

# G10 Reacción Química.

## 1 ¿Qué es una reacción química?

Una **reacción química** es un proceso en el que una o más sustancias (llamadas **reactivos**) se transforman en otras sustancias diferentes (llamadas **productos**) debido a la ruptura y formación de enlaces químicos. Durante este proceso, los átomos se reorganizan.

Una ecuación química es la representación de una reacción química.

### 1.1 Reactantes (o reactivos)

Son las sustancias iniciales que se transforman durante la reacción. Se escriben a la izquierda de la ecuación química.

### 1.2 Productos

Son las sustancias nuevas que se forman después de la reacción. Se escriben a la derecha de la ecuación química.

### 1.3 Relación entre reactantes y productos

Los átomos se reorganizan, pero no desaparecen ni se crean. Los enlaces químicos de los reactantes se rompen y se forman nuevos enlaces en los productos.

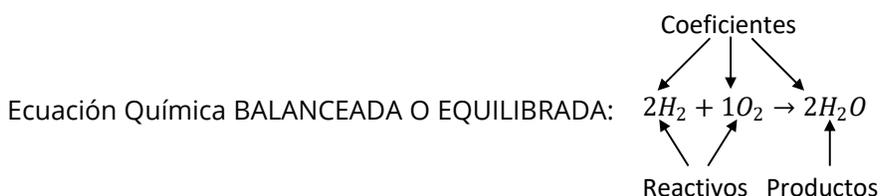
## 2 Representación de reacciones Químicas

Se usan **ecuaciones químicas** donde los reactivos están a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha (→). **DEBEN ESTAR BALANCEADAS** (igual número de átomos de cada elemento en ambos lados).



El '+' se lee como "reacciona con" y la flecha significa "produce".

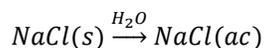
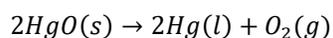
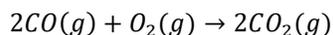
Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas reactivas o **REACTIVOS**. A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas denominadas **PRODUCTOS** de la reacción.



Una ecuación está **EQUILIBRADA** cuando la masa total de los reactivos debe ser igual a la masa total de los productos en una reacción química.

### 3 Estado físico de los reactivos y productos.

El estado físico de los reactivos y productos puede indicarse mediante los símbolos (g), (l), (s) y (ac), para indicar los estados gaseoso, líquido, sólido y acuoso (en agua) respectivamente.



Al escribir  $H_2O$  sobre la flecha se indica el proceso físico de disolver una sustancia en agua, aunque algunas veces no se escribe, para simplificar.

El conocimiento del estado físico de los reactivos y productos es muy útil en el laboratorio, ya que nos permite saber si la reacción da a lugar o no.

### 4 Leyes ponderales de la estequiometría.

Principios fundamentales que rigen las relaciones **CUANTITATIVAS** entre los reactivos y productos en una reacción química.

#### 4.1.1 Ley de conservación de la masa – Ley de Lavoisier.

La masa total de los reactivos en una reacción química es igual a la masa total de los productos.

Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se reorganizan

#### 4.1.2 Ley de proporciones definidas – Ley de Proust.

Un compuesto químico dado siempre tendrá la misma proporción de masa entre sus elementos constituyentes, independientemente de la cantidad de compuesto que se forme o descomponga.

Los elementos sólo están formados por un SOLO componente, mientras que los compuestos están constituidos por VARIOS elementos en una proporción fija y determinada

#### 4.1.3 Ley de proporciones múltiples – Ley de Dalton.

Los elementos se pueden combinar en diferentes proporciones para formar compuestos diferentes con una relación de números enteros pequeños y simples.

Los elementos y compuestos se combinan en diferentes proporciones para formar compuestos diferentes

## 5 Balanceo de las ecuaciones químicas.

Existen varios métodos, describiremos 2, el por tanteo y el algebraico, siendo el primero el más utilizado.

### 5.1 Balanceo por tanteo.

- ① Identifica reactantes y productos
- ② Escribe la ecuación que refleja el proceso.
- ③ Cuenta los átomos de los elementos de los reactivos y productos, si son iguales esta balanceada, si no, debes balancearla siguiendo los siguientes pasos.
- ④ Cambia los coeficientes para que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. Primero comenzaremos con los que están escritos una vez en los reactantes, y una vez en los productos.

Nunca cambies un subíndice de una fórmula química.

- ⑤ Continúa equilibrando las sustancias que están en más de una molécula, y no cambies los coeficientes que ya escribiste

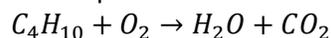
Escribe los coeficientes en su razón más baja posible.

- ⑥ Los coeficientes deben ser los números enteros más pequeños posibles, por lo que de ser necesario amplifícalos.
- ⑦ Asegúrate de que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.

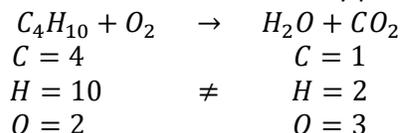
#### EJEMPLO:

Consideremos la combustión del gas butano  $C_4H_{10}$  en el aire. Esta reacción consume oxígeno  $O_2$  y produce agua  $H_2O$  y dióxido de carbono  $CO_2$ .

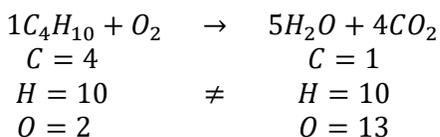
- ① Del encabezado podemos definir:
  - Reactivos: butano  $C_4H_{10}$  y oxígeno  $O_2$
  - Productos: agua  $H_2O$  y dióxido de carbono  $CO_2$ .
- ② Podemos entonces escribir la ecuación química del proceso:



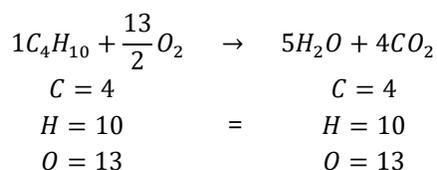
- ③ Ahora contamos el número de átomos de cada elemento en reactivos y productos:



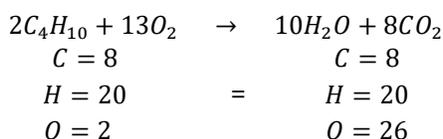
④ El carbono y el hidrógeno aparecen en un compuesto de los reactivos y en otro de los productos. Hay cuatro veces más de átomos de carbono en los reactivos que en los productos y cinco veces más hidrógeno en los reactivos que en los productos. Podemos arreglar esto cuadruplicando el número de moléculas de dióxido de carbono y quintuplicando el número de moléculas de agua:



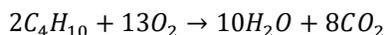
⑤ Ahora que ya están balanceados los átomos de carbono e hidrógeno, falta ajustar los átomos de oxígeno. Ya que hay dos átomos en los reactivos y 13 en los productos bastaría con multiplicar por el coeficiente  $\frac{13}{2}$ .



⑥ Luego de comprobar que está correcta la ecuación, hay que verificar que los coeficientes estequiométricos sean números enteros y no fraccionarios, así que tenemos que multiplicar la ecuación por 2:



⑦ Ahora ya tenemos la ecuación balanceada y la podemos leer como: dos moléculas de butano reaccionan con trece de oxígeno produciendo diez moléculas de agua y ocho de dióxido de carbono.



Cuando termines vuelve a contar los átomos de la izquierda y la derecha para comprobar.

## 5.2 Balanceo por método algebraico.

- ① Identifica reactantes y productos
- ② Escribe la ecuación que refleja el proceso.
- ③ A cada molécula se le asigna una incógnita
- ④ Se resuelve el sistema de ecuaciones
- ⑤ Los coeficientes deben ser los números enteros más pequeños posibles, por lo que de ser necesario amplifícalos.
- ⑥ Contamos el número de átomos de cada elemento en reactivos y productos, y comprobamos que esté equilibrada

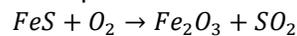
## EJEMPLO:

La reacción de oxidación  $O_2$  de sulfato de hierro  $FeS$  produce óxido férrico  $Fe_2O_3$  y dióxido de azufre  $SO_2$

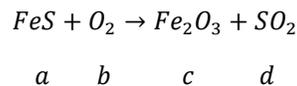
① Del enunciado:

- Reactivos: oxígeno  $O_2$  y Sulfato de Hierro  $FeS$
- Productos: Óxido Férrico  $Fe_2O_3$  y dióxido de azufre  $SO_2$

② Podemos entonces escribir la ecuación química del proceso:



③ A cada molécula se le asigna una incógnita



④ Establezcamos las relaciones para generar el sistema de ecuaciones

$$Fe: a = 2c$$

$$S: a = d$$

$$O: 2b = 3c + 2d$$

La forma simple de establecer las relaciones es anotar la incógnita y multiplicarla por el subíndice

Si resolvemos el sistema, asignando arbitrariamente  $a = 1$ , nos queda:

$$a = 1$$

$$d = a = 1$$

$$c = \frac{a}{2} = \frac{1}{2}$$

$$b = \frac{3c + 2d}{2} = \frac{\frac{3}{2} + 2}{2} = \frac{7}{4}$$

⑤ Los coeficientes deben ser los números enteros, por lo que amplificamos por cuatro resultandos

$$a = 4$$

$$b = 7$$

$$c = 2$$

$$d = 4$$

⑥ Contamos el número de átomos de cada elemento en reactivos y productos, y comprobamos que esté equilibrada.

