

## 7. Reacciones Óxido – Reducción

También conocidas como redox, es un proceso químico en el cual cambia el número de oxidación de un elemento. El proceso puede comprender la transferencia de electrones para formar enlaces.

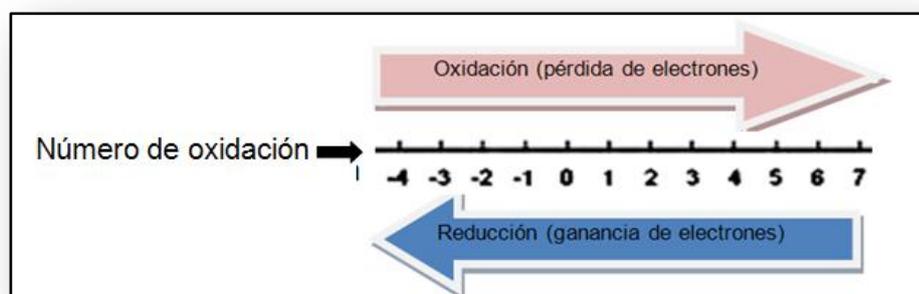
### Oxidación:

Ocurre cuando aumenta el número de oxidación por la **pérdida de electrones**.

### Reducción:

Ocurre cuando disminuye el número de oxidación por la **ganancia de electrones**.

Lo anterior mencionado se puede visualizar con la siguiente imagen:



### Ejemplo 7.1

Un cambio en el valor del número de oxidación:

- de **+2** a **+3**
- de **-1** a **0**

*Se incrementa el número de oxidación y corresponden a una reacción de oxidación.*

### Ejemplo 7.2

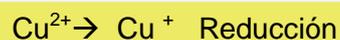
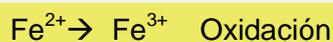
Un cambio en el valor del número de oxidación:

- de **+5** a **+2**
- de **-2** a **-4**

*Disminuye el número de oxidación y corresponden a una reacción de reducción.*

### Ejemplo 7.3

Oxidación del ion ferroso por el ion cúprico



### Reglas para asignar un número de oxidación:

1. Todos los elementos en estado libre (no combinados con otros) tienen número de oxidación de cero (Ejemplo el Na, Cu, Mg, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>)
2. El número de oxidación del Hidrógeno combinado es **1+**  
Excepto en los hidruros, donde su N° de oxidación es 1-
3. El número de oxidación del Oxígeno combinado es **2-**  
Excepto en los peróxidos, donde su N° de oxidación es 1-
4. El número de oxidación en los elementos Metálicos del
  - Grupo 1-A es **1+**
  - Grupo 2-A es **2+**
  - Grupo 3-A es **3+**
5. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un compuesto es **CERO**
6. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un ión poliatómico es igual a la carga del ion

### Para aplicar estas reglas se siguen los siguientes pasos:

Paso 1: Escribe el número de oxidación de cada átomo conocido en la fórmula

Paso 2: Multiplica cada número de oxidación por el número de átomos de ese elemento.

Paso 3: Escribe una expresión que indique la suma de todos los números de oxidación del compuesto y asigna el número de oxidación que sea necesario en el átomo restante, para que la suma sea igual a cero.

#### Ejemplo 7.4

Determinar el número de oxidación de los elementos del dióxido de carbono (**CO<sub>2</sub>**)

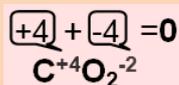
**Paso 1:** El oxígeno tiene valencia de **2-**



**Paso 2:** Entonces el **O<sub>2</sub>** queda 2 (2-) = **4-**



**Paso 3:** Por lo tanto al C le corresponde **4+**



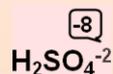
**Ejemplo 7.5**

Determinar el número de oxidación de los elementos del ácido sulfúrico:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

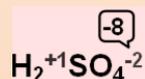
**Paso 1:** El oxígeno tiene valencia **2-**



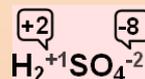
**Paso 2:** entonces  $\text{O}_4$  queda  $4(-2) = 8-$



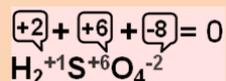
**Paso 1':** El hidrógeno es **1+**



**Paso 2':**  $\text{H}_2$  entonces  $2(+1) = 2+$



**Paso 3:** Por lo tanto al S le corresponde **6+**



**Ejemplo 7.6**

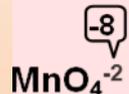
Determina el número de oxidación de los elementos del ión permanganato:



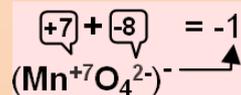
**Paso 1:** El oxígeno es **2-**



**Paso 2:**  $\text{O}_4$  entonces  $4(-2) = 8-$



**Paso 3:** Por lo tanto al Mn le corresponde **7+**



La sustancia que causa un incremento del estado de oxidación de otra sustancia se llama **agente oxidante**.

La sustancia que causa una disminución del estado de oxidación de otra sustancia se llama **agente reductor**.

En la siguiente reacción se muestra el caso de una reacción redox, después de determinar el número de oxidación para cada elemento de los compuestos que participan



- de  $\text{Sn}^0$  a  $\text{Sn}^{+4}$  Oxidación, el Sn es un agente reductor
- de  $\text{N}^{+5}$  a  $\text{N}^{+4}$  Reducción, el N es un agente oxidante

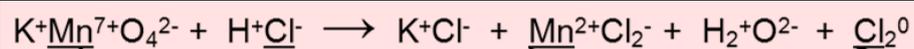
En general:

**El agente oxidante se reduce** y gana electrones.

**El agente reductor se oxida** y pierde electrones.

#### Ejemplo 7.7

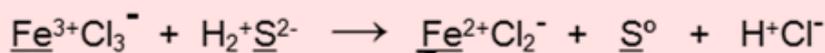
Identifica las especies que se oxidan y se reducen, además del agente oxidante y el agente reductor:



- de  $\text{Mn}^{7+}$  a  $\text{Mn}^{2+}$  Reducción, el Mn es un agente oxidante
- de  $\text{Cl}^{-1}$  a  $\text{Cl}^0$  Oxidación, el Cl es un agente reductor

#### Ejemplo 7.8

Identifica las especies que se oxidan y se reducen, además del agente oxidante y el agente reductor:



- de  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$  Reducción, el Fe es un agente oxidante
- de  $\text{S}^{-2}$  a  $\text{S}^0$  Oxidación, el S es un agente reductor