

**COLEGIO PSICOPEDAGÓGICO EL ARTE DEL SABER**  
**GUÍA No. 6**

<b>DOCENTE:</b> ERIKA PEREZ	<b>ÁREA:</b> CIENCIAS NATURALES	<b>ASIGNATURA:</b> QUÍMICA
<b>GRADO:</b> DÉCIMO	<b>PERIODO:</b> SEGUNDO	<b>AÑO:</b> 2020

**TEMA:** BALANCEO DE ECUACIONES/ ESTEQUIOMETRIA

### **Reacción química.**

La reacción química, es un proceso en que las sustancias reaccionantes, se convierten a una o más sustancias diferentes, estas se conocen como productos. Una reacción química reordena los átomos constituyentes de los reactivos para producir diferentes sustancias.

La quema de combustibles, la fundición de hierro, la fabricación de vidrio, cerámica, cerveza, y la elaboración del vino y el queso, son entre muchos, ejemplos de actividades que incorporan las reacciones químicas que se han conocido y utilizado durante miles de años.

### **Estequiometria.**

La palabra estequiometría fue establecida en 1792 por el químico alemán Jeremías B. Richter para designar la ciencia que mide las proporciones según las cuales se deben combinar los elementos químicos.

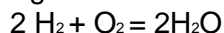
La relación cuantitativa entre los reactivos y los productos se llama estequiometría. El término estequiometría se deriva de dos palabras griegas: stoicheion (que significa "elemento") y metron (que significa "medida").



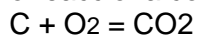
**Los cálculos estequiométricos se basan en el hecho de que los átomos se conservan. Ellos no pueden ser destruidos o creados. Los números y tipos de átomos de antes y después de las reacciones son siempre los mismos. Esta es la ley básica de la naturaleza.**

Ejemplo de una reacción química:

- Por ejemplo, una mol de oxígeno reacciona con dos moles de hidrógeno.



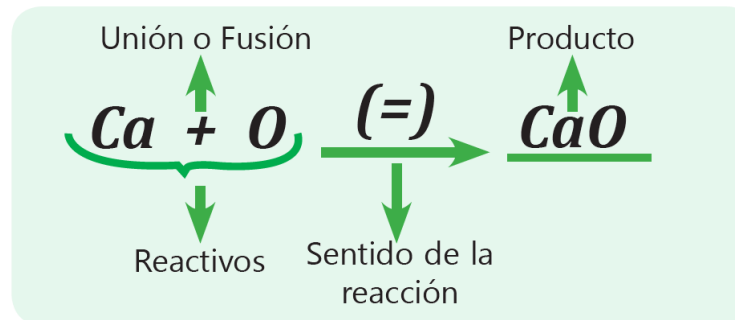
- Un mol de carbono reacciona con un mol de oxígeno.



Antoine Lavoisier propone que “**la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma**”. Es por esto que muchas veces la ley de conservación de la materia es conocida como ley de Lavoisier- Lomonósov.



Teniendo como referencia la ley de conservación de la materia, cuando se escribe una ecuación y se realiza química, debe cumplirse que los **átomos en los reactivos deben ser igual a los átomos de los productos**.



*Reacción química*

### **Coefficiente estequiométrico:**

En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos. El coeficiente estequiométrico indica el **numero de moléculas** en una reacción química.

Por ejemplo, la molécula de agua es: H<sub>2</sub>O Esto indica UNA molécula de agua.

**2**H<sub>2</sub>O = El coeficiente estequiométrico me indica que tengo **DOS** moléculas de agua.

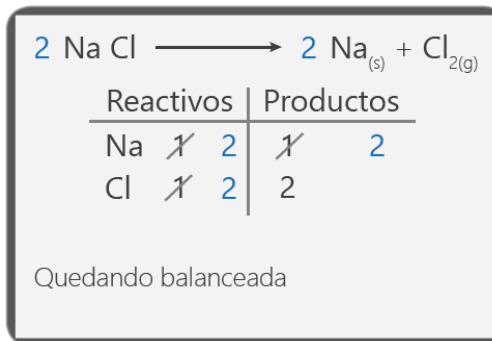
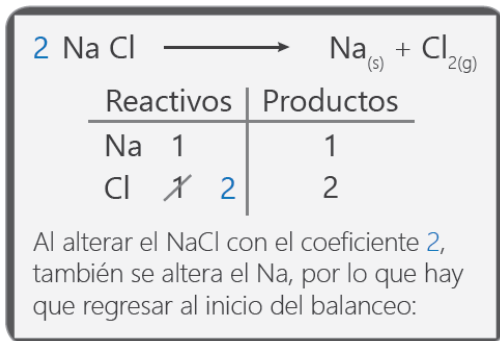
**3**CO<sub>2</sub> = El coeficiente estequiométrico me indica que tengo **TRES** moléculas de dióxido de carbono.

El balanceo de ecuaciones químicas se utiliza para hacer cálculos de las cantidades de reactivos necesarios en una reacción y la cantidad y características de los productos que se obtendrán en esta.

Las ecuaciones químicas se pueden balancear de diferentes métodos, los más comunes son:

#### **• Método de Tanteo:**

Consiste en ir cambiando los coeficientes de los reactivos y productos hasta lograr una igualdad en ambos lados de la ecuación. Ej:

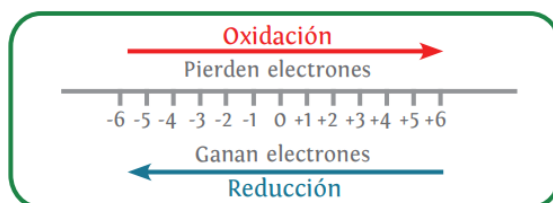


### • Métodos de óxido reducción

En este método se utilizan los números de oxidación de cada elemento que interviene en la reacción y cálculos algebraicos que permiten determinar una relación entre los coeficientes de las moléculas y la transferencia de electrones.

#### Reglas para la asignación de los números o estados de oxidación:

El método de balanceo de ecuaciones por oxido reducción se aplica a reacciones en las que hay una evidente transferencia de electrones. Cuando un átomo pierde electrones se ha oxidado y cuando los gana se ha reducido.

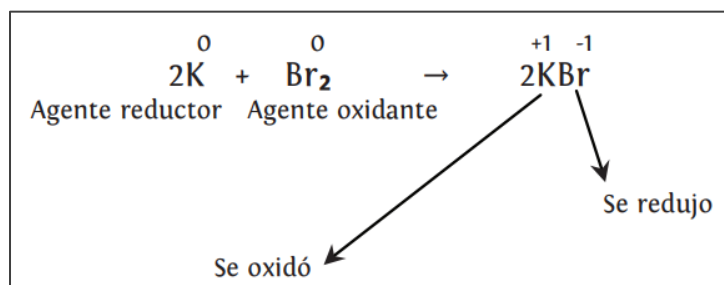


**El agente oxidante:** es el que se reduce tomando electrones del medio y disminuyendo su estado de oxidación; mientras que el **agente reductor:** es el que se oxida debido a que suministra electrones al medio, esto hace que su número de oxidación aumente.

Al balancear una ecuación química, se deben de igualar el número de átomos o iones en ambos lados de la ecuación. Esto se logra **siguiendo los siguientes pasos:**

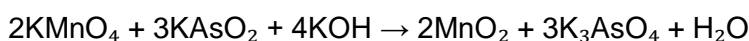
1. Escribir la ecuación de la reacción.
2. Asignar el número de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación (aplicar las reglas de asignación del número de oxidación).
3. Identificar los átomos que se oxidan y los que se reducen.
4. Intercambiar los números de electrones (los electrones ganados deben ser igual a los electrones perdidos). El número de electrones ganados se coloca como coeficiente del elemento que pierde electrones.

EJEMPLO:



### EJERCICIO 1:

1. Determinar cuál es el agente oxidante y el agente reductor de la siguiente ecuación balanceada.



Pasos:

1. Ubicar los números de oxidación.

El número de oxidación de cada elemento que interviene en la reacción, son los siguientes:

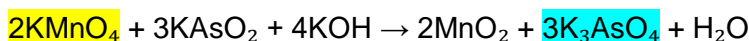
K = +1. Este valor de su número de oxidación **se mantiene igual** en reactivos y productos

O = -2. Este valor de su número **se mantiene igual** en reactivos y productos

H = +1. Este valor de su número **se mantiene igual** en reactivos y productos.

Mn paso de +7 a +4, **disminuye** su número de oxidación ya que ganó electrones y por lo tanto se reduce.

As paso de +3 a +5, **aumento** su número de oxidación ya que perdió electrones y por lo tanto se oxida.

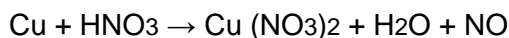


2. Con base en la información del aumento o disminución del estado de oxidación se determina cuál es el agente oxidante y el agente reductor.

Por lo tanto, el **2KMnO<sub>4</sub>** es el **agente oxidante** y el **3KAsO<sub>2</sub>** el **agente reductor**.

## EJERCICIO 2:

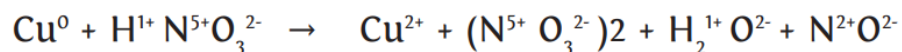
1. Asignar el número de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción y reconocer los elementos que se oxidan y reducen. Luego balancear la ecuación.



Paso 1:

Asignar el número de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción y reconocer los elementos que se oxidan y reducen.

Nota: Todo elemento libre tiene número de oxidación cero. Por ejemplo:

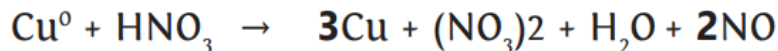


Paso 2:

Revisar qué elementos químicos cambiaron sus estados de oxidación; en este caso el cobre (Cu) pasa de 0 a +2 ((haciendo un proceso de oxidación) y el nitrógeno pasa de +5 a +2 (haciendo un proceso de reducción). En el caso del cobre perdió 2 electrones y el nitrógeno gana 3 electrones.

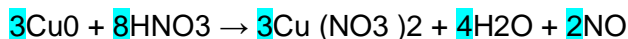
Paso 3:

A partir de los electrones ganados y perdidos, estos se asignan como coeficientes en donde se presentó la modificación:



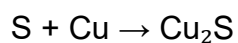
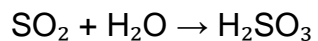
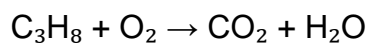
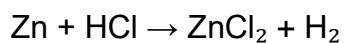
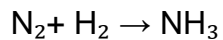
Paso 4:

Verificamos el balanceo de la ecuación por el método del tanteo.



**TAREA:**

1. Balancea por tanteo las siguientes reacciones:



2. Balancee las siguientes reacciones por REDOX e identifique el agente reductor y el agente oxidante, escriba cuales se reducen y cuales se oxidan.

