

CAPÍTULO 1

Sistemas materiales

*Natalia Argel, Carlos Alberto Manassero
y Alejandra Viviana Quiroga*

En este capítulo empezaremos a adentrarnos en algunos conceptos sencillos, aunque no por eso menos importantes, de la química. Los mismos nos ayudarán a comprender muchos fenómenos habituales que nos rodean y sentarán las bases para el desarrollo posterior de temas cuya complejidad irá en aumento. Comenzaremos con el estudio de la materia, sus estados de agregación y los cambios que experimenta para finalmente concluir con el estudio y la clasificación de los sistemas materiales.

De la materia y sus estados de agregación

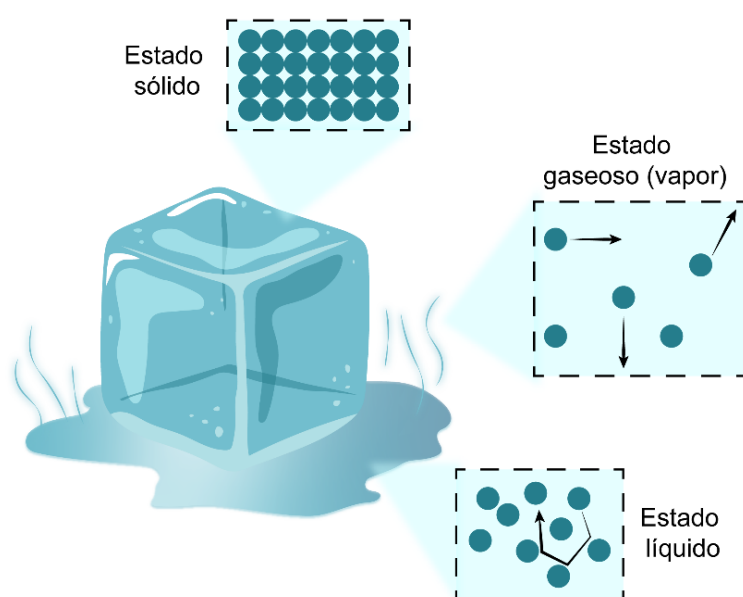
El primer problema que se nos plantea a la hora de comenzar el estudio de la química radica en tratar de explicar con nuestras palabras los términos técnicos asociados a este campo disciplinar. Por ejemplo, es común que hablemos de materia, formas de materia, transformación de la materia... pero, ¿qué entendemos por materia? Una definición simple y útil, que probablemente sea ya conocida por ustedes, es aquella que sostiene que **materia** es cualquier cosa que tenga masa y ocupe un lugar en el espacio. Cuando hacemos referencia a una porción limitada de materia con características definidas hablamos de **cuerpo**. En consecuencia, la cantidad de materia de un cuerpo queda determinada por su **masa**. La masa es una magnitud básica cuya unidad fundamental en el sistema cegesimal (C.G.S.) es el gramo (g) y en el sistema internacional de unidades (SI) es el kilogramo (kg). Noten que el kg es un ejemplo de unidad múltiplo del g; el miligramo (mg) sería un ejemplo de unidad submúltiplo. Un término que suele usarse indistintamente con el de masa, pero que en sentido estricto expresa distinto significado, es el de **peso**. El peso da cuenta de la fuerza que ejerce la gravedad sobre un cuerpo. Si la fuerza de gravedad varía (por ejemplo, considerando distintos puntos de la Tierra o, más aún, otro planeta) el peso del cuerpo será diferente pero no su masa.

La materia se nos presenta en diversos estados de agregación o estados físicos, todos con propiedades y características diferentes, y aunque los más conocidos y observables cotidianamente son tres, las llamadas fases sólida, líquida y gaseosa, también existen otros estados observables bajo condiciones extremas de presión y temperatura. Cada estado de agregación es

el resultado del balance de las fuerzas de interacción que existen entre las partículas. Las fuerzas de interacción que experimentan las partículas se denominan fuerzas intermoleculares. Más adelante desarrollaremos el concepto de [molécula](#), mientras tanto usaremos el término partícula y molécula como sinónimos. En esencia, existen dos tipos de fuerzas intermoleculares: las de atracción (que tienden a unir las moléculas ocupando el menor espacio posible), y las de repulsión (que tienden a separar las moléculas maximizando el espacio ocupado). Estas fuerzas actúan en sentido opuesto y simultáneamente sobre las moléculas en continuo movimiento. El estado (o fase) **sólido** se caracteriza por presentar forma y volumen propio. Son rígidos e incompresibles (es decir no son afectados apreciablemente por el aumento de presión). Las partículas que los constituyen están ordenadas en posiciones fijas y sólo pueden vibrar en torno a su ubicación, por ende, no son capaces de fluir (Figura 1.1). Las fuerzas de atracción superan considerablemente a las de repulsión. Los **líquidos** presentan volumen propio, pero no forma propia, adoptan la del recipiente que los contiene. Cuando están en reposo presentan una superficie plana horizontal. Son prácticamente incompresibles. Las fuerzas de atracción son menos intensas que en los sólidos, esto permite que las partículas presenten mayor movimiento dotando a los líquidos de su capacidad de fluir (Figura 1.1). El estado **gaseoso** se caracteriza por no presentar forma ni volumen propio. Los gases se expanden libremente ocupando la totalidad del recipiente que los contenga. Se comprimen y fluyen con suma facilidad (Figura 1.1). A altas temperaturas y bajas presiones no existen entre sus partículas fuerzas atractivas.

Figura 1.1.

Representación gráfica de la materia en estado sólido, líquido y gaseoso a nivel macroscópico y a nivel molecular



De los cambios de estado de la materia

El cambio de estado es el proceso mediante el cual las sustancias pasan de un estado de agregación a otro, intercambiando energía bajo la forma de calor con el medio ambiente, en forma reversible. Como fue discutido en párrafos anteriores, el balance entre las fuerzas atractivas y repulsivas define el estado de agregación de una sustancia, entonces un cambio en la intensidad de dichas fuerzas por efecto de la variación de la presión y/o la temperatura provocará que la sustancia cambie su estado de agregación (Figura 1.2).

Figura 1.2

Representación gráfica de las fuerzas atractivas y repulsivas que experimentan las moléculas

Predominio de fuerzas atractivas



Predominio de fuerzas repulsivas



El paso de un estado de agregación más ordenado, donde las moléculas constitutivas tienen limitado su movimiento, a uno más desordenado se produce cuando la sustancia recibe calor. Como consecuencia de ello, las moléculas adquieren mayor energía, logran moverse con mayor libertad y el sistema aumenta su desorden, se vuelve más caótico. Son ejemplos de estos cambios de estado (Figura 1.3):

- **Fusión:** pasaje del estado sólido al estado líquido.
- **Vaporización:** pasaje del estado líquido al estado vapor. Si el fenómeno ocurre sólo en la superficie libre del líquido, el cambio de estado recibe el nombre particular de **evaporación**. Por el contrario, si la vaporización ocurre en toda la masa del líquido considerado recibe el nombre de **ebullición**. Es importante notar que la **evaporación** ocurre a cualquier temperatura mientras que la **ebullición** ocurre a una temperatura determinada, la cual dependerá de la presión externa.
- **Sublimación:** pasaje del estado sólido al estado vapor sin pasar por el estado líquido.

Ahora bien, si enfriamos la sustancia (le quitamos calor), las partículas se moverán más lentamente, las fuerzas atractivas empezarán a tener mayor importancia y se logrará un mayor orden en el sistema. Son ejemplos de estos cambios de estado:

- **Solidificación:** pasaje del estado líquido al estado sólido.

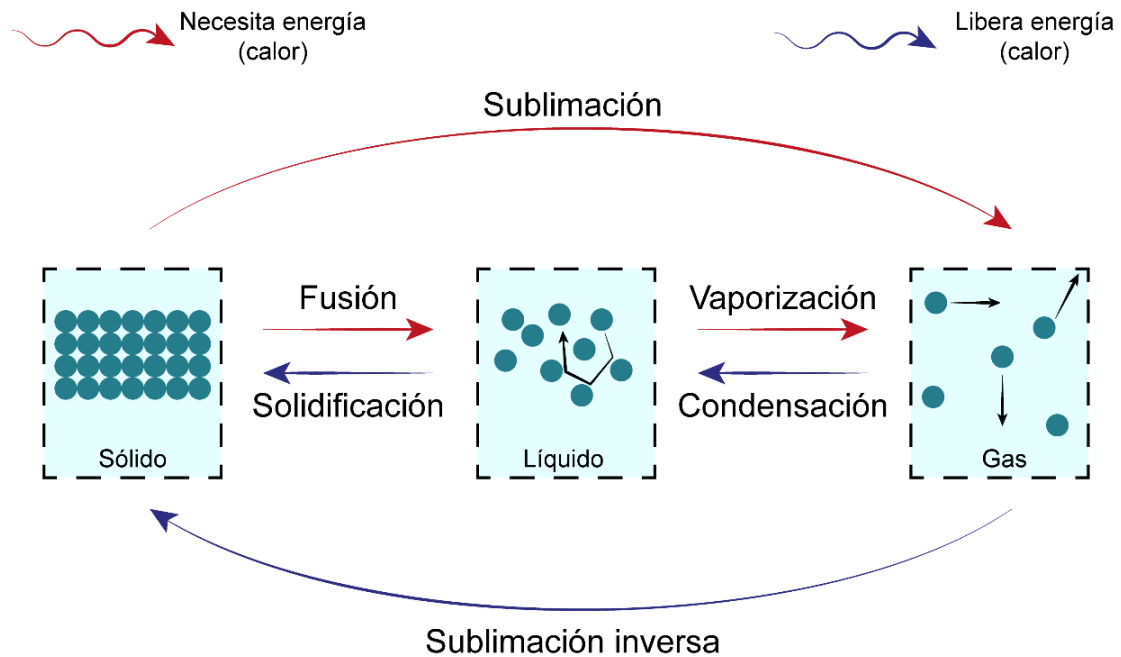
- **Condensación:** pasaje del estado vapor al estado líquido. El pasaje del estado gaseoso al estado líquido recibe el nombre de **licuación o licuefacción**.

A esta altura es necesario hacer una distinción entre dos términos que se usan frecuentemente como sinónimos, pero hacen referencia a estados de la materia diferentes: vapor y gas. Cuando el estado de agregación de una sustancia es normalmente sólido o líquido (a presión y temperatura ambiente) llamamos vapor a su estado gaseoso. Por ejemplo, a temperatura ambiente y presión normal (1 atmósfera) el agua se presenta como líquida y el yodo como sólido, por lo tanto, al entregarles calor su estado gaseoso se denominará vapor. Por otra parte, en las mismas condiciones de presión y temperatura algunas sustancias como el hidrógeno, oxígeno o el nitrógeno, entre otros, se presentan en estado gaseoso y por ello se denominan gases.

- **Sublimación inversa o deposición:** pasaje del estado vapor al estado sólido sin pasar por el estado líquido.

Figura 1.3

Cambios de estado de agregación de la materia



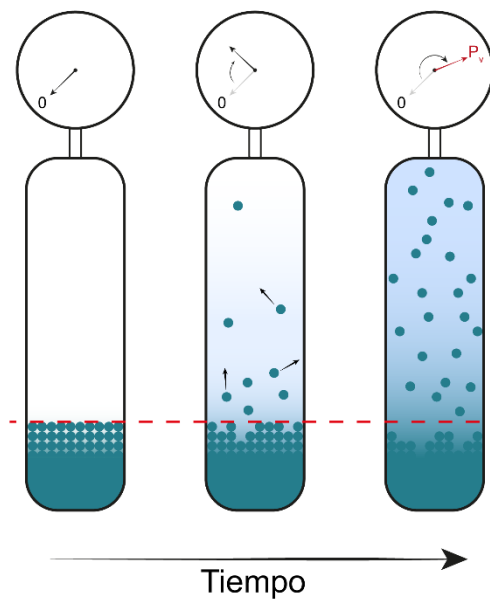
Del concepto de presión de vapor al de temperatura de ebullición

Introduciremos brevemente el concepto de presión de vapor de un líquido para poder acercarnos de manera más precisa al fenómeno de ebullición. Supongamos que introducimos un volumen de líquido dentro de un recipiente al cual cerramos herméticamente y le hacemos vacío (eliminamos todas las moléculas de gas que pudieran estar comprendidas

entre el líquido y la tapa del recipiente). Si mantenemos constante la temperatura iremos observando que el nivel de líquido en el recipiente desciende inicialmente hasta alcanzar un valor constante luego de un cierto tiempo. Al inicio del proceso, las moléculas del líquido son capaces de escapar de la superficie libre del mismo (es decir ocurre la evaporación). Al mismo tiempo, algunas moléculas en la fase vapor regresan al líquido nuevamente (condensación). Llega un momento en el cual el número de moléculas que escapan del líquido igualan a las de vapor que regresan al mismo, siempre y cuando la temperatura permanezca constante. Se dice en este caso que el sistema alcanza un equilibrio dinámico. Bajo dicha situación de equilibrio el vapor ejerce una cierta presión sobre la superficie libre del líquido y sobre las paredes del recipiente que contiene dicho sistema. Esta presión se denomina **presión de vapor** del líquido (Figura 1.4). Es decir, que la presión de vapor de un líquido es la presión que ejercen sus vapores cuando se ha establecido un equilibrio dinámico con ese líquido a **una cierta temperatura**. Pueden imaginarse que dicha presión de vapor se incrementará con el aumento de la temperatura ya que existirá un mayor número de moléculas capaces de abandonar el líquido y pasar a la fase vapor.

Figura 1.4

Presión de vapor de un líquido



Habiendo introducido el concepto de presión de vapor podemos decir que un líquido entrará en ebullición cuando su presión de vapor iguale a la presión externa (podemos suponer que la presión externa será la presión atmosférica). La temperatura a la cual se produce dicho fenómeno la llamamos punto de ebullición del líquido. En el caso particular que la presión exterior sea de 1 atmósfera, la temperatura de ebullición recibe el nombre de punto de ebullición normal del líquido.

De los sistemas materiales, sus propiedades y clasificación

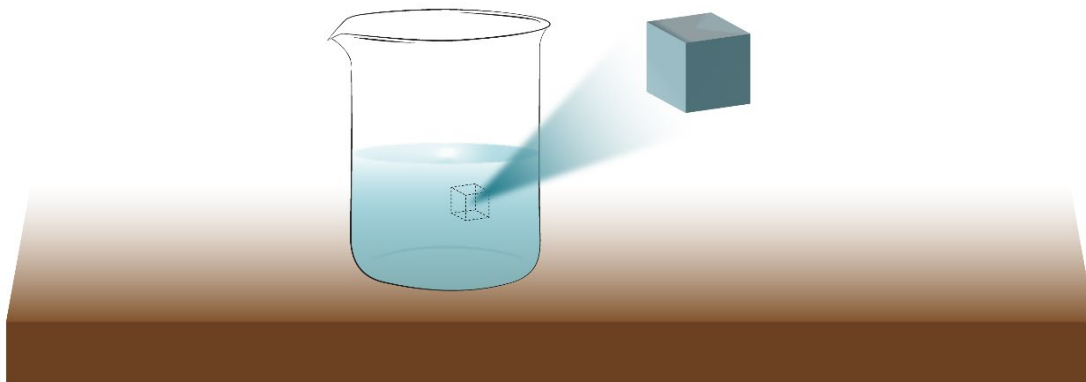
Después de tener en claro todas las definiciones y conceptos anteriores, que seguramente ya habías oído y hasta probablemente estudiado para algún examen, podemos darle un sentido más completo a la definición de sistemas materiales.

¿Qué es un sistema material?

Para estudiar experimentalmente la composición o cualquier propiedad de la materia, es necesario tomar y aislar una porción limitada de la misma a partir del medio que nos rodea. Esa porción de materia se denomina **sistema material**. Entonces, se define a un sistema material como una porción del Universo que se aísla para su estudio. Sus límites pueden ser reales o imaginarios. Por ejemplo, en un vaso de agua completamente lleno, si el sistema a estudiar es el contenido del mismo, el límite será la pared interior del envase; pero también podemos estudiar un pequeño cubo dentro del contenido del vaso, cuyos límites sean imaginarios (Figura 1.5).

Figura 1.5

Sistema material aislado para su estudio



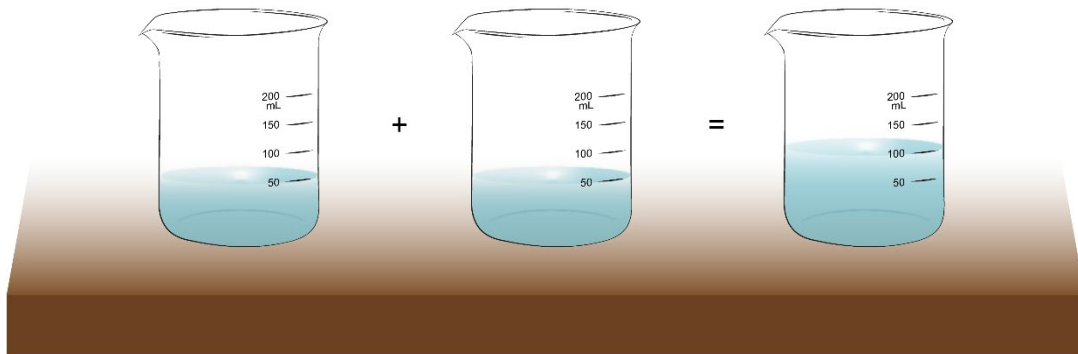
Propiedades de los sistemas materiales

En general, para estudiar un sistema material se analizan las propiedades físicas de la materia que lo constituye o los procesos químicos que tienen lugar sobre esa porción de materia. Las propiedades físicas pueden ser determinadas sin que ocurra ningún cambio en la composición del sistema, es decir en las sustancias que forman el sistema material. Algunos ejemplos de propiedades físicas son la temperatura de fusión, el volumen, la masa, entre otros. Estas propiedades se clasifican en dos grandes grupos: propiedades extensivas e intensivas.

Las **propiedades extensivas**, dependen de la cantidad de materia presente en el sistema analizado. Por ejemplo, la masa, el volumen, el peso, la superficie, etc. La masa es una propiedad extensiva, más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, en la Figura 1.6 observamos que el volumen de agua total obtenido luego de la mezcla (100 mL) es igual a la suma del volumen contenido en cada uno de los vasos antes de la mezcla (50 mL).

Figura 1.6

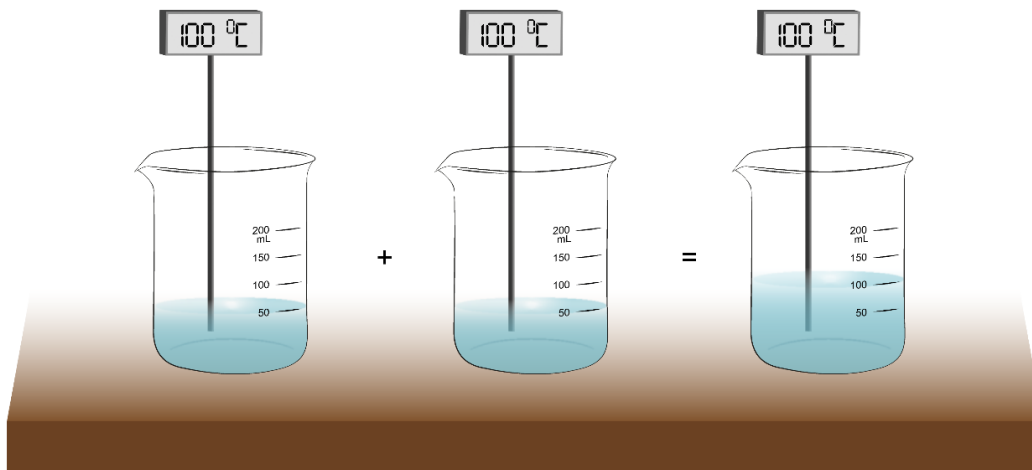
Representación gráfica de una propiedad extensiva, el volumen y su aditividad



Las **propiedades intensivas**, son aquellas que no varían con la cantidad de materia (masa) considerada. Ejemplos: la dureza, la densidad, la concentración, el peso específico, el punto de fusión, el punto de ebullición, la conductividad térmica. La temperatura es otro ejemplo. Supongamos que se tienen dos vasos llenos de agua que están a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un vaso más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos vasos separados (Figura 1.7). A diferencia de la masa y el volumen de este nuevo sistema (que son propiedades extensivas), la temperatura (así como las demás propiedades intensivas) no son aditivas.

Figura 1.7

Representación gráfica de una propiedad intensiva, la temperatura y su no aditividad



Mientras que los cambios en las propiedades físicas que analizamos anteriormente no producen cambios sobre la identidad de las sustancias que forman el sistema material, los procesos, cambios o fenómenos químicos que ocurren sobre nuestro sistema material modifican las sustancias que lo componen. Algunos ejemplos de procesos químicos que pueden ocurrir en un sistema material son la combustión de las sustancias y la oxidación, entre otros.

Clasificación de los sistemas materiales

Los sistemas materiales que vamos a estudiar pueden estar formados por una única sustancia o por una mezcla de distintas sustancias. Dependiendo de cuál sea el caso, se clasifican en **sustancias puras y mezclas**.

Las **sustancias puras** son aquellas que tienen una composición química definida y constante y no pueden fraccionarse sin perder su identidad química. Las sustancias puras están representadas por una **fórmula química**, por ejemplo: H_2O (agua), $NaCl$ (sal de mesa o cloruro de sodio), C_2H_6O (alcohol etílico) y O_2 (oxígeno, presente en el aire). En esta fórmula química la proporción de átomos de cada elemento será siempre la misma, por eso decimos que la composición es definida y constante. Por ejemplo, la sustancia pura agua siempre tendrá asociada la fórmula H_2O sin importar si fue extraída en China o en Argentina, siempre habrá el doble de átomos de hidrógeno que de oxígeno.

Las sustancias puras pueden a su vez estar formadas por un único elemento (**sustancias puras simples**) o bien pueden estar formadas por dos o más elementos diferentes (**sustancias puras compuestas o compuestos**). Las sustancias puras compuestas, pueden descomponerse químicamente en dos o más elementos. Por ejemplo, al romper la molécula de agua (H_2O), obtendremos átomos de hidrógeno (H) y de oxígeno (O); la sal de mesa o cloruro de sodio ($NaCl$), genera sodio (Na) y cloro (Cl); el alcohol etílico (C_2H_6O), dará carbono (C), hidrógeno (H) y oxígeno (O). Las sustancias puras simples en cambio, al estar formadas por un solo tipo de elemento, cuando se descomponen lo hacen en átomos del mismo elemento. Por ejemplo, la ruptura de una molécula de hidrógeno (H_2) genera átomos de hidrógeno (H), la molécula de ozono (O_3) genera átomos de O , la molécula de cloro (Cl_2) genera átomos de Cl .

Los elementos (como oro, sodio, carbono, magnesio) no pueden descomponerse químicamente en otras sustancias más sencillas. Actualmente se conocen 118 elementos químicos que están ordenados en la tabla periódica de los elementos.

Las **mezclas**, por su parte, no poseen una composición química definida y constante (por lo tanto, no les podemos asociar una fórmula química) y pueden ser fraccionadas en las sustancias puras que las forman por medios mecánicos o físicos (filtración, decantación, destilación, etc.).

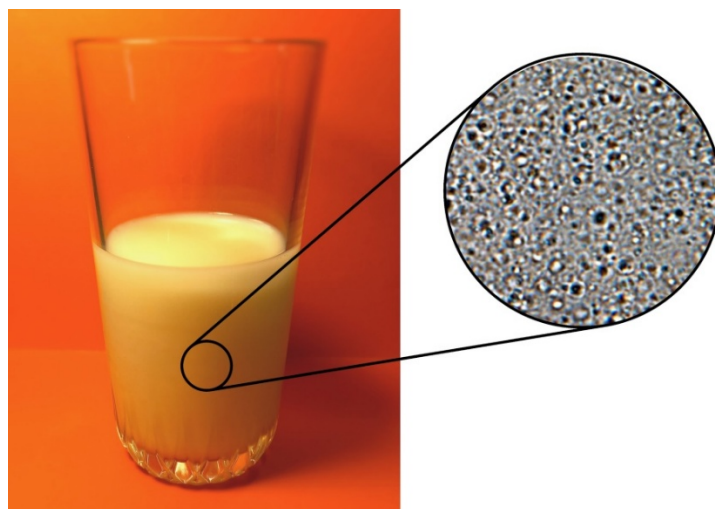
Los sistemas materiales constituidos por **mezclas** pueden clasificarse en mezclas o **sistemas homogéneos** (también llamados soluciones) y mezclas o **sistemas heterogéneos** (también llamadas dispersiones). Los sistemas homogéneos se caracterizan por tener las mismas propiedades intensivas en todos los puntos del sistema. Presentan continuidad en sus propiedades cuando se los observa con ayuda de instrumentos como el microscopio óptico y el

ultramicroscopio. Por lo tanto, cualquier porción que se tome en un sistema homogéneo tendrá la misma composición y propiedades. Son sistemas homogéneos: agua azucarada, agua con sal disuelta, el acero (aleación de hierro y carbono), un anillo de oro de pocos kilates (aleación de oro y cobre), el aire (mezcla de nitrógeno, oxígeno y otros gases), etc.

Si bien algunos sistemas materiales podrían ser clasificados a simple vista como homogéneos o heterogéneos, el hecho de no ver discontinuidades con el ojo desnudo (sin instrumentos) no alcanza para poder clasificar a un sistema material como homogéneo. Muchas veces las discontinuidades son tan pequeñas que necesitamos de un instrumento más poderoso que el ojo humano para poder distinguirlos. Por esta razón, sistemas materiales como la leche, mayonesa, tinta china, entre otros, que a simple vista parecen homogéneos, al mirarlos con el ultramicroscopio, resultan ser sistemas heterogéneos. En la imagen de la leche bajo el microscopio (Figura 1.8) vemos gotitas de grasa dispersas en una fase líquida continua acuosa que no podríamos distinguir con el ojo desnudo. Las gotitas de grasa tienen propiedades diferentes a las de la fase líquida acuosa que las contiene, por eso decimos que la leche se clasifica como un sistema heterogéneo.

Figura 1.8

Un vaso de leche visto con el ojo desnudo y una gota de leche vista al microscopio óptico



Los sistemas heterogéneos se caracterizan por tener distintas propiedades intensivas en distintas porciones o puntos de éste. Por ejemplo, si analizamos un sistema constituido por agua y aceite comprobamos que no es homogéneo pues pueden distinguirse cada uno de los líquidos. Pero en este sistema encontramos distintas porciones en donde las propiedades intensivas son constantes; se trata de las diferentes **fases** del sistema heterogéneo. Entonces, llamamos **fase** a cada una de las partes homogéneas que constituye un sistema heterogéneo, separadas de las otras partes por límites físicos. De acuerdo con esta definición, los sistemas heterogéneos tienen necesariamente más de una fase, por lo tanto, presentan superficies de separación o interfases entre las fases que lo forman. Por el contrario, los sistemas homogéneos tienen una sola fase (monofásicos).

En la siguiente tabla (Tabla 1.1) se resumen las características de los sistemas homogéneos y heterogéneos

Tabla 1.1

Resumen de las diferencias entre los sistemas materiales

Sistema Homogéneo	Sistema Heterogéneo
Número de fases = 1.	Número de fases = 2 o más.
Tiene las mismas propiedades intensivas en todos los puntos de su masa.	Tiene diferentes propiedades intensivas en dos o más puntos de su masa (fases).
Las partículas que lo forman no se observan ni aún ante el ultramicroscopio.	Pueden observarse las partículas que lo forman con diferentes instrumentos de observación.
No presentan superficies de discontinuidad.	Presentan superficies de discontinuidad.

Cada una de las fases de un sistema material está formada por uno o más **componentes**, es decir, llamamos componente a cada una de las sustancias puras que forman parte de las distintas fases.

Análisis de diferentes sistemas materiales

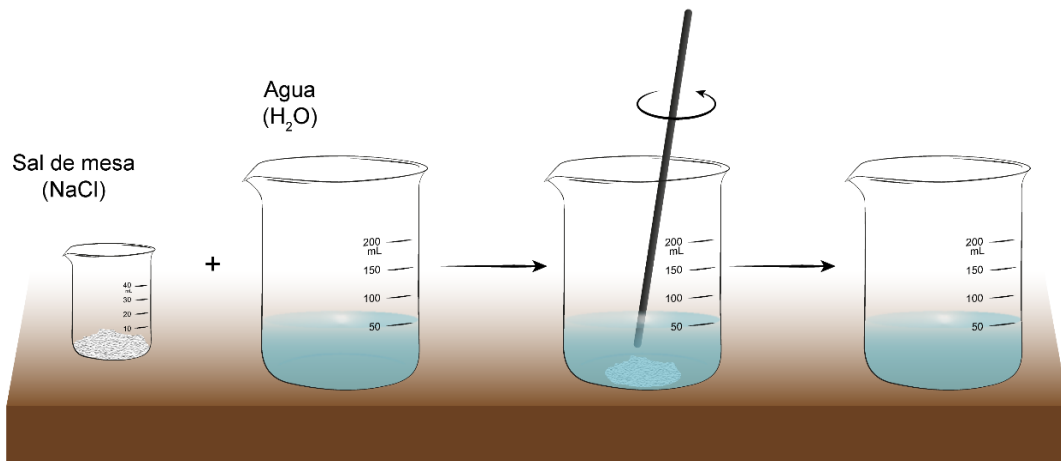
Analicemos los siguientes sistemas materiales. Vamos a detallar para cada sistema las fases y los componentes que tienen.

Sistema material 1

En la Figura 1.9, vemos un sistema material formado por agua en estado de agregación líquido en la que se ha disuelto la sal de mesa ($NaCl$) en estado de agregación sólido.

Figura 1.9

Sistema material formado por la mezcla de sal de mesa ($NaCl$) y agua (H_2O)



¿Cuántas fases tiene?

Con el ojo desnudo solo observamos una fase, toda la sal se ha disuelto en el agua. Aún si ponemos una porción de este sistema bajo un microscopio no veremos más que una fase. Por lo tanto, tenemos un sistema homogéneo.

¿Cuántos componentes tiene?

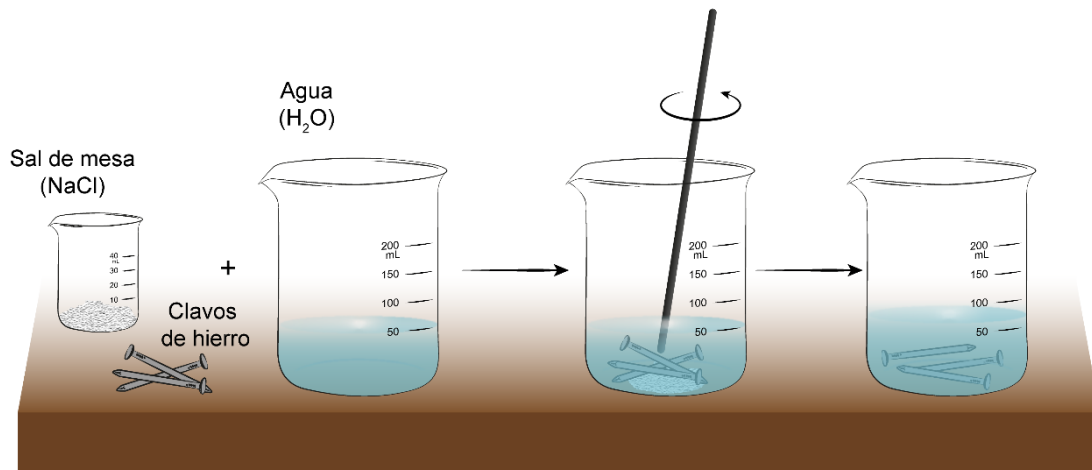
Teniendo en cuenta que los componentes son las sustancias puras que forman al sistema material, este sistema tendrá dos componentes el agua y la sal. Podemos reconocer a los componentes de un sistema material porque tienen asociada una fórmula química que podemos escribir con los elementos de la tabla periódica, agua (H_2O), sal de mesa ($NaCl$).

Sistema material 2

En la Figura 1.10 vemos un sistema formado por agua líquida en la que se ha disuelto sal de mesa ($NaCl$) y se agregaron 3 clavos de hierro (Fe).

Figura 1.10

Sistema material formado por la mezcla de sal de mesa ($NaCl$), agua (H_2O) y 3 clavos de hierro



¿Cuántas fases tiene?

Pensemos en la definición de fase: “cada una de las partes homogéneas que constituye un sistema heterogéneo, está separada de las otras partes por límites físicos” entonces veremos que tiene dos fases: una fase líquida y una fase sólida. La fase líquida está formada por el agua con la sal disuelta y la fase sólida por los clavos de hierro. Si bien hay 3 clavos de hierro separados unos de otros y podemos distinguir interfases entre ellos, todos los clavos tienen las mismas propiedades intensivas por lo tanto constituyen una única fase. En este caso tenemos un sistema heterogéneo.

¿Cuántos componentes tiene?

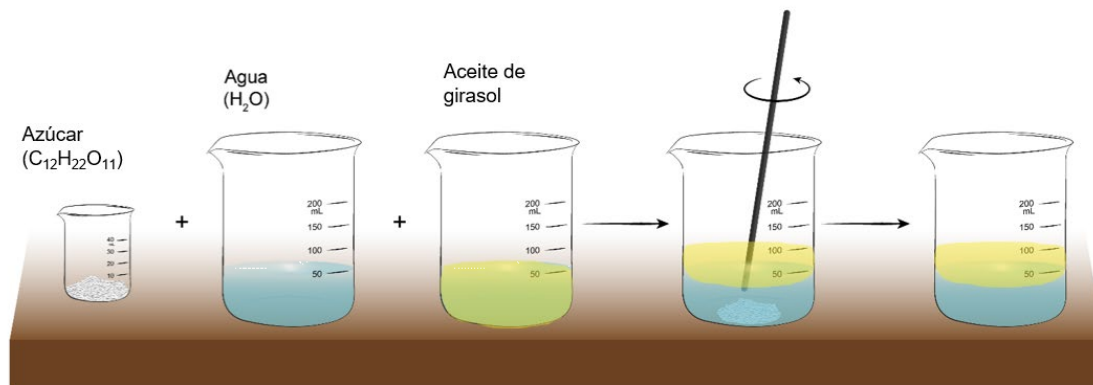
La fase líquida tendrá dos componentes, el agua (H_2O) y la sal ($NaCl$). La fase sólida tendrá un solo componente, el hierro (Fe). Por lo tanto, este sistema material tendrá tres componentes en total, está formado por tres sustancias puras distintas.

Sistema material 3

En la Figura 1.11, vemos un sistema material formado por agua líquida en la que se ha disuelto la azúcar sólida ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y aceite de girasol (líquido).

Figura 1.11

Sistema material formado por la mezcla de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), agua (H_2O) y aceite de girasol.



¿Cuántas fases tiene?

Tiene dos fases líquidas, una fase líquida acuosa formada por el agua con azúcar disuelta y una segunda fase líquida formada por el aceite. Tenemos un sistema heterogéneo (más de una fase).

¿Cuántos componentes tiene?

La fase líquida acuosa tiene dos componentes, el agua (H_2O) y el azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$). La fase líquida aceite está formada por muchos componentes. El aceite de girasol está formado por diferentes ácidos grasos cada uno con una fórmula química característica: ácido palmítico ($C_{16}H_{32}O_2$), ácido esteárico ($C_{18}H_{36}O_2$), ácido linoleico ($C_{18}H_{32}O_2$), ácido oleico ($C_{18}H_{34}O_2$), etc. La composición del aceite de girasol además dependerá de si es refinado o no, si corresponde a la variedad alto oleico, etc. Por lo tanto, podemos decir que el aceite en sí mismo no es una sustancia pura. Está formado por muchas sustancias puras. En este sistema material no podemos especificar con exactitud un número de componentes, sabemos que alguno de los componentes son agua (H_2O), azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y las sustancias puras que componen al aceite (ácido palmítico ($C_{16}H_{32}O_2$), ácido esteárico ($C_{18}H_{36}O_2$), ácido linoleico ($C_{18}H_{32}O_2$), ácido oleico ($C_{18}H_{34}O_2$), etc.).

Referencias

Martínez J., Donati E. (1999). *Principios básicos de Química*. Edición del Autor, Argentina.