

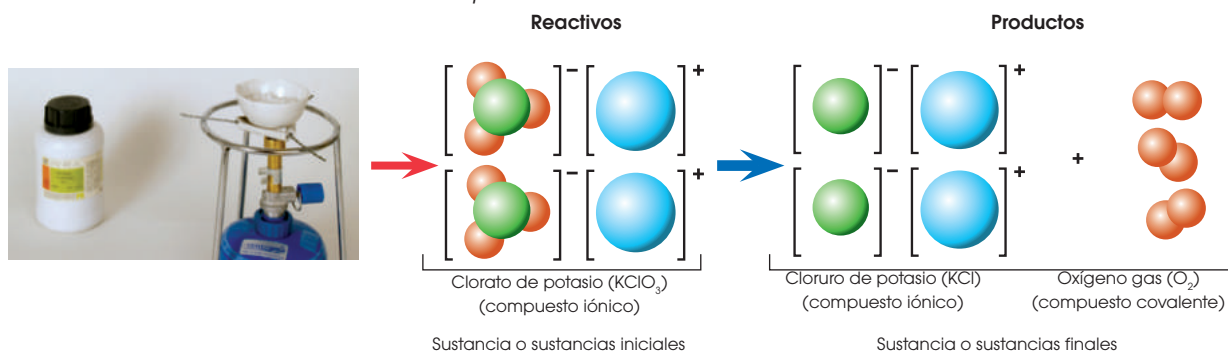
REACCIÓN QUÍMICA Y ECUACIÓN

Muchas sustancias químicas pueden combinarse para dar lugar a otras sustancias de distinta naturaleza. A estos fenómenos los denominamos **transformaciones** o **reacciones químicas**.

Una **reacción química** es un proceso en el que una o varias sustancias se transforman en otra u otras, distintas de las iniciales.

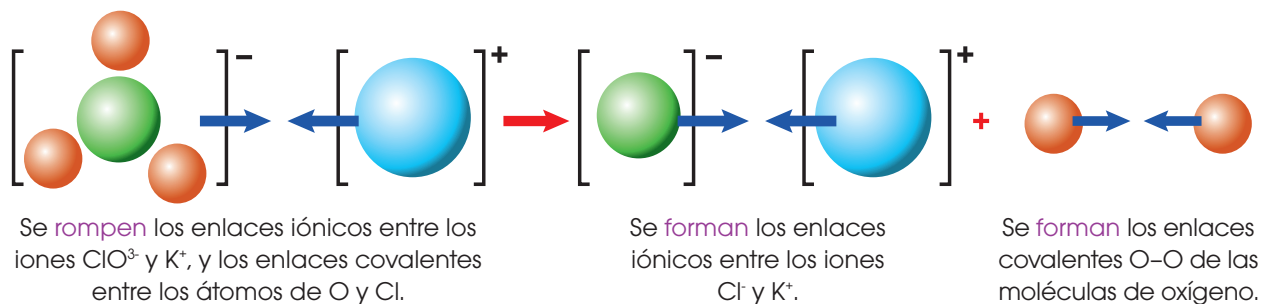
A las sustancias que inician la reacción química las denominamos **reactivos** y las sustancias finales que se obtienen son los **productos**.

Reacción de calcinación del clorato de potasio

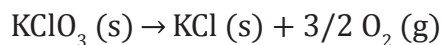


Ejemplo 1

Para que los reactivos se transformen, deben romperse los enlaces que unen sus átomos. Después, estos átomos se reagrupan de modo distinto para formar nuevos enlaces y dar lugar a los productos. **Observa** lo que ocurre en la reacción:



La ecuación química que permite representar la reacción de descomposición del clorato de potasio es:



- Una ecuación química consta de dos miembros, separados por una flecha (\rightarrow) que indica el sentido de la transformación.
- En el primer miembro escribimos las fórmulas químicas de los reactivos y, en el segundo miembro, las fórmulas químicas de los productos.
- Si hay varios reactivos o varios productos, separamos unos y otros por medio del signo más (+).

Tipos de reacciones químicas

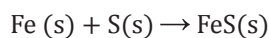
La cantidad y variedad de sustancias químicas que existen es enorme, así como su diferente capacidad para reaccionar.

Para clasificar las reacciones químicas podemos atender a los mecanismos de intercambio que se producen. Así distinguimos los siguientes tipos:

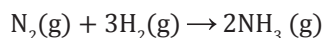
Reacciones de síntesis

Son aquellas reacciones en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactivos.

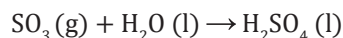
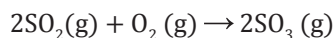
- La reacción entre el azufre y el hierro para formar sulfuro de hierro (II):



- La **síntesis de Haber** para la obtención del amoníaco, de gran importancia industrial:

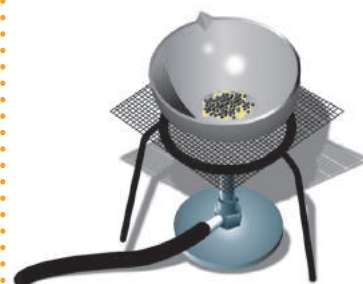


- La **obtención de ácido sulfúrico** se realiza mediante una doble síntesis:



Este tipo de reacciones se identifica fácilmente, ya que en el segundo miembro de la ecuación no aparece más que una sustancia.

Ejemplo 2



■ Si calentamos en una cápsula de porcelana una mezcla de polvo de azufre y limaduras de hierro, observamos la formación del sulfuro de hierro (II).

Reacciones de descomposición.

Son aquellas en las que una **sustancia se descompone** en otras más sencillas.

- El óxido de mercurio (II) se descompone en sus elementos componentes según la reacción: $2\text{HgO (s)} \rightarrow 2\text{Hg (s)} + \text{O}_2 (\text{g})$
- El clorato de potasio se descompone, por acción del calor, en cloruro de potasio y oxígeno: $2\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2\text{KCl (s)} + 3\text{O}_2 (\text{g})$
- La descomposición electrolítica del agua permite obtener oxígeno e hidrógeno en estado gaseoso: $2\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- Mediante descomposición del carbonato de calcio por calcinación obtenemos cal viva, CaO: $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO (s)} + \text{CO}_2 (\text{g})$

Pueden considerarse como el caso contrario de las reacciones de síntesis. Por ello, en el primer miembro de la ecuación, aparece una única sustancia.

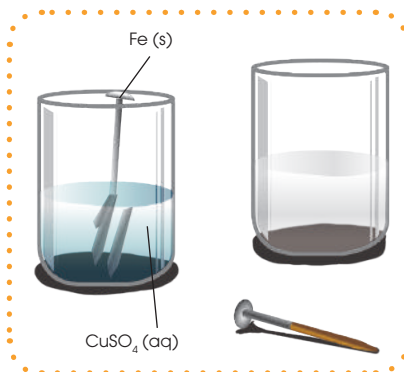
Ejemplo 3



■ En 1774, J. Priestley obtuvo por primera vez oxígeno mediante descomposición del óxido de mercurio (II).

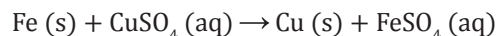
Reacciones de desplazamiento

Son aquellas en las que **un elemento desaloja a otro** de un compuesto y lo sustituye en dicho compuesto.

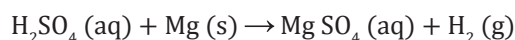
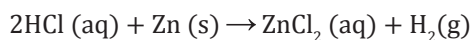


■ Si introducimos un clavo de hierro en una disolución de sulfato de cobre, apreciamos, con el tiempo, una progresiva decoloración de la disolución azul y un depósito de cobre sobre el clavo.

- El hierro desplaza al cobre de una disolución de sulfato de cobre (II) y lo libera en forma de cobre metálico:



- Las reacciones entre los ácidos, como el HCl y el H_2SO_4 , y algunos metales, como el cinc o el magnesio, son reacciones de desplazamiento:

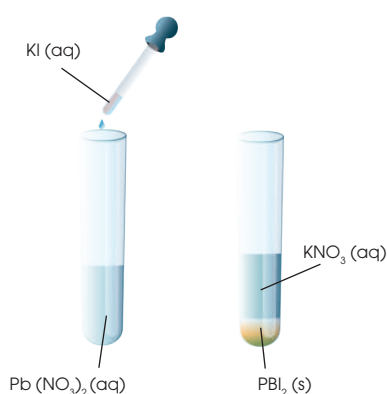


El análisis comparativo de la fórmula de reactivos y productos nos permite identificar fácilmente este tipo de reacciones.

Ejemplo 4

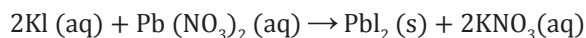
Reacciones de doble desplazamiento

Son aquellas en las que los átomos o iones componentes de dos sustancias reaccionan intercambiando su posición en dichas sustancias.

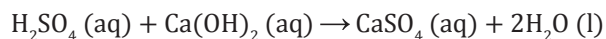
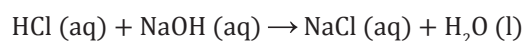


■ Si mezclamos una disolución de yoduro de potasio y una de nitrato de plomo (II), apreciamos la aparición de un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II).

- En la reacción entre el yoduro de potasio y el nitrato de plomo se produce un intercambio de las posiciones de los iones K^+ y Pb^{2+} , según la ecuación:



- Las reacciones de neutralización entre ácidos e hidróxidos son reacciones de doble desplazamiento:



Como en las reacciones de desplazamiento, un análisis comparativo de las fórmulas de reactivos y productos nos permite identificar estas reacciones.

Ejemplo 5

Las reacciones iónicas

Ciertas sustancias, como las sales, en disolución acuosa están dissociadas en sus iones. A los denominados *iones espectadores* los eliminamos de la ecuación.

Veamos, por ejemplo, la reacción entre el sulfato de cobre (II) y el cinc, que da lugar a la formación de sulfato de cinc y cobre.



Las sales CuSO_4 y ZnSO_4 son compuestos iónicos. Están disociados en iones en la disolución acuosa, por lo que la ecuación, dada en forma molecular inicialmente, puede expresarse así:



El ion que no ha experimentado cambio, puede eliminarse de la ecuación. Obtenemos así la **ecuación iónica**.



El ajuste de las ecuaciones iónicas exige también la igualación de las cargas, para lo que se introducen, si es preciso, los coeficientes adecuados. En el ejemplo anterior, se satisface tanto el ajuste de masas como el de cargas.

EN GRUPO



1. **Clasifiquen** las reacciones siguientes según sean de síntesis, descomposición, desplazamiento o doble desplazamiento:
 - a. $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl} (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} (\text{g})$
 - b. $2\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{Mg} (\text{s}) \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
 - c. $\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - d. $2\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - e. $3\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Y TAMBIÉN:



La reacción química es un cambio que modifica la composición química de las sustancias para formar otras sustancias diferentes. En toda reacción química tenemos dos etapas: inicial (reactantes) y final (producto).

Reacción química

Hoja de papel \rightarrow ceniza

Reactantes \rightarrow producto

Condiciones iniciales \rightarrow condiciones finales