

CAPÍTULO 1

SISTEMAS MATERIALES

Introducción

El mundo que nos rodea contiene objetos tales como libros, montañas, etc. que denominamos *cuerpos*. Estos cuerpos sufren cambios, transformaciones, que son estudiados por las *ciencias naturales* como la Química, la Física y la Biología. Las explicaciones dadas por estas ciencias son verificables; se basan en hechos comprobables; son *ciencias experimentales*.

El componente común a todos los cuerpos es la *materia*. Todo ente material ocupa un lugar en el espacio (tiene volumen) y posee masa.

Existen distintos tipos de materiales que forman los cuerpos. Un anillo de plata y una pulsera de plata son cuerpos diferentes formados por el mismo material. Un anillo de oro y un anillo de plata son cuerpos iguales formados por distintos materiales. La *Química* se ocupa principalmente de la composición, propiedades y transformaciones de los materiales.

El químico no se preocupa por la forma de los cuerpos sino por su composición; le interesa por ejemplo el metal que forma un cuchillo, independientemente de la forma o el tamaño de éste. Las propiedades características del metal seguirán siendo las mismas aunque el cuchillo se rompa en varios fragmentos o aunque con dicho metal se fabrique un tenedor.

En el universo no sólo encontramos materia sino también *energía*. Esta última adopta diferentes formas y sufre continuos cambios (por ejemplo, la energía cinética de un cuerpo arrojado verticalmente hacia arriba se transforma gradualmente en energía potencial y energía calórica debido al rozamiento con el aire). La *Química* también se ocupa de los cambios energéticos que se verifican cuando se producen transformaciones en los materiales.

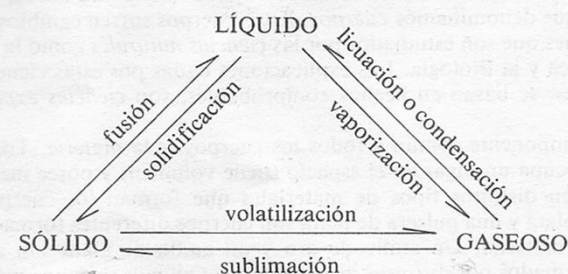
Los materiales pueden presentarse, fundamentalmente, en tres estados físicos diferentes (*estados de agregación de la materia*): sólido, líquido y gaseoso.¹

¹ Los físicos han encontrado últimamente un cuarto estado, el *plasma*, pero la discusión de este punto excede los límites del presente texto.

Los tres estados se diferencian por propiedades físicas muy concretas. Los gases llenan completamente cualquier espacio en que se encuentren y son fácilmente compresibles (disminuyen o aumentan su volumen fácilmente, frente a una compresión o 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 definidos. 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. Estos cambios de estado reciben diferentes nombres. Un esquema nos permitirá recordarlos con mayor facilidad.



No existe un criterio único respecto de los nombres asignados a los diferentes cambios de estado. Debido a ello, encontraremos que algunos autores denominan condensación a los procesos por los cuales un material en estado gaseoso puede pasar a un estado condensado (sólido o líquido).

Un material en estado gaseoso que puede estar en contacto con uno de sus estados condensados recibe el nombre de vapor. Por ejemplo, a temperatura ambiente y presión normal pueden coexistir agua en estado líquido y en estado gaseoso, por eso decimos que en el aire hay vapor de agua. A temperatura ambiente y presión normal no pueden coexistir el oxígeno líquido y gaseoso, por eso decimos que el aire contiene gas oxígeno.

Algunos autores utilizan el término vaporización para referirse a los procesos por los cuales un material en estado condensado (líquido o sólido) pasa al estado gaseoso.

Respecto del término sublimación, algunos autores lo utilizan tanto para el pasaje del estado sólido al gaseoso como para el pasaje del estado gaseoso al sólido. Nosotros adoptaremos los vocablos indicados en el esquema.

Respecto del cambio del estado gaseoso al estado líquido, denominamos licuación al proceso por el cual un material en estado gaseoso pasa al estado líquido debido a un aumento de la presión (generalmente acompañado por una disminución de la temperatura). Denominamos condensación al proceso por el cual un material en estado gaseoso pasa al estado líquido debido exclusivamente a una disminución de la temperatura.

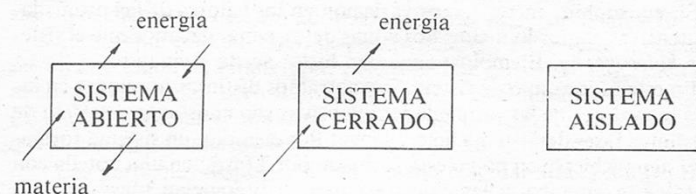
Cabe aclarar también que el proceso de vaporización de un líquido puede verificarse a través de la superficie libre (evaporación) o puede tener lugar en toda la masa del líquido (ebullición).

1.1. Propiedades y clasificación de los sistemas materiales

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.

Un sistema material puede interactuar con el medio o entorno, existiendo la posibilidad de que intercambie con éste, materia y/o energía.

Si intercambia materia y energía lo denominamos sistema abierto; será cerrado cuando no puede intercambiar materia pero sí puede intercambiar energía, y aislado cuando no intercambia ni materia ni energía.



Un sistema material puede contener uno o más cuerpos o partes de cuerpos. Además, un sistema material puede estar formado por uno o varios componentes (o sustancias). Si en un sistema existe más de un componente, decimos que dicho sistema es una *mezcla*.

Son ejemplos de sistemas formados por un componente: agua, trozos de cobre. Son mezclas, por ejemplo: agua salada, suspensión de talco en agua.

Los sistemas materiales poseen propiedades, entendiendo por tales las cualidades que impresionan nuestros sentidos (sabor, olor) o instrumentos de medición (masa, dureza), así como también las formas en que interactúan entre ellos (combustibilidad, por ejemplo).

Algunas propiedades dependen de la cantidad de material del sistema en estudio y las denominamos *propiedades extensivas*. Ejemplos: volumen, peso.

A las propiedades que no dependen de la cantidad de material considerada sino del tipo de material, las denominamos *propiedades intensivas*. Ejemplo: dureza.

Por ejemplo, tenemos un sistema formado por agua a 4°C y extraemos del sistema dos muestras, una de 2 g y otra de 8 g. ¿Tendrán ambas muestras el mismo volumen? ¿Por qué? No, porque el volumen es directamente proporcional a la masa. El volumen es una propiedad extensiva. Es una propiedad del sistema material considerado. ¿Tendrán ambas muestras la misma densidad? ¿Por qué? Sí, porque la densidad a una dada temperatura es la constante de proporcionalidad entre la masa y el volumen.

$$m = d \cdot V \quad \text{o, lo que es lo mismo: } d = \frac{m}{V}$$

La densidad del agua a 4°C es de 1 g cm⁻³. La densidad es una propiedad intensiva, característica o específica. Es una propiedad del material considerado. Cualquiera sea la cantidad de agua que consideremos, su densidad a 4°C es de 1 g cm⁻³.

Los materiales se caracterizan por sus propiedades intensivas.²

Si al analizar las propiedades intensivas de un sistema encontramos que tienen valores constantes en cualquier zona de éste, decimos que se trata de un *sistema homogéneo*. Ejemplos: agua salada, alcohol.

Si, en cambio, encontramos variación en los valores de las propiedades intensivas en por lo menos dos zonas del sistema, decimos que el sistema es *heterogéneo*. Ejemplos: agua con hielo; aceite y vinagre.

En este último tipo de sistema encontramos distintas porciones en las cuales los valores de las propiedades intensivas son constantes; se trata de las distintas fases del sistema heterogéneo. Por ejemplo, un sistema formado por agua y hierro en polvo está formado por 2 fases; en una botella con soda (abierta, sin tapa, y llena hasta el tope), se diferencian 3 fases: la sólida del vidrio de la botella, la líquida de la soda y la gaseosa de las burbujas del dióxido de carbono.

Las fases tienen límites claros, definidos, que pueden notarse a simple vista o mediante instrumentos ópticos adecuados (lupa, microscopio). A estos límites o superficies de discontinuidad los llamamos interfases.

Un sistema puede ser homogéneo o heterogéneo según la forma de observación empleada y según el tamaño de la muestra utilizada. Por ejemplo, un sistema formado por una suspensión de talco en agua (agua

² Los valores de muchas propiedades (volumen, densidad) dependen de ciertas condiciones, como la temperatura y la presión. Generalmente se indica, salvo que se consideren conocidos, los valores de la temperatura y la presión a los cuales fueron obtenidos. Cabe destacar que la temperatura de un material no es una propiedad característica, pero sí lo son las temperaturas a las cuales se producen los cambios de estado (a una presión dada). Por ejemplo, la temperatura de ebullición del agua, cuando la presión exterior es de 1 atm (punto de ebullición normal), es de 100°C (cualquiera sea la cantidad de agua que se esté vaporizando).

turbia) nos puede parecer homogéneo a simple vista, pero, si lo observáramos al microscopio, apreciaríamos su heterogeneidad.

Esto parece restar precisión a la noción de homogeneidad; para evitarlo se fijó un criterio general para decidir si un sistema es homogéneo o no.

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, la sangre, son heterogéneos aunque a simple vista nos parezcan homogéneos. Al observar leche con el microscopio se aprecian pequeñas partículas de grasa dispersas en el medio acuoso.

En una mezcla homogénea, tal como el caso del agua azucarada, las partículas de azúcar disueltas en el agua no son visibles ni aun con el ultramicroscopio.

En una mezcla heterogénea, tal como la suspensión de polvo de carbón en agua, las partículas de carbón 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. En ésta, las partículas de almidón no son visibles con el microscopio común pero sí con el ultramicroscopio. Se trata de una dispersión coloidal. 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, aproximadamente, 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 observada en el microscopio común, pero sí es visible utilizando el ultramicroscopio. Las partículas dispersas se aprecian como puntos luminosos debido a la luz que dispersan, dando origen al llamado "efecto Tyndall".

Las partículas dispersas de un sistema coloidal atraviesan los filtros comunes pero no dializan, es decir, no atraviesan membranas como el pergamino, celofán, etc. Tienen gran poder adsorbente debido a su gran relación superficie/volumen. Son ejemplos de sistemas coloidales la gelatina, las nubes, el protoplasma celular.

Un conocimiento amplio de la química de los sistemas coloidales permite enfrentar muchos problemas en diferentes campos, como por ejemplo en el teñido de tejidos, en la fabricación de jaleas comestibles, en el curtido de pieles, en la fabricación de materiales plásticos.

RESUMIENDO

sistema homogéneo

Los valores de las propiedades intensivas no dependen de la zona del sistema donde se los determine

número de fases = 1

no presenta interfases

sistema heterogéneo

Los valores de las propiedades intensivas dependen de la zona del sistema donde se los mide

número de fases = 2 ó más

presenta interfases³

Conviene recordar la necesidad de establecer claramente, para el sistema en estudio, sus límites, ya que de esto depende la clasificación del mismo. Por ejemplo, si el sistema es el gas contenido dentro de un cilindro, el sistema es homogéneo; si el sistema es el cilindro lleno de gas, se trata de un sistema heterogéneo formado por 2 fases (el gas y el sólido metálico del cual está hecho el cilindro).

Podemos sintetizar los dos criterios usados para clasificar sistemas materiales en el siguiente cuadro:

Según número de componentes Según número de fases	SUSTANCIA (un componente)	MEZCLA (varios componentes)
SISTEMA HOMOGÉNEO (una fase)	Ej.: hierro; agua; nitrógeno	Ej.: solución de sal en agua; aire
SISTEMA HETEROGÉNEO (varias fases)	Ej.: agua con trozos de hielo; oro en fusión	Ej.: granito; hierro y agua; aceite y vinagre

Además, podemos mencionar algunas diferencias entre las propiedades de las mezclas heterogéneas y las mezclas homogéneas.

En una mezcla heterogénea cada componente conserva su identidad y manifiesta sus propiedades características. En una mezcla homogénea (solución), las propiedades de ésta pueden ser muy diferentes 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 soluciones, en general, sólo puede variar dentro de ciertos límites. Por ejemplo, a 20°C no se disuelven más de 36 g de sal común en 100 g de agua.

Por otra parte, al comparar las soluciones con las sustancias encontramos una diferencia notoria: 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, ya que su composición es invariable.

³ Cabe agregar que existen sistemas en los cuales la variación de los valores de las propiedades intensivas se produce en una manera gradual, continua, o sea que no hay superficies de discontinuidad. Se trata de los llamados *sistemas inhomogéneos*, por ejemplo la atmósfera terrestre. En Química los sistemas que se estudian (salvo casos especiales) son homogéneos o heterogéneos. Nosotros trabajaremos exclusivamente con ellos.

1.2 Separación de los componentes de una mezcla

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 mecánicos (decantación, filtración, tamización, etcétera).

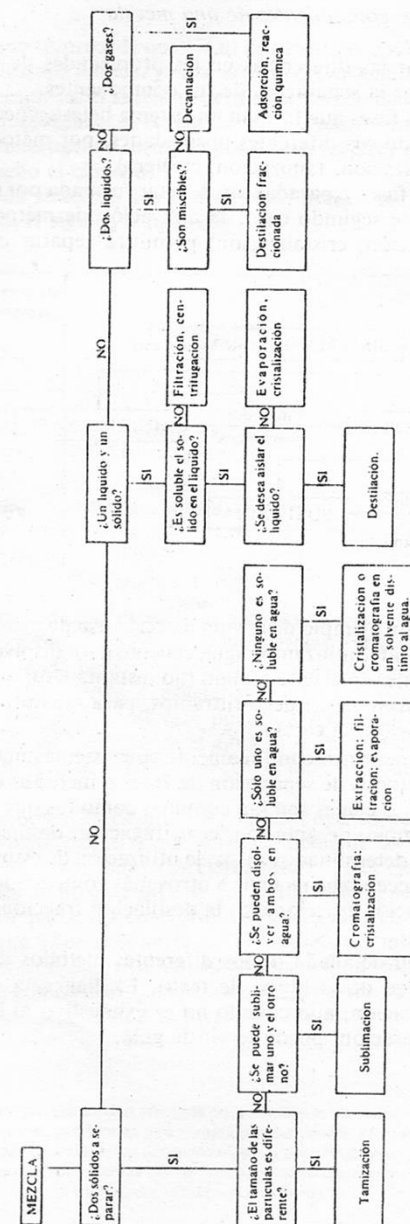
Cada una de las fases separadas puede estar formada por uno o varios componentes. En este segundo caso, la aplicación de métodos de fraccionamiento (destilación, cristalización) permitirá separar cada uno de ellos.



Analicemos en un ejemplo de la vida diaria el uso de 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).

El químico se encuentra continuamente con 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. Por ejemplo, decantación, centrifugación, destilación, cristalización, etc. Pero en determinados casos, la utilización de estos métodos no es suficiente, y entonces debe recurrir a otros más complicados, como por ejemplo la cristalización fraccionada, la destilación fraccionada o la cromatografía.

Una descripción detallada de los diferentes métodos de separación puede encontrarse en otros libros de texto. El diagrama de flujo que incluimos a continuación, aun cuando no es exhaustivo ni incluye todos los métodos de separación, puede servir de guía.



Una sustancia en un determinado estado de agregación constituye un sistema material homogéneo, no fraccionable, identificable por sus propiedades intensivas. Una sustancia está caracterizada por un conjunto de propiedades intensivas cuyos valores son constantes, siempre que se los determine en iguales condiciones experimentales. Por ejemplo, para el agua:

- temperatura de ebullición: 100°C a 1 atm
- densidad: 1,0 g cm⁻³ a 1 atm y 4°C
- temperatura de fusión: 0°C a 1 atm
- color: incolora

1.3 Compuestos y sustancias simples

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 pueden formar el resto de las sustancias conocidas? La respuesta a estas preguntas puede obtenerse mediante diversas experiencias: al calentar sustancias como el clorato de potasio o el óxido de sodio, se observa que se descomponen y dan lugar a otras sustancias; al hacer pasar corriente eléctrica por agua acidulada, se obtienen dos sustancias gaseosas. Por otra parte, si se recogen los gases producidos en la descomposición del agua en un recipiente en el que se hace saltar una chispa eléctrica, se forma de nuevo agua; si se ponen en contacto las sustancias cloro y cinc se forma una nueva sustancia (cloruro de cinc), con propiedades totalmente distintas de las iniciales. En estas dos últimas experiencias se ha sintetizado una sustancia a partir de otras. Podemos diferenciar entonces dos tipos de sustancias: aquellas que pueden ser descompuestas en otras se denominan compuestos o sustancias compuestas, mientras que aquellas que no pueden ser descompuestas se denominan sustancias simples o sustancias elementales.

Además podemos decir que un compuesto es una sustancia que puede sintetizarse a partir de otras; las sustancias simples, en cambio, no pueden sintetizarse a partir de otras sustancias.⁴

Son ejemplos de compuestos, sustancias tales como el óxido de calcio

⁴ Descomposición: reacción por la cual a partir de una sustancia se obtienen otras (dos o más sustancias simples y/o compuestas).

Ejemplo: clorato (V) de potasio → cloruro de potasio + oxígeno

Descomposición total o análisis: reacción por la cual a partir de un compuesto se obtienen dos o más sustancias simples.

Ejemplo: agua → hidrógeno + oxígeno.

Síntesis: reacción por la cual dos o más sustancias simples originan un compuesto.

Ejemplo: nitrógeno + hidrógeno → amoníaco.

(cal), el agua, el propano, etc. Por su parte, el oro, el azufre, el calcio, el nitrógeno, el hierro son sustancias simples.

Esta clasificación operacional de sustancias, basada en la posibilidad o no de descomponerlas, será transformada en una definición conceptual al tratar el tema Teoría atómico-molecular.

Algunas sustancias simples pueden originar otras sustancias simples, diferentes de ellas. Decimos que son variedades alotrópicas o sustancias alotropas entre sí. Por ejemplo, el oxígeno y el ozono.

1.4 Elementos

Se denomina elemento al constituyente común a una sustancia simple, a sus variedades alotrópicas y a todas aquellas sustancias compuestas que por descomposición pueden originar dicha sustancia simple.

Esta definición de elemento será ampliada al tratar el tema Estructura atómica.

El elemento oxígeno forma la sustancia simple oxígeno (a temperatura ambiente) y la sustancia simple ozono (también gaseosa a temperatura ambiente); también está presente en sustancias compuestas tales como dióxido de silicio y agua.

Decimos que la sustancia simple oxígeno y la sustancia simple ozono están formadas por el elemento oxígeno. El dióxido de silicio está formado por el elemento silicio y el elemento oxígeno. Por descomposición total del dióxido de silicio se obtienen las sustancias simples oxígeno y silicio. El agua está formada por el elemento hidrógeno y el elemento oxígeno. Por descomposición del agua se obtienen las sustancias simples hidrógeno y oxígeno. El agua puede ser obtenida por síntesis a partir de las sustancias simples hidrógeno y oxígeno.

El elemento carbono está presente en dos sustancias simples, el grafito y el diamante, y en una enorme cantidad de compuestos, muchos de ellos biológicamente importantes, como los glúcidos, las proteínas, etcétera.

Existen 107 elementos conocidos que se agrupan en una tabla denominada Tabla Periódica. No todos los elementos forman sustancias simples estables. Algunas sustancias simples tienen existencia muy corta, los elementos que las constituyen se llaman elementos radiactivos.

La mayoría de las sustancias elementales son metales como el sodio, el oro, el mercurio. Solamente 22 elementos forman sustancias elementales que son no metálicas, como por ejemplo, el nitrógeno, el bromo, el azufre, el oxígeno, el carbono.

1.5 Símbolos

A todos los elementos se les ha asignado un símbolo químico constituido por 1 ó 2 letras, que permite su uso e identificación internacional. El símbolo proviene en la mayoría de los casos de la primera y segunda letra de su nombre en latín, como por ejemplo Ag: plata (argentum), K: potasio

(kalium), etc. Los últimos elementos descubiertos llevan nombres en honor a científicos ilustres o a lugares geográficos. Así, el fermio (Fm) proviene del nombre del físico italiano Enrico Fermi, el einstenio (Es) de Albert Einstein, el californio (Cf) de California, etc. Obsérvese que la segunda letra se escribe siempre en minúscula (cursiva o de imprenta) y la primera letra se debe escribir en mayúscula (de imprenta).

Es conveniente familiarizarse con los símbolos de los elementos de las dos primeras filas horizontales y las dos filas verticales en cada extremo de la Tabla Periódica. Por supuesto, no es necesario memorizarlos puesto que el uso frecuente ayudará a retenerlos.

1.6 Composición de los sistemas materiales

A los fines de un trabajo en el laboratorio o en una planta química, 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 una mezcla está formada por 100 g de cuarzo, 25 g de hierro y 125 g de arcilla. En general, resulta cómodo expresar estos datos en forma de porcentajes, en cuyo caso estamos indicando la *composición centesimal* del sistema, es decir, referida a 100 g de mezcla. En el ejemplo, tendremos 40% de cuarzo, 10% de hierro y 50% de arcilla.

En el caso de las soluciones, existen diversas formas de expresar su *composición*, ya sea utilizando la masa de cada componente, el volumen de los mismos o el de la solución. Este tema será estudiado en detalle más adelante, por lo tanto ahora sólo daremos algunos ejemplos.

Una solución acuosa al 20% m/V de cloruro de sodio tiene 20 g del sólido disueltos en 100 cm³ de solución. Si en cambio el sistema en estudio está formado por 20 cm³ del líquido A disueltos en 30 cm³ del líquido B, siendo 50 cm³ el volumen de la solución resultante, su composición centesimal en volumen será 40% V/V de A y 60% V/V de B.

En las sustancias compuestas también se utiliza la composición centesimal para indicar la relación en la que los elementos están presentes en ellas. Por ejemplo, si se determina que 0,560 g de un compuesto contienen 0,480 g de carbono y 0,080 g de hidrógeno, la composición centesimal será de 85,7% de C y 14,3% de H. Si la suma de los porcentajes de los elementos no da 100 (dejando de lado el error experimental), es porque existe otro u otros elementos cuya presencia habrá que determinar primero cualitativamente.

Antes de finalizar, analicemos un ejemplo de aplicación de lo que hemos visto hasta aquí.

Se tienen 25,0 g de azufre, 50,0 g de limaduras de hierro, 15,0 g de cuarzo y 50,0 cm³ de agua contenidos en un recipiente.

a) ¿Por qué decimos que forman un sistema?

Porque es la parte del universo que nos interesa en este momento, y que estudiaremos.

b) ¿Cuáles son sus componentes?

Azufre (sustancia simple), hierro (sustancia simple), cuarzo (sustancia compuesta) y agua (sustancia compuesta).

c) Si necesitamos las limaduras de hierro para un experimento, ¿cómo podemos separarlas? ¿En qué nos basamos para hacerlo?

Con un imán podríamos sacar el hierro, basándonos en la propiedad física del hierro de ser atraído por un imán (magnetismo).

d) Si en el sistema hubiera 100 g de limaduras de hierro, ¿hubiésemos utilizado el mismo procedimiento? ¿Por qué?

Sí, porque la capacidad de ser atraído por un imán es una propiedad intensiva, independiente de la masa de hierro.

e) ¿Cómo podríamos expresar cuantitativamente la composición del sistema original?

Considerando la densidad del agua igual a 1,00g cm⁻³, la masa de agua es 50,0 g. La masa total será:

25,0 g de azufre + 50,0 g de limaduras de hierro + 15,0 g de cuarzo + 50,0 g de agua = 140 g.

Calculando los porcentajes, por ejemplo para el azufre, obtenemos:

$$\frac{25,0 \text{ g}}{140 \text{ g}} \times 100\% = 17,9\%$$

Los otros porcentajes son: 35,7% de hierro, 10,7% de cuarzo y 35,7% de agua.