

REACCIONES QUÍMICAS

Una ecuación química es una manera abreviada de expresar una reacción química (cambio químico) con fórmulas y símbolos. Para poder escribir una ecuación para una reacción química, debes conocer las sustancias que están reaccionando y las que se están formando.

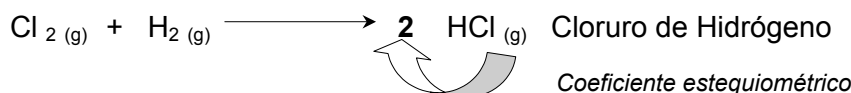
Para que una ecuación se considere correcta debe **estar balanceada**. El balance de las ecuaciones se basa en la Ley de Conservación de Masa que Antoine Lavoisier determinó en forma experimental. Es un requisito de la Ley de Conservación de Masa que **la cantidad de átomos o de moles de átomos de cada elemento sea igual a ambos lados de la ecuación**.

Cómo se simbolizan las reacciones químicas

Una reacción química se simboliza con una flecha. A la izquierda de la misma se escriben los reactivos (son las sustancias que se combinan), y a la derecha los productos, que son las sustancias que se forman en la reacción.



Las botellas de productos químicos que hay en un laboratorio se denominan reactivos. Cuando un reactivo se emplea en una reacción en particular se denomina reactante. Retomemos un ejemplo que ya vimos en el módulo 2.



Como recordarás, los subíndices que aparecen en las fórmulas químicas de las distintas sustancias nos indican la cantidad de átomos del elemento que conforman la sustancia.

Los números que multiplican las fórmulas químicas completas en las ecuaciones químicas (por ejemplo el **2** que multiplica al HCl) reciben el nombre de **coeficientes estequiométricos**. Un coeficiente estequiométrico igual a 1 no se escribe explícitamente.

Los coeficientes estequiométricos nos indican los números relativos de moles de cada sustancia que reacciona o se produce en la reacción.

En una ecuación química se puede añadir otra información adicional útil que consiste en indicar el estado físico de cada uno de los reactantes y productos mediante símbolos que reciben el nombre de **símbolos de estado**

(s): sólidos (l): líquidos (g): gases (aq) = (ac): solución acuosa

Una ecuación química utiliza fórmulas químicas para simbolizar los cambios que se producen en una reacción química. Nos indica los cambios cualitativos y, mediante los coeficientes estequiométricos, conocemos el número de moles de reactivos y de productos que intervienen en la reacción

Cómo igualar ecuaciones químicas

La mayor parte de las reacciones sencillas pueden igualarse casi a simple vista. Vamos a ver una serie de pautas útiles para el balanceo de ecuaciones químicas “por inspección”. Recuerda que la cantidad de átomos o moles de cada elemento debe ser igual a ambos lados de la ecuación.

↪ Escribe la fórmula química de los reactivos y productos, colocando los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha. Las fórmulas de cada sustancia se separan por un símbolo +.

↪ Para comenzar a balancear es conveniente elegir la sustancia con mayor cantidad de átomos, y se dejan siempre para una última instancia oxígeno e hidrógeno.

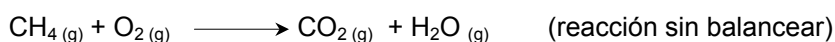
Una vez elegido un átomo, se balancea *colocando un coeficiente estequiométrico* en el lado opuesto de la reacción, delante de la fórmula de la sustancia que lo contiene. De esta manera, si colocas un coeficiente estequiométrico 2, por ejemplo, delante de Na_2O , significará que hay presentes 4 átomos de Na y 2 átomos de O.



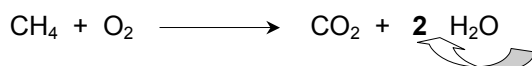
Debes proceder de la misma manera para los otros átomos.

↪ Por último se balancean H y O.

Ejemplo 1:

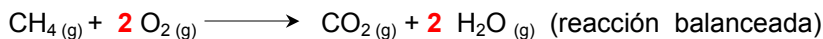


- 1- Las fórmulas están escritas correctamente, al igual que la reacción química.
- 2- Elegimos el C para comenzar. En ambos lados de la ecuación hay un átomo de C, por lo que está balanceado.
- 3- Seguimos con H, en los reactivos hay 4 átomos de H y en los productos 2, por lo que agregamos un coeficiente estequiométrico igual a **2** delante de la fórmula de la molécula de Hidrógeno:



Los átomos de H están ahora balanceados.

- 4- Por último verifiquemos los átomos de O: a la izquierda de la ecuación química (reactivos) hay 2 átomos de O y a la derecha (productos) hay 4 (2 en la molécula de CO_2 y 2 en el agua: 2 moléculas de H_2O con 1 átomo de O cada uno). Debemos entonces colocar un coeficiente estequiométrico delante de la molécula de oxígeno.

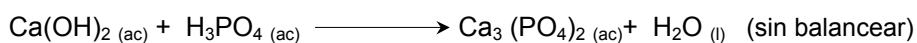


NOTA 1: Recuerda que, para balancear la ecuación química, sólo debes agregar coeficientes estequiométricos. De ninguna manera puedes modificar la cantidad de un elemento presente en la fórmula química de la sustancia.

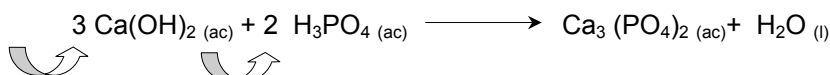
Por ejemplo, si necesitas 2 átomos de S y la sustancia a balancear es H_2SO_4 ; **2** H_2SO_4 ES CORRECTO !!

~~$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$~~ **NO ES CORRECTO**

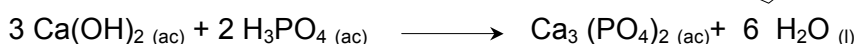
Ejemplo 2:



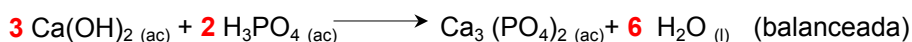
- 1- Las fórmulas están escritas correctamente, al igual que la reacción química.
- 2- Comenzamos por Ca y por P. En los reactivos hay 1 átomo (o mol) de Ca, y en los productos 3, por lo que el coeficiente estequiométrico será 3 delante de la fórmula del hidróxido de calcio. En los reactivos tenemos 1 P y en los productos 2, por lo tanto, el coeficiente será 2 delante del ácido.



- 3- Veamos los átomos de O: hay (6 + 8) entre los reactantes y (8 + 1) entre los productos. Hay que ajustar la cantidad de O, para lo que colocamos un coeficiente estequiométrico delante de H₂O (no lo hacemos delante de la sal, porque estaríamos desbalanceando Ca y P, que acabamos de balancear)



- 4- Por último verificamos el H: entre los reactivos hay (6+6) y entre productos (12). Están balanceados.



Actividad 1: Balancea la siguiente ecuación :



Actividad 2: Verifica si la siguiente ecuación química está balanceada. En caso negativo, ajusta sus coeficientes estequiométricos.



Actividad 3: ¿Te animas a nombrar todas las sustancias que intervienen en la reacción anterior?

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas comunes se pueden dividir en:

- ↺ Reacciones de combinación
- ↺ Reacciones de descomposición
- ↺ Reacciones de sustitución
- ↺ Reacciones de neutralización

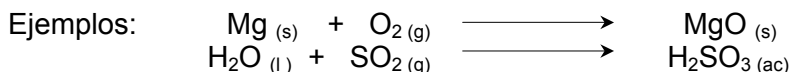
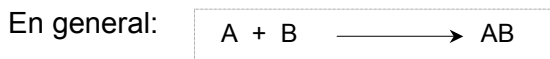


↪ Reacciones de óxido – reducción

Reacciones de combinación

En las reacciones de combinación reaccionan dos o más sustancias (ya sean sustancias puras simples o compuestas) para producir otra sustancia.

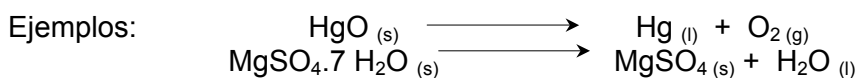
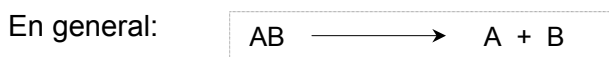
Las reacciones de combinación se llaman también reacciones de síntesis.



Reacciones de descomposición

En las reacciones de descomposición, una sustancia sufre una reacción química para formar dos o más sustancias.

La sustancia que se descompone es un compuesto, y las sustancias que se forman pueden ser simples (elementales) o compuestos. Muchas veces se necesita calor para realizar este proceso.

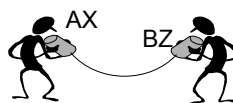
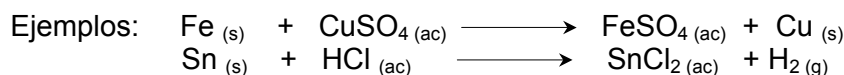
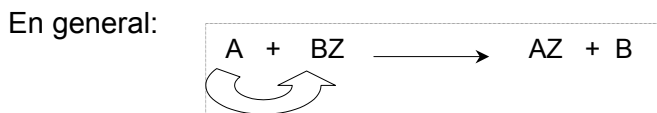


Reacciones de sustitución

✓ Reacciones de sustitución simple:

En las reacciones de sustitución única o sustitución simple, reacciona un elemento reemplazando a otro elemento en un compuesto.

También se llaman reacciones de desplazamiento.



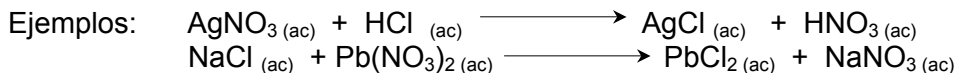
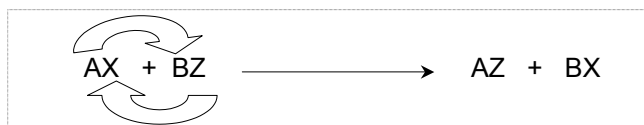
✓ Reacciones de sustitución doble:

En las reacciones de sustitución doble participan dos compuestos.

Se intercambian los elementos entre ambos compuestos, “cambian de acompañante”.

También se llaman reacciones de doble reemplazo.

En general:



NOTA 2: Observa que en las reacciones de sustitución doble existen cuatro “partículas” separadas, que son: A, X, B y Z; mientras que en las reacciones de sustitución simple sólo existen tres “partículas”: A, B y Z

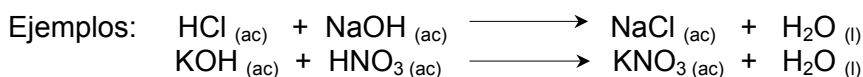
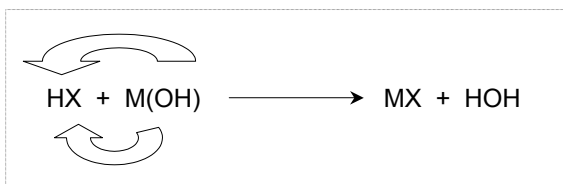
Reacciones de neutralización

Una reacción de neutralización es aquella en la cual reacciona un ácido con una base para dar una sal neutra.

Puede darse, de la misma manera, la reacción de un óxido ácido con un óxido básico.

En la mayoría de estas reacciones, uno de los productos es el agua.

En general:



Reacciones de óxido – reducción

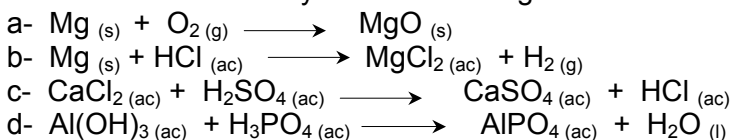
En las reacciones de óxido reducción se cambia el estado de oxidación de al menos dos elementos de los reactivos; y no tienes, hasta el momento, los conocimientos necesarios.

Se denominan también reacciones Redox.

En general, no las podemos balancear por “simple inspección”, necesitamos técnicas especiales; sin embargo, las reacciones de combinación y algunas de descomposición son casos sencillos de reacciones de óxido – reducción que podemos ajustar por simple observación.

Actividad 4: Balancea las ecuaciones de los ejemplos que viste en cada uno de los distintos tipos de reacciones químicas.

Actividad 5: Clasifica y balancea las siguientes ecuaciones químicas:



Actividad 6: Cambia la siguiente ecuación expresada con palabras a una ecuación química y balancéala. ¿Qué tipo de reacción química es?

sulfato de aluminio + hidróxido de sodio = hidróxido de aluminio + sulfato de sodio

Actividad 7: Completa y balancea las siguientes ecuaciones:

- a- $\text{Na}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow$
- b- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(ac)} + \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow$
- c- $\text{NaOH}_{(ac)} + \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow$
- d- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)} \longrightarrow$
- e- $\text{Li}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$
- f- $\text{SO}_3(g) + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$
- g- $\text{FeCl}_{2(ac)} + \text{NaOH}_{(ac)} \longrightarrow$

ESTEQUIOMETRIA

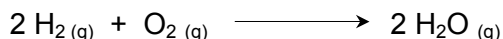
La estequiometría se basa en las leyes cuantitativas (¿qué cantidad?) de la combinación química.

En los cálculos estequiométricos vamos a utilizar los coeficientes de las ecuaciones químicas *balanceadas* para relacionarlos con cantidades de reactivos y productos.

Información de la ecuación química

Una ecuación química balanceada nos proporciona más información que simplemente decir cuáles sustancias son los reactivos y cuáles los productos. Nos informa además las cantidades relativas que participan en ella.

Por ejemplo, la ecuación de formación del agua:



Esta ecuación balanceada nos da la siguiente información:

- 1- Reactivos y productos: el hidrógeno reacciona con el oxígeno para producir agua.
- 2- Moléculas de reactivos y productos: se necesitan 2 moléculas de hidrógeno y 1 molécula de oxígeno para producir 2 moléculas de agua.
- 3- Moles de los reactivos y de los productos: se necesitan 2 moles de hidrógeno y 1 mol de oxígeno para producir 2 moles de agua.
- 4- Volumen de los gases: si todos los volúmenes de los gases se miden en las mismas condiciones de temperatura y presión, se necesitan 2 volúmenes de hidrógeno y 1 volumen de oxígeno para producir 2 volúmenes de agua. (Recuerda el concepto de Volumen Molar Normal que estudiaste en el módulo 1)
- 5- Masas de los reactivos y los productos: 4 gramos de hidrógeno reaccionan con 32 gramos de oxígeno para producir 36 gramos de agua.

Como ves, en el punto 5, se cumple la ley de conservación de masa: (32 + 4) gramos = 36 gramos

Cálculos en moles

Los moles de reactivo utilizados en una reacción química en el laboratorio o en la industria, son generalmente distintos de los moles que nos dan los coeficientes estequiométricos de la ecuación.

Por ejemplo:

si quisiéramos saber cuántas moles de agua se forman a partir de la reacción de 0,25 moles de oxígeno con hidrógeno ¿cómo podemos averiguarlo a partir de los datos de la reacción química balanceada?



Siempre debemos tener en cuenta la “**relación estequiométrica**” entre las sustancias que intervienen en la reacción de nuestro interés.

Recordemos la reacción que nos interesa.



La relación entre los coeficientes estequiométricos (relación estequiométrica) entre H_2O y O_2 es 2 : 1 , entonces:

Si sabemos que cuando 1 mol de O_2 reacciona con H_2 da 2 moles de H_2O ; para saber cuántas moles de H_2O se forman a partir de 0,25 moles O_2 , podemos resolver la cuestión con un cálculo de regla de tres simple, o bien por “factor unitario”

a) *regla de tres:*

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol O}_2 & \text{-----} & 2 \text{ moles H}_2\text{O} \\ 0,25 \text{ mol O}_2 & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O} \times 0,25 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$

$$x = 0,50 \text{ mol H}_2\text{O}$$

b) *factor unitario:* $\frac{\text{sustancia requerida}}{\text{sustancia conocida}} = \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$

$$\text{moles de H}_2\text{O} = (0,25 \text{ mol O}_2) \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} =$$

$$0,50 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Podemos asegurar entonces que, cuando reaccionan 0,25 moles de O_2 con la cantidad necesaria de H_2 según la reacción química anterior, se forman 0,50 moles H_2O .

Actividad 8: ¿Cuántas moles de H_2O se producen a partir de 4 moles de H_2 , si todo el H_2 reacciona?

Actividad 9: ¿Cuántas moles de O_2 se necesitan para producir 10 moles de H_2O ?