



Objetivo de esta guía:

1.- Comprender que las ecuaciones químicas son una representación gráfica exacta de una reacción química, por lo tanto, es necesario respetar la ley de conservación de la materia y energía, a través del balanceo de ecuaciones químicas.

Nombre: _____ Curso: _____ Fecha: _____

Conceptos clave: Reacción química, ecuación química, balanceo de ecuaciones químicas, subíndices estequiométricos, coeficientes estequiométricos, método de tanteo.

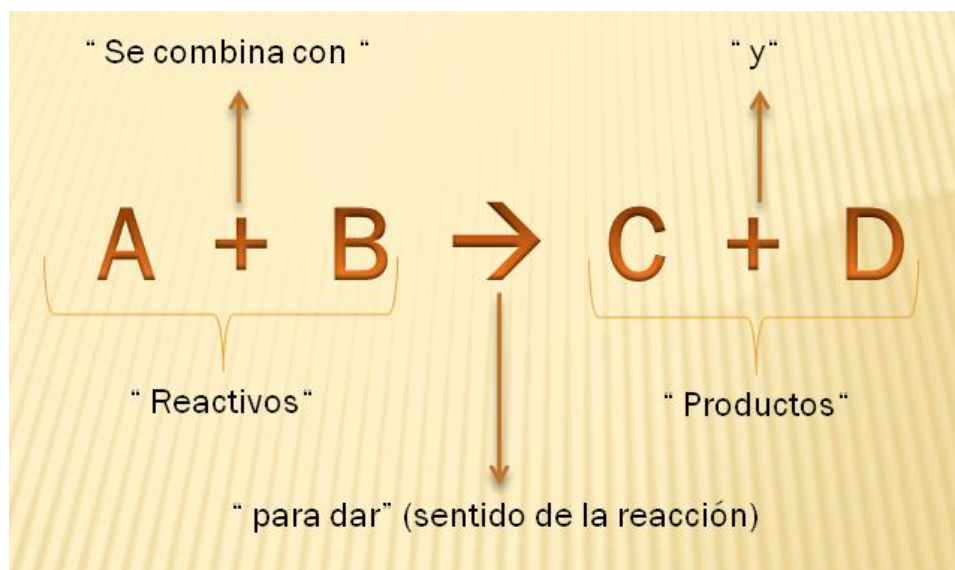
Balanceo de ecuaciones químicas: “método de tanteo”

Las reacciones químicas, son procesos por el cual una sustancia interactúa con otra formando una estructura de mayor tamaño y por ende, otra sustancia. Las reacciones químicas son parte de toda nuestra historia, de nuestra existencia y la de todo el resto de seres vivos que pisan nuestro planeta. Nuestro universo está formado por una serie de miles y millones de reacciones químicas que se han llevado a cabo desde tiempos remotos hasta el presente y continuarán reaccionando, incluso el final de nuestros días como seres vivos será una reacción química.



En las imágenes anteriores, en la de la izquierda, aparece un mapa conceptual en el cual aparecen distintos tipos de reacciones químicas y en la foto de la derecha, aparecen 6 ejemplos de reacciones químicas, como por ejemplo, la formación de óxido, la combustión genera fuego, la manzana mordida que se pone de un color pardo, eso es debido a la oxidación de la fruta, etc.

Como lo vimos en la guía anterior, las reacciones químicas necesitan ser escritas para que podamos entenderlas de mejor manera. La forma correcta de escribir una reacción química es a través de una **ecuación química**, que corresponde a la representación gráfica de una reacción química.



Al momento de escribir una ecuación química se debe tener en cuenta varios factores:

1. Escribir correctamente el símbolo de los átomos o moléculas que participan en la reacción.
2. Saber de antemano cuales son los reactantes y los productos
3. Verificar si la ecuación química cumple con la ley de Lavoisier.

La Ley de Lavoisier, también se denomina Ley de conservación de la materia y energía, lo que significa que la materia y la energía no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Ejemplo: Para la reacción de formación del agua, la ecuación química es:



La ecuación nos muestra lo siguiente:

- Los **reactantes o reactivos** son los que se encuentran a la izquierda de la flecha y corresponde a la molécula de hidrógeno (H₂) y a la molécula de oxígeno (O₂).
- Los **productos** son las sustancias que se encuentran a la derecha de la flecha o entendido de otra manera, “es lo que se forma”, para éste caso, corresponde a la molécula de agua (H₂O).

Al momento de escribir la ecuación tenemos que tener en cuenta los 3 puntos mencionados anteriormente:

1. Escribir los símbolos químicos correctamente
2. Saber cuales son los reactantes y productos
3. **Verificar si se cumple con la ley de Lavoisier.**

Para verificar el punto número 3 que está ennegrecido, se debe tener en cuenta que **“la cantidad de átomos en los reactantes debe ser IGUAL a la cantidad de átomos que hay en los productos”**. Para verificar la cantidad de átomos que hay en reactantes y productos, se recomienda hacer la siguiente tabla:

Átomos que participan en la reacción	Reactante s	Producto s
H(Hidrógeno)	2	2
O(Oxígeno)	2	1

Recuerda que el número de átomos que tiene una molécula, lo establece el número pequeño que se encuentra al lado derecho del símbolo en la parte inferior: por ejemplo H_2 es la molécula de hidrógeno, ésta molécula tiene un número 2 pequeño al lado derecho del símbolo. Eso significa que esa molécula está formada por 2 átomos de hidrógeno.

Como nos podemos dar cuenta, la cantidad de átomos de oxígeno en los productos está en desequilibrio con los reactantes, por lo tanto si dejamos de esa manera expresada la ecuación química, estamos cometiendo un **GRAVE ERROR!!!!!!** Debido a que NO se está cumpliendo con la ley de Lavoisier, la cantidad de átomos de oxígeno en los reactantes NO es igual a la cantidad de átomos de oxígeno que hay en los productos.

Para resolver ésta situación es necesario recurrir a una metodología que consiste en equilibrar o balancear la ecuación química, para que ésta pueda cumplir con la ley de Lavoisier. Existen diversas formas por las cuales se pueden balancear las ecuaciones, en éste curso nos ocuparemos de 2 maneras, una se llama método de tanteo y la otra se llama método algebraico.

Método de Tanteo

La palabra TANTEO viene del verbo **tantear** que significa calcular de manera aproximada el valor o tamaño de una cosa, según su apariencia o aspecto. En buen chileno se le dice: **al ojo o al ojímetro**. En química se utiliza el método de tanteo (al ojo) para balancear ecuaciones. Para ello es necesario utilizar valores numéricos que se ponen delante de las moléculas, cuya finalidad es balancear la ecuación completa. Seguiremos

con el ejemplo de la reacción de formación de agua, la que habíamos utilizado anteriormente:



Como ya sabemos, ésta ecuación NO cumple con la ley de Lavoisier, es decir NO está balanceada, por lo tanto, tenemos que balancearla y para ello vamos a utilizar el método de tanteo (al ojo). Por lo cual, debemos tener en cuenta lo siguiente:

1.- Se deben utilizar números enteros del 2 en adelante. Se recomienda siempre empezar con el menor número posible, para éste caso es 2.

2.- El número entero debe ponerse delante de las moléculas. Ese número recibe el nombre de **Coefficiente estequiométrico**".

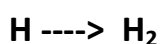
3.- El coeficiente estequiométrico multiplica a todos los subíndices de la molécula (los subíndices son los números pequeños que se encuentran a la derecha del símbolo).

4.- La cantidad de átomos en los reactantes, debe ser igual a la cantidad de átomos en los productos.

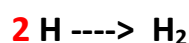


Ejemplos de coeficientes estequiométricos (los siguientes ejemplos se han realizado pensando en que los estudiantes puedan comprender de mejor manera la función de equilibrio que tienen los coeficientes estequiométricos)

1.- Fíjate en la siguiente ecuación ficticia:



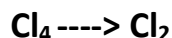
Claramente podemos ver que la ecuación NO ésta balanceada, en los reactantes (izquierda de la flecha) sólo hay 1 átomo de H. Por otra parte, en los productos (derecha de la flecha) hay 2 átomos de H. Hay un claro desbalance, por lo tanto para balancear la ecuación voy a partir por el número entero más pequeño (2) y lo voy a poner delante de la molécula para así balancear la ecuación:



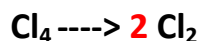
De ésta manera, nos podemos dar cuenta que la ecuación está completamente en balance, es decir, la cantidad de H en los reactantes es la misma cantidad de H en los productos.

El número en rojo (2) multiplica solo al H que hay en los reactantes, por lo tanto en los reactantes hay 2 átomos de H al igual que en los productos.

2.- Fíjate en éste otro ejemplo ficticio:

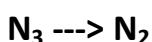


En ésta otra ecuación se puede observar de manera muy clara que hay un desbalance, en los reactantes hay 4 átomos de Cl y en los productos hay 2. Para balancear, voy a utilizar el menor número entero, para éste caso también será 2, pero ésta vez deberá colocarse delante de la molécula de Cl₂ para equilibrar la cantidad de átomos.



Ahora la ecuación está totalmente en equilibrio hay 4 átomos en los reactantes y 4 átomos en los productos.

3.- Ejemplo ficticio:

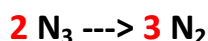


Aquí hay un claro desbalance entre los reactantes y productos. Cuando ocurre una situación como ésta donde en un lado hay 3 átomos y en otro 2 (un número impar y el otro par) se deben multiplicar y ése valor corresponderá a la cantidad de átomos.

$$3 \times 2 = 6$$

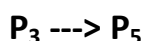
Por lo tanto 6 será el valor de cantidad de átomos:

Para el caso de N₃ debemos usar un número que multiplicado por su subíndice (número pequeño a la derecha del símbolo) me de 6. Ese número es 2. Por otra parte para el caso de N₂ debemos usar un número que multiplicado por el subíndice me de 6. Ese número es 3. Por lo tanto la ecuación balanceada queda así:



La cantidad de N es 6 en ambos lados de la ecuación.

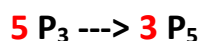
4.- Ejemplo ficticio:



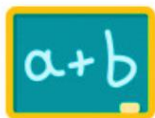
Al igual que en los otros ejemplos, también hay un claro desbalance atómico en ésta ecuación ficticia. En reactantes hay 3 átomos de fósforo (P) y en productos hay 5. Como 3 y 5 no son múltiplos, también se deben multiplicar y el resultado será la cantidad de átomos que deben existir en ambos lados de la ecuación.

$$3 \times 5 = 15$$

Por lo tanto el coeficiente que se pone delante de P₃ es 5 y delante de P₅ se pone 3, quedando de ésta forma:



De ésta manera en ambos lados de la ecuación quedan 15 átomos de fósforo y la ecuación completamente balanceada.



Actividades.

1.- Completa los siguientes ejercicios, balanceando las siguientes ecuaciones ficticias.

$O_2 \rightarrow O_3$	$Cl_2 \rightarrow Cl_7$
$Fe_3 \rightarrow Fe$	$K \rightarrow K_5$
$Ca \rightarrow Ca_2$	$Mn_7 \rightarrow Mn_5$

Escribe con tus palabras la importancia del coeficiente estequiométrico:

Una vez aclarada la función de los coeficientes estequiométricos volvemos a balancear la ecuación química de formación de agua:



Átomos que participan en la reacción	Reactantes	Productos
H(Hidrógeno)	2	2
O(Oxígeno)	2	1

Utilizando la misma lógica que en los ejercicios anteriores debemos ubicar el coeficiente estequiométrico delante de la molécula que está con déficit de oxígenos. Por lo tanto vamos a poner un 2 delante de la molécula de agua, quedando de la siguiente manera:



Si te das cuenta, el 2 de color rojo es el coeficiente estequiométrico para la molécula de agua, por lo tanto, no solo multiplica al oxígeno (O), sino que también multiplica al hidrógeno (H), descalibrando nuevamente el balance, ésta vez nos quedan 4 átomos de

hidrógeno en los productos y solo 2 átomos en reactantes. Para solucionar el conflicto debemos poner un dos delante de H₂ quedándonos de la siguiente manera:



Si te fijas ahora, la ecuación queda completamente balanceada:

Átomos que participan en la reacción	Reactantes	Productos
H(Hidrógeno)	4	4
O(Oxígeno)	2	2



Actividades.

2.- A partir de lo leído, balancea las siguientes ecuaciones químicas:

$\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
$\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2$
$\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}$