### Oxidación

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

P.e. :

2 
$$Mg_{(s)}$$
 +  $O_{2(g)}$   $\Rightarrow$  2  $MgO_{(s)}$  Óxido de Magnesio  
2  $Fe_{(s)}$  +  $O_{2(g)}$   $\Rightarrow$  2  $FeO_{(s)}$  Óxido Ferroso  
2  $FeO_{(s)}$  +  $O_{2(a)}$   $\Rightarrow$  2 $Fe_2O_{3(s)}$  Óxido Férrico

# Concepto electrónico de la oxidación (concepto iónico)

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

$$2 Mg_{(s)} \rightarrow 2 Mg^{2+} + 4 e^{-}$$
 (El Mg pierde electrónes ) 
$$O_2 + 4 e^{-} \rightarrow 2 O^{2-}$$
 (El  $O_2$  capta los 4 electrónes ) 
$$2 Mg_{(s)} + O_{2(q)} + 4 e^{-} \Rightarrow 2 Mg^{2+} + 2O^{2-} + 4 e^{-} \Rightarrow 2 MgO_{(s)}$$

La reacción  $Fe_{(s)}$  +  $Br_{2(g)}$   $\Rightarrow$   $FeBr_{2(s)}$  se formaría:

$$Fe_{(s)} \ + \ Br_{2\,(g)} \ \Rightarrow \ FeBr_{2\,(s)} \quad \left\{ \begin{array}{c} \qquad Fe \ \rightarrow \ Fe^{2^+} \ + \ 2e^- \\ \\ \qquad Br_2 \ + \ 2e^- \ \rightarrow \ 2Br^- \end{array} \right.$$

$$Fe_{(s)}$$
 +  $Br_{2(g)}$  +  $2e^{-}$   $\Rightarrow$   $Fe^{2+}$  +  $2Br^{-}$  +  $2e^{-}$   $\Rightarrow$   $FeBr_{2(s)}$ 

# Reducción

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

P.e. :

Tambiénse 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.:

$$Na \Rightarrow Na^+ + 1e^-$$
,  $H_2 \Rightarrow 2H^+ + 2e^-$ 

Tiene lugar en el ANODO.

La substancia 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.:

$$S + 2e^{-} \Rightarrow S^{2-}$$

$$I_2 + 2e^- \Rightarrow 2I^-$$

Tiene lugar en el CÁTODO.

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

## Ejemplos:

$$C + O_2 \Rightarrow CO_2$$
 OXIDACIÓN  $CO_2 \Rightarrow C + O_2$  REDUCCIÓN

$$Na_2SO_3 + 1/2 O_2 \Rightarrow Na_2SO_4$$
 OXIDACIÓN  
 $Na_2SO_4 \Rightarrow Na_2SO_3 + 1/2 O_2$  REDUCCIÓN

$$CH_3$$
- $CH_2OH$  +  $1/2$   $O_2$   $\Rightarrow$   $CH_3$ - $COOH$  +  $H_2O$  OXIDACIÓN  $CH_3$ - $COOH$  +  $H_2O$   $\Rightarrow$   $CH_3$  -  $CH_2OH$  REDUCCIÓN

### ESTADO DE OXIDACIÓN

1) Para substancias monoatómicas, el nº de oxidación o estado de oxidación es:

- 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  $\Sigma$  de los estados de oxidación sea igual a l carga neta de la molécula o ión.

$$^{+2}$$
  $^{-12}$   $Zn(NO_3)_2$  Para deducir N: -12 + 2x +2 =0  $\Rightarrow$  x= 10/2 = +5

+2 -8
CaMnO<sub>4</sub> Para deducir Mn: -8 + 2 = +6

$$CIO^{-} + NO_{2}^{-} \Rightarrow NO_{3}^{-} + CI^{-}$$

$$\begin{cases}
CIO^{-} \Rightarrow CI = +1 \\
NO_{2}^{-} \Rightarrow N = +3 \\
NO_{3}^{-} \Rightarrow N = +5
\end{cases}$$

### 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"

$$0x1 + Red2 \implies Red1 + Ox2$$

### Ejemplos:

1)

$$Cu + HNO_3 \Rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

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

Zn +  $Cu^{2+}$   $\Rightarrow$  Zn<sup>2+</sup> + CuGana electrones, se reduce

Pierde electrones, se oxida

$$Hg(NO_3)_2 + Cu \Rightarrow Hg + Cu(NO_3)$$

R. de Reducción:  $Hg^{2^+} + 2e^- \Rightarrow Hg$ Queda reducido

Oxidante

R. de Oxidación:  $Cu - 2e^- \Rightarrow Cu^{2+}$  Queda oxidado Reductor

4)

$$ClO^- + NO_2^- \Rightarrow NO_3^- + Cl^-$$

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

El N ( + III ) del  $NO_2^-$  pasa a N ( + V ) en el  $NO_3^ \Rightarrow$  pierde electrones  $\Rightarrow$  queda oxidado.

5)

