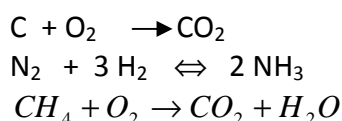


## REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es cualquier proceso en el que los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias se transforman en los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias químicas distintas. Las sustancias iniciales que se transforman se denominan reactivos y las nuevas sustancias que se originan productos.

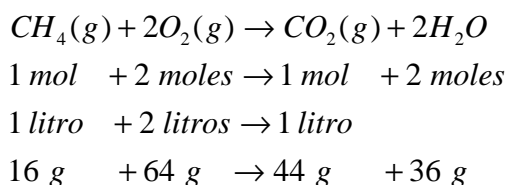
Una reacción química se representa abreviadamente mediante una ecuación química en la que se ponen las fórmulas de los reactivos y de los productos separadas por una flecha ( $\rightarrow$ ) para señalar el sentido de la reacción, o de dos flechas con sentidos opuestos ( $\leftrightarrow$ ) para indicar que la reacción es reversible, es decir, coexisten sustancias reaccionantes y productos. Ejemplo:



o Para escribir correctamente la ecuación química se requiere:

- Conocer las fórmulas de los reactivos y los productos.
- Satisfacer la ley de conservación de los átomos: la suma de todos los átomos de los reactivos es igual a la suma de los átomos de todos los productos. Para conseguirlo se utilizan los llamados coeficientes estequiométricos, que son números que se colocan delante de cada uno de los compuestos que intervienen en la reacción. Este proceso se denomina ajustar la reacción. Para ajustar una reacción no hay un método concreto. Ya os diré algún truco cuando lo haya.
- En la molécula de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) hay dos átomos de H y un átomo de O.
- Si tengo  $3\text{H}_2\text{O}$ , el coeficiente estequiométricos es 3, y significa que hay tres moléculas de agua, por tanto hay 6 átomos de H y 2 de O. Si tengo  $\text{H}_2\text{O}$ , el coeficiente estequiométricos es 1, que no se pone.

La ecuación química ajustada del ejemplo es:



- Esta reacción química significa que 1 molécula (mol) de metano reacciona con dos moléculas (moles) de oxígeno para dar 1 molécula (mol) de dióxido de carbono y 2 moléculas (moles) de agua.

## TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

Considerando sólo el resultado global y sin atender al proceso íntimo de la reacción, podemos agrupar las reacciones químicas en cuatro tipos: síntesis o combinación, descomposición, sustitución o desplazamiento y doble descomposición o intercambio.

### a. Síntesis o combinación

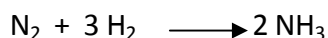
Dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja.

Tienen la forma general:  $\mathbf{A + B \longrightarrow AB}$

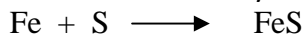
(A y B pueden representar elementos o compuestos y combinarse en una relación diferente a 1:1)

Ejemplos:

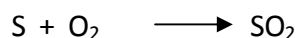
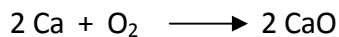
- Las reacciones entre dos no metales dan un compuesto covalente:



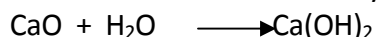
- Las reacciones entre un metal y un no metal dan origen a una sal:



- Las reacciones entre un elemento y oxígeno producen óxidos:



- Las reacciones entre un óxido de metal y agua dan hidróxidos y si es óxido de no metal dan ácidos:

**b. Descomposición**

Es el proceso inverso del anterior. Una sustancia se descompone formando dos o más simples.

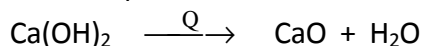
Su forma general es:  $\text{AB} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$

Ejemplos:

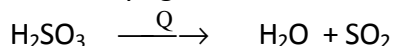
- Algunos óxidos de metales pesados ( $\text{HgO}$ ,  $\text{PbO}_2$ , etc.) se descomponen por el calor en oxígeno y el metal correspondiente:



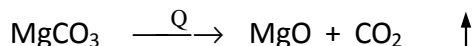
- Muchos hidróxidos, por calentamiento, se descomponen en óxidos metálicos y agua:



- Algunos ácidos ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , etc. ) se descomponen más o menos fácilmente (mejor calentando) en óxidos no metálicos y agua:



- Al calentar los carbonatos, forman óxidos metálicos y dióxido de carbono:



( la flecha hacia arriba en el  $\text{CO}_2$  que éste se desprende de forma gaseosa)

- Por calentamiento, los cloratos dan cloruro y oxígeno:

**c. Desplazamiento o sustitución**

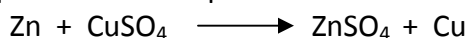
Uno de los elementos de un compuesto es sustituido por otro elemento.

La ecuación general es:  $\text{AB} + \text{X} \longrightarrow \text{XB} + \text{A}$

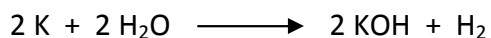
Como el elemento que sustituye se considera más activo, estas reacciones suministran un buen medio de ordenar los elementos por sus actividades.

Ejemplos:

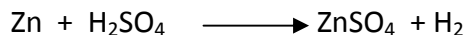
- Un metal puede verse desplazado de una de sus sales por otro metal más activo:



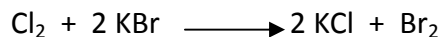
- Los metales más activos (alcalinos y alcalinotérreos) desplazan la mitad del hidrógeno del agua y forman hidróxidos:



- Muchos metales (excepto los menos activos) reaccionan con ciertos ácidos (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dil, etc.) reemplazando el hidrógeno y formando la sal correspondiente:



- Un halógeno puede desplazar a otro menos activo de sus compuestos (el orden de actividad es: F > Cl > Br > I):

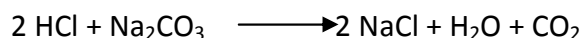
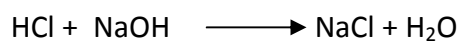
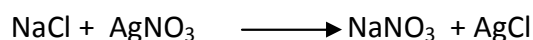


#### d) Doble descomposición o intercambio

Estas reacciones equivalen a una doble sustitución o un intercambio.

Su forma general es:  $\text{AB} + \text{XY} \longrightarrow \text{AY} + \text{XB}$

Tienen lugar normalmente en disolución entre sustancias compuestas cada una por dos iones diferentes. Así los iones, que pueden moverse independientemente, se intercambian formando dos compuestos nuevos. Esto ocurre cuando uno de los compuestos que resulta es un precipitado (sólido insoluble), una molécula no iónica (covalente), o un gas:



#### EJERCICIO DE APLICACIÓN

Indicar el tipo de reacción

- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_
- $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_
- $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_
- $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_
- $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_2)_2 \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$  \_\_\_\_\_
- $\text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_
- $\text{BaS} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$  \_\_\_\_\_

#### Balanceo de ecuaciones por el método de Tanteo

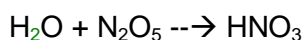
El método de tanteo consiste en observar que en cada miembro de la ecuación se tengan los átomos en la misma cantidad, recordando que en:

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hay 2 Hidrógenos 1 Azufre y 4 Oxígenos

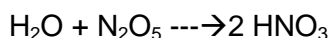
5H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hay 10 Hidrógenos, 5 azufres y 20 Oxígenos

Para equilibrar ecuaciones, solo se agregan coeficientes a las fórmulas que lo necesiten, pero no se cambian los subíndices.

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación



Aquí apreciamos que existen 2 Hidrógenos en el primer miembro (H<sub>2</sub>O). Para ello, con solo agregar un 2 al HNO<sub>3</sub> queda balanceado el Hidrogeno.



Para el Nitrógeno, también queda equilibrado, pues tenemos dos Nitrógenos en el primer miembro ( $N_2O_5$ ) y dos Nitrógenos en el segundo miembro ( $2 NHO_3$ )

Para el Oxígeno en el agua ( $H_2O$ ) y 5 Oxígenos en el anhídrido nítrico ( $N_2O_5$ ) nos dan un total de seis Oxígenos. Igual que ( $2 NHO_3$ )

Otros ejemplos:

- |                  |                                      |
|------------------|--------------------------------------|
| 1. Sin balancear | $HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$  |
| Balanceado       | $2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ |
| 2. Sin balancear | $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$       |
| Balanceado       | $2 KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$   |

**Podemos resumir:**

- ✓ Al balancear las reacciones químicas, lo que hacemos es buscar que se cumpla la ley de la conservación de la materia.
- ✓ Este método para balancear, como su nombre lo indica consiste en “Jugar” con los coeficientes de los compuestos hasta lograr que los elementos del mismo tipo se encuentren en la misma cantidad antes (reactivos) y después (productos) de la reacción.
- ✓ Los coeficientes son los números que aparecen adelante de cada fórmula de los compuestos e indican la cantidad de moles o moléculas que participan en la reacción.
- ✓ Al balancear las reacciones no se deben alterar o modificar los subíndices. Estos aparecen a la derecha y debajo de los símbolos de los elementos que forman el compuesto.
- ✓ El subíndice 1, como el coeficiente 1 no se escribe.

“Recomendaciones”.

- a) Balancear primero metales
- b) Enseguida balancear los no – metales
- c) Balancear los hidrógenos
- d) Balancear el oxígeno (generalmente se balancean automáticamente al balancear los hidrógenos)

Ejemplo:



2	Fe	2
6	Cl	6
6	H	6
3	O	3

Ejercicios: Siguiendo los pasos descritos, obtener los coeficientes que balancean las siguientes reacciones.

- ✓  $Mg_3 N_2 + H_2O \rightarrow Mg (OH)_2 + NH_3$
- ✓  $Ba Cl_2 + (NH_4)_2 CO_3 \rightarrow Ba CO_3 + NH_4 Cl$
- ✓  $Al (OH)_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$
- ✓  $Na + H_2O \rightarrow Na OH + H_2$
- ✓  $Mg + O_2 \rightarrow Mg O$

## Balanceo de ecuaciones por el método de Redox ( Oxido - reducción )

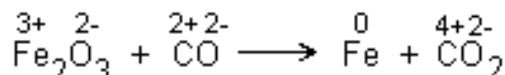
En una reacción si un elemento se oxida, también debe existir un elemento que se reduce. Recordar que una reacción de oxido reducción no es otra cosa que una pérdida y ganancia de electrones, es decir, desprendimiento o absorción de energía (presencia de luz, calor, electricidad, etc.)

Para balancear una reacción por este método, se deben considerar los siguiente pasos:

Las etapas a seguir serán ilustradas por medio de un ejemplo.

Balancear la ecuación:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

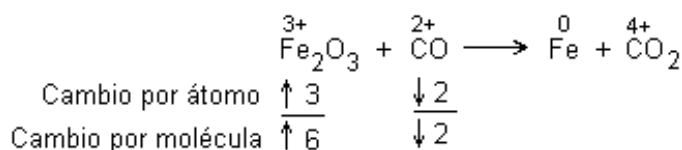
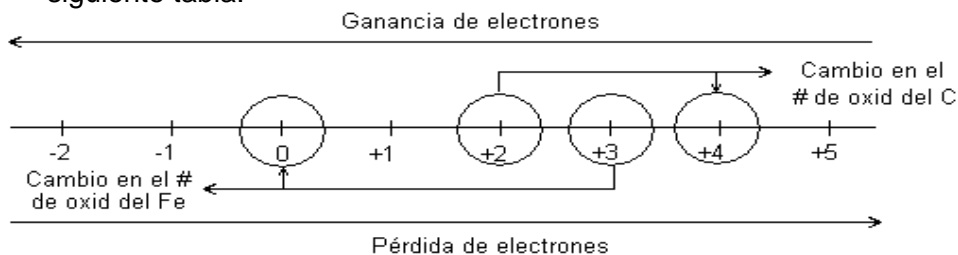
- Determinar y asignar el número de oxidación para cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos



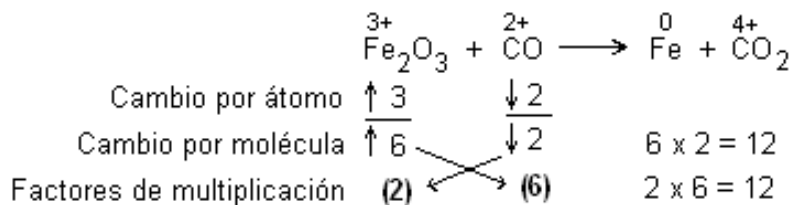
- Se identifican los átomos cuyos números de oxidación cambian:



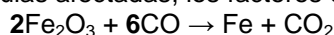
- Se determina el cambio de electrones por cada átomo y por todos los átomos de la molécula a partir de las variaciones en los números de oxidación. Para hacer esto es de mucha utilidad la siguiente tabla:



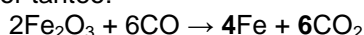
- Se iguala la cantidad de electrones perdidos a la de ganados multiplicando dicho número de electrones por factores apropiados, que comúnmente basta con multiplicar estos mismos números en sentido cruzado



- Asignar como coeficientes de las moléculas afectadas, los factores obtenidos en la etapa anterior.



- Se termina de balancear la ecuación por tanteo:



En algunos casos, como en el presente, la ecuación es simplificable. Esta operación es importante, ya que la ecuación debe presentarse con los coeficientes enteros más pequeños posibles.

ACTIVIDAD: Balancea por óxido-reducción cada una de las siguientes ecuaciones químicas

- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{KOH}$
- $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CrCl}_3 + \text{KOH} + \text{K} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$