

Actividad 2: Métodos de balanceo de ecuaciones

EL BALANCEO DE ECUACIONES

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.

- **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.

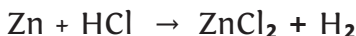
- **Métodos de Ion electrón**

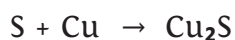
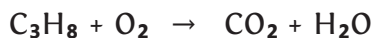
Este método es utilizado cuando las ecuaciones son demasiado complejas y en donde el método del tanteo u oxido reducción resulta poco práctico. En él se determina mediante cálculos matemáticos la media de la reacción entre los iones y electrones que intervienen. Para entender este método se debe entender claramente las disociaciones de ácidos, bases y sales.

- **Método Algebraico**

En este método se les asignan letras a los coeficientes y luego se encuentran los valores de esas variables con métodos algebraicos.

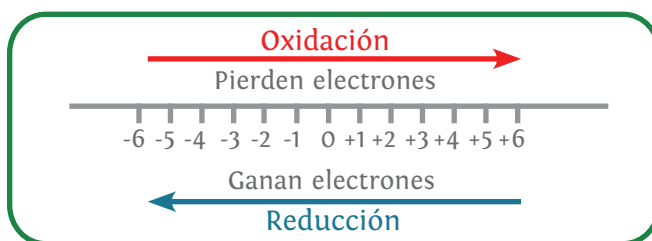
De acuerdo a lo observado en las actividades anteriores, balancea por tanteo las siguientes ecuaciones químicas. Después selecciona la respuesta correcta en el recurso interactivo que muestra tu docente.





Actividad 3: 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 (figura 5).



(Figura 5). Proceso de oxidación y reducción

Para poder balancear ecuaciones por el método de por oxido reducción se tienen que estudiar las reglas para la asignación de estados de oxidación.

Estas son las reglas del juego (Garritz & Rincón, 1997)

1. En las sustancias simples, es decir las formadas por un solo elemento, el número de oxidación es 0. Por ejemplo: Au, Cl, S.

Cabe resaltar que el Oxígeno comúnmente tiene un estado de oxidación de -2, a excepción de los siguientes casos: compuestos binarios con el flúor (+2), Peróxidos (-1) y en el ion su peróxido en el que el número de oxidación es de (-1/2)



2. El oxígeno, cuando está combinado, actúa frecuentemente con -2.
3. El Hidrógeno actúa con número de oxidación +1 cuando está combinado con un no metal, por ser éstos más electronegativos; y con -1 cuando está combinado con un metal, por ser éstos más electropositivos.
4. En los iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga del ión.
5. La suma de todos los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es cero.



Forma equipos y Establece el número de oxidación de los siguientes ejemplos:

- | | |
|-------------------------------|---------------------------------|
| a. AgNO_3 | i. KCl |
| b. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ | j. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| c. AgNO_3 | k. H_2O |
| d. MnSO_4 | l. O |
| e. K_2SO_4 | m. Cl |
| f. KMnO_4 | n. C |
| g. H_2SO_4 | o. Mg |
| h. K_2CrO_4 | p. Cr |

Después de discutir con tu profesor los elementos teóricos que proporcionan la animación y el juego interactivo, lee los siguientes conceptos y propón un ejemplo que explique cada uno.



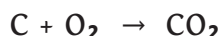
- **Oxidación – Reducción:** Es un tipo de reacción química en la que hay transferencia de electrones entre los reactivos lo cual genera un cambio en sus estados de oxidación en los productos.
- **Agente oxidante:** es el que se reduce tomando electrones del medio y disminuyendo su estado de oxidación.
- **Agente reductor:** es el que se oxida debido a que suministra electrones al medio, esto hace que su número de oxidación aumente.



4.4. Las reacciones de combustión

Una reacción de combustión (Figura 6), es un tipo de reacción redox en la que un material combustible se combina con el oxígeno del aire para formar, entre otros productos, dióxido de carbono con desprendimiento de energía (reacción exotérmica).

Un ejemplo típico es la reacción del carbono con el oxígeno:



En esta reacción, el carbono cede electrones y el oxígeno los gana. El carbono se oxida y su número de oxidación pasa de 0 a + 4 cediendo cuatro electrones, mientras que el oxígeno se reduce y su número de oxidación pasa de 0 a -2 ganando dos electrones.

Normalmente, en una reacción de combustión se combina el oxígeno con un hidrocarburo para formar dióxido de carbono y agua.

(Figura 6). Reacciones de combustión



Escribe la ecuación química que representa la combustión del butano:

Respuesta:



Otro ejemplo es la respiración de los seres vivos,
Escribe la ecuación química que representa la respiración.



Actividad 5: Método de balanceo por óxido - reducción

En el proceso de interacción entre los átomos de elementos diferentes, se genera una transferencia de energía, la cual se manifiesta en ciertas ocasiones en un flujo de electrones de una serie de átomos a otros. En ese sentido, los átomos que pierden electrones sufren un proceso de oxidación causándole la reducción a los átomos que ganan electrones (agente reductor), en tanto estos últimos le causan la oxidación a los primeros, dado que le reciben los electrones de éstos (agente oxidante). A dicho proceso se lo denomina oxidación-reducción o reacciones químicas REDOX. (Figura 7).



(Figura 7). Proceso de oxidación de una llave

Los siguientes ejercicios muestran la manera de encontrar el agente reductor y el agente oxidante en una reacción química ya balanceada, con el siguiente ejercicio se muestra como balancear una ecuación utilizando los principios de la oxido reducción.

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. (Martínez Delgado, 2013)

1. Escribir la ecuación de la reacción.
2. Asignar el número de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación (aplicar la 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.

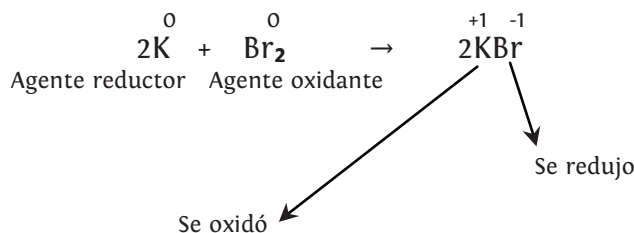
La siguiente reacción química es un ejemplo del procedimiento generalmente utilizado para balancear reacciones REDOX:

Pasos

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

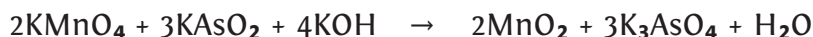
En este caso uno se oxida y otro se reduce. $2K + Br_2 \rightarrow 2KBr$

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.





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:

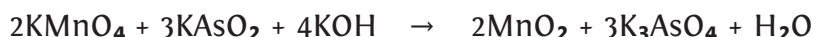
K = +1. Este valor de su número de oxidación se mantiene igual en reactivos y productos

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



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_4 es el agente oxidante y el 3KAsO_2 el agente reductor.

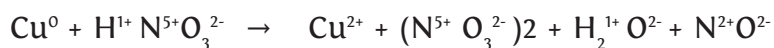
Ejemplo balanceado por oxidación y reducción:

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:



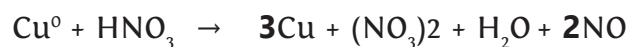
Paso 2

Revisar que elementos químicos cambiaron sus estado de oxidación; en este caso el cobre 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 gano 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.

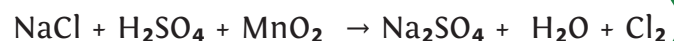


Para poner en práctica el método de balanceo por oxidación-reducción el profesor les entrega los siguientes problemas:

Balacear las siguientes reacciones químicas:

Ejercicio

Ecuación balanceada



Escribe aquí el proceso:

