einstein** (1879-1955) expresa que la masa y la energía están relacionadas, según la fórmula:

$$E = mc^2$$

Aquí “E” la energía, “m” la masa y “c” la velocidad de la luz ( $300.000 = 3,0 \cdot 10^8 \text{ km.s}$ ). La misma se ha observado válida en los procesos de generación de elevada energía, como las “reacciones o explosiones atómicas”, donde partículas nucleares cuya masa es muy pequeña generan energías exorbitantes. A modo de ejemplo: si consideramos que la energía despreñida en la formación de 1 g de óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) a partir de aluminio (Al) y dióxígeno ( $\text{O}_2$ ) es 3.720 cal, -112 la variación que sufrió la masa equivale a solam ente  $1,5 \times 10^g$  ( $\Delta m = \Delta E/c$ ).

Podemos ver que la conservación de la masa es todavía un concepto muy útil para el químico, ya que la cantidad de energía es relativamente pequeña para un cambio químico, y por ello un cambio de masa resulta demasiado pequeño como para ser detectado.[2][3]

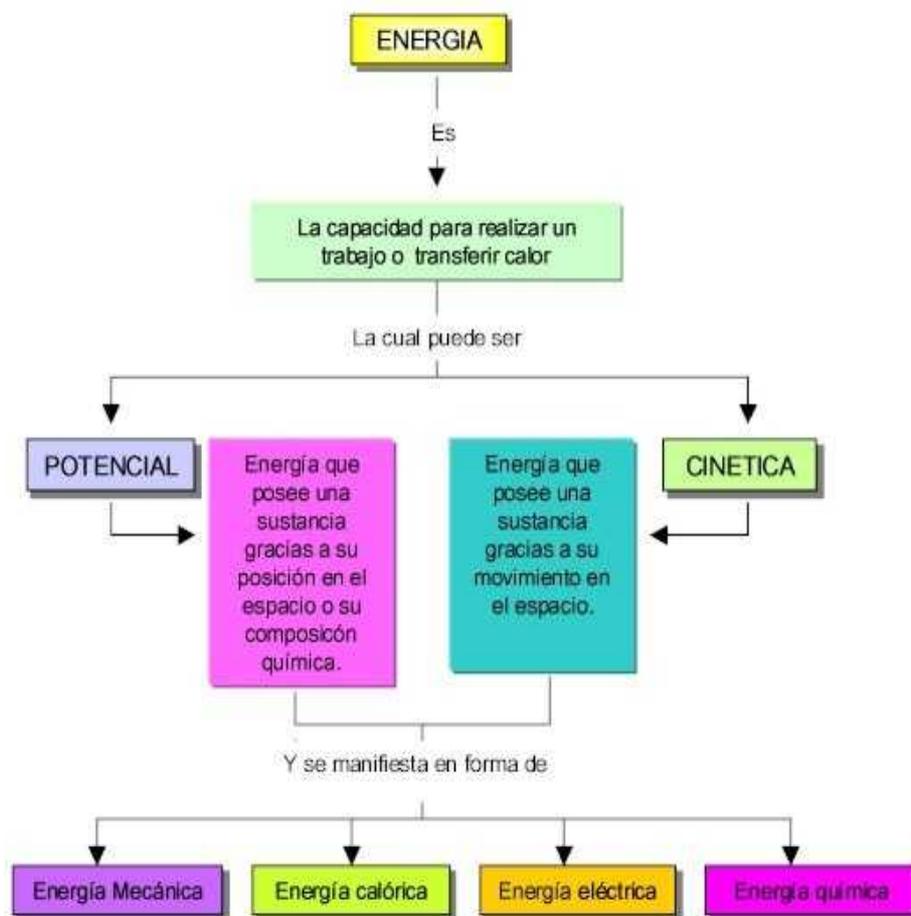


Figura 8: Mapa conceptual de los tipos la energía.

## 6. SISTEMAS MATERIALES

Para llevar a cabo estudios químicos nos resulta útil definir la porción del universo que será objeto de dichos estudios, ésta porción constituye un sistema material.[4] En un sistema material los límites pueden ser reales o imaginarios, por ejemplo, en una botella de gaseosa completamente llena (si el sistema a estudiar es el contenido de la misma) el límite será la pared interior del envase; pero también podemos estudiar un pequeño cubo imaginario dentro del contenido de la botella, cuyos límites sean imaginarios. [2]

### Clasificación de los sistemas materiales

Los sistemas materiales pueden clasificarse según el criterio utilizado para el análisis en tres categorías diferentes que veremos a continuación:

- I - Por su interacción con el medio
- II - Por sus propiedades intensivas
- III - Por el número de componentes presentes

### I) Por su interacción con el medio (figura 9)

- **Abierto:** Puede intercambiar materia y energía con el medio. Por ejemplo, si calentamos verduras en una cacerola abierta, este sistema (cacerola con agua y verduras) intercambia masa (agua que pasa al estado de vapor y escapa de la cacerola) y energía con el medio (se entrega calor al sistema para que hierva el líquido)
- **Cerrado:** Tiene una cantidad fija de materia; sólo puede intercambiar energía con el medio. Un ejemplo de este tipo de sistema lo constituyen las compresas de frío para tratar lesiones de los atletas o una bolsa de agua caliente.
- **Aislado:** No interactúa con el medio. En este caso son sistemas cerrados y de paredes adiabáticas (que no permiten el flujo de energía); de manera que no hay intercambio de materia ni energía. Por ejemplo, un termo con agua caliente. (Se trataría de un termo ideal; en realidad no existe un termo de esta naturaleza).[3]

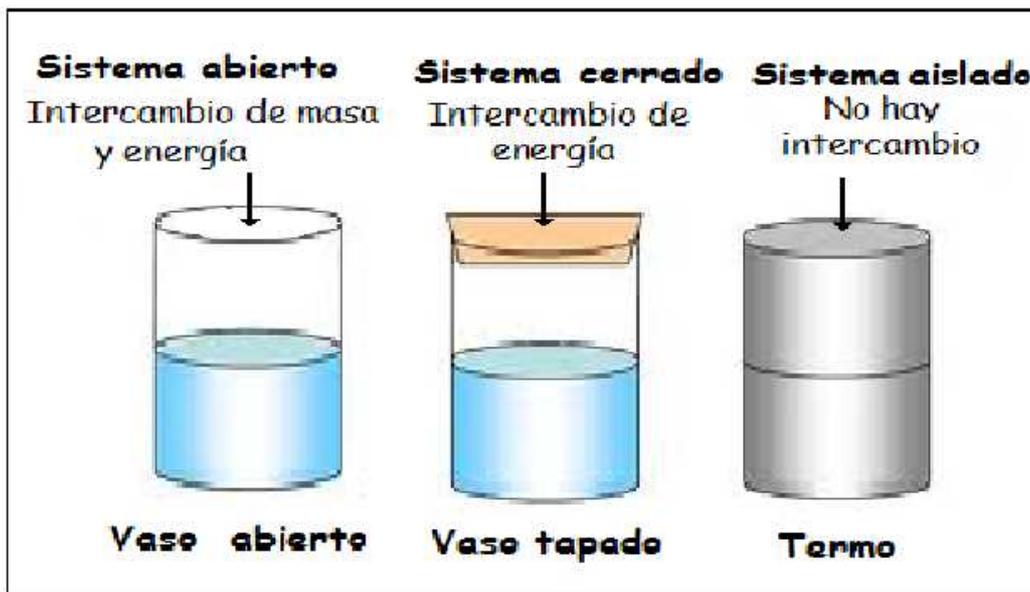


Figura 9: Tipos de sistemas materiales en función de su interacción con el medio.

### II- Por sus propiedades intensivas (figura 10)

- **Sistema homogéneo** es aquel que en todos los puntos de su masa posee iguales valores de cada una de sus propiedades intensivas. Son sistemas que presentan un aspecto uniforme. Esto implica que presentan una sola fase ( $F = 1$ ).

Son ejemplos de sistemas homogéneos, entre otros: mercurio, aluminio, agua, agua con algo de azúcar disuelto, vinagre, alcohol, mezcla de helio y argón, amalgama de oro.

- **Sistema heterogéneo** es aquel que en distintos puntos de su masa posee diferentes valores de sus propiedades intensivas, debido a que está formado por dos o más porciones homogéneas, cada una de las cuales se denomina fase. Las fases están separadas por superficies definidas llamadas interfases, a través de las cuales las propiedades cambian bruscamente.

Son ejemplos de sistemas heterogéneos: aceite flotando en agua (dos fases líquidas: aceite y agua), trozos de hierro y trozos de cinc (dos fases sólidas), suspensión de arcilla en agua, emulsión de grasa en agua.

- **Sistema inhomogéneo** es aquel en que los valores de las propiedades intensivas varían en forma gradual.

Un ejemplo de sistema inhomogéneo es la atmósfera, puesto que, por ejemplo, la presión varía gradualmente con la altura. Otro ejemplo es el océano.

Existen otros ejemplos de sistemas en los que resulta más difícil establecer si son heterogéneos o no. Por ejemplo, la leche es homogénea a simple vista, sin embargo observada al microscopio, se advierten gotitas de grasa diferenciadas del suero. Es por tanto un sistema heterogéneo. **La diferenciación se establece mediante el microscopio óptico.**[2]

Debemos aclarar que en este curso nos limitaremos a clasificar los sistemas materiales, de acuerdo a sus propiedades, únicamente en sistemas homogéneos o heterogéneos.



Figura 10: clasificación de los sistemas materiales en función de su composición.

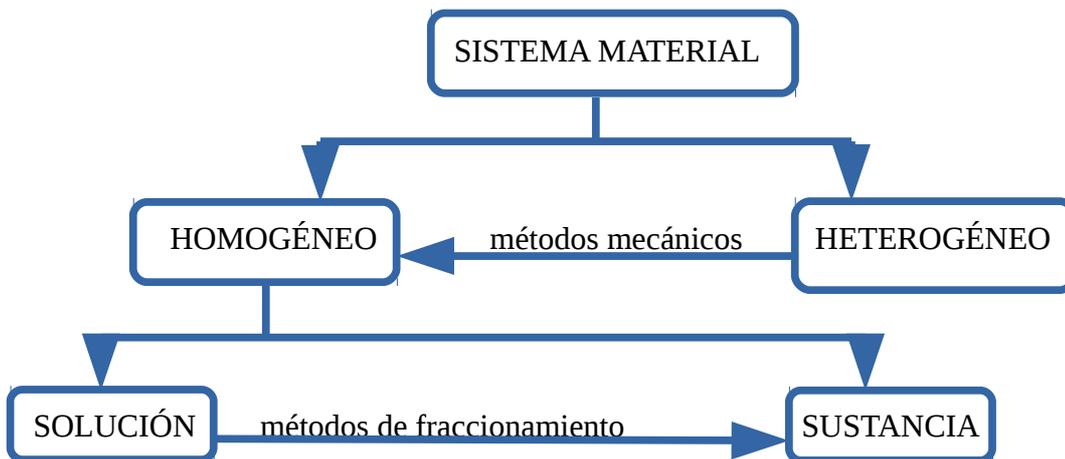
Señale si cada una de las siguientes oraciones describe un sistema homogéneo o un sistema heterogéneo:

- ◆ jugo de naranja exprimido con pulpa \_\_\_\_\_
- ◆ sopa de fideos \_\_\_\_\_
- ◆ salmuera \_\_\_\_\_
- ◆ un poco de tierra \_\_\_\_\_
- ◆ vaso de leche \_\_\_\_\_
- ◆ el aire \_\_\_\_\_
- ◆ la masa de un pastel \_\_\_\_\_
- ◆ una ensalada \_\_\_\_\_

## 7. TÉCNICAS DE SEPARACIÓN

Podemos utilizar las diferencias entre las propiedades de los sistemas materiales para lograr la separación de sus componentes.

Así, las distintas fases que conforman un sistema heterogéneo pueden separarse, aprovechando sus diferentes propiedades, por métodos mecánicos (decantación, filtración, tamización, etc.). Cada una de las fases separadas puede estar formada por uno o varios componentes. En este segundo caso, la aplicación de métodos de fraccionamiento (destilación, cristalización) permitirá separar cada uno de ellos.[4]



### Separación de Fases de un Sistema Heterogéneo

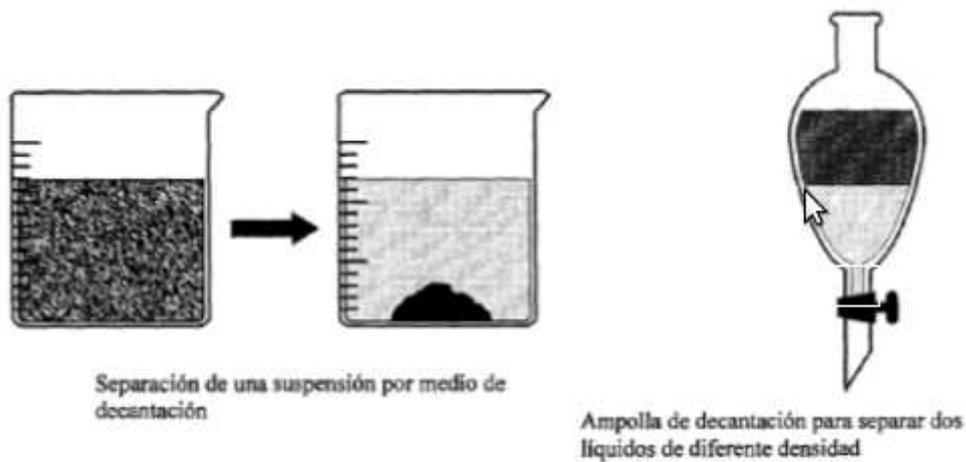
Las fases que forman un sistema heterogéneo se pueden separar unas de otras utilizando procedimientos adecuados para cada caso:

#### Sistemas (sólido/líquido) (líquido/líquido)

##### Decantación

Cuando el sistema está formado por una fase líquida y otra sólida, como agua y arena, se lo deja cierto tiempo en reposo para que sedimente la arena y luego se separa el agua, trasvasándola con cuidado a otro recipiente o succionándola con pipeta o sifón.

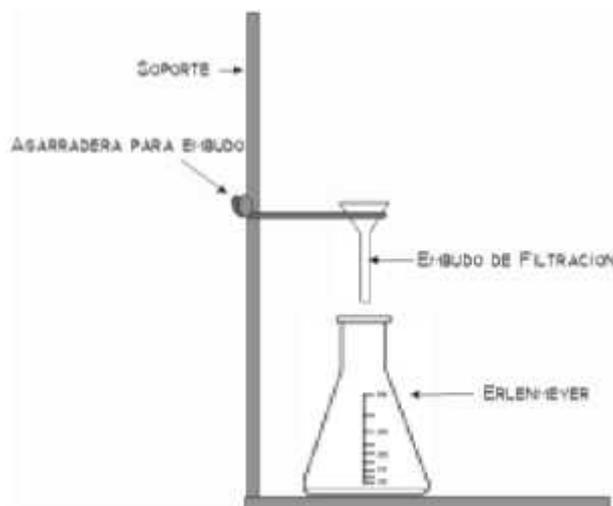
En el caso de que se trate de dos líquidos no miscibles, como agua y aceite, se utiliza una ampolla de decantación. Se coloca el sistema dentro de la ampolla y se lo deja en reposo hasta que se separen los líquidos (el agua ocupa la parte inferior, por ser más densa). Luego, al abrir la llave se deja salir el agua, debiendo cerrar el paso cuando está por pasar el aceite.



## Filtración

Algunos sistemas están formados por una fase líquida en cuyo interior hay partículas sólidas en suspensión, como por ejemplo el agua turbia de un charco. En este caso se puede proceder de la siguiente manera:

Se hace pasar el sistema líquido-sólido a través de una superficie porosa, llamada filtro, generalmente colocada dentro de un embudo. Las partículas sólidas son retenidas por el filtro dado que tienen un diámetro mayor que los poros. Como filtro es muy utilizado un papel poroso, denominado papel de filtro, aunque también se utiliza arena, algodón, polvo de carbón, telas especiales, lana de vidrio, porcelana, amianto, etc.



## Centrifugación

En otros casos se acelera la sedimentación de dichas partículas. Se las somete a la acción de la fuerza centrípeta y las partículas por inercia tienden a “fugarse” tangencialmente, el sistema se coloca en tubos cónicos que giran a gran velocidad dentro de aparatos llamados centrífugas. Lo cual determina que las partículas, por ser más densas, precipiten, ocupando el fondo de dichos recipientes.

Si centrifugamos sangre con un anticoagulante podemos obtener una separación de sus componentes en tres fases principales: en el fondo encontraremos los hematíes (serie roja o

comúnmente llamados glóbulos rojos), por encima de ellos y como una fina capa blanca tendremos los leucocitos y plaquetas, y por último, una capa líquida que es el plasma.



### ● Sistemas (sólido/sólido))

#### Tría

Cuando una de las fases se encuentra dividida en trozos bien diferenciados, estos se pueden separar tomándolos con una pinza. Por ejemplo: Extraer trozos de mármol mezclados en arena.



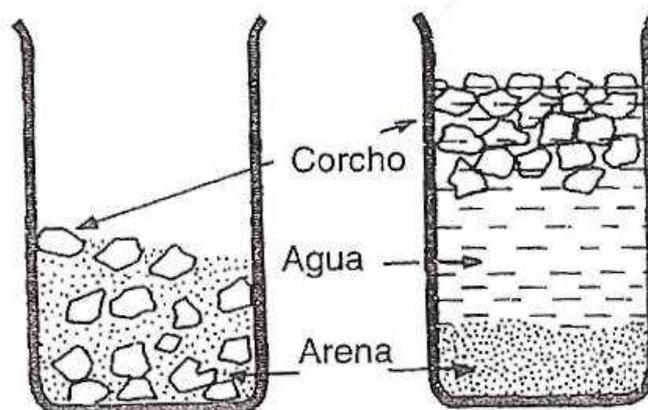
#### Tamización

Si las partículas que forman cada fase sólida tienen diferente tamaño, se coloca el sistema material sobre una malla de metal o plástico (tamiz), se sacude y entonces las partículas de menor diámetro atraviesan la malla, mientras que la de mayor tamaño quedan retenidas. Un ejemplo es la separación del canto rodado, de la arena.



### Flotación

Cuando los sólidos tienen diferente densidad, tal como una mezcla de arena y corcho, se agrega un líquido que tenga una densidad intermedia con respecto a ellos, como el agua. El corcho flota y la arena se deposita en el fondo, pudiendo ser separados posteriormente.



### Disolución

En el caso de que una de las fases sea soluble en un determinado solvente y la otra no se utiliza esta propiedad para poder separar las distintas fases.

Por ejemplo: Una mezcla de arena y sal, se agrega agua, se agita para asegurar la disolución de la sal, y se procede a filtrar, separando la arena del agua salada. Luego, por evaporación puede separarse la sal del agua.

## Levigación

Consiste en la separación de sólidos de diferente densidad utilizando una corriente de líquido (mayormente agua) para separarlos por arrastre. Un ejemplo de ello es la separación de arena y oro, se hace circular una corriente de agua que arrastra la mezcla a través de canales; entonces, las pepitas metálicas (más densas) sedimentan, mientras que la arena se mantiene en suspensión.

## Separación magnética

Cuando uno de los sólidos está compuesto por hierro, se puede separar la mezcla acercándole un imán. El cual retiene las partes imantables del sistema. Por ejemplo: En el proceso de fabricación de la harina, una de las operaciones previas consiste en apartar de los granos de trigo pequeños trozos metálicos (clavos, alambres, etc.), haciéndolos pasar por un campo magnético.

Todos los procedimientos antes mencionados, se denominan métodos separativos.

Como se observa en los ejemplos, **los métodos separativos que se utilizan varían de un caso a otro, según las propiedades de las fases que forman el sistema**, como por ejemplo el tamaño de las partículas, su densidad, la solubilidad, etc.

En un sistema heterogéneo, cada una de las fases que lo integran, después de ser separadas constituyen sistemas homogéneos.

## Fraccionamiento de Fases en un Sistema Homogéneo

Entre los sistemas homogéneos debemos diferenciar aquellos que están constituidos por una **sustancia pura** (agua destilada, cloruro de sodio), de otros que están formados por dos o más sustancias (agua salada) y que se denominan **soluciones**.

En estas últimas es posible separar las sustancias que las componen, es decir, proceder al fraccionamiento del sistema homogéneo.

Para fraccionar una solución es necesario escoger el método más apropiado para cada caso:

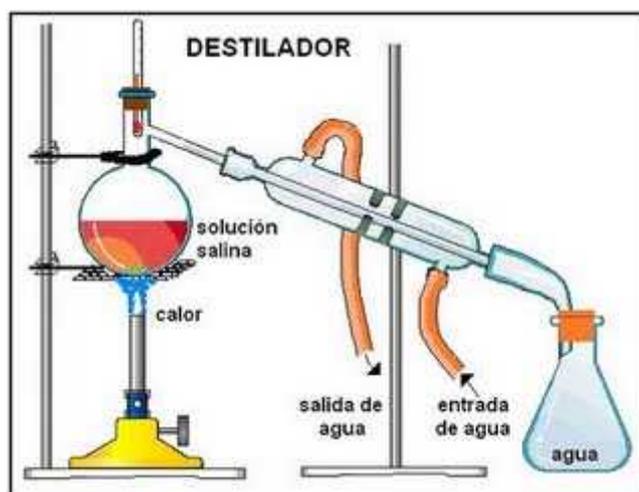
### Destilación simple

Se realiza cuando un sistema está formado por una sustancia sólida disuelta en otra líquida, como el agua salada. En el caso en que se desea separar el componente líquido del sólido.

Para ello se usa un aparato constituido por un balón con tubo de desprendimiento, un termómetro, un refrigerante y un recipiente colector.

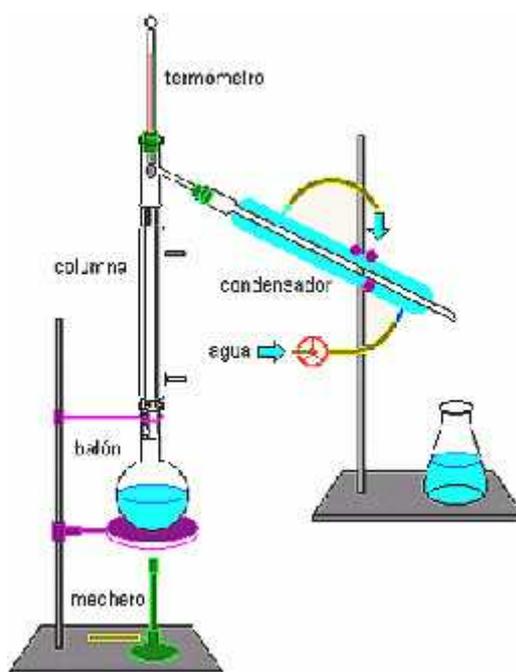
En el balón se coloca el agua salada y luego se calienta hasta ebullición. Los vapores de agua que se forman ascienden y salen por el tubo de desprendimiento. Al chocar con la superficie fría del refrigerante se condensan, cayendo gota a gota como agua líquida en el recipiente colector. Como la sal no se vaporiza queda retenida en el balón, y de ese modo se separa el agua de la sal.

La destilación comprende, primero, la vaporización de un líquido y luego, la condensación de los vapores por enfriamiento.



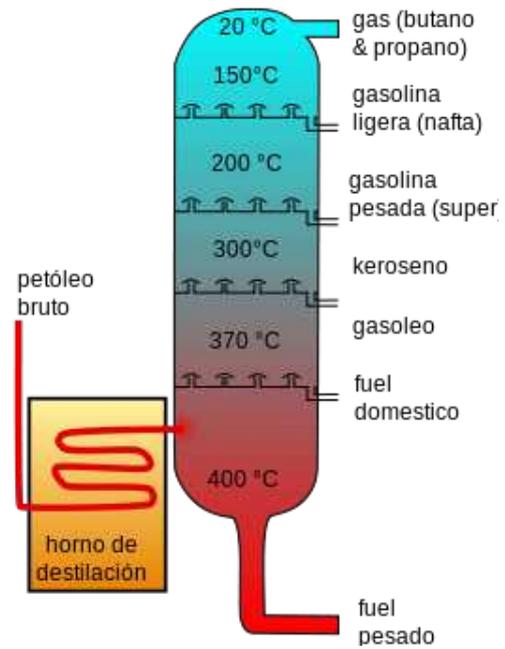
### Destilación fraccionada.

Se utiliza cuando se desea separar líquidos volátiles con diferentes puntos de ebullición. Aquí, el balón que contiene la solución cuyos componentes se desean separar, posee una columna de fraccionamiento adosada a su boca.



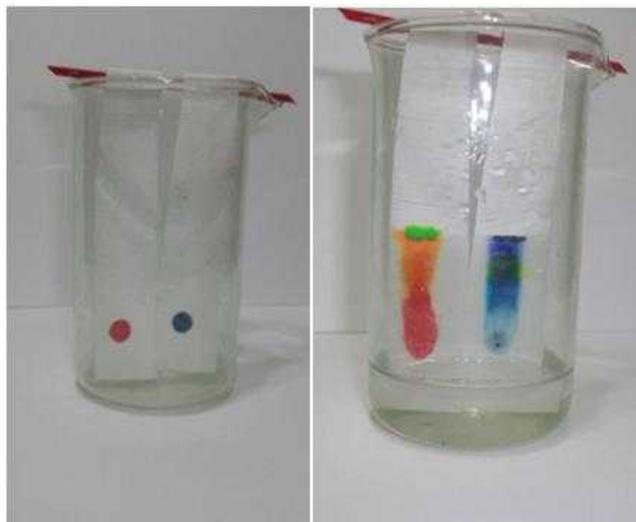
Dicha columna se construye de tal forma que tenga un gran área superficial, como por ejemplo conteniendo perlas de vidrio en su interior. Así, puede producirse una gran condensación del componente menos volátil dentro de ella. La columna está más fría en la parte superior que en la base. Con el tiempo, el vapor llega a la parte superior de la columna y casi todo el componente menos volátil se condensa y desciende por la columna. El componente más volátil pasa al condensador donde se licúa y se deposita como destilado casi puro en el recipiente colector. Mientras más larga sea la columna y mejor empacada esté, más eficiente será la separación.

De este modo es posible separar, por ejemplo, agua y acetona, cuyos puntos de ebullición son, respectivamente,  $100^{\circ}\text{C}$  y  $56^{\circ}\text{C}$ . Esta técnica es muy usada en el laboratorio y en la industria del petróleo, del alcohol, etc.



## Cromatografía

Este método admite diferentes variantes, siendo una de las más usadas la cromatografía de partición sobre papel. Consiste en una tira de papel de filtro suspendida en un recipiente, cuya extremidad inferior está sumergida en un solvente orgánico (éter de petróleo, butanos, etanol, etc.). La muestra a analizar se deposita sobre el papel próxima al solvente. Esta asciende por capilaridad y arrastra las sustancias que forman la muestra, las cuales van alcanzando distintas alturas de acuerdo con su masa molecular, afinidad con el solvente, etc. De ese modo se logra la separación de los diferentes componentes de una solución.



*Illustration 1: Cromatografía en papel.*

## Cristalización

Permite separar componentes de un sistema que son solubles en un mismo solvente. Este método se utiliza en el caso en que los componentes son muy solubles a la temperatura de ebullición en el solvente, pero uno de ellos es insoluble o poco soluble en frío.

Consiste en disolver el sistema en el solvente hirviendo y luego, se deja enfriar. De esta forma, el componente menos soluble se cristaliza y sus cristales se separan por filtración.



Las técnicas que permiten separar los componentes de una solución como la destilación simple, destilación fraccionada, la cromatografía y la cristalización fraccionada, reciben la denominación de métodos de fraccionamiento.[6]

## Referencias:

- [1] Raymond, Chang. 2002 *Química séptima edición*. Mc Graw Hill
- [2] Héctor S. Odetti et al. - 1a ed. 1a reimp. *Química. Conceptos fundamentales* - Santa Fe: Ediciones UNL, 2012. Universidad Nacional del Litoral
- [3] Cuadernillo preuniversitario de Química. 2016. Facultad de Ciencias Agrarias – UNCUYO
- [4] Angelini, M. 2010. segunda edición. *Temas de Química General*- Buenos Aires. Eudeba
- [5] Gerald Holton 2da edición. *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas*.
- [6] Cuadernillo de Ciencias Naturales. 2015 y 2017. Facultad de Ciencias Exactas y Naturales– UNCUYO.