



2. Reacciones químicas

Cuando algunas sustancias se ponen en contacto bajo determinadas condiciones interactúan dando lugar a nuevas sustancias. Este cambio se denomina **reacción química**. Las sustancias que se transforman se denominan **reactivos** y las sustancias que resultan de la transformación se denominan **productos**.

Durante las reacciones se rompen enlaces químicos de los reactivos y se forman nuevos enlaces que dan origen a los productos, de modo que los átomos se reordenan sin perder su cantidad. Por ejemplo, cuando el carbón se quema por acción del oxígeno del aire, los átomos de carbono (C) se combinan con los de oxígeno (O_2) de manera que ambas sustancias se transforman en dióxido de carbono, que es una nueva sustancia con composición y propiedades químicas diferentes a los reactivos.

Las reacciones químicas no solo ocurren dentro de un laboratorio; en la naturaleza toda la materia está sometida a una transformación permanente; durante el proceso de fotosíntesis de las plantas, las explosiones volcánicas, en la atmósfera o en el interior de la Tierra. Incluso, en nuestro cuerpo ocurren miles de reacciones químicas como en el intercambio de gases al respirar, la digestión de los alimentos.

2.1 Transformaciones de la materia

La materia se encuentra en constante cambio y transformación. Estas transformaciones pueden ser *físicas* o *químicas* dependiendo de si se modifica o no la estructura interna de las sustancias (figura 7).

2.1.1 Transformaciones físicas

Las **transformaciones físicas** son alteraciones que no implican cambios en la estructura química de la materia y que no conllevan la formación de nuevas sustancias. Entre estas alteraciones se encuentran cambios en los estados de la materia como la solidificación, licuefacción o vaporización, o cambios en la forma y volumen de la materia como la contracción o la dilatación.

2.1.2 Transformaciones químicas

Las **transformaciones químicas** son, en cambio, las alteraciones que sufren las sustancias en la estructura interna y en la composición de la materia. En estos cambios, adicionalmente, aparecen otras con propiedades muy distintas. Por ejemplo, en la naturaleza, las plantas producen oxígeno y nutrientes a partir de dióxido de carbono y agua en la fotosíntesis; la combustión de madera produce dióxido de carbono, agua y cenizas, además de luz y calor.

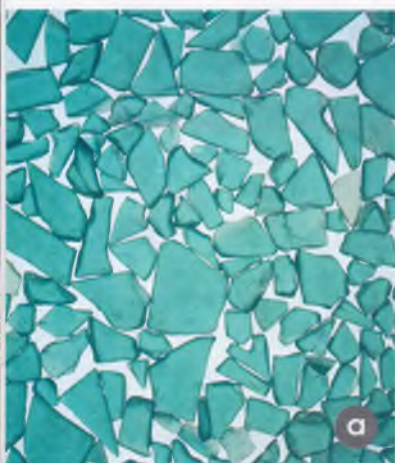


Figura 7. Los procesos en la naturaleza producen una gran variedad de cambios ya sean físicos (a y b) o químicos (c y d).

EJERCICIO

Determina en cuál de las siguientes situaciones ocurren cambios físicos y en cuáles ocurren cambios químicos.

- Formación de nubes en la atmósfera
- Al tostar pan
- Producción de oxígeno en las hojas de las plantas
- El funcionamiento de una pila
- Óxidación del hierro
- Descomposición de la carne



2.2 Evidencias de las reacciones químicas

Cuando ocurren reacciones químicas, muchas veces podemos evidenciarlas por cambios físicos en la materia, como color, temperatura y estado, que por lo general, nos indican la formación de un nuevo compuesto (figura 8). Veamos a continuación algunos cambios que nos permiten identificar cuándo ocurre una reacción.

■ Formación de precipitado

Un **precipitado** es un residuo sólido insoluble que se forma durante una reacción química y puede ser incoloro o tener alguna coloración. Cuando realizas una práctica de laboratorio es fácil observar su presencia en el fondo del tubo de ensayo.

■ Cambio de color

El color es una propiedad de la materia muy fácil de reconocer en un laboratorio. Los cambios en la coloración indican, generalmente, que ha ocurrido o que está en proceso la reacción.

■ Cambio de temperatura

Durante una reacción se pueden evidenciar dos fenómenos relacionados con la temperatura: el primero, cuando durante la reacción ocurre una liberación de energía y, por consiguiente, un aumento en la temperatura; el segundo, cuando ocurre una absorción de energía que se manifiesta en el descenso de la temperatura.

■ Desprendimiento de gases

Cuando en una reacción se forma un producto en estado gaseoso, el desprendimiento de los gases a temperatura ambiente evidencia que la reacción ha ocurrido o está en proceso, y que se está formando una nueva sustancia en estado gaseoso.



Figura 8. La mayoría de las veces hay cambios que evidencian una reacción química. En ocasiones, sin embargo, es necesario evaluar la composición química para saber si se produjo una reacción.

2.3 Teoría de las colisiones

Como vimos existen transformaciones macroscópicas que nos permiten evidenciar una reacción química. Sin embargo, las reacciones químicas ocurren a escala atómica ya que, los átomos de las sustancias que forman los reactivos sufren una reordenación que da lugar a los productos. La **teoría de las colisiones** nos permite comprender de qué manera se lleva a cabo esta reordenación y explica cómo las reacciones químicas son el resultado de un **choque eficaz** entre las partículas que forman los reactivos, permitiendo que los átomos queden libres y en capacidad de reorganizarse para formar nuevos productos.

Un **choque eficaz** debe tener la energía suficiente para romper los enlaces entre los átomos en las moléculas y debe contar con la orientación adecuada para romper los enlaces de manera que los átomos puedan unirse de la manera correcta para la formación de los productos (figura 9).

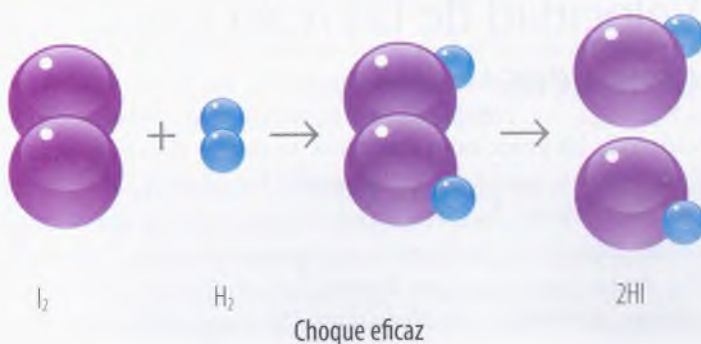


Figura 9. Entre el gas hidrógeno y el gas yodo ocurre una reacción química cuando choca una molécula de I_2 con una molécula de H_2 , rompiendo los enlaces entre cada una de ellas. De esta manera, los átomos de cada molécula quedan libres y pueden unirse para formar un nuevo compuesto HI.



2.4 Energía de las reacciones químicas

Cualquier transformación química involucra cambios energéticos ya sea por el desprendimiento o por la absorción de energía. Si en una reacción química se disminuye la energía interna del sistema, se desprende energía. Si, por el contrario, aumenta la energía interna, se absorbe energía. Estos cambios energéticos son debidos a la ruptura y formación de enlaces.

Cada vez que se forma un enlace, el sistema químico (reactivos y productos) se estabiliza y desprende energía de modo que si un enlace se rompe se debe aportar al sistema la misma cantidad de energía necesaria para su formación.

Si existe desprendimiento de energía y la energía necesaria para romper los enlaces entre los átomos es menor a la energía liberada para la formación de los enlaces, la reacción se denomina **exotérmica** y, por el contrario, si se requiere un aporte de energía mayor a la energía liberada al efectuarse la reacción para obtener los productos, la reacción se llama **endotérmica**.

Sin embargo, como vemos, todas las reacciones, independientemente de que sean exotérmicas o endotérmicas, necesitan un aporte de energía inicial para que se rompan los primeros enlaces entre los átomos de los reactivos. Esta energía se conoce como **energía de activación**.

La energía desprendida o absorbida generalmente se manifiesta en forma de calor. El calor desprendido o absorbido en una reacción química, se denomina **calor de reacción** y tiene un valor característico para cada reacción. Para interpretar los cambios energéticos de las reacciones químicas se utiliza el concepto de **entalpía** o **contenido calórico**, que se simboliza con la letra **H**.

En una reacción exotérmica, el calor liberado se debe a que las sustancias reaccionantes tienen mayor **entalpía** que los productos, es decir, que el calor de reacción será negativo.

$$H_{\text{reac}} > H_{\text{prod}} \text{ reacción exotérmica}$$

Por el contrario, en una reacción endotérmica, el calor de reacción será positivo, ya que el contenido de calor o entalpía de los productos es mayor que en los reactivos, debido al calor suministrado.

$$H_{\text{prod}} > H_{\text{reac}} \text{ reacción endotérmica}$$

2.5 Velocidad de las reacciones químicas

La velocidad de las reacciones químicas se define como la rapidez con que los reactivos se transforman en productos (figura 10). Esta velocidad depende de varios factores como la naturaleza de los reactivos, la superficie de contacto, la temperatura, la concentración de los reactivos, el tamaño de las partículas que forman los reactivos y la presencia de **catalizadores**, sustancias que disminuyen la energía de activación.



Figura 10. La oxidación del hierro es una reacción lenta que puede tomar meses en corroer el metal, mientras que la combustión del carbón es una reacción muy rápida que puede tomar pocos minutos.



2.6 Representación de las reacciones químicas

Las reacciones se representan mediante ecuaciones químicas. Una **ecuación química** es la representación por medio de fórmulas y símbolos de lo que ocurre en una reacción química.

Para establecer una ecuación química se debe tener en cuenta que:

- Los reactivos se separan de los productos mediante una flecha.
- Las formulas químicas que se encuentran a la derecha de la flecha corresponden a los reactivos, y aquellas que se encuentran a la izquierda de la flecha corresponden a los productos.
- Los números ubicados antes de cada fórmula son los **coeficientes**, que representan la cantidad de materia expresada en moléculas o moles de cada compuesto. Si es 1, no se escribe.
- En ocasiones se escriben, como subíndices, los estados físicos en los que se encuentra el compuesto.

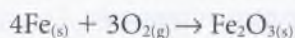
La ecuación debe proporcionar la mayor cantidad de información posible sobre las condiciones en las que se realiza la reacción (figura 11), para lo cual se usan algunos símbolos que se presentan a continuación.



Figura 11. El número de átomos de cada elemento que participa en una reacción es igual en los reactivos y en los productos.

Símbolo	Forma de leer	Se usa
+	Más, y, adicionado a	para separar los compuestos que están reaccionando o que se están produciendo.
→	Produce, da o reacciona para producir	para separar reactivos de los productos.
↔	Reacción reversible	para indicar producción simultánea de reactivos y productos.
(s)	Sólido	para sustancias que se encuentran en estado sólido.
(l)	Líquido	para sustancias que se encuentran en estado líquido.
(g)	Gaseoso	para sustancias que se encuentran en estado gaseoso.
(ac)	Solución acuosa	para indicar que el reactivo o producto se encuentra en solución acuosa.
Δ	Calor	para indicar que los reactivos deben ser calentados.
↑	Gas que se desprende	para indicar que un gas se desprende en la reacción.
↓	Precipitado	para indicar que un sólido se precipita en la reacción.
$\xrightarrow{\text{Catalizador}}$	Catalizador	para indicar la presencia de un catalizador.

Veamos el ejemplo de la formación de óxido férrico a continuación:



La ecuación se lee así: “Cuatro átomos de hierro en estado sólido reaccionan con tres moléculas de oxígeno en estado gaseoso para dar lugar a una molécula de óxido férrico en estado sólido”.

EJERCICIO

Escribe en tu cuaderno las ecuaciones químicas, según la información suministrada a continuación. Compáralas con las de tus compañeros.

1. El sodio metálico reacciona con flúor gaseoso produciendo fluoruro de sodio sólido.
2. La combustión del propanol ($\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$) produce agua líquida y dióxido de carbono.



2.6 Representación de las reacciones químicas

Las reacciones se representan mediante ecuaciones químicas. Una **ecuación química** es la representación por medio de fórmulas y símbolos de lo que ocurre en una reacción química.

Para establecer una ecuación química se debe tener en cuenta que:

- Los reactivos se separan de los productos mediante una flecha.
- Las fórmulas químicas que se encuentran a la derecha de la flecha corresponden a los reactivos, y aquellas que se encuentran a la izquierda de la flecha corresponden a los productos.
- Los números ubicados antes de cada fórmula son los **coeficientes**, que representan la cantidad de materia expresada en moléculas o moles de cada compuesto. Si es 1, no se escribe.
- En ocasiones se escriben, como subíndices, los estados físicos en los que se encuentra el compuesto.

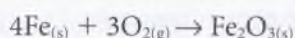
La ecuación debe proporcionar la mayor cantidad de información posible sobre las condiciones en las que se realiza la reacción (figura 11), para lo cual se usan algunos símbolos que se presentan a continuación.



Figura 11. El número de átomos de cada elemento que participa en una reacción es igual en los reactivos y en los productos.

Símbolo	Forma de leer	Se usa
+	Más, y, adicionado a	para separar los compuestos que están reaccionando o que se están produciendo.
\rightarrow	Produce, da o reacciona para producir	para separar reactivos de los productos.
\leftrightarrow	Reacción reversible	para indicar producción simultánea de reactivos y productos.
(s)	Sólido	para sustancias que se encuentran en estado sólido.
(l)	Líquido	para sustancias que se encuentran en estado líquido.
(g)	Gaseoso	para sustancias que se encuentran en estado gaseoso.
(ac)	Solución acuosa	para indicar que el reactivo o producto se encuentra en solución acuosa.
Δ	Calor	para indicar que los reactivos deben ser calentados.
\uparrow	Gas que se desprende	para indicar que un gas se desprende en la reacción.
\downarrow	Precipitado	para indicar que un sólido se precipita en la reacción.
$\xrightarrow{\text{Catalizador}}$	Catalizador	para indicar la presencia de un catalizador.

Veamos el ejemplo de la formación de óxido férrico a continuación:



La ecuación se lee así: “Cuatro átomos de hierro en estado sólido reaccionan con tres moléculas de oxígeno en estado gaseoso para dar lugar a una molécula de óxido férrico en estado sólido”.

EJERCICIO

Escribe en tu cuaderno las ecuaciones químicas, según la información suministrada a continuación. Compáralas con las de tus compañeros.

1. El sodio metálico reacciona con flúor gaseoso produciendo fluoruro de sodio sólido.
2. La combustión del propanol ($\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$) produce agua líquida y dióxido de carbono.



TU SALUD

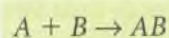
Los ácidos y las bases pueden provocar quemaduras e irritación en contacto con la piel. Por eso, para manipular los reactivos en un laboratorio, es necesario tener algunas precauciones como proteger las manos y los ojos, que puedan tener contacto con estas sustancias químicas. Además es importante no oler ni probar directamente estas sustancias, ya que pueden ser muy corrosivas o venenosas.

2.7 Clasificación de las reacciones

Las **reacciones químicas** pueden ser clasificadas según la transformación que se produce, teniendo en cuenta la relación entre los reactivos y los productos, o según los fenómenos que ocurren durante o al final de la reacción.

2.7.1 Reacción de síntesis o combinación

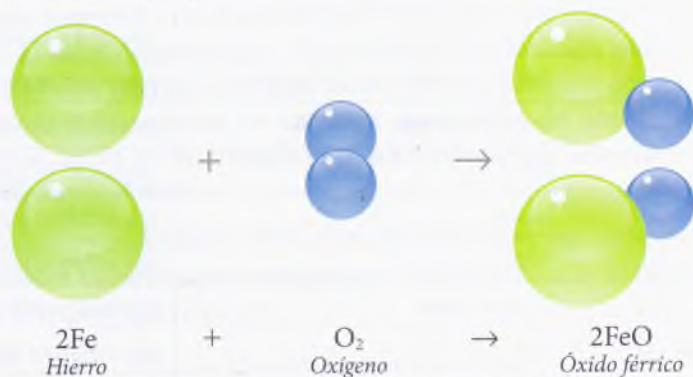
Las **reacciones de síntesis** son aquellas en las cuales dos o más sustancias reaccionan para formar una nueva sustancia o producto que tendrá una estructura química más compleja que los reactivos. Este tipo de reacción se muestra en la ecuación general:



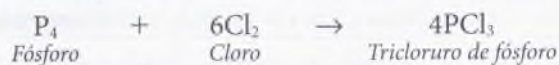
Donde *A* y *B* pueden ser iones, elementos o compuestos.

De acuerdo con lo anterior, se pueden presentar tres tipos de reacciones de síntesis o combinación.

- **Reacciones de combinación de dos iones o elementos para formar un compuesto.** Es el caso de la mayoría de los metales que reaccionan con los no metales para formar compuestos iónicos binarios. Para este caso se combinan los elementos de grupo IA y el IIA con el VIIA (figura 12). Por ejemplo,



También es posible que reaccionen dos elementos no metálicos entre sí para formar compuestos binarios covalentes. Por ejemplo,



- **Reacciones de combinación entre un ion o un elemento y un compuesto para formar otro compuesto.** Por ejemplo, el tricloruro de fósforo se combina con cloro gaseoso para dar lugar al compuesto pentacloruro de fósforo,



- **Reacciones de dos compuestos para formar un nuevo compuesto.** Es el caso de la reacción entre el óxido de calcio y el dióxido de carbono para producir carbonato de calcio,

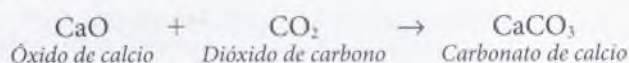


Figura 12. El magnesio metálico reacciona con el oxígeno del aire y produce una flama intensa formando el óxido de magnesio.



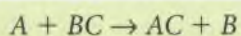
2.7.2 Reacciones de desplazamiento

Las **reacciones de desplazamiento** o **sustitución** son aquellas en las que las sustancias involucradas desplazan a un ion o átomo de un elemento o compuesto de su posición inicial. Estas reacciones se clasifican en dos tipos: *reacciones de desplazamiento simple* y *reacciones de desplazamiento doble*.

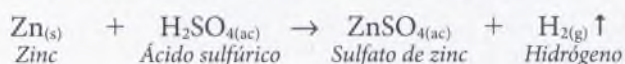
2.7.2.1 Las reacciones de desplazamiento simple

Son aquellas en las cuales un ion o átomo en estado libre reacciona con un compuesto desplazando un ion o átomo de este último para formar otro compuesto. Este es el caso de las reacciones entre un metal y un ácido.

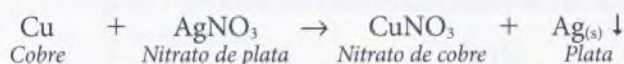
La ecuación general se representa así:



donde A es un elemento y AB es un compuesto, AC es el compuesto formado y B es el elemento desplazado. Por ejemplo,



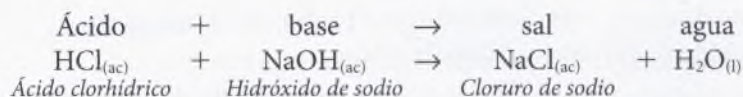
o



2.7.2.2 Las reacciones de desplazamiento doble

Son aquellas donde dos compuestos reaccionan formando dos compuestos totalmente nuevos. Por lo general, las sustancias reaccionantes se encuentran en un medio acuoso. Entre las reacciones de desplazamiento doble encontramos *reacciones de neutralización* y de *precipitación*.

- Las **reacciones de neutralización** son aquellas que ocurren entre un ácido y una base produciendo una sal y agua. Estas reacciones consisten en la transferencia de protones desde el ácido hacia la base. Por ejemplo,



- Las **reacciones de precipitación** son aquellas en las que además de haber un intercambio de átomos o iones, las sustancias reaccionantes dan lugar a una fase sólida insoluble o precipitado (figura 13). Por ejemplo,

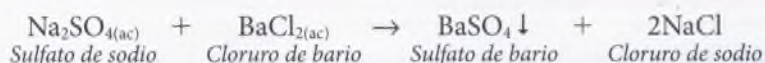


Figura 13. La mayoría de los nitratos son solubles. Todos los fosfatos, carbonatos y sulfatos son insolubles.

MENTES BRILLANTES

Escribe en tu cuaderno la ecuación química correspondiente a la siguiente expresión:

“El cloruro de magnesio en solución acuosa se combina con el nitrato de plata en solución acuosa para producir nitrato de magnesio acuoso y cloruro de plata como precipitado.”

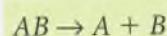




2.7.3 Reacciones de descomposición

Las **reacciones de descomposición** son aquellas en las que un compuesto se descompone para formar dos o más moléculas más sencillas.

La ecuación general es:



Donde AB es el compuesto y se transforma en A y B que pueden ser iones, elementos o compuestos.

Algunos compuestos pueden descomponerse en un elemento y un compuesto. Por ejemplo,



La descomposición de otros compuestos, como el agua, se lleva a cabo a través de un proceso denominado **electrólisis**, en el cual se requiere aplicar electricidad (figura 14).

El proceso consiste en la descomposición de las sustancias en iones. Al someter la sustancia a la acción de una corriente eléctrica, los iones negativos son atraídos por un electrodo positivo y los iones positivos son atraídos por un electrodo negativo.

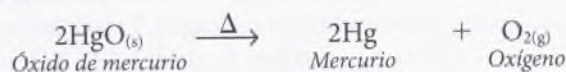
La ecuación de la electrólisis o descomposición de agua es:



Existen otros tipos de reacciones de descomposición como es la **descomposición térmica** para lo cual es necesario aplicar calor con el fin de obtener a partir de un compuesto dos o más sustancias diferentes.

Es este el caso del óxido de mercurio que se descompone en dos elementos: el mercurio y el oxígeno.

La ecuación es:



Por descomposición térmica es posible también descomponer el carbonato de calcio, más conocido como piedra caliza, que se descompone en dióxido de carbono y óxido de calcio.

La ecuación es:

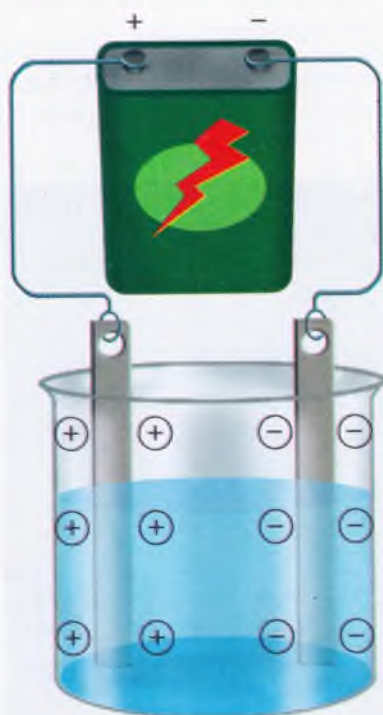
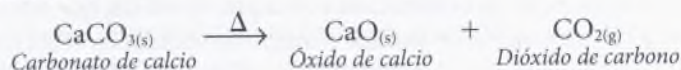


Figura 14. Cuando se hace pasar corriente eléctrica por un recipiente con agua, en los electrodos se recogen dos gases: hidrógeno y oxígeno.

EJERCICIO

Identifica el tipo de reacción de las siguientes ecuaciones:

- $\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{O}_2$
- $\text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$



2.7.4 Reacciones exotérmicas y endotérmicas

Hay cambios de energía asociados con las reacciones químicas evidentes, por ejemplo, cuando se enciende una fogata o la estufa para calentar los alimentos. Las reacciones pueden ser clasificadas según los cambios de energía, en *exotérmicas* y *endotérmicas* dependiendo de si el sistema químico de la reacción libera o absorbe energía.

2.7.4.1 Reacciones exotérmicas

Las **reacciones exotérmicas** son aquellas en las que se obtiene, además de los productos, una liberación de energía en forma de luz, calor o sonido. En estas reacciones la energía que se necesita para romper los enlaces entre los átomos de los reactivos es menor que la que se desprende cuando se forman los productos. La mayoría de las reacciones exotérmicas no son espontáneas por lo que necesitan una energía de activación inicial como una chispa, calor o fricción. La combustión y la fermentación son procesos químicos en los cuales se producen reacciones exotérmicas.

■ La combustión

Es el proceso químico por el cual una sustancia, llamada **combustible**, reacciona con el oxígeno. En general, esta reacción es fuertemente exotérmica, y se desprende energía en forma de calor, luz o sonido (figura 15). Las reacciones de combustión más comunes son la **combustión del carbono**, la **combustión de hidrocarburos** y la **combustión de la glucosa**.



Figura 15. Los fuegos artificiales son una evidencia de la energía liberada en forma de luz, calor y sonido en una reacción exotérmica como es la combustión de la pólvora.

Tipo de combustión	Ecuación	Descripción
Combustión del carbono	$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ <i>Carbono Dióxido de carbono</i>	El producto de la combustión de carbono es el dióxido de carbono y se libera energía lumínica y calorífica.
Combustión de hidrocarburos	$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$ <i>Metano Dióxido de carbono</i>	La combustión de los hidrocarburos como los combustibles fósiles es la fuente básica de obtención de energía en nuestra sociedad.
Combustión de la glucosa	$C_6H_{12}O_6 + 6O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O$ <i>Glucosa Dióxido de carbono</i>	En el cuerpo humano la glucosa reacciona con el oxígeno presente en las células, produciendo CO_2 , agua y liberando energía. Esta reacción es lo que conocemos como respiración.

■ La fermentación

Es un proceso químico en el cual sustancias orgánicas se descomponen por acción de algunos organismos como bacterias y levaduras, y se libera energía. Se conocen dos clases de fermentación: la *fermentación láctica* y la *fermentación alcohólica*.

Tipo de fermentación	Ecuación química	Descripción
Fermentación alcohólica	$C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + \text{Energía}$ <i>Glucosa Etanol</i>	Proceso en el que la descomposición de la glucosa produce ácido láctico y dióxido de carbono, se libera energía. A través de la fermentación láctica se elaboran productos lácteos como el kumis o el yogur.
Fermentación láctica	$C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + CO_2 + \text{Energía}$ <i>Glucosa Etanol Dióxido de carbono</i>	Proceso en el cual la glucosa se descompone en alcohol etílico y dióxido de carbono, se libera energía. A través de la fermentación alcohólica se elaboran licores como el vino.



Miniexperimento

REACCIONES EN LAS FRUTAS

Materiales

Una manzana, un cuchillo, un recipiente con agua.

Procedimiento

1. Toma una manzana, lávala bien y córtala en trozos.
2. Deja un grupo de trozos al aire libre e introduce el otro grupo en agua.
3. Espera entre 5 y 10 minutos y observa lo que ocurre en los dos casos.

Analiza

- Teniendo en cuenta que las manzanas son frutas ricas en hierro, ¿qué reacción química se produce al dejar expuesta al aire la pulpa de esta fruta?

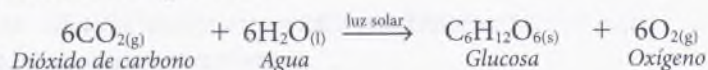


Figura 16. En el proceso de fotosíntesis, se absorbe dióxido de carbono y luz solar para producir glucosa y oxígeno.

2.7.4.2 Reacciones endotérmicas

En una **reacción endotérmica** es necesario un aporte de energía constante para romper los enlaces de los reactivos y generar así los productos. Un ejemplo válido para este tipo de reacción es la fotosíntesis, proceso en el cual se combina el dióxido de carbono con el agua para formar glucosa y liberar oxígeno, pero únicamente en presencia de la luz solar (figura 16).

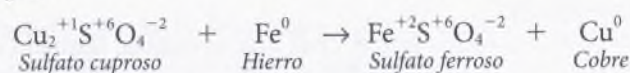
La ecuación es la siguiente:



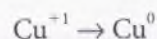
2.7.5 Reacción de óxido-reducción o redox

En las **reacciones de óxido-reducción** se intercambian electrones entre los reactivos para generar los productos. La pérdida de electrones se denomina oxidación y la ganancia de electrones se denomina reducción (figura 17).

Por ejemplo,



Analizando el anterior ejemplo, el cobre cambió su estado de oxidación de 11 a 0, es decir, que ganó 1 electrón. Esto se evidencia en la disminución del número de oxidación, por lo tanto, el cobre se redujo y pasó a ser eléctricamente neutro.



El hierro cambió su estado de oxidación de 0 a 12, es decir que perdió 2 electrones. Esto se evidencia por el aumento en el número de oxidación, por lo tanto, se **oxidó**.



La sustancia que provoca la oxidación de otra se denomina **agente oxidante** y aquella que genera la reducción de otra se denomina **agente reductor**.



Figura 17. En las baterías, se transforma la energía química en energía eléctrica. La energía química proviene de reacciones de óxido-reducción, es decir, reacciones en las cuales los electrones pasan de un elemento a otro.

EJERCICIO

Realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno e indica cuál elemento se oxida y cuál se reduce. Hazlo con ayuda de la tabla periódica que contiene los estados de oxidación.

- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Al} + \text{CO}_2$
- $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{CaSO}_{4(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{AgNO}_3$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$



2.7.6 Reacciones reversibles e irreversibles

Se pueden presentar dos tipos de reacciones químicas: aquellas que se realizan en un solo sentido y aquellas que pueden proceder de izquierda a derecha o viceversa, hasta alcanzar un equilibrio.

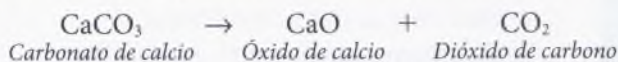
En el primero de estos casos, los reactantes se consumen totalmente hasta convertirse en los productos; este tipo de reacción se conoce como **reacción irreversible**. Es el caso, por ejemplo, de las reacciones de combustión, ya que resulta muy difícil obtener a partir del dióxido de carbono y el agua en forma de vapor los combustibles y el oxígeno, es decir obtener a partir de los productos ya formados los reactivos iniciales.

El segundo caso se presenta cuando en la reacción existe la posibilidad de que los productos se formen al mismo tiempo que los reactivos. Este tipo de reacción se conoce como **reversible** y para identificarla en una ecuación química se utiliza una fecha de doble sentido.



El cloro y el hidrógeno gaseoso reaccionan para formar ácido clorhídrico, reacción que puede ser reversible. En las reacciones reversibles existe un punto de equilibrio entre los reactantes y los productos, conocido como **equilibrio químico**. Este ocurre cuando la velocidad de reacción de los reactivos es igual a la velocidad de reacción de los productos.

Veamos a continuación el proceso de la formación del carbonato de calcio; este se descompone por medio de calor, a una temperatura de 1.200 °C, en óxido de calcio (cal) y dióxido de carbono, mediante la ecuación:



Si la reacción se efectúa en un recipiente cerrado y se deja después enfriar, el óxido de calcio y el dióxido de carbono formados se vuelven a combinar entre sí, produciendo nuevamente el carbonato de calcio (figura 18).

De esta forma, podemos afirmar que hay reacciones químicas, como la descomposición del carbonato de calcio, en las que una vez formados los productos de reacción, estos pueden combinarse entre sí para dar como resultado nuevamente los reactivos iniciales. La transformación química será, en estos casos, incompleta.



Figura 18. La caliza CaCO_3 es el componente principal de las conchas y el mármol.



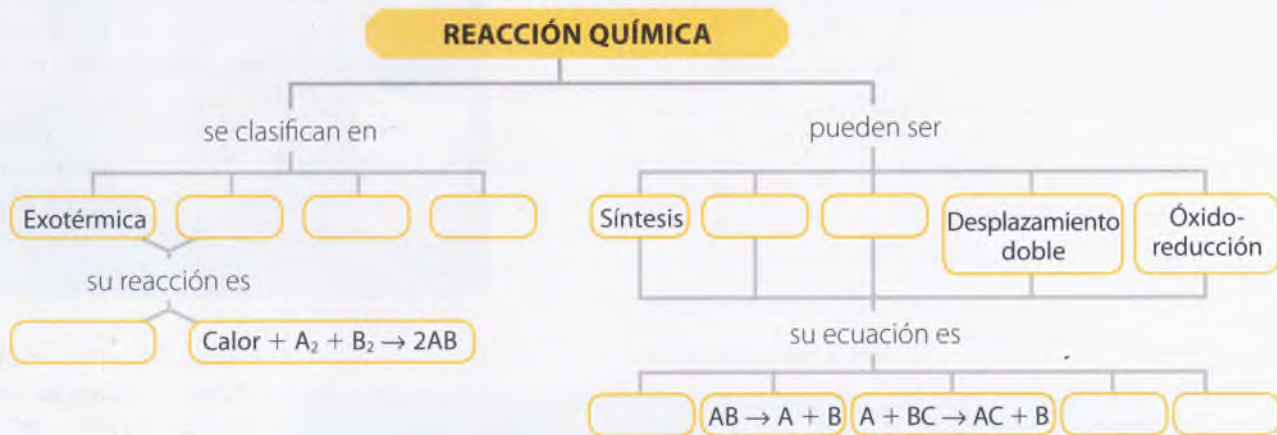


Actividades



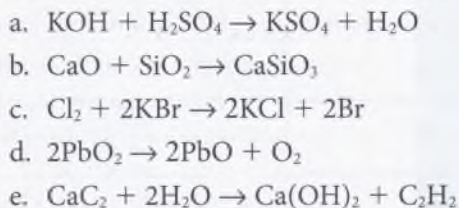
Recupera información

- 1 Completa el siguiente mapa conceptual.

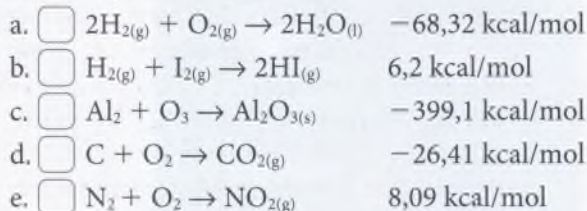


Interpreta

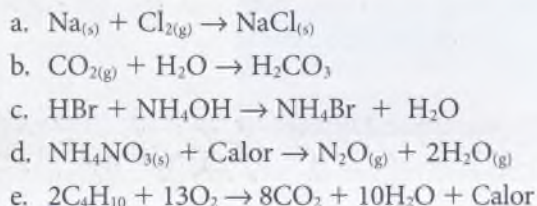
- 2 Clasifica las siguientes reacciones según sean de descomposición, de síntesis, de desplazamiento doble, de desplazamiento simple o de combustión.



- 3 Clasifica las siguientes ecuaciones en endotérmicas (En) y exotérmicas (Ex).



- 4 Describe en un enunciado cada una de las siguientes reacciones. Ten en cuenta las formas físicas y la naturaleza química de los reactivos y los productos.



- 5 Escribe en tu cuaderno las ecuaciones que correspondan a los siguientes enunciados:

- La descomposición térmica de 2 moles de clorato de potasio sólido produce 3 moles de oxígeno gaseoso y un residuo sólido de 2 moles de cloruro de potasio.
- El zinc metálico desplaza el hidrógeno de las soluciones de ácido sulfúrico.
- La solución de ácido nítrico con hidróxido de plata forma una reacción de neutralización formando nitrato de plata y agua en forma líquida.
- El ácido clorhídrico gaseoso se forma a partir de la unión de hidrógeno y cloro gaseoso en una reacción reversible.
- El óxido mercuríco sólido en presencia de calor, produce mercurio líquido y oxígeno gaseoso.
- La reacción de 2 moles de aluminio con 6 moles ácido clorhídrico líquido producen 2 moles de cloruro de aluminio sólido con 3 moles de hidrógeno gaseoso, con desprendimiento de calor.
- Al reaccionar cloruro de sodio y nitrato de plata se forma cloruro de plata (insoluble en agua) y nitrato de sodio (soluble en agua).
- Cuando el hidróxido de hierro se une con ácido sulfúrico se forma una sal llamada sulfato ferroso y agua.