LECTURA: REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

A las reacciones en donde existe transferencia de electrones desde un átomo o un ion, hacia otro, se les denomina reacciones de oxidación-reducción, más comúnmente como redox.

En la reacción:

$$\mathbf{2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl}$$

El sodio con número de oxidación cero pasa a formar cloruro de sodio, donde su número de oxidación es +1:

$$\mathbf{Na^{\circ} \longrightarrow Na^{+} + 1e^{-}} \qquad \text{Se produce una oxidación}$$

El cloro pasa de número de oxidación cero a -1:

$$\mathbf{Cl_2^{\circ} + 2e^{-} \longrightarrow 2Cl^{-}} \qquad \text{Se produce una reducción}$$

Como ambas reacciones de oxidación y reducción se dan simultáneamente, a cada una de ellas se las llama **semirreacciones** y la reacción total es la suma de ambas:

$\mathbf{2Na \longrightarrow 2Na^{+} + 2e^{-}}$ **Reacción de oxidación**

$\mathbf{Cl_2 + 2e^{-} \longrightarrow 2\,Cl^{-}}$ **Reacción de reducción**

$\mathbf{2Na + Cl_2 + 2e^{-} \longrightarrow 2\,NaCl + 2e^{-}}$ **Reacción total**

Para sumar las dos semirreacciones, el número de electrones intercambiados entre ambas ha de ser el mismo, ya que los electrones que cede una especie son los mismos que el otro acepta.

En la combinación del sodio y el cloro para obtener cloruro de sodio NaCl el átomo de sodio transfiere un electrón al átomo de cloro para formar los iones Na^{+} y Cl^{-}, respectivamente.

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2Na^{+} + 2Cl^{-}$$

Como en esta reacción existe transferencia de electrones de un átomo hacia otro, se le clasifica como ***redox***.

No siempre es sencillo determinar dónde quedan los electrones durante una reacción redox, por lo que se debe compara el número de oxidación de cada átomo.

Número de oxidación

El número de oxidación, es un concepto establecido convencionalmente, y se considera como el número entero positivo o negativo que se asigna a cada elemento que participa en un compuesto y representa las cargas que tiene el átomo de dicho elemento en una molécula al intercambiar electrones en la

dirección establecida por la diferencia de electronegatividades, este número normalmente se indica en la parte superior del símbolo de cada elemento.

Este concepto es útil para seguir la pista de los electrones en las reacciones redox.

Primero definamos lo que es valencia química como la combinación de un elemento con respecto a otro, cuando forman entre sí diversos compuestos químicos, este concepto se ha sustituido por el de número o estado de oxidación, el cual tiene una aplicación más general. El número de oxidación es una carga ficticia que se asigna a un átomo en un compuesto y coincide con el número de electrones ganados o perdidos por dicho átomo con respecto al mismo átomo aislado, es decir sin continuar.

Los números de oxidación son negativos si se ganan electrones, por ejemplo:

$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$$

Los números de oxidación son positivos si se pierden, como es el caso de:

$$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$$

Para asignar los números de oxidación a los distintos átomos que forman parte de un compuesto se establece una serie de reglas:

1. El número de oxidación de un elemento en estado libre es cero. Así, el número de oxidación de Al, Zn, H_2, O_2 y P_4 es cero: Zn^o,H_2^o, O_2^o y P_4^o
2. El número de oxidación del hidrogeno es +1, en todos los compuestos excepto en los hidruros metálicos que es -1. Por ejemplo el número de oxidación del hidrogeno en el agua H_2O es +1, y es -1 en el hidruro de calcio CaH_2.
3. El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los periodos que es -1 y en sus combinaciones con el flúor que es +2. Así el número de oxidación del oxígeno es -2 en el óxido de calcio CaO, y -1 en el peróxido de hidrogeno o agua oxigenada H_2O_2.
4. El número de oxidación del flúor en todos sus compuestos es -1 pues es el elemento químico más electronegativo.
5. El número de oxidación de los metales alcalinos es +1 (familia IA o 1) y el de los alcalinotérreos (familia IIA o 2) es +2.
6. En las combinaciones en las que no intervienen ni hidrógeno, ni oxígeno, se asigna al elemento más electronegativo un número de oxidación igual a la carga de su ion negativo más frecuente. Por ejemplo en la molécula de CCl_4, el número de oxidación de cloro es -1 y el de carbono +4.
7. La suma algebraica de todos los números de oxidación de todos los elementos que componente una molécula neutra es cero y en un ion poliatómico es igual a la carga neta de dicho ion.

Ejemplos:

- $Na^{+}Cl^{-}$: (+1)+(-1)= 0
- En el dióxido de azufre SO_2 el número de oxidación del oxígeno es -2; al haber dos átomos de oxígeno, el total para el oxígeno es -4. Puesto que la suma de los números de oxidación debe ser igual a cero, el número de oxidación del azufre debe de ser de +4 ya que: (+4) +2(-2)=0
- En el ion manganato MnO_4, la carga neta del ion es -1, y el número de oxidación de cada átomo de oxígeno se define como -2. Consecuentemente el número de oxidación del manganeso Mn^{x} es (si X es el número de oxidación del manganeso):

  X +4(-2)=-1, entonces X=+7, por lo tanto Mn^{7+}.

Cuadro Aniones y números de oxidación del metal y no metal

ANIONES	FORMULA	NÚMERO DE OXIDACION
Oxido	O^{2-}	-2
Cloruro	Cl^{-}	-1
Carbonato	CO_3^{2-}	C, +4
Clorato (V)	ClO_3-	Cl, +7
Dicromato (VI)	$Cr_2O_7^{2-}$	Cr, +6
Manganato (VII)	MnO_4-	Mn, +7
Nitrito (III)	NO_2-	N, +3
Nitrato(V)	NO_3-	N, +5
Sulfato (VI)	SO_4^{2-}	S, +6

Nota: en el cuadro anterior un elemento puede tener diferentes números de oxidación en compuestos diferentes.

Oxidación: Pérdida de electrones

Oxidación → Pérdida de electrones

Oxidación → Aumento del número de oxidación

Reducción: Ganancia de electrones

Reducción → Ganancia de electrones

Reducción → Disminución del número de oxidación

oxidación →

Número de oxidación: -3 –2 –1 0 +1 +2 +3 +4

← reducción