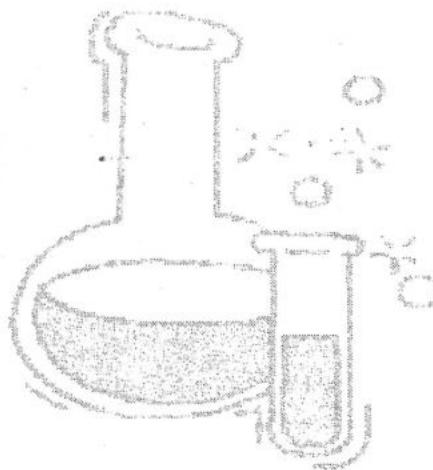


1

EL MUNDO DE LA QUÍMICA



- 1. INTRODUCCIÓN**
- 2. LA MATERIA**
Masa, peso y energía
- 3. LA MATERIA Y SUS ESTADOS**
El modelo cinético
Los cambios de estado
- 4. LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES**
- 5. LOS SISTEMAS MATERIALES**
Clasificación de los sistemas materiales
- 6. LAS SOLUCIONES**
Aleaciones
- 7. SEPARACIÓN Y FRACCIONAMIENTO DE SISTEMAS MATERIALES**
- 8. LAS SUSTANCIAS**
Sustancias simples y compuestas
Los elementos y sus símbolos
- 9. COMPOSICIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES**
- 10. LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA**
Equivalencia entre masa y energía

1_INTRODUCCIÓN

¿De qué están hechas las cosas? ¿Qué son las sustancias? ¿Y las soluciones? ¿Qué es la composición centesimal? Estas y otras preguntas intentaremos responder en este capítulo.

Cotidianamente oímos la palabra química pero, en general, no sabemos de qué se trata. Entonces surge la pregunta: ¿Qué es la Química? En nuestros días, la Química es una *herramienta* clave para conocer e interpretar nuestro mundo circundante, desde lo más pequeño como las partículas constituyentes de la materia, hasta la composición de las galaxias o los fenómenos de la vida.

Desde principios del siglo XIX, la Química ha tenido un desarrollo realmente vertiginoso. Hoy la Química es imprescindible para la evolución de otras ciencias. Está presente en la Biología, a través del estudio de la química celular, los microorganismos y las biomoléculas. En la Geología, al estudiar la composición de las rocas y los minerales. En Medicina, entre otros, en el estudio y aplicación de los medicamentos, en los métodos de diagnóstico de enfermedades y en el mejoramiento de la nutrición. En la industria aparecen constantemente mejores fibras sintéticas para la fabricación de ropas, metales más fuertes y mejores alimentos. En la agricultura, cada vez es más frecuente el uso de insecticidas y de fertilizantes químicos, para regular el crecimiento de las plantas.

Diariamente estamos en contacto con cambios que ocurren en la naturaleza: los árboles crecen, el agua se evapora, el carbón, la madera o el papel arden, el hierro se oxida. La química tiene que ver con todos estos cambios.

Los fenómenos descriptos corresponden a procesos del mundo *macroscópico*, que podemos percibir con nuestros sentidos. La Química también se ocupa de interpretar y explicar cómo y por qué ocurren las cosas. Para ello es necesario internarse en la naturaleza íntima de la materia, que nos conduce a un mundo que no podemos ver ni tocar, sino apenas imaginar. *Es el mundo submicroscópico*. El método científico para el avance de las ciencias, debe conciliar ambos mundos.

La Química es una ciencia experimental y como tal requiere de la observación y la experimentación, que provienen del mundo macroscópico. Pero, para explicar los hechos observados, se requiere de la creación de un modelo teórico a nivel submicroscópico. Es decir, una teoría basada en la formulación de hipótesis o suposiciones, a través de las cuales es posible explicar los hechos experimentales. Finalmente y a manera de resumen podemos dar una respuesta más formal a la primera pregunta:

La Química es la ciencia que estudia la naturaleza de la materia, sus propiedades, las modificaciones que se producen en su composición y los cambios de energía que acompañan a las mismas.

2_LA MATERIA

Nos relacionamos con el mundo que nos rodea a través de nuestros sentidos. Son ellos los que nos permiten percibir los objetos que están a nuestro alrededor. Pero, ¿De qué están hechas las cosas?

En principio, podemos decir que todo objeto está constituido por materia. Todo lo que nos rodea es de naturaleza material: una silla, un auto, un velero, un perro, nosotros. En general, todo lo que podemos ver o tocar está constituido por materia. Llamamos materia a todo aquello que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio y es perceptible por nuestros sentidos.

La materia tiene masa y ocupa un lugar en el espacio; decimos que es extensa. El Universo que nos rodea está formado por materia y en él ocurren fenómenos físicos y químicos.

Toda porción limitada de materia recibe el nombre de *cuerpo*. Es decir, un cuerpo es un objeto material caracterizado por su forma. Por ejemplo, son cuerpos una manzana, una silla, una pelota, el agua contenida en un vaso, ó el mismo vaso.

Masa, peso y energía

Ya hemos señalado que la materia está caracterizada por tener masa. Una esfera de plomo del tamaño y aspecto de una pelota de golf, se vería igual que una auténtica, aunque sería mucho más pesada. Imaginemos qué pasaría si golpeamos con un palo de golf a esta pelota. Evidentemente, apenas se movería. En cambio, si aplicamos el mismo golpe a una pelota verdadera ésta recorrería un gran camino. Esto ocurre debido a que la pelota de plomo ofrece mayor resistencia al golpe que la de golf.

La distinta resistencia que ofrecen los cuerpos al movimiento recibe el nombre de *inercia* y es una propiedad del cuerpo. La magnitud que mide la inercia de un cuerpo es la masa. La pelota de plomo tiene más inercia que la de golf y por lo tanto tiene mayor masa. Un objeto que tiene una masa grande presenta mucha resistencia al movimiento.

La unidad de masa adoptada por el Sistema Métrico Legal Argentino (SIMELA) es el kilogramo (kg). ¿En qué se diferencia la masa de un cuerpo de su peso?

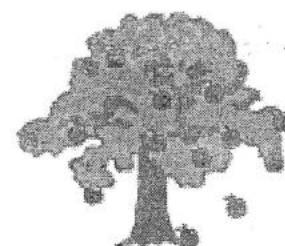
Todos sabemos que al soltar un objeto que sostengamos en la mano, se cae. Si preguntamos por qué se cae, a menudo escuchamos que es "por la ley de la gravedad". Esta ley fue descubierta por Isaac Newton, según cuenta la leyenda, cuando estando sentado a la sombra de un manzano observó cómo se caían las manzanas. La experiencia nos muestra que si soltamos un objeto que está suspendido en el aire, se cae. La explicación de este hecho es que debe actuar alguna fuerza sobre el objeto que lo hace caer.

Newton descubrió que entre dos cuerpos cualesquiera siempre existe una fuerza de atracción, que recibe el nombre de fuerza gravitatoria. Esta afirmación es conocida como *Ley de Gravitación Universal*. La ley se extiende a todos los objetos del Universo. Por ejemplo, la Tierra atrae a la Luna y ésta atrae a la Tierra. De aquí surge el concepto de peso de un cuerpo:

El peso de un cuerpo en un lugar determinado de la Tierra, es la fuerza de atracción que ejerce la Tierra sobre él.

El peso y la masa son magnitudes distintas. La masa es una medida de la cantidad de materia de un cuerpo y es una constante propia del mismo. El peso, en cambio, es una fuerza y varía ligeramente con el lugar de la Tierra donde se mida. Los químicos no usan el peso sino la masa.

Por otra parte, lo que permite que los hombres caminen, las plantas crezcan, los autos



Isaac Newton

Nació el 25 de diciembre de 1642 en Inglaterra. Matemático y físico genial, se destacó por haber desarrollado las leyes del movimiento a las que están sujetos los cuerpos.

Falleció en 1727, a los ochenta y cinco años.



corran, los trenes funcionen, lo podemos sintetizar en una sola palabra: **Energía**.

A diferencia de la materia, no la podemos ver ni tocar, sólo la percibimos a través de sus efectos. Los científicos reconocen principalmente dos formas básicas de energía mecánica: la energía potencial y la cinética.

La energía potencial (Ep) es básicamente la capacidad que tiene un cuerpo de realizar trabajo debido a la posición que ocupa respecto de la superficie de la Tierra. Por ejemplo, el agua que se encuentra en la parte superior de una cascada, tiene energía potencial, porque puede caer. También posee energía potencial una piedra suspendida en el aire, porque tiene la posibilidad de caer. En cambio, una pelota que ha caído sobre la playa no tiene más posibilidad de caer y por lo tanto no posee energía potencial. Cuanto más alto se halla un objeto, mayor es su energía potencial.

La energía cinética (Ec), en cambio, está asociada al movimiento de un cuerpo. Por ejemplo, el agua que cae en una cascada, o un atleta corriendo.

La energía cinética de un cuerpo puede calcularse mediante la fórmula $Ec = \frac{1}{2} m \times v^2$, donde m es la masa del cuerpo y v su velocidad. Cuanto mayor es la velocidad de un objeto mayor es su energía cinética.

Diariamente estamos en contacto con distintas manifestaciones de la energía. Por ejemplo, cuando conectamos una plancha, ésta recibe energía eléctrica que luego se transforma en calor (*energía calórica*). Si encendemos una lámpara, la energía eléctrica calienta el filamento de tungsteno, que devuelve la energía adquirida en forma de luz (*energía radiante*). Las pilas que usamos a diario, proveen energía eléctrica a expensas de *energía química*. Estos ejemplos nos indican que la energía se presenta de distintas formas que pueden convertirse unas en otras.

Como veremos más adelante, Albert Einstein postuló la equivalencia entre la masa en reposo de un cuerpo y la energía, expresada por la famosa ecuación $E = m \times c^2$, donde c es la velocidad de la luz.

3_LA MATERIA Y SUS ESTADOS

El plasma

A muy altas temperaturas existe un cuarto estado de la materia: el plasma. Bajo condiciones extremas la materia se separa en partículas positivas y negativas. Un ejemplo del plasma lo constituye la superficie del sol. A una temperatura de aproximadamente 6000°C, los átomos del hidrógeno y del helio se dividen en partículas subatómicas.

La materia se presenta en tres estados físicos diferentes denominados *estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso*. Por ejemplo, tanto un trozo de madera como uno de carbón son sólidos; el agua o el alcohol común son líquidos; el aire o el gas natural con que cocinamos, son gases.

Los sólidos tienen forma y volumen propios y prácticamente no se los pueden comprimir (son incompresibles). A nivel submicroscópico, es el estado más ordenado y las partículas que lo constituyen forman un conjunto compacto, que les impide trasladarse.

Los líquidos, en cambio, si bien tienen volumen propio, adoptan la forma del recipiente que los contiene. Son poco compresibles, y sus partículas pueden deslizarse unas sobre otras, lo cual les permite fluir. El estado líquido es más desordenado que el sólido, pero menos que el gaseoso.

Finalmente los gases, no tienen forma ni volumen propios. Ocupan todo el espacio del recipiente que los contiene y se comprimen fácilmente. Es el estado de máximo desorden y sus partículas se mueven al azar.

Tanto los líquidos como los gases presentan la propiedad de moverse progresivamente de una parte a otra, es decir, fluyen. Por esta razón se los conoce con el nombre de *fluidos*.

Cotidianamente estamos en contacto con materiales diferentes que se hallan en distintos

estados. Por ejemplo, cuando abrimos una canilla (cuerpo sólido) nos encontramos con agua (líquido) que *fluye* por ella. Haciendo lo propio con una perilla de la cocina, se escapa el gas que también *fluye*.

Para explicar los hechos observados en el mundo macroscópico, hay que estudiar la estructura de la materia y para ello es indispensable recurrir al mundo submicroscópico. Podemos imaginar este mundo, admitiendo que está constituido por partículas tan pequeñas, que no pueden ser percibidas directamente por nuestros sentidos ni aún en el microscopio más potente. Partiendo de la base que la materia está formada por minúsculas partículas invisibles, podemos representar, a nivel submicroscópico, los tres estados de la materia de la siguiente manera:

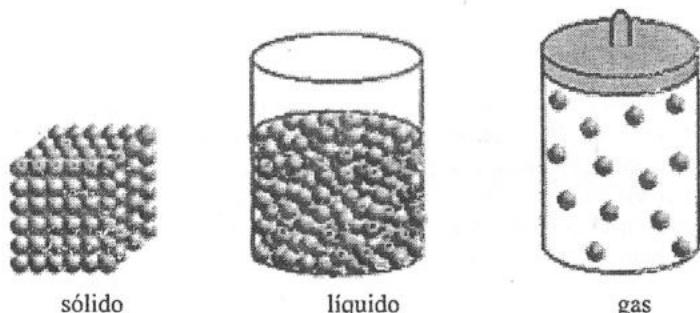


Figura 1.1: Visión submicroscópica de los estados de agregación de la materia.

En la Figura 1.1 podemos apreciar que el sólido tiene forma y volumen propio, el líquido adopta la forma del recipiente, mientras que el gas ocupa todo el espacio disponible sin tener forma ni volumen propio.

Una manera útil de representar la materia a nivel submicroscópico, es mediante dibujos esquemáticos, que simbolizan un ínfimo número de partículas, representativo de toda la muestra.

El modelo cinético

A los efectos de explicar la naturaleza de sólidos, líquidos y gases, es conveniente analizar el comportamiento de las partículas que los constituyen.

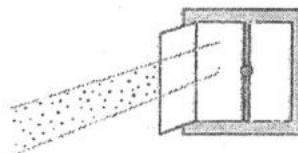
Cuando dejamos pasar los rayos del sol a través de una ventana, es muy frecuente observar partículas de polvo suspendidas en el aire, que se mueven continuamente en distintas direcciones como impulsadas por fuerzas invisibles. En 1827, Robert Brown observó un movimiento similar en pequeñas partículas sólidas (granos de polen) suspendidas en un gas o en un líquido. El movimiento era al azar en forma de zigzag y más intenso cuanto menor era la partícula suspendida y más elevada la temperatura. Este fenómeno es conocido con el nombre de movimiento browniano, en homenaje a su descubridor.

Podemos explicar este hecho suponiendo que las partículas del gas o del líquido se mueven y chocan a las partículas del sólido suspendido, a las que les confieren su movimiento.

EL NIVEL SUBMICROSCÓPICO



Cap. 2



Hacia 1860 Maxwell y Boltzmann, con el objeto de dar una interpretación general de este fenómeno, propusieron la teoría cinética de la materia, basada en los enunciados siguientes:

- Las partículas constituyentes de la materia están en movimiento, es decir, poseen energía cinética.
- Cuanto mayor es la temperatura tanto mayor es la energía cinética media (promedio) de las partículas.
- Entre las partículas que componen la materia existen fuerzas de atracción.

De acuerdo con esta teoría los químicos explicaron las características de sólidos, líquidos y gases, según:

• Sólidos

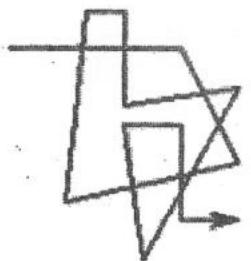
Las partículas del sólido se atraen entre sí con gran intensidad, de tal modo que su energía cinética no es suficiente para que se deslicen. Están situadas muy cerca unas de otras, ocupando posiciones fijas en el espacio y formando, en general, un ordenamiento regular que se mantiene en todo el sólido. Esto hace que los sólidos tengan forma y volumen propios y que al aumentar la presión su volumen prácticamente no varíe (son incompresibles). La energía cinética se pone de manifiesto por vibraciones alrededor de una posición fija.

• Líquidos

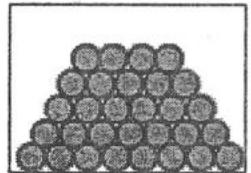
En los líquidos las partículas se atraen con menor intensidad que en los sólidos, pero la atracción es suficiente como para que estén muy cerca unas de otras. Por ello, los líquidos son casi incompresibles. Sin embargo, a diferencia de los sólidos, las partículas de los líquidos gozan de cierta libertad como para deslizarse unas sobre otras. Por esta razón los líquidos pueden fluir. Además, como las partículas del líquido no mantienen posiciones fijas, pueden adaptarse a la forma del recipiente que los contiene. Tienen volumen propio aunque no forma propia.

• Gases

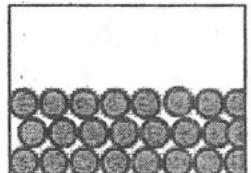
No tienen ni forma ni volumen propio. Las partículas de los gases chocan entre sí y con las paredes del recipiente que los contiene. Prácticamente no se atraen, por lo cual se encuentran muy alejadas unas de otras, ocupando todo el espacio que tienen disponible. Esto explica la gran compresibilidad de los gases, dado que un aumento de la presión implica una disminución de la distancia entre las partículas, disminuyendo el volumen, como se muestra en la Figura 1.2.



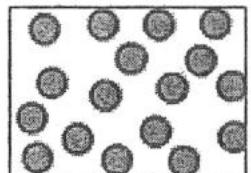
Trayectoria de un movimiento browniano



Estado sólido



Estado líquido



Estado gaseoso

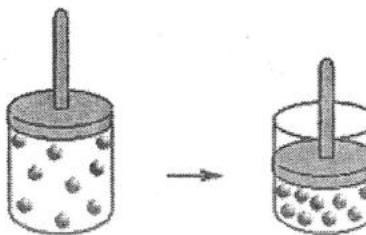


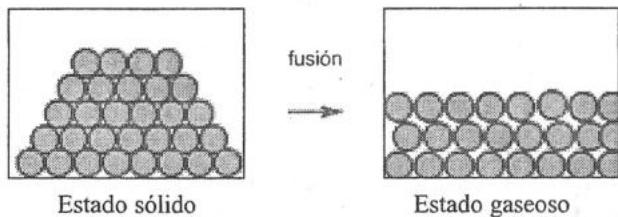
Figura 1.2: Visión submicroscópica de la compresión de un gas.

Los cambios de estado

La experiencia nos muestra que es posible pasar de un estado de agregación de la materia a otro.

Por ejemplo, todos sabemos que si dejamos durante un tiempo a temperatura ambiente (20°C) un trozo de hielo (agua en estado sólido), éste se derrite formando agua al estado líquido. El hielo se ha fundido y este proceso recibe el nombre de fusión. Durante la fusión del hielo la temperatura permanece constante en 0°C .

La fusión es el pasaje del estado sólido al líquido. En los siguientes esquemas de partículas, representamos este proceso a nivel submicroscópico.



Las partículas pasan de un estado bien ordenado en el sólido a un estado más desordenado en el líquido.

Podemos comprobar experimentalmente que durante cualquier proceso de fusión, la temperatura no cambia. La temperatura a la cual ocurre la fusión depende de la sustancia en cuestión y de la presión a la que se realiza.

El punto de fusión es la temperatura a la cual un sólido funde a una presión determinada

PUNTO DE FUSIÓN

Si la fusión se realiza a presión atmosférica normal (1013 hPa), esta temperatura se denomina *punto de fusión normal*.

Si luego de la fusión del hielo calentamos el agua obtenida, la temperatura aumenta hasta llegar a los 100°C , donde permanece constante. A esta temperatura observamos que el agua hierve. Este proceso que ocurre en toda la masa del líquido, recibe el nombre de ebullición.

Ebullición: es el pasaje de líquido a vapor que tiene lugar en toda la masa del líquido, a una temperatura y presión determinadas.

Durante la ebullición de cualquier líquido, la temperatura permanece constante. La temperatura a la cual un líquido hierve depende de la naturaleza del mismo y de la presión.

PUNTO DE EBULLICIÓN

Es la temperatura a la cual un líquido hiere a una presión determinada

Si la ebullición ocurre a presión atmosférica normal, esta temperatura recibe el nombre de *punto de ebullición normal*.

Los puntos de fusión y de ebullición son propios de cada sustancia.

Ahora bien, es evidente que luego de lavar el piso éste se seca a temperatura ambiente. Lo mismo ocurre cuando ponemos a secar ropa, o cuando se seca nuestro cabello luego de lavarlo. Estos hechos nos indican que el agua pasa de líquido a vapor aún a temperatura ambiente. Este proceso ocurre en la superficie del líquido a cualquier temperatura y se denomina evaporación:

Evaporación: es el pasaje de líquido a vapor que se produce desde la superficie de un líquido a cualquier temperatura.

En conclusión, la diferencia esencial entre evaporación y ebullición reside en que la evaporación ocurre a cualquier temperatura y sólo desde la superficie, mientras que la ebullición se produce a una temperatura determinada, para una presión dada, y en todo el líquido. Ambos procesos suelen nombrarse mediante la palabra **vaporización**.

Los pasajes que experimenta la materia de un estado de agregación a otro, como consecuencia de absorción o liberación de calor, se denominan *cambios de estado*. Pueden lograrse mediante la variación de la temperatura, de la presión o de ambas a la vez.

Estos cambios que no producen alteraciones en la composición de la materia, son **transformaciones físicas**. Reciben nombres característicos. Los más utilizados son los que indicamos en el siguiente esquema:

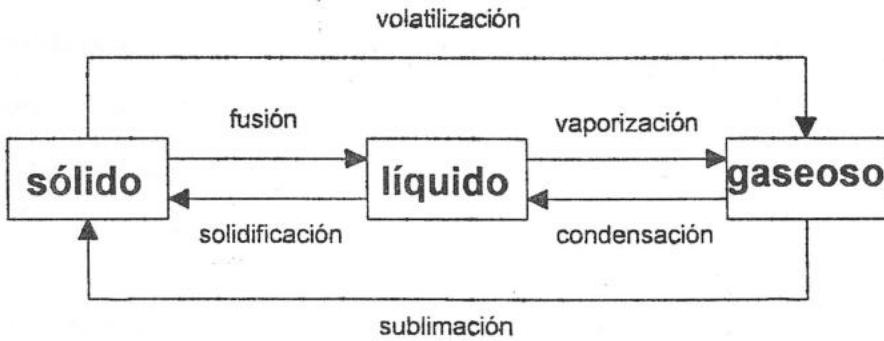


Figura 1.3: Esquema de los cambios de estado de la materia.

Cuando se entrega calor a una sustancia, aumenta la velocidad media de las partículas que la componen hasta alcanzar la energía suficiente para producir el cambio de estado.

Cotidianamente podemos presenciar los distintos cambios de estado de la materia. Por ejemplo:

- Cuando calentamos cera, o cuando se producen los deshielos en el verano, estamos en presencia de procesos de fusión.

- En el congelamiento de los lagos en invierno, o en la formación de hielo en las heladeras, se produce la **solidificación**.
- Son ejemplos de **vaporización**, la ebullición del agua, la evaporación de un solvente, la evaporación del agua en el proceso de formación de las salinas, etc.
- La **condensación** se presenta en la formación de las nubes, o de la niebla, o en las gotitas de agua que aparecen sobre el vidrio de una ventana, en épocas de bajas temperaturas.
- La **volatilización** ocurre por ejemplo, con la naftalina que colocamos en la ropa como anti-polillas, o cuando exponemos "hielo seco" al aire.
- Cuando el iodo al estado gaseoso es enfriado, se obtienen cristales por **sublimación**.

4 LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES

Los cuerpos presentan diversas características que permiten distinguirlos entre sí, que son sus propiedades. La densidad, el punto de ebullición, el color, el volumen y la masa, son ejemplos de propiedades.

Las propiedades como la masa, el peso y el volumen que varían con la cantidad de materia considerada, se denominan propiedades extensivas.

Las propiedades extensivas son las que dependen de la cantidad de materia considerada, es decir, dependen de la masa del sistema.

PROPIEDADES EXTENSIVAS

Las propiedades extensivas deben medirse sobre toda la porción de materia sometida a estudio y no permiten identificar un material. En efecto, la plata y el platino pulidos son metales grises y brillantes que pueden confundirse. Midiendo las masas o los volúmenes de dos muestras de ambos metales no podemos discernir cuál es cuál. Por eso, para identificar un material es necesario analizar otras propiedades que lo caractericen.

Hemos visto que tanto la masa de una sustancia como el volumen que ocupa son propiedades extensivas. Sin embargo, si efectuáramos el cociente entre la masa y el volumen, para distintas muestras de una misma sustancia, encontraríamos siempre el mismo valor. Este cociente entre la masa (*m*) y el volumen (*v*) de una sustancia se denomina **densidad** y se simboliza mediante la letra griega delta:

$$\delta = m/v$$

La densidad no depende de la cantidad de material considerado. Además, como cambia de una sustancia a otra, es característica de cada sustancia y permite distinguirlas. En nuestro ejemplo podemos distinguir la plata del platino midiendo sus densidades. La densidad de la plata es 10,5 g/cm³ y la del platino 21,4 g/cm³.

Propiedades como la densidad, cuyos valores no cambian con la cantidad de materia considerada, se denominan **propiedades intensivas**.

PROPIEDADES INTENSIVAS

Son aquellas que no dependen de la cantidad de materia considerada, es decir, no dependen de la masa del sistema.

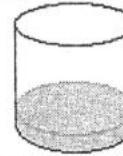
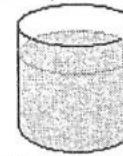
El agua presenta un comportamiento particular, ya que alcanza el máximo valor de su densidad ($\delta = 1 \text{ g/cm}^3$), a 4°C . A temperaturas inferiores o superiores a 4°C , la densidad del agua disminuye ligeramente. Esta característica única del agua, nos indica que el hielo es menos denso que el agua al estado líquido. Por esta razón el hielo flota en el agua, y los lagos se congelan sobre la superficie.

Las propiedades intensivas están determinadas por la naturaleza del material considerado y no por la cantidad de materia que contiene, por lo tanto pueden medirse sobre cualquier porción del sistema. Son ejemplos de propiedades intensivas la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, la dureza, la conductividad eléctrica y la conductividad térmica.

Las propiedades intensivas son características del material y permiten identificarlo. Así por ejemplo, el punto de ebullición normal del agua es 100°C y el del alcohol etílico es $78,0^\circ\text{C}$. Luego, una manera de diferenciar una muestra de agua de otra de alcohol es determinar sus puntos de ebullición normales.

Por otra parte, la densidad de los sólidos, líquidos o gases depende de la temperatura, debido a que el volumen cambia con la misma. En general, a medida que aumenta la temperatura de un cuerpo, aumenta su volumen y por lo tanto disminuye la densidad.

En la siguiente tabla se indican los valores de algunas propiedades para dos muestras de agua a 4°C , que muestran que las propiedades extensivas, cambian según el tamaño de la muestra, mientras que las intensivas no.

PROPIEDAD	TIPO DE PROPIEDAD		
volumen de agua	extensiva	10 cm^3	100 cm^3
masa de agua	extensiva	10 g	100 g
densidad del agua	intensiva	$1,00 \text{ g/cm}^3$	$1,00 \text{ g/cm}^3$
punto de ebullición normal	intensiva	100°C	100°C

5 _ LOS SISTEMAS MATERIALES

Para efectuar un análisis de sangre un bioquímico necesita extraer una muestra. La misma es su objeto de estudio y constituye un sistema material. Para estudiar las propiedades del agua contenida en un vaso, es suficiente tomar una muestra de la misma, la cual constituye otro sistema material. Lo mismo podemos decir de un trozo de oro, o de una botella con agua mineral, o de la propia botella. En general, todo aquello que sea de nuestro interés específico, es un sistema material. Todo cuerpo o conjunto de cuerpos que es objeto de nuestro estudio es un sistema material.

Clasificación de los sistemas materiales

Los sistemas pueden clasificarse desde dos puntos de vista:

1.- Segundo su interacción con el medio que los rodea

- **Sistemas abiertos:**

Son aquellos que intercambian materia y energía (en general en forma de calor) con el medio que los rodea.

Por ejemplo, una botella abierta que contiene perfume, permite el intercambio de su vapor (masa) con el medio ambiente a través de la boca y de calor (energía) por las paredes de la botella. Fig. 1.4 (a).

- **Sistemas cerrados:**

Son los que no intercambian materia, pero sí energía con su entorno.

Si ahora cerramos la botella con un tapón, impedimos que los vapores de los componentes del perfume se escapen hacia el exterior. Ahora tenemos un sistema cerrado, dado que no hay intercambio de materia con el medio ambiente aunque puede intercambiar energía en forma de calor. Fig. 1.4 (b).

- **Sistemas aislados:**

Son aquellos que no intercambian ni materia ni energía con el medio ambiente.

Si a la botella cerrada la aislamos rodeándola con una cubierta aislante, estamos en presencia de un sistema aislado. Este sería el caso de un termo.

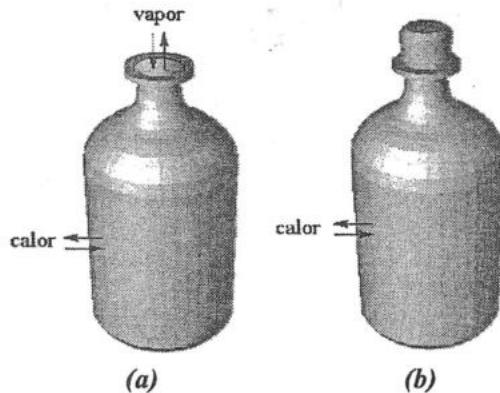
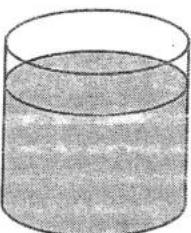


Figura 1.4: Ejemplo de sistema abierto (a) y cerrado (b)

2.- Según las propiedades de la materia



Sistema homogéneo, formado por el agua contenida en un recipiente.

• Sistemas homogéneos:

Podemos decir, casi intuitivamente, que un sistema homogéneo es uniforme y no presenta ningún límite de separación.

Supongamos que tenemos un recipiente con agua y extraemos una muestra del líquido con el objeto de determinar su punto de ebullición a presión normal. Al efectuar la determinación observamos que el valor obtenido es 100 °C. Si hacemos lo mismo con otra muestra extraída del mismo recipiente, también encontraremos el mismo resultado. Se hace evidente que cualquiera sea la muestra de agua que tomemos, el punto de ebullición es el mismo. Más aún: cualquier otra propiedad intensiva que determinemos, como por ejemplo la densidad, es la misma en todo el sistema. Decimos entonces que la muestra de agua es homogénea.

Los sistemas homogéneos son aquellos en los que sus propiedades intensivas no cambian a lo largo de todo el sistema, es decir, cualquier porción del sistema tiene los mismos valores de sus propiedades intensivas que el resto.

Así por ejemplo, un trozo de oro puro, una muestra de agua salada, o el gas contenido en una garrafa, son ejemplos de sistemas homogéneos.

• Sistemas heterogéneos:

Si al recipiente con agua del ejemplo anterior, le agregamos unas gotas de aceite, veremos que éste flota en el agua. Esto se debe a que la densidad del aceite es menor que la del agua. El sistema dejó de ser un sistema homogéneo, porque el aceite no tiene las mismas propiedades intensivas que el agua.

Son sistemas heterogéneos, aquellos cuyos valores de las propiedades intensivas varían según la porción del sistema considerado.

Una bebida enfriada con cubitos de hielo es otro ejemplo de un sistema heterogéneo, porque las propiedades intensivas del hielo son distintas que las de la bebida.

Estos ejemplos nos muestran que los sistemas heterogéneos no son uniformes, sino que presentan partes, como agua/aceite o bebida/hielo, separadas por superficies de discontinuidad bien definidas. Cada una de esas partes que tiene iguales valores de las propiedades intensivas, constituye una *fase* del sistema.

FASE

Es cada porción de un sistema material con iguales valores de sus propiedades intensivas

Podemos afirmar que todo sistema homogéneo está constituido por una sola fase (**monofásico**), mientras que un sistema heterogéneo tiene dos o más fases (**polifásico**).

En la Figura 1.5 a) se representa un vaso con agua y un clavo de hierro, que constituyen

un sistema heterogéneo formado por dos fases: agua y clavo, que corresponden a dos componentes (agua y hierro). En b) hay un vaso con agua y un cubito de hielo, también tiene dos fases (agua y hielo), pero en este caso un solo componente: el agua. Finalmente en el sistema c) tenemos un vaso con agua, dos cubitos de hielo, clavos de hierro y limaduras de hierro, que tiene tres fases (hielo, hierro y agua) y dos componentes (hierro y agua).

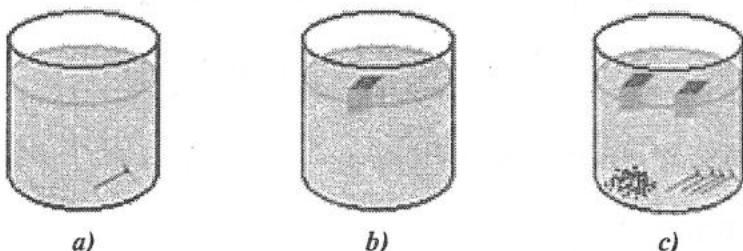


Figura 1.5: Ejemplos de sistemas heterogéneos.

Hemos visto hasta aquí algunos ejemplos de sistemas homogéneos y de heterogéneos, clasificados así por la observación de los mismos a simple vista. Ahora bien, que un sistema sea homogéneo o heterogéneo depende del método que se utilice para observarlo. Algunos sistemas que parecen homogéneos a simple vista, pueden ser heterogéneos al observarlos en el microscopio. Por ejemplo, a simple vista, tanto la leche como la tinta china o la sangre aparecen como sistemas homogéneos, pero vistos al microscopio podemos observar pequeñas partículas dispersas en un medio líquido. Desde este punto de vista se trata de sistemas heterogéneos.

Por consiguiente, para reconocer si un sistema es homogéneo o heterogéneo debemos establecer algún criterio.

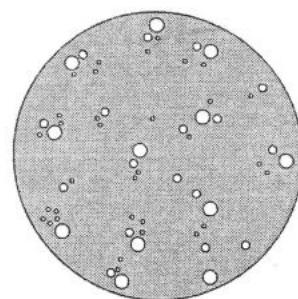
Adoptaremos como norma para decidir si un sistema es homogéneo, que todas las partículas que lo componen tengan un diámetro menor que 1 nanometro ($1\text{ nm} = 10^{-9}\text{ m}$), que es el límite visible al microscopio. En caso contrario consideraremos que el sistema es heterogéneo. Por lo tanto:

$$\text{Si la mayor partícula del sistema es } \begin{cases} < 1\text{ nm} & \Rightarrow \text{homogéneo} \\ \geq 1\text{ nm} & \Rightarrow \text{heterogéneo} \end{cases}$$

6 LAS SOLUCIONES

Consideremos una muestra de agua azucarada. ¿Es un sistema homogéneo o heterogéneo? Observando la muestra a simple vista parece un sistema homogéneo. En este caso el sistema está formado por dos componentes: azúcar y agua. Si colocamos un poco de azúcar en un recipiente con suficiente cantidad de agua y agitamos, podemos observar que el azúcar se disuelve totalmente. Si ahora observamos una gota de agua azucarada al microscopio, no distinguiremos el azúcar del agua. Hemos confirmado según nuestro criterio que el agua azucarada es un sistema homogéneo.

Por otra parte, podemos determinar si los valores de las propiedades intensivas cambian en el sistema. Si efectuamos, por ejemplo, mediciones de la densidad en distintas porciones del sis-



leche vista al microscopio



Cap. 8

SOLUCIÓN

Una solución es un sistema homogéneo formado por dos o más componentes

Esto significa que un sistema homogéneo puede estar formado por más de un componente.

Aleaciones

En el ejemplo anterior hemos analizado una solución cuyo estado de agregación es líquido, pero... ¿qué ocurre si fundimos dos o más metales mezclados y luego enfriamos el sistema a temperatura ambiente? Obtenemos un material metálico homogéneo que al estar formado por dos o más componentes es una solución. En este caso una solución sólida.

Muchos de los objetos metálicos que conocemos no están constituidos por un solo metal, sino que son mezclas de varios metales y a veces no metales, los cuales al fundirse se disuelven unos en otros. Las soluciones sólidas así obtenidas se denominan **aleaciones** y sus propiedades son distintas de las de sus componentes. En general, las aleaciones sintéticas tienen propiedades que mejoran las características de los metales puros, siendo más resistentes y duras que éstos. Algunas aleaciones son muy conocidas y apreciadas por sus aplicaciones extensas y variadas. Así por ejemplo, el **bronce** es una aleación de cobre con estaño y el **latón** de cobre con cinc. El "estaño" que se usa para soldaduras contiene 50% de estaño y 50 % de plomo. El oro usado para joyería es una aleación con plata y cobre. El oro blanco es una aleación de color plateado mayoritariamente formada por oro y paladio.

Los **aceros** son aleaciones de hierro con proporciones variables de otros metales como manganeso, níquel, y cromo, y un no-metal como el carbono. Los aceros así obtenidos presentan una resistencia notablemente superior a la del hierro metálico. El carbono confiere al acero dureza, flexibilidad y resistencia a la corrosión. Los aceros tienen propiedades que los hacen objeto de extensas aplicaciones industriales, como en la fabricación de auto-partes, vajillas, tanques, reactores industriales, y planchas para blindajes. Los aceros inoxidables son aleaciones de hierro y carbono con cromo y níquel.

Otro ejemplo de soluciones son las **amalgamas**. El mercurio, que es un líquido, presenta la notable propiedad de disolver numerosos metales como el oro, el cobre, el cinc y la plata entre otros. Los productos obtenidos son aleaciones que pueden ser sólidas o líquidas y reciben el nombre de **amalgamas**. En odontología era muy utilizada la amalgama de mercurio con plata y cinc, para obturar caries, aunque actualmente está siendo reemplazada por otros materiales.



7 _SEPARACIÓN Y FRACCIONAMIENTO DE SISTEMAS MATERIALES

Frecuentemente resulta necesario separar las fases de un sistema heterogéneo o fraccionar los componentes de un sistema homogéneo. Para lograrlo se utilizan métodos físicos de índole mecánica sencilla. Estos procedimientos tienen diversas aplicaciones, tanto en la vida cotidiana como en la medicina y la industria.

A continuación haremos una breve descripción de los métodos más utilizados para separar sistemas heterogéneos y para fraccionar sistemas homogéneos.

1.- Sistemas heterogéneos

Separar un sistema heterogéneo significa dividirlo en sus fases constitutivas. Para lograrlo, se aplican métodos físicos que aprovechan las diferentes propiedades de los componentes del sistema.

Entre ellos, podemos citar la **sedimentación** y **decantación**, que permiten separar las fases de un sistema cuyos componentes presentan gran diferencia de densidad. Consideremos por ejemplo, un vaso que contiene un sistema formado por una suspensión de arena en agua. Si el sistema se deja en reposo, por acción de la gravedad la arena se va depositando en el fondo, es decir, **sedimenta**. El agua sobrenadante puede separarse trasvasándola a otro recipiente mediante la ayuda de una varilla de vidrio. Este proceso se denomina **decantación**.

Si la diferencia de densidad no es grande, se puede acelerar la sedimentación mediante la **centrifugación** que realiza una máquina centrífuga.

Si el sistema está formado por dos fases líquidas de diferente densidad, como el agua y el aceite, es posible separarlas mediante una **ampolla de decantación**. El aceite es insoluble en el agua, la que al ser más densa queda en el fondo de la ampolla. Luego, abriendo la llave de la ampolla, se separa toda el agua que es recogida en un vaso de precipitados, quedando el aceite en la ampolla.

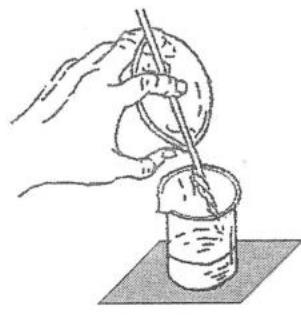
Un método que aprovecha la diferencia en el tamaño de las partículas de un sistema formado por componentes sólidos es la **tamización**. Para lograr la separación se utiliza una malla (tamiz), que retiene las partículas más gruesas, dejando pasar las de menor tamaño. Este procedimiento se aplica, por ejemplo, para separar la harina del afrecho, o la arena de impurezas.

La **filtración** es un método que permite la separación de un sistema en el que hay un sólido disperso en un líquido, mediante un filtro. La fase sólida es retenida por el filtro mientras la líquida pasa a través de él, como sucede cuando preparamos un café de filtro o un té de hierbas.

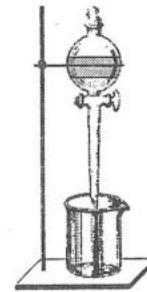
La **disolución** es un método que se utiliza para separar dos fases sólidas, que tienen partículas de similar tamaño, cuando una de las fases se disuelve en un solvente dado y la otra no. Por ejemplo, si por error colocamos sal en un frasco que contiene pimienta molida, podemos separarlos agregando agua, que sólo disuelve a la sal. Luego, podemos complementar la separación filtrando el sistema.

A menudo se requiere una combinación de varios métodos para lograr una separación completa.

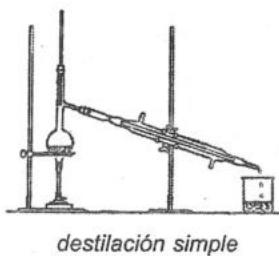
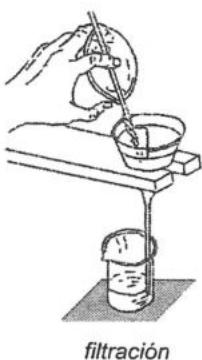
MÉTODOS DE SEPARACIÓN



decantación



decantación con ampolla



2.- Sistemas homogéneos

Fraccionar un sistema homogéneo significa obtener sus componentes constitutivos. Para ello se utilizan métodos físicos de fraccionamiento, como la destilación o la cristalización.

• Destilación

Es un proceso que permite lograr la separación de los componentes de una solución líquida. Consiste en el calentamiento del sistema y la posterior condensación de los vapores producidos, al hacerlos pasar a través de un tubo refrigerante.

El equipo de destilación consiste en un balón donde se coloca la solución a fraccionar, provisto de un termómetro en su cuello para registrar la temperatura de los vapores producidos. El balón posee una salida lateral que se conecta a un tubo refrigerante, por cuyo interior pasan los vapores; el refrigerante tiene una camisa exterior por la que circula una corriente de agua. Al pasar por el tubo los vapores se enfrian, condensándose.

Las destilaciones más frecuentemente utilizadas son la destilación simple y la fraccionada.

• Cristalización

Este método se utiliza para separar un sólido de la solución en la que se halla disuelto, mediante el enfriamiento del sistema. Es muy utilizado para purificar sustancias sólidas que contienen impurezas. Por ejemplo, si se desea purificar una muestra de azúcar impura, se prepara una solución concentrada de la misma a la temperatura más elevada posible, se filtra en caliente con lo cual se separan las impurezas insolubles. Luego se deja enfriar la solución a temperatura ambiente o más baja. Se observa la formación de cristales de azúcar y quedan disueltas las impurezas solubles. El azúcar purificada puede obtenerse filtrando el sistema.

8_LAS SUSTANCIAS

Como hemos visto, los sistemas homogéneos pueden estar constituidos por un solo componente, como por ejemplo una muestra de agua, o por más de uno como en una solución (agua azucarada).

Los métodos utilizados para fraccionar los sistemas homogéneos son **métodos físicos**. Ahora bien, si un sistema homogéneo resiste toda tentativa de fraccionamiento por métodos físicos, significa que está formado por un solo componente y decimos que se trata de una **sustancia**.

La composición de una solución puede variarse dentro de ciertos límites; la composición de las sustancias, en cambio, es siempre la misma y no puede modificarse a menos que se altere la sustancia. Por ejemplo, cualquier muestra de agua pura (H_2O) siempre contiene 88,88% de oxígeno y 11,12% de hidrógeno.

SUSTANCIA

Una sustancia es un sistema homogéneo formado por un solo componente, cuya composición es invariable.

Si tenemos en cuenta que la composición de una sustancia es constante, sus propiedades intensivas también lo son.

Como hemos visto, no es posible descomponer una sustancia empleando métodos físicos. No obstante, la experiencia nos muestra que existen ciertos métodos mediante los cuales es posible descomponer una sustancia. Son los **procesos químicos**. Veamos algunos hechos experimentales:

- Al calentar enérgicamente clorato de potasio que es un sólido blanco, se descompone dando origen a dos sustancias: cloruro de potasio (sólido blanco) y oxígeno gaseoso.
- Calentando suficientemente óxido de mercurio (sólido rojo) se transforma en mercurio (líquido gris) y oxígeno gaseoso.
- Si hacemos circular corriente eléctrica por agua (a la que se le agregan unas gotas de ácido para permitir la conducción), se produce su descomposición, en dos sustancias gaseosas: hidrógeno y oxígeno.

En los dos primeros casos se ha producido una **descomposición térmica**, mientras que en el último una **electrólisis**. Concluimos que, mediante procedimientos de este tipo, es posible descomponer algunas sustancias, obteniendo a partir de ellas otras distintas.

El proceso por el cual una sustancia puede ser descompuesta en otras, constituye una **transformación química**.

Sustancias simples y compuestas

Las sustancias que pueden ser descompuestas en otras más sencillas mediante transformaciones químicas, se denominan sustancias compuestas. Así, según vimos, el clorato de potasio, el óxido de mercurio y el agua son sustancias compuestas.

Si ahora intentamos descomponer mediante métodos químicos el oxígeno, el mercurio o el hidrógeno, no lo lograremos. Si la sustancia no puede ser descompuesta ni aún mediante transformaciones químicas, recibe el nombre de **sustancia simple**. El hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno, son ejemplos de sustancias simples. Esto significa que las sustancias químicas, según puedan o no descomponerse, pueden clasificarse en dos clases: las sustancias compuestas y las simples.

Tanto las sustancias simples como las compuestas tienen algo en común: están constituidas por **elementos químicos**. Luego, en principio, podemos decir que los elementos químicos son los constituyentes de todas las sustancias, simples y compuestas. Las sustancias simples están formadas por un solo elemento, mientras que las compuestas están constituidas por dos o más elementos.

Los elementos más abundantes en la Tierra son el oxígeno, el silicio, el aluminio y el hierro.

En la Figura 1.6 presentamos a manera de resumen, una clasificación de los sistemas materiales y de las sustancias.



Cap. 10

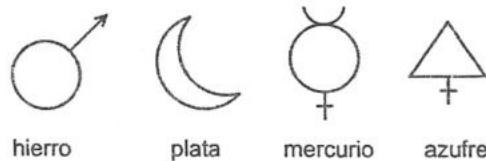
Sustancias	
compuestas	simples
agua	oxígeno
clorato de potasio	hidrógeno
sacarosa	mercurio
acetona	oro
etanol	nitrógeno
amoníaco	azufre



Figura 1.6: Esquema de la clasificación de los sistemas y de las sustancias.

Los elementos y sus símbolos

Con anterioridad al siglo XIX, los elementos eran representados por los alquimistas mediante una colección de figuras, muchas de ellas relacionadas con antiguos mitos y leyendas. Por ejemplo, algunos de los elementos conocidos en la época, eran representados según:



Dalton simplificó la notación utilizando como símbolos dibujos circulares, algunos de los cuales se muestran a continuación:



Actualmente, para designar a los elementos en el lenguaje químico internacional, se utilizan símbolos constituidos por letras. El origen de estos símbolos se debe a J. J. Berzelius, quien hacia 1830 propuso utilizar la primera letra del nombre latino del elemento, para evitar las diferencias de los idiomas. Así por ejemplo, el oxígeno se simboliza con la letra O, el carbono con la C y el nitrógeno con la N. Si dos o más elementos comienzan con la misma inicial, puede añadirse una de las letras siguientes del nombre para evitar confusiones. Así, el símbolo del cloro es Cl, el del

calcio Ca y Cd es el del cadmio. A cada elemento se lo simboliza con una o dos letras y en algunos casos hasta con tres, donde sólo la primera de las letras se escribe con mayúscula.

En la actualidad se conocen alrededor de 115 elementos químicos, de los cuales 83 se encuentran distribuidos en la naturaleza. El resto fue preparado artificialmente mediante reacciones nucleares.

Todos los elementos figuran ubicados ordenadamente, en la **Tabla Periódica**. Fue a mediados del siglo XIX, cuando algunos científicos al observar que muchos elementos presentaban propiedades semejantes entre sí, lograron clasificarlos sistemáticamente en una tabla. Así surgió la Tabla Periódica, donde los elementos aparecen agrupados en columnas, que reciben el nombre de **grupos**. Cada fila horizontal de la tabla se denomina **período**.

Como podemos observar en la Figura 1.7, hay 18 grupos y 7 períodos. En el capítulo 4 trataremos extensamente este tema.



Cap. 4

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be													5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
3	11 Na	12 Mg													13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uuh	116 Uuo	117	118	

lantánidos

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

actinidos

Figura 1.7: Tabla Periódica de los elementos



LA QUÍMICA Y LA VIDA

LA QUÍMICA EN LA CASA

En cualquier heladera hay un yogur, algunos limones y pomelos y en la alacena seguramente habrá una botella de vinagre. Todos estos productos contienen algunas sustancias en común: los ácidos. Esta palabra deriva de *acidus* del latín, que significa agrio. Justamente estas sustancias son las responsables del sabor agrio que percibimos en dichos productos. Así por ejemplo en el yogur se halla el ácido láctico, en el vinagre el ácido acético y el ácido cítrico está presente en los limones y pomelos. Este último es utilizado para darle sabor a muchos dulces y productos de repostería. El ácido carbónico se encuentra en las bebidas gaseosas y en la soda.

También podemos encontrar una serie de productos de limpieza, que contienen sustancias como el amoniaco o el hidróxido de sodio que basan su acción en su poder desengrasante, ya que son capaces de disolver sustancias grasosas permitiendo su remoción. El amoniaco se usa para la limpieza de vidrios y el hidróxido de sodio, conocido en la industria como soda cáustica, se utiliza para destapar cañerías. La leche de magnesia, que es una suspensión de hidróxido de magnesio en agua, está presente en los laxantes suaves.

Este conjunto de sustancias, corresponden a una segunda clase de compuestos que en química se conocen como bases o álcalis. Tienen sabor amargo, tacto jabonoso y si son muy concentradas producen graves quemaduras en la piel.

Cuando los ácidos se combinan con las bases, sus propiedades se neutralizan mutuamente, originando una nueva serie de productos químicos conocidos como sales. La sal más común es el cloruro de sodio conocida como sal de mesa, usada para sazonar los alimentos. El polvo de hornear contiene una mezcla de dos sales: el hidrógeno carbonato de sodio (conocido como bicarbonato de sodio) y el hidrógeno tartrato de potasio.

La cáscara del huevo contiene otra sal: el carbonato de calcio. Esta sustancia se halla, además, en materiales de construcción, en el mármol, la tiza, las perlas y constituye un buena parte de las rocas. Otra sal que se encuentra frecuentemente en el ámbito hogareño es el carbonato de sodio (soda solvay), presente en la mayoría de los llamados jabones en polvo. El cloruro de aluminio es una sal presente en los desodorantes.

9 _ COMPOSICIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES

COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Para establecer la composición de un sistema material, es necesario determinar la masa de cada uno de sus componentes. Habitualmente se expresa la relación que existe entre la masa de cada componente y la masa total del sistema.

Por ejemplo, las personas que sufren de hipertensión arterial deben disminuir el consumo de la sal de mesa, que está constituida por cloruro de sodio (NaCl). En su reemplazo deben utilizar sal con bajo contenido en sodio (sal dietética), que está compuesta por una mezcla de cloruro de sodio, cloruro de potasio (KCl) y carbonato de magnesio (MgCO_3). Se sabe que 20 g de esta sal dietética, contienen 6,60 g de cloruro de sodio, 13,20 g de cloruro de potasio y 0,20 g de carbonato de magnesio.

Si queremos expresar la composición de esta sal en forma de porcentaje de cada componente, debemos expresar la masa de cada uno de ellos presente en 100 g de sal.

Para ello, establecemos las siguientes relaciones:

a) Para el NaCl:

si en 20 g de sal hay ----- 6,60 g de NaCl

$$\text{en } 100 \text{ g de sal habrá ----- } x = \frac{100 \times 13,2}{20} \text{ g} = 33 \text{ g de NaCl}$$

b) Para el KCl:

20 g de sal ----- 13,20 g de KCl

$$100 \text{ g de sal ----- } x = \frac{100 \times 13,20}{20} \text{ g} = 66 \text{ g de KCl}$$

c) Para el MgCO₃:

20 g de sal ----- 0,20 g de MgCO₃

$$100 \text{ g de sal ----- } x = \frac{100 \times 0,20}{20} \text{ g} = 66 \text{ g de MgCO}_3$$

En consecuencia, la composición de la sal dietética es: 33% de NaCl, 66% de KCl y 1,0% de MgCO₃.

Esta manera de expresar los resultados obtenidos, mediante el porcentaje de cada componente, es muy utilizada y se conoce como la *composición centesimal* del sistema.

La composición centesimal de una *solución* viene dada por las relaciones porcentuales entre la masa de cada uno de los componentes y la masa total de la solución. Esta composición se conoce como porcentaje en masa y se simboliza % m/m. Por ejemplo, una solución de azúcar en agua al 10% m/m, significa que hay 10 g de azúcar disueltos en 100 g de solución.

Así, si tenemos 50 g de azúcar disueltos en 200 g de solución, el porcentaje en masa puede calcularse de la siguiente manera:

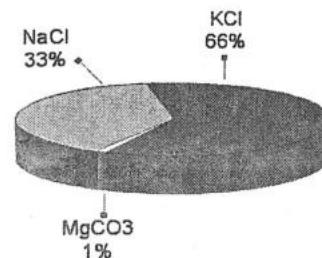
200 g de solución----- 50 g de azúcar

$$100 \text{ g de solución ----- } x = 25 \text{ g de azúcar}$$

Por lo tanto, decimos que la composición centesimal de esta solución es 25% m/m.

Para soluciones formadas por dos componentes líquidos, se utiliza el porcentaje en volumen (% v/v), que indica la relación porcentual entre el volumen de cada componente y el volumen total de la solución.

Esta forma de expresar la composición de una solución es muy utilizada para indicar la **graduación alcohólica** de varias bebidas, como el vino, la cerveza y el whisky. Por ejemplo, los



Composición de la sal dietética



Cap. 8

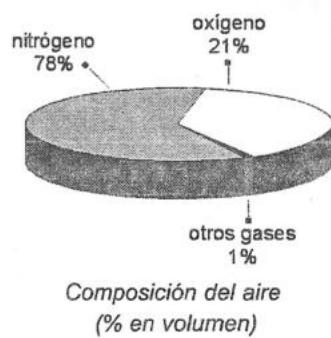
vinos tienen una graduación alcohólica promedio de 13% en volumen. Esto significa que 100 cm³ de vino contienen 13 cm³ de alcohol y se indica 13°. Si queremos saber el volumen de alcohol contenido en una botella de 750 cm³ de vino, planteamos:

100 cm³ de vino ----- 13 cm³ de alcohol

$$750 \text{ cm}^3 \text{ de vino} \dots \dots \dots x = \frac{750 \times 13}{100} \text{ cm}^3 = 97,5 \text{ cm}^3 \text{ alcohol}$$

El porcentaje en volumen es también utilizado para expresar la composición de una solución gaseosa, como por ejemplo el aire. La corteza terrestre está rodeada por una extensa capa gaseosa (atmósfera), cuya composición varía según la altura respecto del nivel del mar. La atmósfera suele dividirse en diferentes capas, de composición y temperaturas variables: la troposfera (de unos 15 km de extensión), la estratosfera (80 km) y la ionosfera.

La troposfera está constituida esencialmente por una solución gaseosa denominada *aire*, cuya composición es prácticamente constante. El aire puro (filtrado y seco), está compuesto por una mezcla de gases que se encuentran en las proporciones que se detallan en la tabla siguiente:



Componente	% en volumen	% en masa
nitrógeno (N_2)	78,04	75,49
oxígeno (O_2)	20,95	23,11
argón (Ar)	0,94	1,28
dióxido de carbono (CO_2)	0,034	0,045
neón (Ne)	0,0018	0,0012
helio (He)	0,0005	0,0007
otros (Kr, Xe, H)	0,0337	0,0731

Como podemos observar, el aire puro es una solución gaseosa, cuyos principales componentes son nitrógeno y oxígeno.

También en las sustancias compuestas se utiliza la composición centesimal para indicar la relación porcentual de los elementos que la componen. Así, por ejemplo, en 9 g de agua hay 1 g de hidrógeno y 8 g de oxígeno y su composición centesimal es:

$$\% \text{ H} = 1/9 \times 100 = 11,11\%$$

$$\% \text{ O} = 8/9 \times 100 = 88,89\%$$

10_LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

Si quemamos un trozo de madera en un recipiente cerrado en presencia de una cantidad limitada de aire, las cenizas, los gases formados y el aire restante quedarían dentro del sistema. Comparando el peso del sistema total luego de la combustión, con el del sistema original, puede comprobarse que no hay cambio alguno.

Estos hechos fueron observados por el eminente químico francés Antoine Laurent Lavoisier, quien realizó numerosas experiencias utilizando sistemas cerrados, los que pesaba antes y después de cada proceso. Luego de esas experiencias, donde hizo constante uso de la balanza, el francés concluyó que el proceso de combustión consistía en una reacción de los materiales con el oxígeno del aire. Así de simple.

“Nada se crea, nada se destruye, todo se transforma”, decía Lavoisier. En otras palabras, afirmaba que la masa de un sistema cerrado no se crea ni se pierde durante una reacción química, sino que cambia de unas sustancias a otras.

Cuando quemamos un trozo de papel o de carbón, tanto el papel como el carbón se reducen a cenizas. El combustible de un automóvil se va agotando a medida que éste circula. El alimento que ingerimos se consume. ¿Entonces, “desaparece” la materia? Todo se transforma, ahí estaba la clave. Agotar un material no significa destruirlo sino transformarlo en otro. Tanto el papel, como el carbón o la nafta, al quemarse se combinan con el oxígeno del aire convirtiéndose en dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. El alimento se va transformando en tejido vivo y en compuestos esenciales para el organismo. En otras palabras la materia se conserva, aunque se produzcan transformaciones químicas. Esto fue comprobado experimentalmente por Lavoisier, pesando los materiales antes y después de producirse una transformación química, en recipientes cerrados para evitar pérdida de gases.

Para comprobar experimentalmente estos hechos resulta muy cómodo trabajar con un tubo en forma de “Y” invertida conocido como tubo de Landolt, que se muestra en la Figura 1.8.

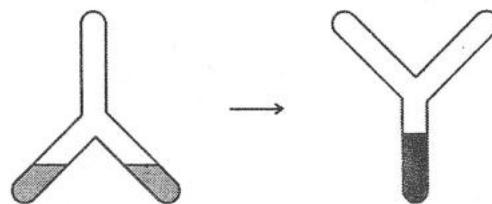


Figura 1.8: Tubo de Landolt

Se coloca en las ramas de la Y del tubo las sustancias que se quiere hacer reaccionar y luego se da vuelta el tubo para que se produzca la transformación en la rama inferior. Pesando el sistema antes y después del proceso, se puede observar que no se registra variación de masa, salvo el error experimental, antes y después de ocurrida la transformación.

La generalización de lo expuesto a todas las reacciones químicas, nos conduce a la Ley de conservación de la masa que podemos enunciar así:

DE LAVOISIER A EINSTEIN



Antoine Lavoisier

Nació en París en agosto de 1743 y se lo conoce como el padre de la Química moderna; sus investigaciones, entre otras, condujeron a la ley de conservación de la materia.

En 1789, año en que triunfó la Revolución Francesa, publicó su Tratado Elemental de Química, libro que fue traducido a varios idiomas y es considerado el primer texto moderno de química.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

La masa de un sistema cerrado permanece constante, aun cuando se verifiquen en él transformaciones químicas.

Albert Einstein

Nació el 14 de mayo de 1879 en un pueblo del sur de Alemania. Distaba mucho de ser un niño prodigo, aunque gustaba leer libros de Ciencia y Matemática. Cuando tenía 26 años publicó tres artículos dignos de un genio. El primero se refería al efecto Browniano; el segundo al efecto fotoeléctrico por el cual obtuvo el Premio Nobel de Física y el último trataba de la Teoría de la Relatividad que abrió nuevos horizontes en el desarrollo de la Física. El 26 de marzo de 1925 el Colegio Nacional de Buenos Aires tuvo el alto honor de recibir su visita. Falleció el 18 de abril de 1955.

Equivalencia entre masa y energía

Se ha comprobado que ciertos fenómenos liberan grandes cantidades de energía a expensas de importantes pérdidas de materia. Por ejemplo, la energía térmica que irradia el sol, va acompañada de una pérdida de masa del mismo. Algo similar ocurre también con la enorme cantidad de energía puesta en juego en las explosiones atómicas. De inmediato cabe preguntarnos: ¿Es posible transformar materia en energía y viceversa? ¿Qué ocurre entonces con la ley de conservación de la masa?

Albert Einstein postuló la relación entre la masa de un cuerpo en reposo y la energía. Su famosa ecuación de equivalencia entre ambas magnitudes nos permite relacionarlas en transformaciones que absorban o liberen energía, mediante la fórmula:

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

Donde Δm es la variación de masa que sufre el sistema, ΔE es el cambio de energía producida durante la transformación y c la velocidad de la luz, cuyo valor en el vacío es $2,998 \times 10^8$ m/s. Debido al enorme valor de c^2 , que figura en el denominador, en los procesos químicos ordinarios el cambio de masa que se produce es tan pequeño que no puede ser detectado por balanza alguna.

Por ejemplo, en una reacción química como la combustión de un kg de carbón, se produce una liberación de energía del orden de $4,2 \times 10^7$ joules. Aplicando la ecuación de Einstein, la pérdida de masa que acompaña esta transformación es aproximadamente 5×10^{-7} g. Las balanzas analíticas precisas miden masas de hasta 10^{-5} g. La Ley de conservación de la masa tiene validez para las reacciones químicas corrientes, ya que la pérdida de masa producida es despreciable.

Sólo es posible detectar la variación de masa cuando la energía puesta en juego es muy grande, como en las explosiones nucleares y en el fenómeno por el cual el sol o las estrellas liberan enormes cantidades de energía. Por ejemplo, la liberación de energía que se produce en un reactor nuclear cuando reacciona (se fisiona) 1 kg de uranio, es del orden de $8,5 \times 10^{13}$ J; según la ecuación de Einstein, se produce una variación de masa de alrededor de 1 g. Como podemos apreciar, esta cantidad, que puede detectarse mediante una balanza, es 10 millones de veces mayor que en la reacción de 1 kg de carbón.



LA QUÍMICA Y LA VIDA

EL ORO

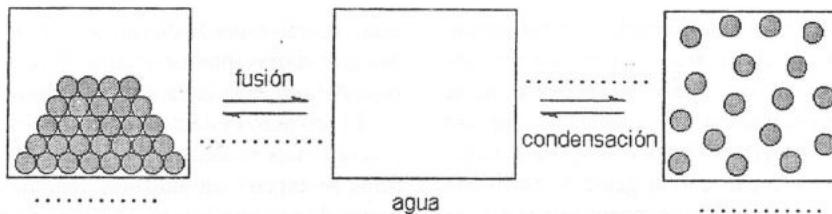
El oro se conoce y aprecia desde tiempos remotos, no solamente por su belleza y resistencia a la corrosión, sino también por ser más fácil de trabajar que otros metales. El oro es raro, bello, denso, no se oxida ni tampoco es afectado por el agua ni otras sustancias. Incluso es capaz de resistir la acción de la mayoría de los ácidos. Esta característica casi exclusiva del oro ha hecho que la gente lo considere como un "metal noble". El platino reacciona aún menos que el oro, es también raro, es más denso y funde a mayor temperatura que el oro. Es también un metal noble. El más noble de todos. *"Pero ni el platino ni ningún otro metal nunca descubierto, poseen ese cálido amarillo del oro y ninguno alcanza ni de cerca su belleza"*. (I. Asimov. El sol brilla luminoso). Debido a su relativa rareza, el oro comenzó a

usarse como moneda de cambio y como referencia en las transacciones monetarias internacionales (Patrón oro). La unidad para medir el peso del oro es la onza troy, que equivale a 31,1 g.

El oro puro es demasiado blando para ser utilizado en joyería, por ello se lo usa en aleaciones con cobre y plata. La cantidad de oro presente se expresa en unidades denominadas *quilates*, que indican las partes de oro que hay en 24 partes de aleación. Así el oro puro es de 24 quilates, mientras que el oro de 18 quilates es una aleación compuesta por 75% de oro ($18/24 \times 100$) y 25% de cobre. El oro utilizado para la acuñación de monedas se compone de 90 partes de oro y 10 de plata y es de aproximadamente 22 quilates.

EJERCICIOS

1_ Los siguientes diagramas representan, a nivel submicroscópico, partículas de agua al estado sólido, líquido y gaseoso. Completar el esquema central y colocar los nombres faltantes en las líneas punteadas.



2_ El tolueno es un compuesto orgánico utilizado como disolvente de lacas y resinas.

Se tiene una muestra de tolueno líquido a -40°C , a presión atmosférica. Se la calienta hasta 100°C y sigue siendo líquida. Indicar si las siguientes afirmaciones son o no correctas.

- a) el punto de fusión normal del tolueno es menor que cero.
- b) el punto de ebullición normal del tolueno es mayor que 100°C .
- c) a temperatura ambiente es un gas.
- d) a 0°C es un líquido.
- e) a -5°C es un sólido
- f) su punto de ebullición normal es mayor que el del agua.

3_ Teniendo en cuenta las densidades del hierro y del plomo, determinar:

- a) los volúmenes de 100 g de hierro y de 0,12 kg de plomo.
- b) las masas de un trozo de hierro de 15 cm^3 de volumen y de un trozo de plomo de 10 cm^3 .

Datos: $\delta(\text{hierro}) = 7,87\text{ g/cm}^3$

$\delta(\text{plomo}) = 11,32\text{ g/cm}^3$

4_ Un constructor desea comprar 100 varillas cilíndricas de hierro de 12,0 m de largo y 10 mm de diámetro. El hierro se vende a \$ 1,20 el kg
¿Cuánto debe abonar? Dato: $\delta(\text{hierro}) = 7,87\text{ g/cm}^3$

5_ Dadas las siguientes propiedades, indicar cuáles son intensivas y cuáles son extensivas:

- | | |
|-------------|----------------------------|
| a) masa | e) punto de ebullición |
| b) densidad | f) peso |
| c) volumen | g) punto de fusión |
| d) dureza | h) conductividad eléctrica |

6_ Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- a) los cuerpos sólidos poseen volumen propio, aunque no forma propia.
- b) la evaporación de alcohol (etanol) se produce a cualquier temperatura.

- c) durante la transformación de un trozo de hielo en agua líquida, la temperatura no varía.
 - d) en determinadas condiciones el agua puede hervir a temperatura ambiente.
 - e) cuando un líquido hierve la temperatura permanece constante.

7 Dar un ejemplo de cada uno de los siguientes sistemas materiales:

- a) un sistema heterogéneo formado por:
 i) dos componentes líquidos y uno sólido.
 ii) un componente líquido y uno gaseoso.

b) un sistema homogéneo formado por:
 i) dos componentes líquidos y uno sólido.
 ii) dos o mas componentes gaseosos.

8 Dadas las siguientes proposiciones, señalar la correcta. Un sistema formado por granizo, agua de lluvia y aire, consta de:

- a) tres sustancias compuestas.
 - b) dos sustancias.
 - c) cinco fases.
 - d) tres fases.
 - e) ninguna de las opciones anteriores.

9 Dadas las siguientes afirmaciones indicar si son verdaderas o falsas.

- a) un sistema formado por dos componentes líquidos puede ser heterogéneo.
 - b) el vapor de agua es una solución formada por hidrógeno y oxígeno gaseosos.
 - c) un sistema formado por un único componente siempre es homogéneo.
 - d) la electrólisis es un proceso por el cual se logra la descomposición de una sustancia mediante el pasaje de la corriente eléctrica.

10 Calentando energéticamente un sólido cristalino de color rojo, se obtienen dos sustancias simples: un gas incoloro y un líquido de color gris con brillo metálico. Mediante esta experiencia podemos afirmar:

- a) el sólido rojo es un sistema heterogéneo.
 - b) el proceso realizado es un método físico de fraccionamiento.
 - c) el sólido rojo está constituido por dos sustancias simples.
 - d) el líquido gris no puede descomponerse en otras sustancias.
 - e) ninguna de las afirmaciones anteriores es correcta.

11 Indicar los métodos físicos y/o mecánicos necesarios para separar cada uno de los componentes de los siguientes sistemas, en las sustancias que lo constituyen.

- a) agua azucarada con exceso de azúcar sin disolver.
 - b) condimento para ensalada formado por aceite, vinagre y sal.
 - c) sal y pimienta molida.

12 Calcular la composición centesimal de los siguientes sistemas:

- a) una mezcla de albañilería que contiene 50 kg de arena, 20 kg de cal y 10 kg de cemento.
 - b) 98 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que contiene 2 g de hidrógeno, 64 g de oxígeno y el resto azufre.
 - c) una torta cuyos ingredientes son: 250 g de harina, 4 huevos de 50 g cada uno, 80 g de manteca, y 150 g de azúcar.

- 13_ Calcular cuántos gramos de oro puro y cuántos de cobre se requieren para fabricar un anillo de 12 g de oro de 18 quilates.
- 14_ Se prepara un chocolate con leche, disolviendo 20 g de chocolate en 200 cm³ de agua caliente ($\delta=1,00 \text{ g/cm}^3$) y se le agregan 15 g de leche en polvo y 10 g de azúcar. Calcular la composición centesimal del chocolate así preparado.
- 15_ Se prepara un jugo de manzana disolviendo 10 g de polvo de manzana y 50 g de azúcar en un cuarto de litro de agua ($\delta \text{ agua} = 1,00 \text{ g/cm}^3$). Calcular la composición centesimal del sistema final.
- 16_ Calcular la masa de sal y de agua que hay en 250 mL de una solución ($\delta = 1,04 \text{ g/cm}^3$) que contiene 10% de sal y 90% de agua.
- 17_ Se tiene un sistema material formado por 50% de arena, 5% de cal y el resto de agua. Calcular la composición centesimal del sistema luego de evaporar totalmente el agua.
- 18_ Dos amigos, Miguel y Alejandro, fueron a un bar. Miguel tomó una lata de cerveza de 200 cm³ cuya graduación alcohólica es 5% en volumen. Alejandro a su vez bebió un trago largo hecho con 180 cm³ de una gaseosa y 50 cm³ de ron que contiene 40% de alcohol en volumen. ¿Quién de los dos ingirió más alcohol?
- 19_ La composición de la aleación empleada en la fabricación de utensilios de cocina llamada *peltre* es: 85% de Sn, 7,3% de Cu, 6% de Bi y el resto de Sb. Sabiendo que la masa de una olla de peltre es 0,70 kg; calcular la masa que se necesita de cada metal para la construcción de la olla.
- 20_ La leche de vaca es un sistema constituido aproximadamente por 3,5 % de grasa, 5% de hidratos de carbono, 1% de sales minerales, 3% de proteínas y el resto de agua. Calcular:
a) el volumen de leche ($\delta = 1,030 \text{ g/cm}^3$) necesario para obtener 1000 kg de leche en polvo, suponiendo que el agua se evapora totalmente.
b) la composición porcentual de la leche en polvo así obtenida.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

- 3_ a) 12,7 cm³ y 10,6 cm³ b) 118 g y 113 g
- 4_ \$ 893
- 12_ a) 62,5% arena; 25% cal y 12,5% cemento.
b) 2,04% H; 65,31% O y 32,65% S.
c) 36,8% harina; 29,4% huevos; 11,8% manteca y 22,0% azúcar.
- 13_ 9 g de oro y 3 g de cobre.
- 14_ agua: 81,63%; chocolate: 8,16%; leche: 6,12%; azúcar: 4,08%

18. polvo: 3,22%; agua: 80,65%; azúcar: 16,13%

16. 26 g de sal y 234 g de agua

17. 90,9% de arena y 9,1% de cal

18. Alejandro

19. 595 g de Sn, 51,1 g de Cu, 42,0 g de Bi y 11,9 g de Sb.

20. a) 7767 L

b) 28% grasa; 40% hidratos de carbono; 8% sales y 24% proteínas.