

Los cambios químicos

* * *

Fuente: https://www.freepik.es/fotos-premium/vaso-liquido-colorido-laboratorio_7880377.htm

Recuperado el 6 de mayo de 2020.

Competencias a desarrollar

capítulo 1

1. Comprender los conceptos de materia, masa y peso.
2. Reconocer los diferentes estados de la materia y sus clasificaciones.
3. Aprender y comprender las propiedades de la materia.
4. Diferenciar entre mezclas homogéneas y heterogéneas.
5. Comprender las diferencias entre propiedades físicas y químicas.
6. Establecer las características de cada uno de los estados de la materia.
7. Aprender los conceptos de densidad y peso específico.
8. Diferenciar y dimensionar estas propiedades físicas, realizar problemas involucrando estos conceptos.
9. Comprender los conceptos de solubilidad, punto de fusión y ebullición, relacionarlos como propiedades físicas de la materia.
10. Comprender, y en lo posible comprobar en el laboratorio, los métodos de separación de mezclas homogéneas y heterogéneas.
11. Entender y diferenciar el concepto de propiedad química.
12. Diferenciar entre reaccionantes y productos.
13. Comprender y razonar la ley de la composición constante.
14. Reconocer que existen clasificaciones en las reacciones químicas. Exotérmicas y endotérmicas.
15. Aprender y comprender las diferentes clases de reacciones químicas.
16. Identificar y clasificar las reacciones en clasificación general ácido-base y óxido-reducción, y a partir de los productos.
17. Identificar las reacciones de combustión.
18. Realizar ejercicios de aplicación, con componentes numéricos, con el fin de hacer análisis sobre propiedades y manejo de unidades en las mismas.
19. Hacer análisis de cada uno de los cambios aprendidos en el capítulo, mediante la resolución de preguntas o problemas.

Derivada del egipcio *khem*, que quiere decir *tierra*, la química es la ciencia que estudia la estructura, propiedades, composición y, lo más importante, la transformación de la materia. La química moderna puede concebirse como una evolución de la antigua alquimia. Además de ser una ciencia que rige los principios de relación entre el ser humano y la naturaleza, implica todo cuanto nos rodea, de dónde venimos y cuánto hemos hecho; todo aquello que está sujeto al cambio natural, así como al provocado.

A pesar de que la química es una ciencia antigua, se encuentra fundamentada en los cambios modernos, pues surge solo después del siglo XIX, cuando los científicos pudieron separar los componentes de varias sustancias. Algunos autores la denominan “ciencia central”, porque está fundamentada en las matemáticas y la física y, al mismo tiempo, apoya a las ciencias de la vida como la biología, la medicina y la ecología.

Breve historia de la química

Al igual que otras áreas de conocimiento, la química tiene un largo historial de experiencias que han ido acumulándose a través del tiempo. Desde el sorprendente descubrimiento del fuego, que significó una revolución fundamental para la humanidad hace aproximadamente 1 600 000 años, hasta la síntesis del *livermorio*, el *teneso* y el *oganésón*, elementos químicos más nuevos en la tabla

periódica, la historia de la química está estrechamente vinculada, por un lado, con la evolución de la ciencia y la técnica y, por otro, con el desarrollo social de la humanidad. Constituye una relación tan determinante en nuestra vida, que no seríamos capaces de sobrevivir en ningún mundo posible ni una situación extrema de transformación de la naturaleza, sin el conocimiento químico acumulado durante estos miles de años.

Los antiguos griegos, a quienes debemos nuestra pasión por el conocimiento y la teoría, dieron un gran paso cuando, en la Jonia del siglo VII a. C., formularon que la materia está hecha de átomos (Demócrito). Estas partículas, que debían tener diversas formas, ser indivisibles e invisibles al ojo humano y tener distintos mecanismos de unión a otras, constituían todas formas de la materia. Posteriormente, Empédocles pensó que las sustancias estaban formadas por cuatro elementos: tierra, aire, agua y fuego; a estos, el estagirita Aristóteles adicionó uno más: el éter.

Entre el siglo III a. C. y el siglo XVI d. C., la química se mantuvo dominada por la alquimia y la magia. En ese tiempo, el objetivo de investigación más conocido de la alquimia fue la búsqueda de la piedra filosofal, un método hipotético capaz de transformar los metales en oro. Sin embargo, a partir de la investigación alquímica, se desarrollaron nuevos productos y métodos para la separación de elementos químicos. De este modo se fueron asentando los pilares básicos para el desarrollo de una futura química experimental.

Por otro lado, la química como tal comenzó a desarrollarse entre los siglos XVI y XVII. En esta época, se estudiaron el comportamiento y las propiedades de los gases, para lo cual se establecieron técnicas de medición. Asimismo, el concepto de elemento, como una sustancia elemental que no podía descomponerse en otras, fue desarrollándose paulatinamente. En esta misma época, surgió la teoría del flogisto, para explicar los procesos de combustión. De ese modo, la ciencia química, como rama independiente del saber técnico y empírico, guiado por una lógica y una metodología autónoma, surgió, después de muchos ensayos, en el siglo XVII, a partir de estudios de alquimia, populares entre muchos de los científicos de la época.

Así pues, se considera que los principios básicos de la química moderna se remontan a *The Skeptical Chymist* (1661), obra del científico británico Robert Boyle (1627-1691). Posteriormente, con los estudios del francés Antoine Lavoisier (1743-1794) y su descubrimiento del oxígeno, la ley de conservación de la masa y la refutación de la teoría del flogisto, la química logró encumbrarse como una ciencia independiente.

Definición de materia

Se entiende por “materia” cualquier cuerpo que tiene masa y ocupa un espacio. Abarca, en esta medida, todo tangible, desde las células que nos constituyen hasta las estrellas y otros componentes del universo. En otras palabras, materia es aquello de lo que están hechos todos los objetos.

La palabra “materia” viene del latín *mātēria*, es decir, sustancia o material de construcción y madera, y equivale al vocablo griego ὕλη (*hýle*), que significa bosque, madera o material de construcción. Para los filósofos, materia se refiere a la realidad sensible que pueda ser objeto de experiencia.

De acuerdo con el concepto físico, materia es cualquier clase de entidad perteneciente al universo que pueda observarse y tenga energía; que sea medible y localizable en el espacio y el tiempo, además de ser compatible con las leyes naturales. Se considera que la materia posee tres propiedades características: tiene masa, ocupa un lugar en el espacio y perdura en el tiempo. Sin embargo, aunque todas las formas de materia están asociadas a cierta energía, solo algunas de ellas tienen masa.

Propiedades de la materia

Todos los cuerpos, sin excepción, tienen una serie de propiedades de la materia, razón por la cual no permiten diferenciar una sustancia de otra. Las sustancias se clasifican como “extensivas” e “intensivas”. Las extensivas dependen de la cantidad de materia, tales como masa, peso, volumen, inercia,

energía, impenetrabilidad, porosidad o divisibilidad, entre otras. Por su parte, las propiedades intensivas son características de cada sustancia y permiten distinguir unas de otras y su valor es independiente de la cantidad de la materia. Ejemplo de este tipo de propiedades son: color, sabor, maleabilidad, tenacidad, dureza, elasticidad, fragilidad, conductividad, densidad y puntos de fusión y ebullición.

Por otro lado, las propiedades de la materia pueden ser físicas o químicas, y algunas de ellas permiten diferenciar unas sustancias de otras:

Propiedades físicas: son aquellas que pueden ser medidas u observadas sin alterar la composición de la sustancia, tales como la densidad, el punto de fusión, de ebullición, el coeficiente de solubilidad, el índice de refracción, el módulo de Young (elasticidad) y las propiedades organolépticas.

Propiedades químicas: son las asociadas al comportamiento particular de la materia. Se refieren a la capacidad de las sustancias de combinarse y generar cambios en su estructura, lo que conocemos como “reacción”, como consecuencia de los efectos producidos por los cambios de energía. Este tipo de cambios se representa por medio de la ecuación química balanceada. Entre otras, las propiedades químicas de las sustancias incluyen: la corrosividad de ácidos, el poder calorífico, la acidez, la oxidación y la reducción.

Adicionalmente, existe una serie de *propiedades cualitativas*, características de cada sustancia, a través de las cuales estas pueden ser identificadas por simple inspección, tales como el color, el olor o el sabor (aunque muchas sustancias son inodoras, poseen el mismo color o tienen sabor difícil de identificar, sin considerar que es peligroso probar muchas de las sustancias químicas). En la práctica, el principal problema de estas propiedades es que no pueden medirse y que su percepción es subjetiva.

Ley de la conservación de la masa de Lavoisier

La ley de la conservación de la masa fue propuesta independientemente Mijaíl Lomonósov (1711-1765) y por Antoine-Laurent Lavoisier, químico francés a

quien se considera el desarrollador de la teoría de la química moderna; quien, además, fue promotor de las ciencias puras, que han llevado al mundo a nuevas y más precisas investigaciones sobre el origen y composición de los elementos y la materia. Esta importante ley de la química puede enunciarse de la siguiente manera:

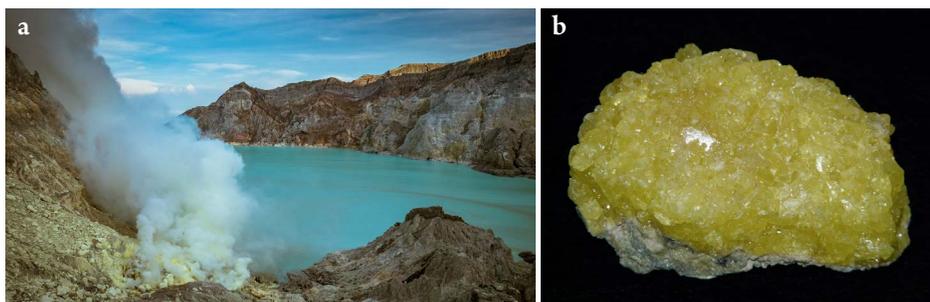
La masa de un sistema de sustancias debe ser constante, con independencia de los procesos internos que puedan efectuarse. Es decir, “la suma de las masas de los productos es igual a la suma de las masas de los reaccionantes”.

No obstante, la incursión de las técnicas modernas, así como el mejoramiento en la precisión de las medidas, permite establecer que la ley de Lomonósov-Lavoisier se cumple solo aproximadamente. Esto cobra sentido, al considerar la equivalencia entre masa y energía, descubierta posteriormente por Albert Einstein (1879-1955), que rechaza la afirmación de que la masa convencional se conserva, porque masa y energía son mutuamente convertibles. Aun así, es posible aseverar que la *masa relativista equivalente*, que consiste en el total de la masa material y energía, se conserva, pero la masa en reposo puede cambiar, como ocurre en los procesos relativistas, en los cuales una parte de la materia se convierte en fotones.

Cambios físicos y químicos

Así como ocurre con sus propiedades, los cambios que padecen las sustancias pueden clasificarse también como físicos o químicos. Los cambios físicos se evidencian mediante la variación en apariencia, pero no en la composición. Por ejemplo, el proceso de evaporación del agua es físico: cuando el agua se calienta, se evapora, cambiando de estado; pero su composición no cambia. Al respecto, vale la pena mencionar que todos los cambios de estado son de carácter físico (Figuras 1 y 2).

**Figura 1. Azufre volcánico, en estados sólido y gaseoso (a).
Cristales de azufre, una de las fases del estado sólido (b)**

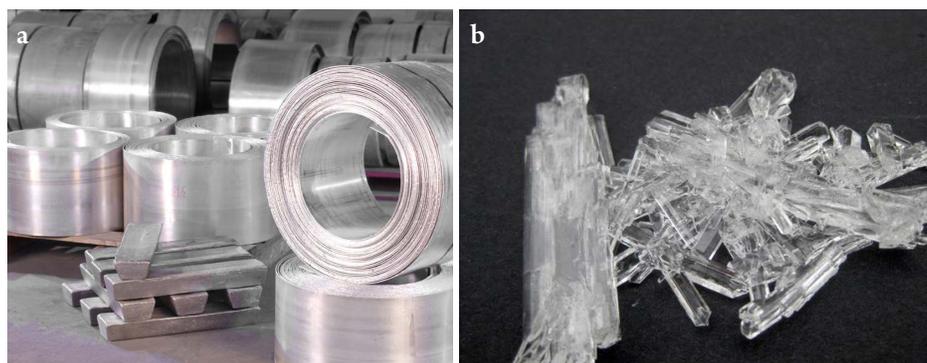


Fuente: ZPhotoo, Alemania (2017) y Hans Braxmeier, Neu-Ulm (2011).

Por su parte, los cambios químicos, también llamados reacciones químicas, suceden cuando una sustancia se transforma en otra químicamente diferente. Por ejemplo, cuando una hoja de papel se quema, se transforma en sustancias diferentes: el humo que se observa contiene CO_2 y H_2O , y las cenizas restantes contienen los minerales con los que se había constituido la hoja.

Los cambios químicos son contundentes, pues ocurren modificaciones drásticas en el estado, el color y las características generales de las sustancias, las cuales son, además, diferentes de las que tenían las sustancias iniciales (Figura 2).

**Figura 2. Magnesio en su forma metálica (a) y formando
cristales de sulfato de magnesio (b)**



Fuente: Mark Fergus, Australia (2020) y Peter Corbett (2013).

Clasificación de la materia

En la medida en que es una ciencia experimental, la química depende de la exactitud de las observaciones y medidas realizadas sobre la materia. La clasificación de la materia (Figura 3) se basa, justamente, en la observación de sus propiedades y sigue un orden de análisis como el siguiente:

- a. Todas las sustancias pueden ser clasificadas como *puras* o *mezclas* (Tabla 1).
- b. Una sustancia es pura si todas sus partes tienen las mismas propiedades intensivas. Algunas sustancias puras están formadas de dos o más sustancias simples en combinación química (*compuestos*). Las que no pueden ser descompuestas por métodos químicos ordinarios en sustancias simples son llamadas *elementos*.
- c. Cualquier materia que no reúna los requisitos de sustancia pura es una mezcla.
- d. Existen dos tipos de mezcla: homogénea y heterogénea:

Mezcla homogénea (solución): su composición es uniforme y puede ser separada sin un cambio químico en dos o más sustancias puras, a través de cambios físicos. Esta clase de mezclas presenta las sustancias profundamente mezcladas, formando una sola fase, y son indistinguibles una vez se mezclan. Las soluciones pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas y estar formadas por varios componentes. Las diferentes sustancias en una solución pueden separarse sin cambios químicos. El agua de mar es un ejemplo típico de mezcla homogénea: La sal se disuelve en el agua, pero puede recuperarse mediante la evaporación del agua.

Mezcla heterogénea: su composición no es uniforme. Las muestras de mezcla heterogénea tienen diferente composición y, por tanto, diferentes propiedades intensivas. La mayoría de los materiales que encontramos cada día son de este tipo: la comida, la madera y el cemento, entre otros.

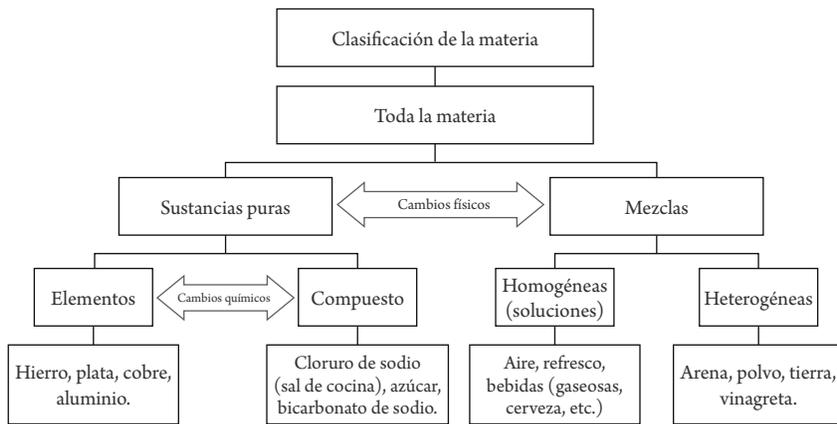
Tabla 1. Características de sustancias puras y mezclas

Sustancias puras	Mezclas
La composición de la materia es la misma en toda la muestra.	La composición varía de una muestra a otra. Los componentes son químicamente diferentes y mantienen sus propiedades en la mezcla.
La temperatura a la cual funde o hierve es siempre igual.	No funden o hierven a temperatura definida y característica.

Sustancias puras	Mezclas
Existen dos tipos de sustancias puras:	Los componentes son químicamente diferentes y mantienen sus propiedades en la mezcla. Existen dos tipos de mezclas:
– Elementos: No se descomponen químicamente en otros elementos. Sus propiedades no varían.	– Homogénea Componentes uniformemente mezclados. Tienen una sola fase. También se les llama soluciones.
– Compuestos: Los elementos se combinan en proporciones definidas. Sus propiedades no varían.	– Heterogénea Los componentes no se mezclan uniformemente. Hay presente más de una fase.

Fuente: elaboración propia.

Figura 3. Esquema de clasificación de la materia

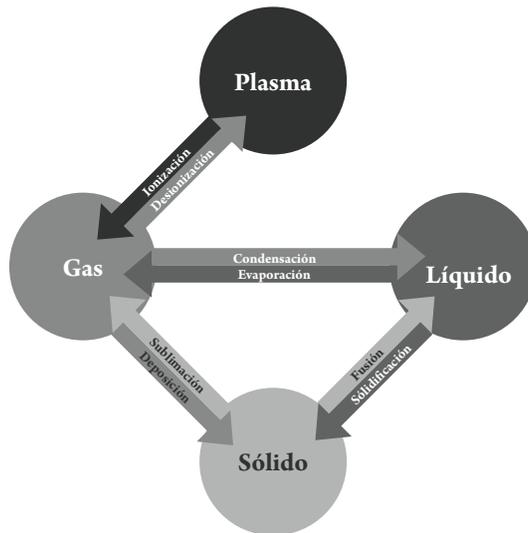


Fuente: elaboración propia.

Los estados de la materia

En general, la materia se presenta en tres estados o formas de agregación: sólido, líquido y gaseoso; pero es posible también un cuarto estado: el plasma. Ahora bien, con el avance de la ciencia, se la logrado establecer que existen hasta siete estados físicos de la materia, entre los cuales el quinto, llamado condensado de Bose-Einstein, es el más importante (Figura 4).

Figura 4. Estados de la materia y procesos que tienen lugar en el paso de un estado a otro



Fuente: elaboración propia.

Debido a las condiciones de presión y temperatura que existen en la tierra, pocas sustancias se presentan en los tres estados en la naturaleza; una de ellas es el agua (Figuras 5-7). La mayoría de las sustancias se presentan en un estado definido y requieren de cambios drásticos para pasarlas de un estado a otro. Tales son los casos de algunos metales, los cuales, en general, se presentan en estado sólido o los de sustancias como el oxígeno y el dióxido de carbono, que se presentan en estado gaseoso.

El estado sólido

En los sólidos las partículas están unidas por fuerzas de atracción muy grandes, las cuales solo les permiten vibrar unas al lado de otras, de modo que no pueden moverse o trasladarse libremente dentro del sólido (Figura 5). En muchos casos, las partículas en el estado sólido tienen orden y regularidad considerable. Algunas características específicas de los sólidos son las siguientes:

1. Tienen forma y volumen definidos.
2. Se caracterizan por su rigidez y por estructuras muy regulares.

3. No pueden comprimirse (no es posible reducir su volumen por presión).
4. Sus partículas están muy cercanas unas de otras, ordenadas y en posición casi fija.
5. Presentan aumento o reducción del volumen con el aumento o reducción de la temperatura.

Figura 5. Cristales de nieve (agua en estado sólido)



Fuente: Pezibear, Österreich (2017).

El estado líquido

El estado líquido es un estado de agregación de la materia intermedio entre el estado sólido y el gaseoso (Figura 6). Las moléculas en las sustancias líquidas no se encuentran tan agrupadas como en los sólidos, ni tan separadas en los gases. Además, no están ordenadas, ocupan posiciones al azar y presentan variaciones con el tiempo, aunque poseen distancias intermoleculares constantes, dentro de un estrecho margen. El número de partículas por unidad de volumen es alto, lo que determina la movilidad del líquido.

Figura 6. Agua en estado líquido



Fuente: Public Domain Pictures (2013).

Algunos líquidos tienen sus moléculas con orientaciones preponderantes, lo que da origen a características específicas que muestran propiedades anisótropas como el índice de refracción, que varía según la orientación dentro del material. Los líquidos también presentan tensión superficial y capilaridad. Algunas propiedades específicas de las sustancias en este estado son las siguientes:

1. No tienen forma definida: toman la forma del recipiente que los contiene.
2. Tienen volumen definido y se comprimen en grado mínimo.
3. Tienen fluidez y se difunden en otros líquidos.
4. Poseen alta densidad.
5. Se dilatan o contraen con el incremento o reducción de la temperatura.
6. La distribución de sus partículas no es muy ordenada. A pesar de que se encuentran unas cerca de otras, el movimiento de sus partículas es aleatorio y tridimensional.

El estado gaseoso

Están compuestos por partículas que se presentan en un estado de agregación de la materia cuya interacción de las moléculas es débil, por lo que adoptan la forma y el volumen del recipiente que las contiene. Los gases son fluidos compresibles y experimentan grandes cambios de densidad con la presión y temperatura; además, poseen poca atracción intermolecular, por lo que se mueven a gran velocidad y en cualquier dirección, trasladándose incluso a largas distancias (Figura 7). Algunas características adicionales de los gases son:

1. No tienen forma definida (ocupan todo el volumen disponible).
2. En ellos es muy característica la variación de volumen que experimentan cuando cambian las condiciones de temperatura y presión.
3. Pueden comprimirse fácilmente.
4. Su densidad es baja.
5. Tienen fluidez, presentan difusión y tienden a mezclarse con otras sustancias gaseosas, líquidas e, incluso, sólidas.
6. Se dilatan y contraen de manera similar a los sólidos y los líquidos.
7. Se componen de partículas con movimientos caóticos. Su movimiento es rápido, aleatorio y tridimensional.

Figura 7. Masa de sustancias en estado gaseoso (nubes)



Fuente: Fishtanya (2019).

El estado plasmático

El cuarto estado de la materia se denomina *plasma*, el cual puede formarse por la acción de temperaturas y presiones extremadamente altas. Dichas temperaturas generan impactos violentos entre los electrones, los cuales se separan del núcleo y dejan solo átomos dispersos. El plasma es, de hecho, una mezcla de núcleos y electrones libres, con capacidad para conducir la electricidad (Figura 8).

Figura 8. Ejemplos de sustancias en estado plasmático: (a) rayos durante una tormenta eléctrica y (b) detalle de una lámpara de plasma



Fuente: WikimediaImages (2016) y Roy Buri, Deitingen (2017).

Aunque no existe en condiciones terrestres normales, el plasma se encuentra frecuentemente en los relámpagos, las descargas eléctricas y en distintos tipos de luces fluorescentes o de neón, entre otras. Los siguientes son ejemplos adicionales de plasma:

Plasmas terrestres: rayos, durante una tormenta; fuego; magma; lava; la ionósfera; la aurora boreal/austral.

Plasmas espaciales y astrofísicos: el sol y las estrellas; vientos solares; las nebulosas intergalácticas; ambiplasma; el medio interplanetario (la materia entre los planetas del sistema solar); el medio interestelar (la materia entre las estrellas); el medio intergaláctico (la materia entre las galaxias).

El condensado de Bose-Einstein

El quinto estado de la materia, denominado *condensado de Bose-Einstein*, es un estado de agregación de la materia que se obtiene, en algunos materiales, a temperaturas cercanas al cero absoluto (0 K o -273,15 °C). La propiedad que determina este estado es que una cantidad macroscópica de las partículas del material se encuentran en su nivel de mínima (estado fundamental). Según el principio de exclusión de Pauli, solamente las partículas bosónicas pueden presentar este estado de agregación. En este caso, los átomos se separan y forman iones. Justamente, a las partículas agrupadas en este nivel se las conoce como *condensado de Bose-Einstein*.

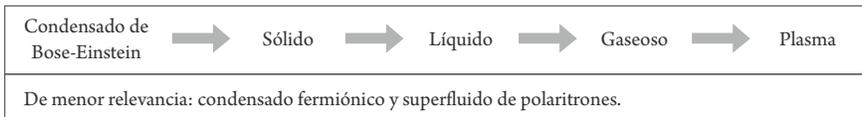
El condensado de Fermi

Considerado el sexto estado de la materia, el *condensado de Fermi* consta de una fase superfluida, constituida por partículas fermiónicas a bajas temperaturas. Se presenta semejante y congruente con condensado de Bose-Einstein, pero los fermiones condensados se forman utilizando fermiones superfluidos a cambio de bosones. En otras palabras, un condensado de Fermi es un estado de agregación cuya materia adquiere un estado de superfluidez. Se crea a temperaturas cercanas al cero absoluto. Además, el condensado fermiónico se comporta como onda, debido a que el tiempo que se mantiene estable es muy corto. Las moléculas del gas fermiónico están constituidas por fermiones y, aunque las uniones sean solamente entre fermiones, estos van a completar un spin a un entero, de modo que se estabiliza cuando las moléculas no están en movimiento.

El principio de exclusión de Pauli establece que es imposible que dos fermiones ocupen el mismo espacio. Pero este principio ha sido revaluado, puesto que los electrones estabilizan a la onda y le dan una forma estable.

Por último, presentamos un esquema que representa el paso entre los diferentes estados de la materia, incluyendo el quinto estado (Figura 9).

Figura 9. Esquema de los diferentes estados de la materia



Fuente: elaboración propia.

Propiedades físicas de la materia

Definimos la materia como todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Ahora bien, conviene hacer una precisión al respecto, a saber, la diferencia entre masa y peso: *masa* es la cantidad de materia de una muestra particular, es constante y no importa cómo ni dónde se mida. Por su parte, *el peso* se refiere a la fuerza gravitacional de atracción entre la masa del cuerpo y la masa del lugar (planeta, estrella) donde es pesado. Así, el peso de un cuerpo varía, dependiendo del lugar donde se encuentra.

Densidad absoluta

La densidad absoluta de una sustancia es la relación entre cantidad de masa contenida en un volumen determinado de la misma sustancia (Fórmula 1). Existen distintos mecanismos para medir la densidad de las sustancias, por ejemplo, por inmersión de un sólido en un líquido (equilibrio hidrostático) o bien con instrumentos como el picnómetro, empleado para medir la densidad de sustancias líquidas (Figura 10). Aunque pueden usarse cualesquiera unidades de medida de masa y volumen, la densidad de los sólidos y los líquidos se expresa, comúnmente, en gramos por mililitro (g/ml) o gramos por centímetro cúbico (g/cm³) y la de los gases en gramos por litro (g/l).

$$\rho = \frac{m}{v}$$

Donde:
ρ = densidad absoluta
m = masa
v = volumen

Fórmula 1. Densidad absoluta

La densidad de las sustancias depende de la temperatura, debido a que el volumen varía de acuerdo con los cambios de temperatura. Así, por ejemplo, la densidad del agua a 19 °C es 0,99843 g/ml; mientras a 4 °C, temperatura a la cual el agua tiene máxima densidad, es 1,00000 g/ml.

Figura 10. Picnómetro, instrumento empleado para medir la densidad de los líquidos



Fuente: fotografía de la autora. Laboratorio UMNG (2011).

Densidad relativa

La densidad relativa se refiere a la densidad de una sustancia, comparada con la de otra (generalmente con una sustancia patrón). Para los sólidos y líquidos el patrón es el agua, y para los gases el aire. La densidad relativa es también una relación de masas o de pesos para los mismos volúmenes y su resultado es el mismo, independientemente del sistema de unidades de medida (Fórmula 2).

$$\rho_{rel} = \frac{\text{sustancia}}{\text{patrón}}$$

Donde:

$$\rho_{rel} = \text{densidad relativa}$$

$$\rho_{sustancia} = \text{densidad absoluta de la sustancia}$$

$$\rho_{patrón} = \text{densidad absoluta del patrón, a temperatura de trabajo}$$

Fórmula 2. Densidad relativa

Peso específico

El peso específico se define como la relación entre el peso de una sustancia y su volumen (Fórmula 3).

$$Pe = \frac{W}{V}$$

Donde:
Pe = peso específico
W = peso de la sustancia
V = volumen de la sustancia

Fórmula 3. Peso específico

Si este peso específico se compara con el de otro cuerpo, se llama peso específico relativo, y viene a ser igual a la relación entre su peso de la sustancia y el peso de un volumen igual de patrón (Fórmula 4).

$$Per = \frac{Ws}{Wp}$$

Donde:
Per = peso específico relativo
Ws = peso de la sustancia
Wp = peso de la sustancia patrón

Fórmula 4. Peso específico relativo

Puesto que la densidad relativa se determina en el mismo lugar del universo (misma gravedad), esta relación resulta exactamente igual a la de las masas correspondientes, es decir, igual a la densidad relativa.

Las mediciones del peso específico o de la densidad relativa se realizan por diversos métodos. Para los líquidos, se usa principalmente el método del picnómetro (Figura 10), que permite medir un volumen fijo del líquido y tomar su masa mediante el uso de una balanza. Después, por diferencia de masas del picnómetro vacío y con líquido, se halla la masa del líquido. En el sector industrial, se emplean los densímetros o areómetros. Para los sólidos, cuando no se requiere gran precisión, se recurre a su inmersión en líquidos en los cuales sean insolubles.

Un método más preciso es hallar el peso específico de un sólido es mediante la aplicación del *principio de Arquímedes*, según el cual, la pérdida aparente de

peso de un cuerpo sumergido en un líquido es debida al empuje, o la fuerza contraria a la gravedad, que el agua ejerce sobre el cuerpo. En este caso, el peso del agua desalojada es numéricamente igual a la pérdida aparente de peso (w) que experimenta el cuerpo sumergido. Por tanto, el peso específico o la densidad relativa están dados por la relación entre el peso del cuerpo en el aire y el empuje ejercido sobre él (Fórmula 5).

$$Pe = \frac{\text{peso del cuerpo en el aire}}{\text{empuje o pérdida de peso}}$$

$$Pe = \frac{W_s}{W_s - W_a}$$

Donde:

Pe = peso específico

W_s = Peso del cuerpo suspendido en el aire.

W_a = Peso del cuerpo sumergido en el agua.

Fórmula 5. Peso específico calculado con el principio de Arquímedes

Una aplicación práctica y sencilla del principio de Arquímedes es en el cálculo del volumen de un sólido, regular o irregular, pues al ser sumergido completamente en agua, el volumen del agua que desplaza es exactamente igual al volumen del sólido. Este método es especialmente útil para calcular el volumen de sólidos para los que no es posible establecer una fórmula analítica (Tabla 2).

Tabla 2. Fórmula de volumen y área superficial para algunos sólidos regulares

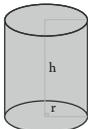
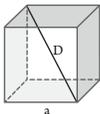
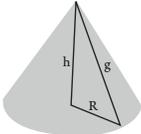
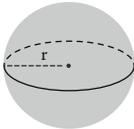
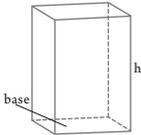
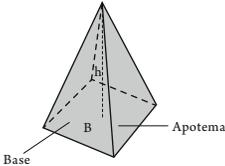
Figura	Diagrama	Volumen	Área
Cilindro		$V = \pi r^2 h$	$A = 2\pi r(h + r)$
Cubo		$V = a^3$	$A = 6a^2$

Figura	Diagrama	Volumen	Área
Cono		$V = \frac{\pi r^2 h}{3}$	$A = \pi r^2 + \pi r g$
Esfera		$V = \frac{4}{3} \pi r^3$	$A = 4\pi r^2$
Prisma		$V = ab \times h$ <i>ab = área de la base</i>	$A = pb \times h + 2ab$ <i>pb = perímetro de la base</i> <i>ab = área de la base</i>
Pirámide		$V = \frac{ab \times h}{3}$ <i>ab = área de la base</i>	$A = \frac{pb \times \text{apotema}}{2} + ab$ <i>pb = perímetro de la base</i>

Fuente: elaboración propia.

Punto de fusión

El punto de fusión (PF) de un compuesto sólido cristalino es la temperatura a la cual sus fases sólida y líquida encuentran en equilibrio. Generalmente, se encuentra en el intervalo entre dos temperaturas: la primera corresponde al instante en que aparece la primera gota de líquido, mientras que la segunda al instante en que la masa cristalina termina de fundirse. Por ejemplo, el PF del ácido benzoico se informa como PF = 121–122 °C.

Punto de ebullición

Al respecto, primero debe anotarse que la temperatura a la que el líquido ebulle depende de la presión exterior (P_2). El punto de ebullición de una sustancia

es la temperatura a la cual la presión de vapor (P_1) de un líquido es igual a P_2 . Cuando esto ocurre, empiezan a formarse burbujas de vapor en el líquido. Si esta presión es de una atmósfera (760 mm de Hg), nos referimos a esta temperatura como *punto de ebullición normal*. Por ejemplo, El punto de ebullición normal del agua es 100 °C y su presión de vapor es 760 mm Hg a esta temperatura.

Solubilidad

La solubilidad es una propiedad física que mide la capacidad de una sustancia (soluta) para disolverse en otra (solvente o disolvente). La máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de solvente se conoce como *solubilidad de la sustancia* y depende de la naturaleza del solvente y del soluto, así como de las condiciones de temperatura y presión (en caso de un soluto gaseoso). Se expresa en unidades de concentración de cantidad de soluto por cantidad de solución, por ejemplo, g/l, mol/ml³ (molaridad) o también en porcentaje (fracción molar). La solubilidad de una sustancia en un solvente se halla por medio de la concentración de su disolución saturada y es expresada en términos de: gramos de soluto por cada 100 ml de agua.

Cuando el solvente no puede disolver más soluto, se dice que la solución es *saturada*. Cuando la solubilidad sobrepasa este máximo, se llama solución *sobresaturada*. Por último, si la disolución permite más soluto, se dice que la solución es *insaturada*.

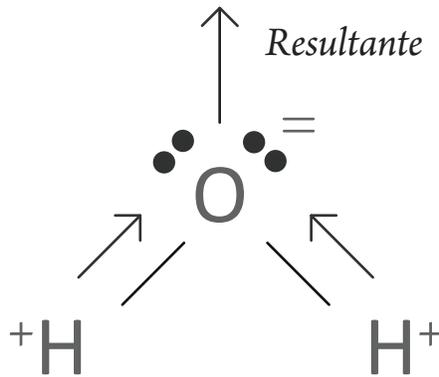
El proceso de *solvatación* se presenta por la interacción entre moléculas de solvente y las partículas del soluto que forman agregados. En particular, cuando el solvente es el agua se llama *hidratación*.

No todas las sustancias pueden disolverse en un mismo solvente. Por ejemplo, el etanol y la sal de cocina (NaCl) se disuelven en agua, mientras que sustancias como el aceite, el *thinner* o la gasolina no lo hacen. Esto se debe a las características estructurales de estas sustancias, las cuales están regidas por la organización de los átomos, así como la intervención de las cargas eléctricas de los átomos

y las moléculas. A esto se le conoce como *polaridad de las moléculas*. El carácter polar o apolar de las sustancias influye de tal manera que una sustancia puede ser más o menos soluble en otra, dependiendo de su polaridad. En términos de polaridad, en química se dice: “Lo similar disuelve lo similar”.

Particularmente, la molécula del agua es un ejemplo de molécula con alta polaridad (Figura 11). Al observar su estructura, queda claro que hay diferencias electrónicas, donde prevalecen cargas negativas sobre las positivas, y que hay atracción de cargas sobre el oxígeno. La polarización de carga negativa hacia el oxígeno hace que la sustancia sea *polar*, a diferencia del aceite, que tiene todos sus enlaces similares, con cargas equitativas, por lo que resulta una sustancia *no polar*.

Figura 11. Molécula de agua. Caso típico de una molécula polar



Fuente: elaboración propia.

Por su parte, el cloruro de sodio, al igual que el agua, presenta diferencia de cargas entre sus átomos de enlace, por lo que también es polar. Cuando estas dos sustancias se unen, las cargas positivas de la sal son atraídas por las cargas negativas del agua, y viceversa, razón por la cual las moléculas se entremezclan y forman una disolución. Por último, algunos ejemplos de sustancias polares y no polares, así como su posibilidad de formar soluciones al mezclarlas, se presente en la Tabla 3.

Tabla 3. Ejemplos de sustancias polares y no polares y su solubilidad

Soluto	Solvente	Ejemplo
(NaCl) (iónico, polar)	Agua (polar)	Agua de mar
Azúcar (polar)	Agua (polar)	Limonada
Grasa (no polar)	Gasolina (no polar)	Pinturas

Fuente: elaboración propia.

Técnicas comunes de separación de mezclas

Como es natural, a veces es necesario recuperar los componentes de una solución. Así pues, a continuación, se dan a conocer detalles sobre algunas de las técnicas de separación más comunes en el laboratorio: destilación, evaporación, centrifugación, filtración, cristalización y decantación (Figura 12).

Figura 12. Técnicas comunes de separación de mezclas

a. Separación de líquidos por decantación



b. Filtración convencional



c. Separación de sólido y líquido por decantación



d. Centrifugación



Fuente: Alberto2018, España (2018), Wikipedia.org (2009; 2015) y Wikiwand.com (2018).

Destilación

La destilación es una técnica de separación de mezclas empleada para separar dos o más líquidos que tengan diferentes puntos de ebullición. El proceso consiste en calentar el líquido hasta que sus componentes más volátiles pasen a la fase de vapor y, después, enfriar este vapor para que las sustancias vuelvan al estado líquido (condensación). Normalmente, la finalidad de la destilación es obtener el componente más volátil en su forma pura. Por ejemplo, separar agua de etanol, dos líquidos miscibles con diferentes puntos de ebullición.

Filtración

Esta es una técnica de separación usada principalmente para separar, por gravedad, un sólido de un líquido. Para llevar a cabo este procedimiento, se emplea un embudo cónico en el cual se coloca un papel de filtro adecuado en pliegues, de manera que, al pasar el líquido de la disolución a través del papel (filtrado), la parte sólida quede retenida (residuo).

Por su parte, la *filtración al vacío* es un método de separación más rápido, ya que permite la filtración de suspensiones en las cuales la fuerza de gravedad no es suficiente para el proceso. Requiere de un sistema al vacío que impulsa el líquido para que atraviese el filtro, ejerciendo presión negativa (succión). Para ello, se emplea un embudo Buhner y Erlenmeyer con desprendimiento lateral.

Decantación

La decantación simple es un método para separar dos líquidos inmiscibles (con diferentes densidades), un sólido o un líquido de mayor densidad que otro, o bien un fluido líquido de un gas de menor densidad. En este proceso, la sustancia de menor densidad se concentrará en la parte superior de la mezcla. Particularmente, la decantación sólido-líquido se emplea cuando un componente sólido se encuentra depositado en un líquido.

Para realizar el proceso líquido-líquido se emplea el embudo de decantación, que tiene una llave en la parte inferior. Los líquidos son introducidos en

el embudo, de manera que se observe cuándo el líquido más denso queda en la parte inferior. De esta forma, al abrir la llave el líquido más denso será evacuado, mientras el líquido menos denso queda en el embudo.

Evaporación

Es un procedimiento empleado para recuperar un sólido disuelto en un líquido. Para realizarlo, se requiere que el líquido sea lo suficiente energético para vencer la tensión superficial y evaporarse totalmente o bien escapar de la mezcla cuando ha alcanzado cierta temperatura. Debido a que el líquido evaporado se pierde, es importante que este no sea requerido en otros procesos.

Un ejemplo del uso de esta técnica ocurre en las salinas, donde se llenan enormes embalses con agua de mar, que se deja evaporar durante meses hasta que se toda el agua ha escapado de la mezcla. En ese momento, pueden ser recuperados los materiales sólidos como cloruros de sodio y potasio (Figura 13).

Figura 13. Separación de sólidos y líquido por evaporación: salinas



Fuente: HBieser, Ciudad Real (2019).

Centrifugación

La centrifugación es un procedimiento que acelera la sedimentación. Para realizarlo, la mezcla se coloca dentro de una centrífuga. Debido a su movimiento

de rotación constante y veloz, las partículas de mayor densidad van al fondo y las menos densas quedan en la parte superior del recipiente que las contiene.

Sublimación

Para llevar a cabo este proceso, se aprovecha la propiedad de algunos compuestos de cambiar del estado sólido al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido. Por ejemplo, el I_2 (yodo molecular) y el CO_2 (hielo seco) poseen esta propiedad a presión atmosférica.

Cristalización

Es una técnica empleada para purificar sustancias. En este caso, los iones, átomos o moléculas de la sustancia crean enlaces para formar una red cristalina. El proceso de cristalización separa un componente de una solución líquida, transfiriéndolo a la fase sólida en forma de cristales que se precipitan. Cuanto más lento sea el proceso, más firmes y grandes serán los cristales. Para poder llevar a cabo este proceso, se requiere que la solución sea sobresaturada por calentamiento lento y luego enfriada hasta obtener los cristales precipitados (Figura 14).

Figura 14. Cristales de sulfato de cobre obtenidos a partir de una solución



Fuente: Wikimedia.org (2007).

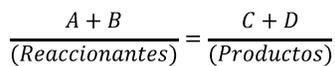
Propiedades químicas de la materia

En esta sección se introducen algunos conceptos claves para comprender las propiedades químicas de la materia, tales como *reacción química*, *reactantes* y *productos*, entre otros, cuyo conocimiento es fundamental para una práctica exitosa en la ciencia química.

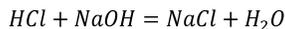
Reacción química

Una reacción química es el efecto de una acción química, es decir, cambios en enlaces entre los átomos de una sustancia, lo que provoca su reorganización y la formación de nuevos enlaces. Desde otro punto de vista, recibe el nombre de reacciones químicas la ciencia encargada del análisis de la composición, las propiedades y los cambios de la materia. En síntesis, se refiere a las alteraciones que, debido a diferentes factores, pueden experimentar algunas sustancias.

En concreto, en una reacción química, se concibe que una sustancia llamada *reactante* o *reaccionante* adquiera propiedades diferentes, con cambios en sus enlaces y estructura molecular, para transformarse en otra llamada *producto* (Fórmula 6). Debido a esta recomposición estructural, la sustancia resultante de la reacción química presenta características diferentes a la sustancia original.



Ejemplo:



Fórmula 6. Representación general de una reacción química

En el ejemplo, se muestran los reaccionantes ácido clorhídrico (HCl) e hidróxido de sodio (NaOH), a la izquierda; y los productos cloruro de sodio (NaCl) y agua (H₂O), a la derecha.

Como se dijo, cuando se produce una reacción química, los enlaces entre los átomos se rompen, para formar otros enlaces. Asimismo, las moléculas se desintegran y forman otras nuevas y diferentes. Pero, debe tenerse en cuenta que,

para que los enlaces puedan romperse, es necesario suministrar una cantidad de energía llamada *energía de activación*, la cual permite la transformación química.

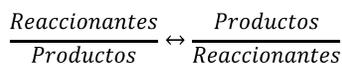
En el caso de que los productos de la reacción posean menor energía que los reaccionantes, la reacción misma producirá energía y continuará por sí misma, sin necesidad de adicionar energía térmica. En este caso, se trata de una *reacción exotérmica*. En todo caso, para iniciar la reacción siempre es necesario suministrar la energía de activación. Por ejemplo, para encender un cerillo, se necesita frotarlo; pero, una vez iniciada, la combustión seguirá hasta que se haya consumido del todo.

En el caso contrario, cuando los productos poseen mayor energía que los reaccionantes, no se produce energía en la reacción; por el contrario, se consume, por lo que es necesario suministrar energía continuamente para que la reacción no se detenga. En este caso, se trata, entonces, de una *reacción endotérmica*. Así ocurre, por ejemplo, en la cocción de alimentos, que requiere mantener encendido el fuego para que se cocinen.

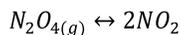
Cuando se habla de liberación o absorción de energía en forma de calor, nos referimos a reacciones químicas que pueden ser *exergónicas* (con liberación de energía) y *endergónicas* (con consumo de energía).

Desde otro punto de vista, se habla de *reacciones químicas directas* cuando se representan, de izquierda a derecha, reaccionantes y productos, separados por una flecha (caso más común). Por el contrario, cuando los productos se representan a la izquierda y los reaccionantes a la derecha se habla de *reacciones inversas*.

Por su parte, *las reacciones o procesos reversibles* son procesos en los cuales los *reactivos y productos* son producidos y consumidos al mismo tiempo. Sus ecuaciones se representan separadas por una flecha bidireccional [\leftrightarrow] (Fórmula 7).

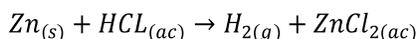


Ejemplo:



Fórmula 7. Reacciones reversibles

A su vez, las *reacciones* o *procesos irreversibles* son aquellos que ocurren en un único sentido. Al respecto, vale aclarar que la mayoría de las reacciones estudiadas ocurren en un solo sentido, lo cual se representa con una flecha unidireccional (\rightarrow), como se muestra en la Fórmula 8.



Fórmula 8. Ejemplo de una reacción irreversible

Por último, la Tabla 4 muestra algunos de los símbolos y convenciones más usados en reacciones químicas para indicar procesos, sentido y estado en que se encuentran los resultados, entre otros.

Tabla 4. Símbolos empleados en las ecuaciones químicas

Símbolo	Significado
\rightarrow	Indica en la reacción hacia dónde van los productos
\rightleftharpoons	Separación de reactivos y productos para reacciones reversibles
(ac)	Se trata de una solución acuosa
(l)	Indica estado líquido
(s)	Indica estado sólido
(g)	Indica estado gaseoso

Fuente: elaboración propia.

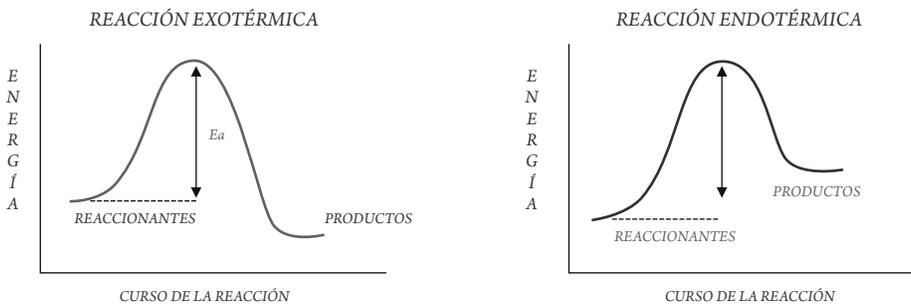
Clasificación de las reacciones químicas

Las reacciones químicas pueden clasificarse en términos del intercambio de calor (de lo que ya se habló brevemente), de acuerdo con el mecanismo de acción de la reacción y de acuerdo a la naturaleza de los productos obtenidos, tal como se explica a continuación.

Según el intercambio de calor

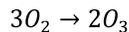
Según el intercambio de calor (energía) existen dos clases de reacciones químicas: reacciones *exotérmicas* y *endotérmicas* (Figura 15). Es exotérmica a cualquier reacción química que libere energía, por ejemplo, en forma de luz o de calor. En cambio, las reacciones endotérmicas son aquellas que absorben calor en el proceso.

Figura 15. Representación de cambios de energía en una reacción



Fuente: elaboración propia.

Un buen ejemplo de reacción endotérmica se encuentra en la producción de ozono (O_3). Esta reacción sucede en las capas altas de la atmósfera, por acción de la radiación ultravioleta proveniente del sol, aunque esta reacción también ocurre en las tormentas, cerca de las descargas eléctricas (Fórmula 9).



Fórmula 9. Producción de ozono, ejemplo típico de reacción endotérmica

En el caso de una reacción exotérmica, la energía que contienen los reactivos es más alta que la que se necesita para la formación de los productos. Por ello, la energía que no se utiliza en la reacción es liberada, por ejemplo, en forma de calor. Por el contrario, en la reacción endotérmica la cantidad de energía de los reactivos es menor que la que se necesita para formar los productos, de manera

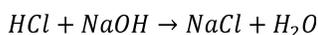
que es necesario adicionar energía del entorno constantemente para que la reacción inicie y progrese.

En todos los casos, es importante saber que el número de átomos de los elementos dispuestos a la izquierda (reaccionantes) de la ecuación debe ser igual al número de átomos de los mismos elementos a la derecha, o sea en los productos.

Según el mecanismo de acción de la reacción

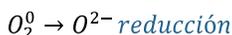
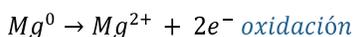
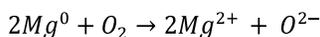
La física reconoce dos modelos especiales de reacciones químicas según el mecanismo por medio del cual ocurren: *reacciones ácido-base* y *óxido-reducción*. Sin embargo, se incluyen en esta clasificación también las *reacciones de precipitación*.

1. *Reacciones ácido-base o de neutralización*: en estas no se presentan cambios en el estado de oxidación. Se caracterizan porque, en estas, reacciona un ácido con una base. Además, debe cumplirse que la cantidad de iones hidrógeno (H^+) del ácido son iguales en cantidad a los iones hidroxilo (OH^-) presentes en la base. En general, estas reacciones dan origen a una sal neutra y agua (Fórmula 10).



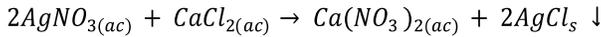
Fórmula 10. Ejemplo de una reacción ácido-base

2. *Reacciones redox*: se caracterizan por presentar modificaciones o cambios en sus estados de oxidación, mediante intercambio de electrones: una sustancia, llamada *agente reductor*, cede electrones a otra sustancia, que recibe el nombre de *agente oxidante* (Fórmula 11).



Fórmula 11. Ejemplo de una reacción de óxido-reducción

3. *Reacciones de precipitación*: se producen cuando se mezclan dos disoluciones y dan origen a un compuesto insoluble, el cual recibe el nombre de precipitado (Fórmula 12).

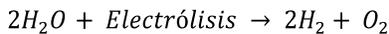


Fórmula 12. Ejemplo de una reacción de precipitación

Según la clase de productos obtenidos

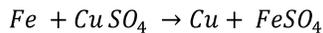
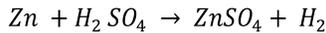
Una forma adicional de clasificar las reacciones químicas es de acuerdo con la clase de *productos obtenidos*. En este caso, las categorías son las siguientes:

1. *Descomposición*: en esta reacción, el compuesto se fragmenta en elementos o compuestos más simples; además, un solo reactivo puede convertirse en varios productos (Fórmula 13).



Fórmula 13. Ejemplos de reacciones de descomposición

2. *Reacción de desplazamiento o sustitución simple*. En esta reacción un elemento reemplaza a otro en un compuesto (Fórmula 14).



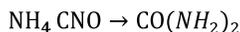
Fórmula 14. Ejemplos de reacciones de desplazamiento

3. *Reacción de doble desplazamiento o doble sustitución*: en esta reacción los iones de un compuesto intercambian lugares con los propios de otro compuesto, para conformar dos sustancias diferentes (Fórmula 15).



Fórmula 15. Ejemplo de reacción de doble desplazamiento

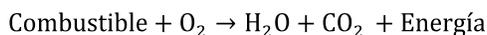
4. *Reordenamiento o transposición*: este tipo de reacción ocurre cuando un compuesto se convierte en otro por reordenamiento de sus átomos (Fórmula 16).



Fórmula 16. Ejemplo de reacción por reordenamiento

Otras reacciones de interés

Reacción de combustión: es una reacción química de oxidación. Generalmente, sucede con el desprendimiento de una gran cantidad de energía, en forma de calor y luz (fuego). La combustión ocurre, principalmente, entre un elemento que arde (combustible, en general se trata hidrocarburos) y otro que produce la combustión (comburente, generalmente oxígeno gaseoso [O_2]). En el caso de los hidrocarburos, los productos que se obtienen son H_2O y CO_2 , como se muestra en la Fórmula 17.



Fórmula 17. Ejemplo de reacción por combustión

La naturaleza es un gran laboratorio químico para los seres humanos. Allí pueden identificarse y llevarse a cabo continuamente numerosas reacciones químicas. De igual forma ocurre en nuestro organismo, en el que se producen procesos químicos que hacen posibles las funciones vitales y actividades cotidianas como despertar, caminar, respirar y pensar, entre otras. En todas aquellas reacciones químicas, sin embargo, existen varios elementos en común, incluyendo los cambios de energía. En concreto, la termoquímica es la ciencia que se encarga de estudiar los cambios energéticos y las relaciones de masa que ocurren en ellas.

Es importante anotar que las reacciones presentadas se encuentran balanceadas, es decir, cumplen con la ley de la conservación de la masa. Pero este tema será presentado con detalle en los capítulos que siguen, donde se aplicarán procesos de balanceo de ecuaciones y manejo de cantidades de sustancia en cambios

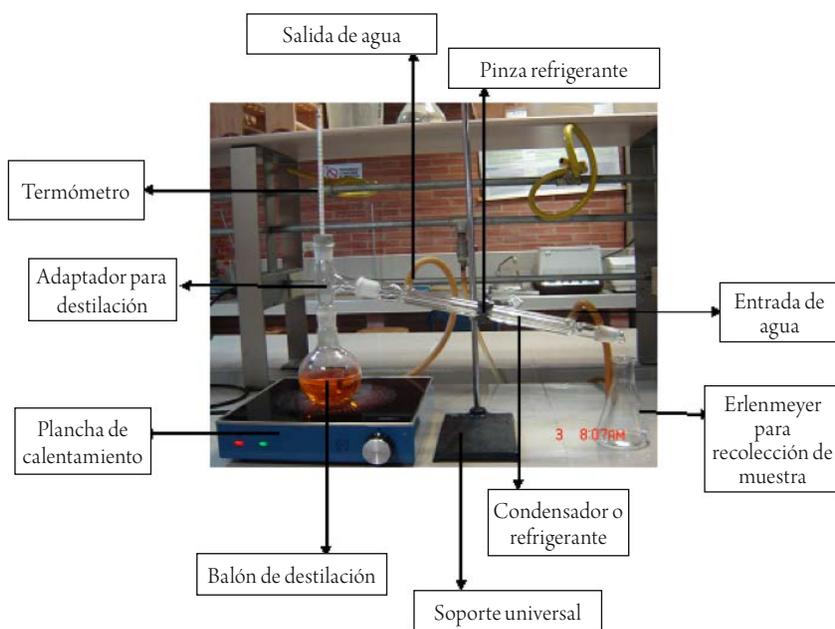
químicos. Por ahora, basta con tener en cuenta que para balancear una ecuación sencilla se puede emplear el *método de simple inspección*, también conocido como *tanteo*, en el cual se balancean primero los metales, después los no metales, luego el hidrógeno y, por último, el oxígeno.

Como una ayuda para el estudiante, se sugiere una lectura simultánea de *Nomenclatura de los compuestos inorgánicos* (Acosta & Cristancho, 2012), Autora: Acosta Niño Gema Eunice, para mejorar la comprensión de los temas expuestos en esta sección.

Ejercicios

Resueltos

1. Montaje y partes de la destilación simple

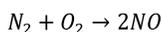


Fuente: elaboración propia.

2. Reacciones endotérmicas y exotérmicas

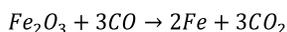
Hay reacciones que, al producirse, liberan calor (exotérmicas); mientras que otras, por el contrario, consumen calor y enfrían el entorno en el que se producen (endotérmicas). Un ejemplo de esto último es la disolución de cloruro de amonio (NH_4Cl) en agua. En este caso puede observarse cómo el vaso en el que se disuelve el cloruro de amonio se enfría e, incluso, se observa la condensación de agua que forma pequeñas gotas en la superficie del vaso.

Otro ejemplo de reacción endotérmica es la reacción entre el nitrógeno y el oxígeno para formar óxido de nitrógeno (II). La temperatura del ambiente en que se produce esta reacción disminuye, debido a que la reacción absorbe calor, según se ve en la siguiente fórmula.



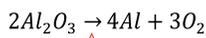
Reacción endotérmica entre nitrógeno y oxígeno, para producir óxido de nitrógeno

La obtención de metales como el aluminio o el hierro implica procesos endotérmicos que requieren un aporte continuo de energía. Así ocurre en los hornos de reducción donde, al suministrar calor, los óxidos de hierro se transforman en hierro (Fe), en una reacción similar a la de la siguiente fórmula.



Obtención de hierro por medio de una reacción endotérmica

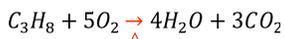
Por otro lado, en los hornos electroquímicos, se obtiene aluminio a partir de la bauxita (Al_2O_3), por medio de una reacción como la que representa la siguiente fórmula.



Obtención de aluminio a partir de bauxita, en una reacción endotérmica

3. Reacciones de combustión (exotérmicas)

Esta clase de reacciones suceden cuando un hidrocarburo orgánico (un compuesto que contiene carbono e hidrógeno) se combina con oxígeno, como se observa en la siguiente fórmula. Esta reacción produce agua y dióxido de carbono, al tiempo que *libera* grandes cantidades de energía. Las reacciones de combustión son exotérmicas y esenciales para la vida, como la respiración celular que es una reacción de óxido-reducción.



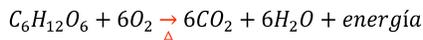
Reacción exotérmica: combustión de propano con oxígeno

Aplicación

4. Escribir la ecuación que representa la reacción de combustión de la glucosa (carbohidrato, compuesto por carbono, hidrógeno y oxígeno), que es el azúcar sanguíneo ($C_6H_{12}O_6$).

Solución:

En esta reacción, la glucosa, hidrocarburo que se ingiere en los alimentos, reacciona con el oxígeno de la respiración, lo que resulta en los productos de la combustión: agua y dióxido de carbono. Es una reacción exotérmica, que se representa como muestra la siguiente fórmula.



Reacción exotérmica: glucosa con oxígeno

5. Densidad

Calcular la masa y expresarla en kilogramos (kg) para una muestra de zinc (Zn) cuyo volumen es de $0,034 \text{ m}^3$, sabiendo que la densidad de este elemento químico es $7,29 \text{ g/cm}^3$.

- a. Si $\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$, entonces $\text{masa} = \text{densidad} \times \text{volumen}$
- b. Debe expresarse todo en el mismo orden de unidades. Entonces, primero convertimos los metros cúbicos en centímetros cúbicos:

$$0,034 \text{ m}^3 = 0,034 \text{ m}^3 \times \left(\frac{10^6 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} \right) = 3,4 \times 10^4 \text{ cm}^3$$

- c. Ahora, multiplicamos el volumen que tenemos por la densidad del zinc y convertimos la masa a kilogramos:

$$(3,4 \times 10^4 \text{ cm}^3) \times \left(7,29 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right) = (24,79 \times 10^4 \text{ g}) \times \left(\frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} \right) = 247,9 \text{ kg}$$

6. Calcular la densidad en g/cm^3 de una sustancia que pesa 350 g (es decir, su masa es 350 g) y tiene un volumen de 42 cm^3 .

Respuesta: $8,33 \text{ g/cm}^3$

7. Expresar la densidad del cuerpo del punto anterior en unidades del Sistema Internacional de Unidades (kg/m^3).

8. Hallar el volumen que ocupan 250 gramos de mercurio, teniendo en cuenta que la densidad de este elemento químico es $13,6 \text{ g/cm}^3$.

Respuesta: $18,4 \text{ g/cm}^3$

9. La densidad del hierro colado es 7200 kg/m^3 . Calcule la densidad en libras por pie cúbico.

Respuesta: $48,0 \text{ lb/ft}^3$

10. Un recipiente en forma de botella, empleado para determinar pesos específicos, tiene un peso de 80 gramos cuando está vacío. Al llenarlo con un alcohol líquido pesa 220 gramos, y con agua, 225 gramos. Determinar el peso específico del alcohol y el volumen de la botella.

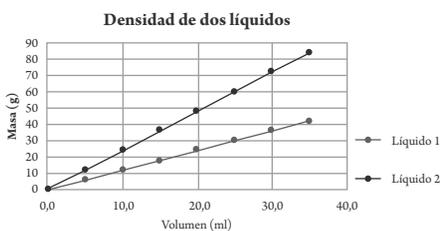
Respuesta: 0,8 y 175 cm³

11. Un matraz de vidrio vacío pesa 20,2376 gramos, cuando se llena hasta cierta marca con agua a 4 °C y pesa 20,310 gramos. Posteriormente, el mismo matraz fue vaciado y llenado hasta la misma marca con una solución a 4 °C, y pesó 20,330 gramos. ¿Cuál es la densidad de la solución?

Respuesta: 1,27 g/cm³

12. Se dispone de un objeto metálico con forma cilíndrica con las siguientes dimensiones: 12 cm de alto por 150 mm de diámetro. Si su peso total es de 25,3 gramos, calcular la densidad del objeto metálico.

13. Observar la gráfica de la siguiente figura, creada a partir de los datos adjuntos y, sin realizar cálculos, justificar cuál de los dos líquidos es más denso.



Volumen (ml)	Líquido 1 (gramos)	Líquido 2 (gramos)
0,0	0	0
5,0	6	12
10,0	12	24
15,0	18	36
20,0	24	48
25,0	30	60
30,0	36	72
35,0	42	84

Masa frente a volumen de dos sustancias

- a. Hallar la densidad del líquido 1 y el líquido 2.
- b. Teniendo en cuenta que los dos líquidos no son miscibles, proponga un procedimiento para la separación de estos 2 líquidos.
14. Calcular la densidad de un sólido de regular de forma esférica, cuya masa es 2,5 kg y su diámetro de 8,0 dm.

Respuesta: 9,33 kg/m³

15. Se tienen dos vasos de precipitado, cada uno con un sólido blanco cristalino. ¿Qué procedimiento debería utilizarse para comprobar que los sólidos contenidos en los dos vasos son la misma sustancia?

16. Cuál es el estado normal (sólido, líquido o gaseoso) de cada una de las siguientes sustancias:

Bicarbonato de sodio	_____	Alcohol isopropílico	_____
Oxígeno	_____	Bronce	_____
Bromo	_____	Cobre	_____
Cloruro de sodio	_____	Diamante	_____

17. Entre las sustancias del punto anterior, responder ¿cuáles son elementos, compuestos o mezclas?
18. ¿Cuáles de los siguientes cambios son cambios físicos y cuáles son cambios químicos?
- | | |
|---|----------------------------------|
| a. Evaporación de alcohol | b. Combustión de azufre |
| c. Congelamiento de agua | d. Disolución de azúcar en agua |
| e. Combustión de la madera | f. Oxidación del hierro |
| g. Sublimación de yodo | h. Combustión de gas propano. |
| i. Solubilización de pintura con gasolina | j. Fundición de hierro |
| k. Quemar un papel | l. Combinar magnesio con oxígeno |
19. Deducir en cada uno de los procesos de separación de materiales nombrados a continuación si es un proceso físico o químico.
- Obtención de hidrógeno y oxígeno por hidrólisis del agua
 - Separación de limaduras de hierro de arena común mediante un imán
 - Separación de oro por calentamiento de amalgama oro-mercurio
 - Evaporación de agua de mar para la obtención de agua pura por condensación
 - Recubrimiento de un metal por medio de electroplatinado
20. Una muestra de azufre amarillo en polvo se colocó dentro de un recipiente cerrado al que se le extrajo el aire y se sustituyó con un gas inerte. El recipiente se calienta con un mechero Bunsen hasta que el azufre se funde y comienza a hervir. Después de dejarlo enfriar, el material del recipiente adquiere un color rojizo y la consistencia de la goma de mascar. Un análisis químico cuidadoso indica que la sustancia es azufre puro. ¿Qué tipo de cambio es: químico o físico? Proponga una explicación para este cambio.
21. Clasifique las siguientes reacciones según los tipos de reacciones descritos. También, verifique si la reacción es ácido-base u óxido-reducción (deduzca si la reacción es exotérmica o endotérmica).



- b. $H_2CO_3 + 2Na \rightarrow Na_2CO_3 + H_2$
- c. $Ba(OH)_2 \rightarrow H_2O + BaO$
- d. $Ca(OH)_2 + 2HCl \xrightarrow{\text{(acuoso)}} 2H_2O + CaCl_2$
- e. $CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2 + 2H_2O$
- f. $2Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2MgO$
- g. $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$
- h. $2KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KCl + 3O_2$

22. Separación de mezclas

Proponer técnicas diferentes para separar las siguientes mezclas:

Etanol – agua

Tetracloruro de carbono – aceite mineral

Cloruro de sodio – agua – limaduras de cobre

Carbonato de calcio – óxido de hierro

Aceite de cocina – agua

Hierro en limaduras – arena – leche en polvo

Reflexiones

23. A cualquiera le ha sucedido alguna vez que ha puesto una cerveza o una botella de agua en el congelador y la ha olvidado allí. Después de un tiempo, observamos que, si era de vidrio, la botella se rompió. Inmediatamente después surge la pregunta: ¿por qué sucedió esto? La clave de la respuesta está en el cambio de volumen del agua congelada. Considerando la situación descrita, realizar el análisis completo del fenómeno y escribir resumen.
24. En los países con estaciones, suele emplearse la sal para retirar rápidamente la nieve de las vías. Explique este fenómeno y describa por qué sucede.
25. Como puede observarse, el hielo flota sobre el agua líquida. Proponga una explicación para este fenómeno.
26. La densidad y la solubilidad de las sustancias son propiedades físicas que varían con la temperatura. Explique a qué se debe esta variación en cada caso.
27. ¿Por qué se toma la densidad del agua a 4,0 °C para reportar la densidad o peso específico relativos?
28. ¿En qué condiciones el peso específico tiene el mismo valor numérico que la densidad?