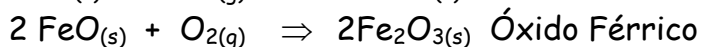
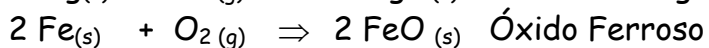


Oxidación

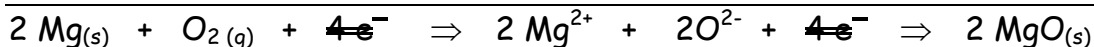
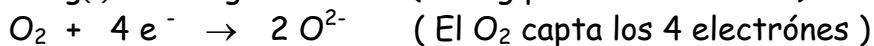
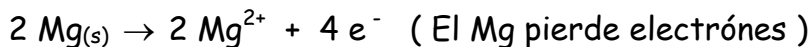
Tradicionalmente llamamos oxidación a la combinación de un elemento con el oxígeno, dando lugar a lo que se conoce como óxido.

P.e. :

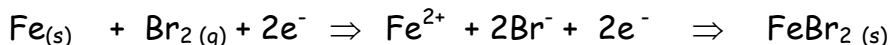
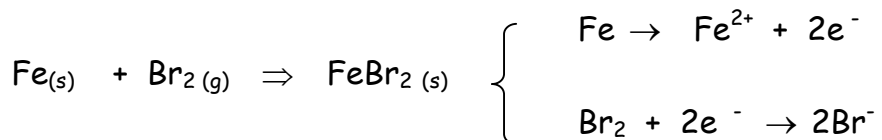


Concepto electrónico de la oxidación (concepto iónico)

La reacción : $2 \text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \Rightarrow 2 \text{MgO}_{(s)}$ se explicaría :



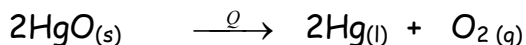
La reacción $\text{Fe}_{(s)} + \text{Br}_{2(g)} \Rightarrow \text{FeBr}_{2(s)}$ se formaría:



Reducción

Cuando un cuerpo pierde Oxígeno, o bien, se transforma en otro con menor proporción de él.

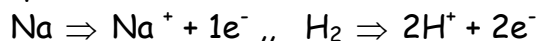
P.e. :



Tambiéne llama reducción a la ganancia de Hidrógeno.

En General

Oxidación: Es una transformación química en la cual, una especie química "pierde electrones", o "cede electrones", o genera electrones; p.e. :

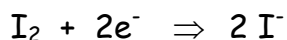
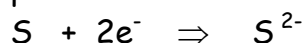


Tiene lugar en el ANODO.

La sustancia que causa la oxidación de otra, se llama OXIDANTE.

Reducción: Es una transformación química en la cual una especie "gana electrones", o gana Hidrógeno, o se hace mas negativa, o consume electrones;

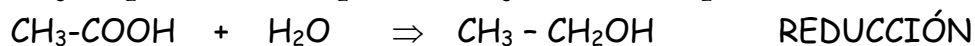
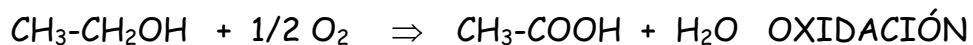
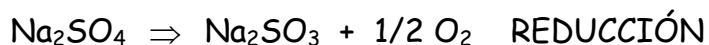
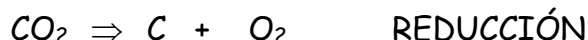
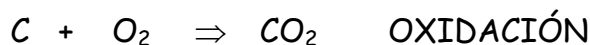
p.e.:



Tiene lugar en el CÁTODO.

La sustancia que causa la reducción de otra se llama REDUCTOR.

Ejemplos:



ESTADO DE OXIDACIÓN

1) Para sustancias monoatómicas, el n° de oxidación o estado de oxidación es:

$$\text{N}^\circ \text{ atómico} - \text{N}^\circ \text{ de } e^- \text{ orbitales} = \text{Carga neta del átomo}$$

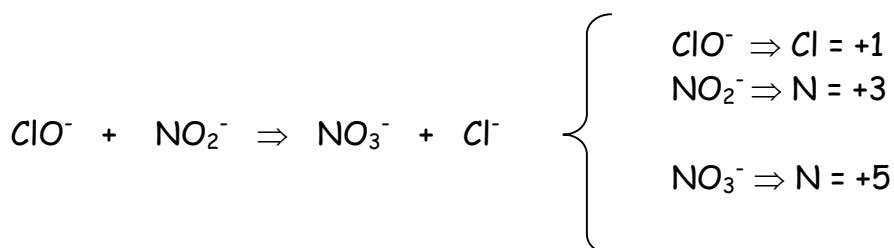
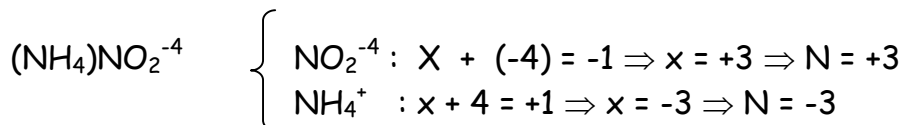
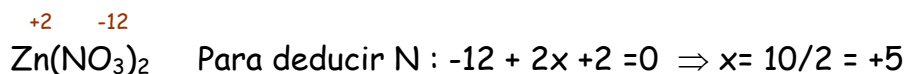
2) El estado de oxidación de todos los elementos en cualquier forma alotrópica es (estado natural) es cero.

3) El estado de oxidación del Oxígeno es (-2) excepto en los peróxidos, ozónidos, fluoruro de oxígeno.

4) El estado de oxidación del Hidrógeno es (+1) en todos sus compuestos excepto en los que forma con los metales donde es (-1).

5) El índice redox de los metales combinados coincide con la valencia iónica.

6) Todos los estados de oxidación se escogen para que la Σ de los estados de oxidación sea igual a l carga neta de la molécula o ión.

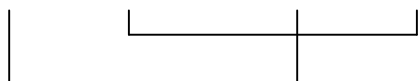
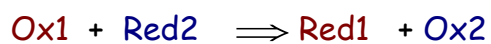


REDOX

El reductor "cede" electrones reduciendo al otro, y él se oxida.

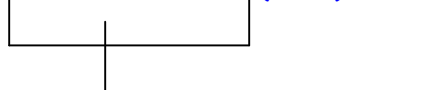
El oxidante "gana" electrones, oxida al otro y él se reduce.

"Oxidante Mangante, Reductor Benefactor"



Ejemplos:

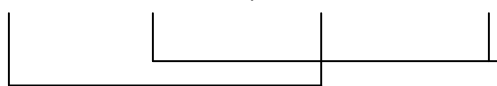
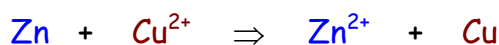
1)



Oxidante: $2\text{N}^{+5} + 2\text{e}^- \Rightarrow 2\text{N}^{4+}$ (Se ha reducido) Semireacción de REDUCCIÓN

Reductor: $\text{Cu} - 2\text{e}^- \Rightarrow \text{Cu}^{2+}$ (Se ha oxidado) Semireacción de OXIDACIÓN

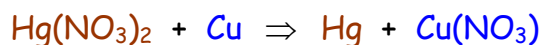
2)



Gana electrones, se reduce

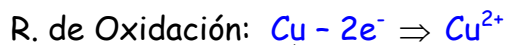
Pierde electrones, se oxida

3)



Oxidante

Queda reducido



Reductor

Queda oxidado

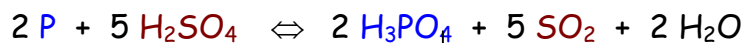
4)



El Cl (+ I) en el ClO^- pasa a a Cl (- I) en el $\text{Cl}^- \Rightarrow$ gana electrones \Rightarrow queda **reducido**.

El N (+ III) del NO_2^- pasa a N (+ V) en el $\text{NO}_3^- \Rightarrow$ pierde electrones \Rightarrow queda **oxidado**.

5)



$\text{P}(0) \Rightarrow \text{P}(+5) \Rightarrow$ ha perdido 5 e^-
 \Rightarrow oxidación: **el P se ha oxidado** y él es el reductor.

$\text{S}(+6) \Rightarrow \text{S}(+4) \Rightarrow$ ha ganado 2 $\text{e}^- \Rightarrow$ reducción:
el S se ha reducido y él es el oxidante