

# REACCIONES ÓXIDO-REDUCCIÓN (REDOX)

Conceptos básicos

# Reacciones de oxidación y reducción

Los procesos de óxido-reducción, corresponden a un conjunto de reacciones cuya característica común y única es la de transferir electrones entre las especies participantes. Se definen particularmente 2 tipos de reacciones en función a esta transferencia electrónica:

## 1. OXIDACIÓN



Se le llama oxidación a la reacción en la que una especie química pierde o cede electrones, aumentando su número de oxidación (Fe).

# Reacciones de oxidación y reducción

## 2. REDUCCIÓN



Se le llama reducción a la reacción en la que una especie química capta o acepta electrones disminuyendo su número de oxidación ( $\text{Cu}^{+2}$ ).

Los procesos redox involucran cambios en los números de oxidación por eso es conveniente recordar de qué manera se calculan.

# Número de oxidación

- Se define número o estado de oxidación (EDO), a la carga que un átomo presenta en una molécula, como consecuencia de las diferentes electronegatividades que presentan los átomos.
- Todos los compuestos o sustancias químicas presentan carga eléctrica parcial o total, ésta depende exclusivamente de la afinidad electrónica que tienen los átomos cuando enlazan. En general esta carga es comprobable fácilmente cuando el compuesto es iónico, sin embargo en aquellos compuestos covalentes, puede deducirse la carga parcial o total atendiendo a la posición del átomo en la Tabla Periódica.

# Reglas para asignar el número de oxidación

1. Se asigna valor 0 a todos los elementos atómicos o moleculares

Hg, Ar, Cu, Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, S<sub>8</sub>, P<sub>4</sub>, etcétera.

2. En las especies químicas monoatómicas con carga eléctrica, el número de oxidación corresponde al número y signo de la carga.

Na<sup>+</sup>: +1    Ca<sup>+2</sup>: +2    F<sup>-1</sup>: -1

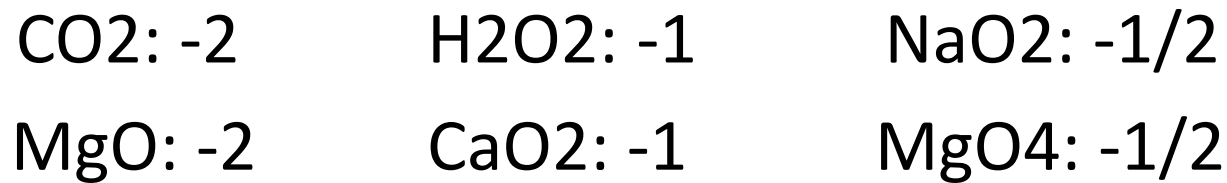
3. Los elementos metálicos presentan número de oxidación positivo e igual a su valencia, por lo tanto:

- Grupo I-A: +1 (Li, Na, K, etc.)
- Grupo II-A: +2 (Be, Mg, Ca, etc.)
- Grupo III-A: + 3 (sólo aquellos con comportamiento metálico)

4. El hidrógeno (H) presenta generalmente número de oxidación positivo +1, salvo que esté enlazado con un metal, en este caso, el valor que presente será -1 (hidruro metálico).



5. El oxígeno presenta generalmente número de oxidación negativo -2, salvo que forme peróxidos o superóxidos donde será -1 y -1/2, respectivamente.



En el caso de los peróxidos o superóxidos se comienza asignando el número de oxidación del hidrógeno o del metal y luego se calcula el del oxígeno.

6. El flúor siempre presenta número de oxidación -1, mientras que el resto de los halógenos sólo serán -1 en ausencia de oxígeno o Flúor. Así, por ejemplo:

$\text{CCl}_4$ : cloro es -1       $\text{HClO}_3$ , Cl es +5

7. La suma de todos los números de oxidación es igual a la carga que presenta la molécula.

$\text{NO}_2$  (O=-2, N=+4)

$\text{CO}_3^{2-}$  ( $\sum \text{EDO} = -2$ )

$\text{MnO}_4^-$  ( $\sum \text{EDO} = -1$ )

# Agente oxidante y reductor

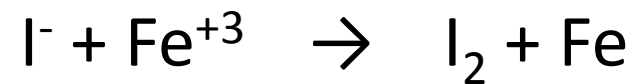
Las ecuaciones de óxido – reducción ocurren con intercambio de electrones, de modo que una especie cede y la otra acepta. El cambio en el número de oxidación (EDO) evidencia la transferencia electrónica:



El ion yoduro (I-) modifica su EDO (de -1 a 0), mientras que el hierro lo hace desde +3 a 0. Al respecto es posible afirmar que:

1. En toda reacción REDOX se evidencia cambio en el número de oxidación de las especies.
2. Un átomo o ion se reduce cuando disminuye su EDO.
3. Un átomo o ion se oxida cuando aumenta su EDO.
4. La sustancia que se reduce (gana electrones) se denomina **agente oxidante** (quita electrones a otra especie).
5. La sustancia que se oxida (pierde electrones) se denomina **agente reductor** (cede electrones a otra especie).

Como las reacciones REDOX ocurren en forma simultánea es posible establecer un método de ajuste basado en el hecho de que el número de electrones ganados por la especie oxidante debe ser igual al número de electrones que pierde una especie reductora. En el ejemplo, se verifica que:



1. La ecuación no está balanceada
2. La especie  $\text{I}^-$  aumenta su número de oxidación (de -1 a 0)
3. La especie  $\text{Fe}^{+3}$  disminuye su número de oxidación (de +3 a 0)
4.  $\text{I}^-$  es el agente o sustancia reductora (reduce a  $\text{Fe}^{+3}$ )
5.  $\text{Fe}^{+3}$  es el agente o sustancia oxidante (oxida a  $\text{I}^-$ )

# BALANCE DE ECUACIONES EN MEDIO ÁCIDO

MÉTODO: IÓN ELECTRÓN

## AJUSTE EN MEDIO ÁCIDO ( $\text{pH} < 7$ )

Reacción global NO balanceada:

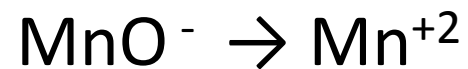


Semirreacciones:

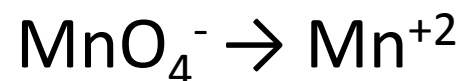
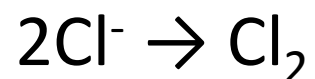
Oxidación



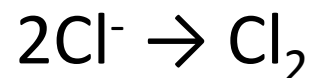
Reducción



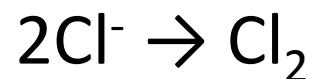
## PASO 1: BALANCE DE MASA



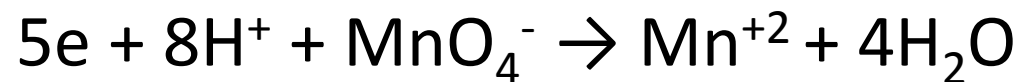
### 1.1 Balance de oxígeno (adición de moléculas de H<sub>2</sub>O)



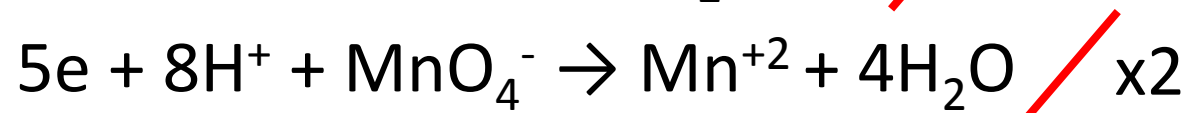
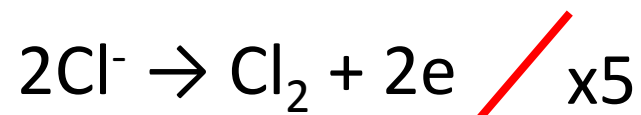
### 1.2 Balance de hidrógeno (adición de protones H<sup>+</sup>)



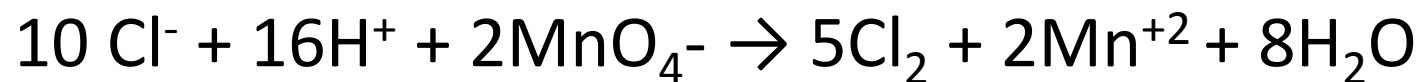
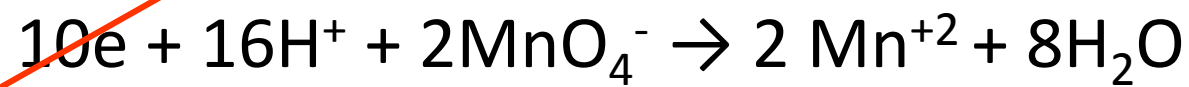
## PASO 2: Balance de cargas eléctricas (adición de electrones)



## PASO 3: Balance de cargas eléctricas (mínimo común múltiplo)



## PASO 4: SUMAR LAS ECUACIONES



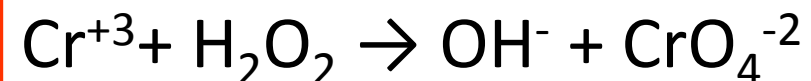
# BALANCE DE ECUACIONES EN MEDIO BÁSICO

MÉTODO: IÓN ELECTRÓN

## AJUSTE EN MEDIO ÁCIDO ( $\text{pH} > 7$ )

NOTA: Para las reacciones en medio básico, el ajuste se hará adicionando iones  $\text{OH}^-$  (en vez de  $\text{H}^+$ ) para el balance de hidrógeno.

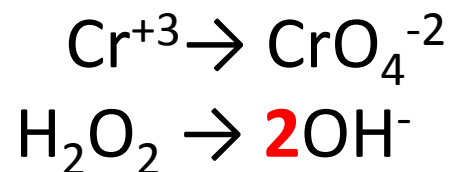
Reacción global NO balanceada:



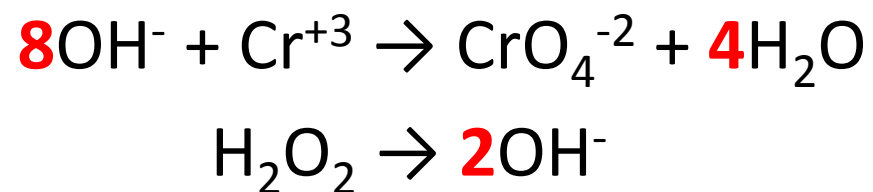
Semirreacciones:



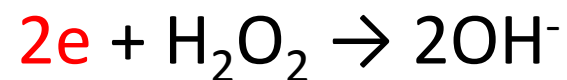
## PASO 1: BALANCE DE MASA



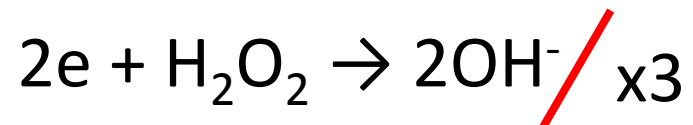
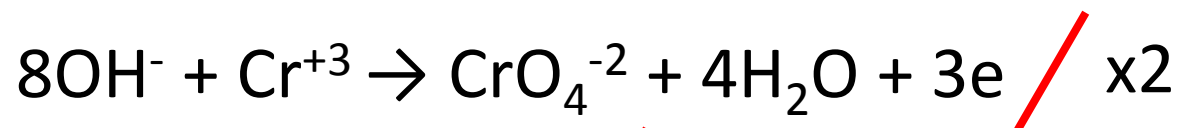
1.1 Balance de Oxígeno e Hidrógeno: para igualar los oxígenos se adiciona agua al lado donde exista un exceso de átomos de oxígeno (se adiciona tanta agua como átomos de oxígeno estén en exceso), luego al lado opuesto se adicionan iones hidroxilos ( $\text{OH}^-$ ) para equilibrar.



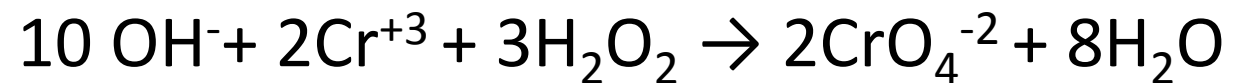
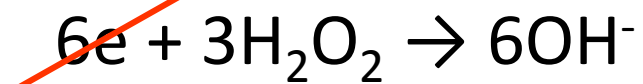
## PASO 2: Balance de cargas eléctricas(adición de electrones)



## PASO 3: Balance de cargas eléctricas (mínimo común múltiplo)



## PASO 4: SUMAR LAS ECUACIONES



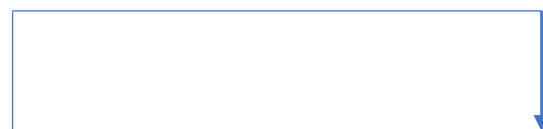
# REACCIONES DE DISMUTACIÓN

# Reacciones de dismutación

Cuando una especie química se halla en un estado de oxidación intermedio puede ocurrir al mismo tiempo oxidación y reducción (de la misma especie). Esta doble reacción se denomina dismutación.

Un ejemplo:

Reducción (EDO: 0 a -1)



Oxidación (EDO: 0 a +5)