

## OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

### CONTENIDOS.

- 1.- Estado de oxidación.
- 2.- Concepto de oxidación y reducción.
  - 2.1. Oxidantes y reductores.
- 3.- Ajuste de ecuaciones redox por el método del ión-electrón. Estequiometría.
  - 3.1. Reacciones en medio ácido.
  - 3.2. Reacciones en medio básico.

### ESTADO DE OXIDACIÓN (E.O.) (O NÚMERO DE OXIDACIÓN).

**“Es la carga que tendría un átomo si todos sus enlaces fueran iónicos**, es decir, considerando todos los enlaces covalentes polares como si en vez de tener fracciones de carga tuvieran cargas completas”.

En el caso de enlaces covalentes polares habría que suponer que la pareja de electrones compartidos están totalmente desplazados hacia el elemento más electronegativo.

El E.O. no tiene porqué ser la carga real que tiene un átomo, aunque a veces coincide.

#### Principales estados de oxidación.

- Todos los elementos en estado neutro tienen E.O. = 0.
- El oxígeno (O) en óxidos, ácidos y sales oxácidas tiene E.O. = -2.
- El hidrógeno (H) tiene E.O. = -1 en los hidruros metálicos y +1 en el resto de los casos que son la mayoría.
- Los metales formando parte de moléculas tienen E.O. positivos.

## Ejemplos

**CO<sub>2</sub>**: el átomo de C forma dos enlaces covalentes con dos átomos de O más electronegativo que él. Comparte los 4e<sup>-</sup>, pero para saber cuales son los E.O. hay que suponer que el C los pierde, y que el O los gana, con lo cual la carga que tendría el C sería "+4" y la del O "-2" ⇒ E.O. (C) = +4; E.O. (O) = -2.

El S tiene estados de oxidación +2, +4 y +6 según comparta 2, 4 o los 6 electrones de valencia con un elemento más electronegativo (por ejemplo O).

## Cálculo de estado de oxidación (E.O.).

La suma de los E.O. de una molécula neutra es siempre 0 y de un ion es igual a su carga eléctrica.

### Ejemplo de cálculo de estados de oxidación (E.O.).

Calcular el E.O. del S en ZnSO<sub>4</sub> E.O.(Zn) = +2; E.O.(O) = -2;

$$+2 + \text{E.O.}(S) + 4(-2) = 0 \Rightarrow \text{E.O.}(S) = +6$$

Si se trata de un ion monoatómico es igual a su carga.

## DEFINICIÓN DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

El término **OXIDACIÓN** comenzó a usarse para indicar que un compuesto incrementaba la proporción de átomos de Oxígeno.

Igualmente, se utilizó el termino de **REDUCCIÓN** para indicar una disminución en la proporción de oxígeno.

Actualmente, ambos conceptos no van ligados a la mayor o menor presencia de Oxígeno. Se utilizan las siguientes definiciones:

- **OXIDACIÓN**: Pérdida de electrones (o aumento en el número de oxidación).
- **REDUCCIÓN**: Ganancia de electrones (o disminución en el número de oxidación).

Siempre que se produce una **oxidación** debe producirse simultáneamente una **reducción**. Cada una de estas reacciones se denomina **semirreacción**.

### Ejemplos:

**a)** Si introducimos un electrodo de cobre en una disolución de AgNO<sub>3</sub>, de manera espontánea el cobre se oxidará pasando a la disolución como Cu<sup>2+</sup>, mientras que la Ag<sup>+</sup> de la misma se reducirá pasando a ser plata metálica: a) Cu → Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> (oxidación); b) Ag<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup> → Ag (reducción).

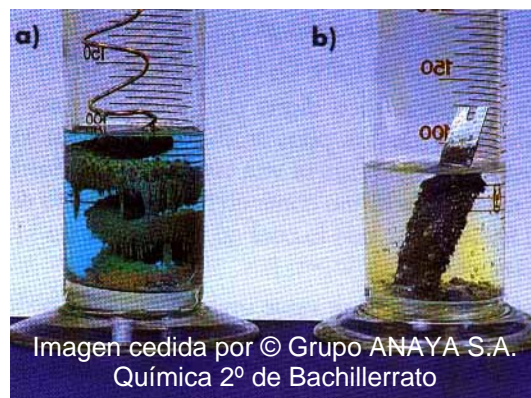


Imagen cedida por © Grupo ANAYA S.A.  
Química 2º de Bachillerato

**b)** Igualmente, al introducir una lámina de cinc en una disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , ésta se recubre de una capa de plomo:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$  (oxidación);  $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$  (reducción).

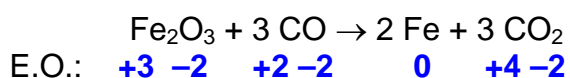
**c)** Al añadir  $\text{HCl}(\text{ac})$  sobre  $\text{Zn}(\text{s})$  se produce  $\text{ZnCl}_2$  y se desprende  $\text{H}_2(\text{g})$  que, al ser un gas inflamable, produce una pequeña explosión al acercarle un cerilla encendida.



**Ver vídeo** ([mpeg](#)) (8,1 Mb) ([wmv](#)) (188 Kb)

### Ejemplo:

Comprobar que la reacción de formación de hierro:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$  es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.



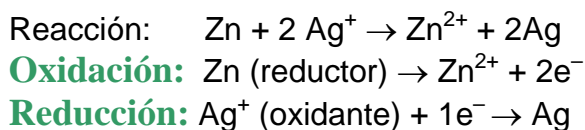
**Reducción:** El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

**Oxidación:** El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida (en este caso pasa de compartir  $2\text{e}^-$  con el O a compartir los 4 electrones).

## OXIDANTES Y REDUCTORES

- **OXIDANTE:** Es la sustancia capaz de oxidar a otra, con lo que ésta se reduce.
- **REDUCTOR:** Es la sustancia capaz de reducir a otra, con lo que ésta se oxida.

### Ejemplo:



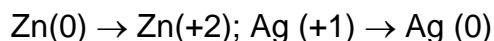
## AJUSTE DE REACCIONES REDOX (MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN)

Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga (los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción).

Se trata de escribir las dos semirreacciones que tienen lugar y después igualar el nº de  $\text{e}^-$  de ambas, para que al sumarlas los electrones desaparezcan.

**Etapas en el ajuste redox****Ejemplo:**

**Primera:** Identificar los átomos que cambian su E.O.

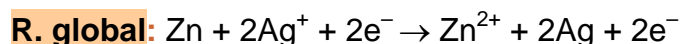


**Segunda:** Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el n° de átomos: (Zn, Ag<sup>+</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Ag)

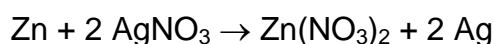


**Tercera:** Ajustar el n° de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan.

En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2.



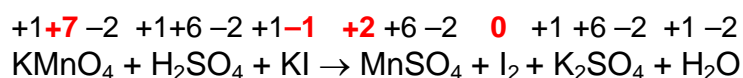
**Cuarta:** Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ion NO<sub>3</sub><sup>-</sup>) y comprobando que toda la reacción queda ajustada:



Si la reacción se produce en disolución acuosa, aparecen iones poliatómicos con O (ej SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>), y el ajuste se complica pues aparecen también iones H<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup> así como moléculas de H<sub>2</sub>O.

**Ajuste redox en medio ácido.**

En medio ácido los átomos de O que se pierdan en la reducción van a parar al agua (los que se ganen en la oxidación provienen del agua). Los átomos de H provienen del ácido.

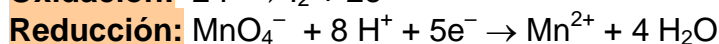
**Ejemplo:**

**Primera:** Identificar los átomos que cambian su E.O.:

Moléculas o iones existentes en la disolución:

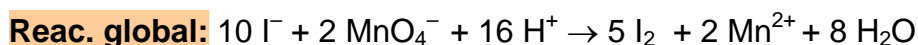
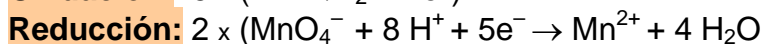
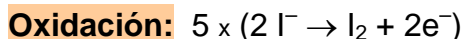
- $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{KI} \rightarrow \text{K}^+ + \text{I}^-$
- $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{I}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  están sin disociar.

**Segunda:** Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos:



Los 4 átomos de O del  $\text{MnO}_4^-$  han ido a parar al  $\text{H}_2\text{O}$ , pero para formar ésta se han necesitado además 8  $\text{H}^+$ .

**Tercera:** Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan:



**Cuarta:** Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



La 6 moléculas de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

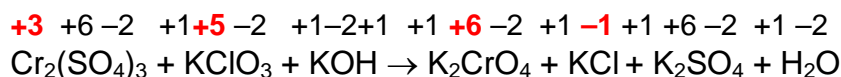
Ejercicio B (Selectividad. Madrid Previo 1998):

**a)** Ajuste la siguiente reacción escribiendo las semirreacciones de oxido-reducción que se producen  $\text{HClO} + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

Ajuste redox en medio básico

En medio básico los átomos de O que se ganan en la oxidación (o pierden en la reducción) provienen de los  $\text{OH}^-$  (en doble número), formándose o necesitándose tantas moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  como átomos de oxígeno se ganen o pierdan, respectivamente.

Ejemplo:

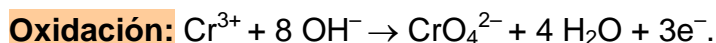


**Primera:** Identificar los átomos que cambian su E.O.:

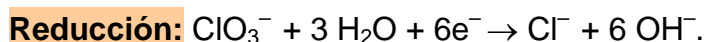
Moléculas o iones existentes en la disolución:

- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
- $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{ClO}_3^-$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$
- $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{H}_2\text{O}$  está sin disociar.

**Segunda:** Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el n° de átomos:

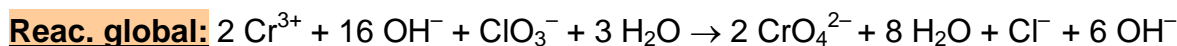
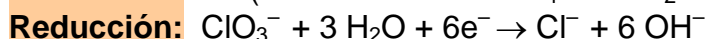
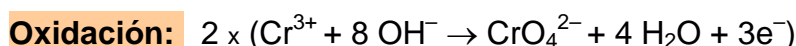


Los 4 átomos de O que se precisan para formar el  $\text{CrO}_4^{2-}$  provienen de los  $\text{OH}^-$  existentes en el medio básico. Se necesitan el doble pues la mitad de éstos van a parar al  $\text{H}_2\text{O}$  junto con todos los átomos de H.

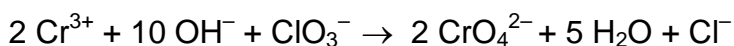


Se precisan tantas moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  como átomos de O se pierdan. Así habrá el mismo n° de O e H.

**Tercera:** Ajustar el n° de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan:



Eliminando 6  $\text{OH}^-$  de ambos miembros:



**Cuarta:** Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Las 3 moléculas de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.