



COLEGIO INSTITUTO TECNICO INTERNACIONAL I.E.D.

AREA: CIENCIAS NATURALES, QUIMICA

JORNADA TARDE. GRADO NOVENO

Lic. Nancy Mateus González

GUIA 3. BALANCEO POR OXIDOREDUCCIÓN (REDOX)

Una reacción de **óxido-reducción** se caracteriza porque hay una **transferencia de electrones**, en donde una sustancia gana electrones y otra sustancia pierde electrones:

- La sustancia que **gana electrones disminuye su número de oxidación**. Este proceso se llama **Reducción**.
- La sustancia que **pierde electrones aumenta su número de oxidación**. Este proceso se llama **Oxidación**.

Por lo tanto, la Reducción es ganancia de electrones y la Oxidación es una pérdida de electrones.

Número de oxidación

Corresponde a la **carga del elemento químico**; es decir, corresponde a un valor arbitrario que se le ha asignado a cada elemento químico, el cual indica la cantidad de electrones que podría ganar, perder o compartir cuando se forma un compuesto.

Para calcular el número de oxidación se deben tener en cuenta las siguientes reglas:

Regla N° 1: El número de oxidación de cualquier átomo en estado libre o fundamental; es decir, no combinado, es **cero**.

Regla N° 2: El número de oxidación del hidrógeno es **+1**, excepto en el caso de los **hidruros** que es **-1**.

***1:** cuando el hidrógeno se combina con un **no-metal** (ácido).

Regla N° 3: El número de oxidación del oxígeno es **-2**, excepto en los **peróxido** donde es **-1**.

Regla N° 4: Los **metales** tienen un número de oxidación **+** (positivo) e igual a su valencia.

Regla N° 5: Los **no-metales** tienen número de oxidación **-** (negativo) e igual a su valencia.

Regla N° 6: En compuestos, el número de oxidación del Flúor (**F**) es siempre **-1**.

Regla N° 7: En las **moléculas neutras**, la **suma** de los números de oxidación de cada uno de los átomos que la forman es igual a **0**

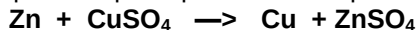
Regla N° 8: En un **ión** la **suma** de los números de oxidación de sus átomos debe ser igual a la **carga del ión**.

Concepto de oxidación- reducción:

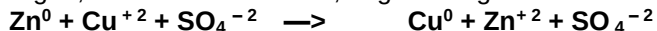


Cuando se introduce una lámina de **zinc (Zn)** en una disolución concentrada de **cobre II (Cu; valencia = 2)**, transcurridos unos segundos, se observa que la lámina se recubre de una capa de cobre metálico.

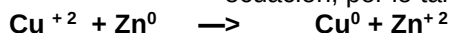
La ecuación química que representa este proceso es:



El sulfato de cobre (II), CuSO_4 , y el sulfato de zinc, ZnSO_4 , son compuestos que, fundidos o disueltos en agua, se disocian en iones, según la siguiente ecuación iónica:



En esta ecuación puede apreciarse que el ión sulfato (SO_4^{-2}) aparece en ambos lados de la ecuación, por lo tanto, la ecuación puede escribirse de manera más sencilla:



La ecuación química nos indica que durante el proceso el átomo de zinc, que era eléctricamente neutro, se ha transformado en el ión Zn^{+2} . Para esto, tuvo que ceder 2 electrones; en cambio, el ión Cu^{+2} aceptó los 2 electrones del zinc, que lo convirtieron en un átomo de cobre, eléctricamente neutro.

De acuerdo a este hecho experimental, se puede concluir que:

- La sustancia que **pierde electrones** hace que la otra sustancia **gane electrones**; es decir, la **sustancia que se oxida** hace que la **otra sustancia se reduzca**. Por esto se dice que la sustancia que se oxida es el **Agente Reductor**, y la sustancia que se reduce es el **Agente Oxidante**.

- Como los electrones son cargas negativas, cuando una sustancia **gana electrones**; es decir, se reduce, se vuelve más negativa, por lo que **disminuye su número de oxidación**. Por el contrario, cuando una sustancia **pierde electrones**, se vuelve más positiva, por lo que **aumenta su número de oxidación**.

Ejemplo: $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + \text{Cu}^0$

Esta es una reacción de óxido-reducción porque hay una transferencia de electrones, pues los números de oxidación del Zn y Cu, al comienzo de la reacción, no son los mismos al final de la reacción.





COLEGIO INSTITUTO TECNICO INTERNACIONAL I.E.D.

AREA: CIENCIAS NATURALES, QUIMICA

JORNADA TARDE. GRADO NOVENO

Lic. Nancy Mateus González

El **Zn** cambia su número de oxidación de 0 a +2; esto significa un aumento del número de oxidación, por lo tanto, hay una pérdida de electrones (2 electrones); el Fe es **agente reductor**.

El **Cu** cambia su número de oxidación de +2 a 0; esto significa una disminución del número de oxidación, por lo tanto, hay una ganancia de electrones (2 electrones); el Cu es **agente oxidante**.

Esta reacción química entre el zinc y el sulfato de cobre se utiliza para obtener **corriente eléctrica**. Para ello es necesario diseñar un dispositivo que permita que la reacción se desarrolle en dos partes físicamente separadas: una parte donde se generan los electrones (por la oxidación del Zn), y otra, en la que se reciben (por la reducción del Cu^{+2}). Si conectamos ambas partes con un alambre, el movimiento de los electrones a través de él generará una corriente eléctrica.

Por lo tanto, en el proceso de oxidación un átomo o ión cede uno o más electrones; mientras que en el de reducción, el átomo o ión capta uno o más electrones. Ambos procesos son complementarios y ocurren simultáneamente. De ahí el nombre de reacciones redox.

En los procesos de óxido-reducción, la transferencia de electrones siempre ocurre desde un agente reductor a un agente oxidante.

Átomo o ión que se:	
Oxida	Reduce
Cede electrones	Acepta electrones
Aumenta su número de oxidación	Disminuye su número de oxidación
Es un agente reductor	Es un agente oxidante

Aplicaciones de la oxidación-reducción

Las reacciones de oxidación-reducción son muy frecuentes en la industria ya que constituyen el principio de funcionamiento de las **pilas eléctricas**, tales como las pilas alcalinas y se emplean para refinar electroquímicamente determinados metales, tales como el cobre en nuestro país. También se utilizan para la protección de los metales contra la corrosión. En la naturaleza, intervienen en la **respiración celular** y en la **fotosíntesis**.

ACTIVIDAD De acuerdo a la lectura responda:

1. ¿Qué es una reacción de óxido-reducción?
2. ¿Qué son los números de oxidación?
3. Explique las reglas que se deben tener en cuenta para calcular el número de oxidación?
4. ¿Qué es un agente reductor y un agente oxidante?
5. ¿Qué aplicaciones hay de la oxidación-reducción?
6. Grafica la recta numérica de la oxidación y reducción.
7. Explique un ejemplo de oxidación-reducción
8. ¿Cómo se comporta un átomo o ión cuando se oxida o reduce?
9. Realice un mapa conceptual para explicar el balanceo por oxido-reducción.

NOTA: Realizar el trabajo en el cuaderno, tomar las fotos como evidencia y enviarlas al correo: yamilemateusgonzalez@gmail.com