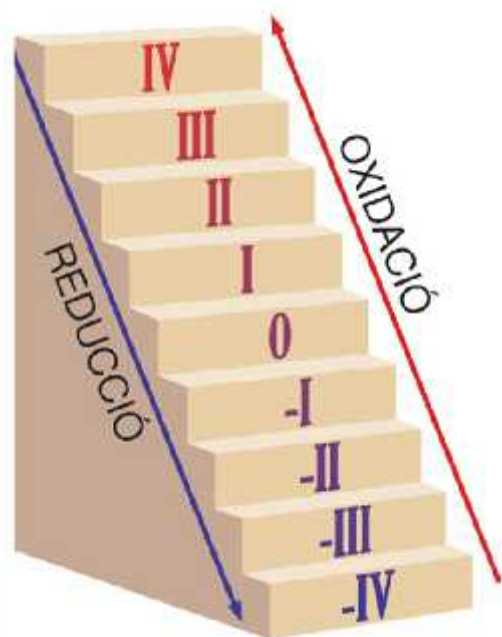
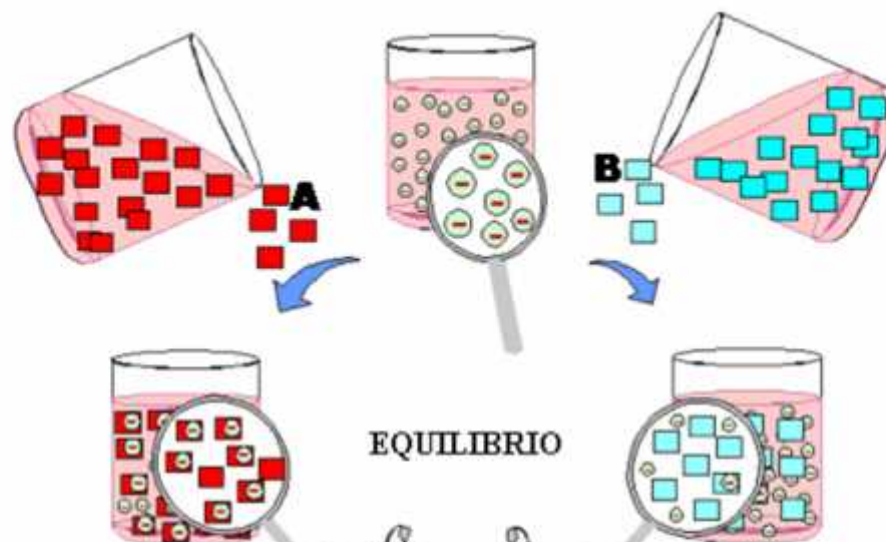


Reacciones redox



reaccionesredox.wikispaces.com



alta afinidad por los electrones



alto potencial de oxidación - reducción



baja afinidad por los electrones



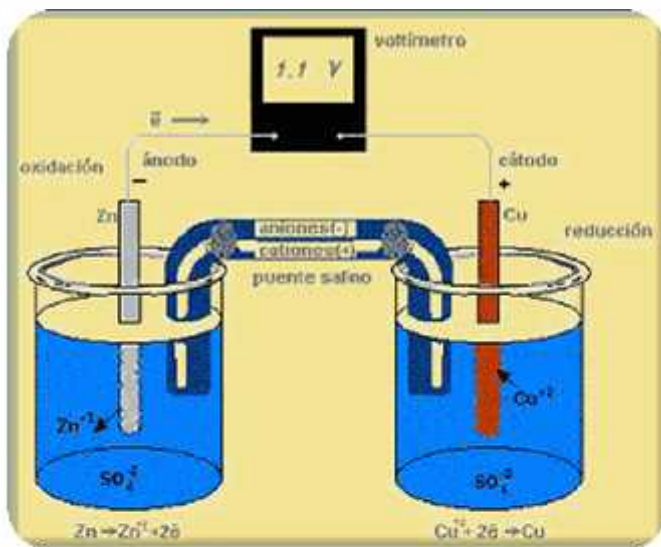
bajo potencial de oxidación - reducción



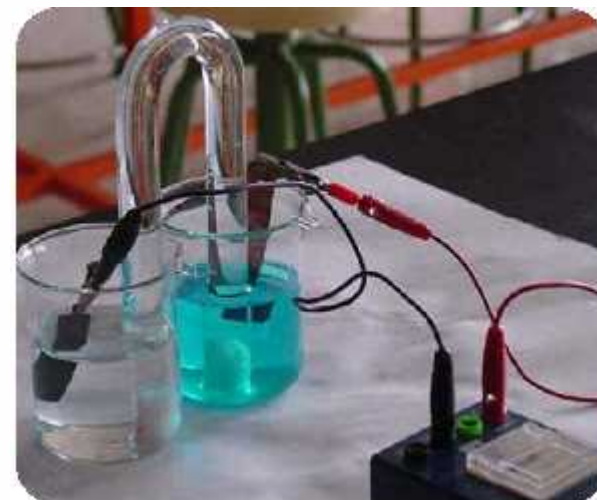
html.rincondelvago.com

Reacciones ácido base se caracterizan por ser procesos de intercambio de H^+

Reacciones redox se caracterizan por ser procesos de intercambio de **electrones**



www.cienciasgalilei.com



www.100ciaquimica.net



Concepto de oxidación-reducción

Cuando una sustancia **pierde electrones**, aumenta la carga positiva de un átomo de la sustancia se dice que la sustancia se ha **oxidado**.

La oxidación supone una pérdida de electrones.

Cuando una sustancia **gana electrones**, disminuye la carga de un átomo de la sustancia, se dice que se ha **reducido**.

La reducción supone una ganancia de electrones.



Aspectos básicos de oxidación - reducción



La capacidad de determinadas compuestos para aceptar y donar electrones hace que puedan participar en las reacciones denominadas de oxidación-reducción.



Esta capacidad no la poseen todos los compuestos, pero si todos los metales.





FORMA OXIDADA

FORMA REDUCIDA

posee menos electrones



posee más electrones

Reacción de reducción



se ganan electrones



La forma oxidada gana electrones y se reduce, pasa a la forma reducida





posee menos
electrones

**FORMA
OXIDADA**

M^+

X

**FORMA
REDUCIDA**

M

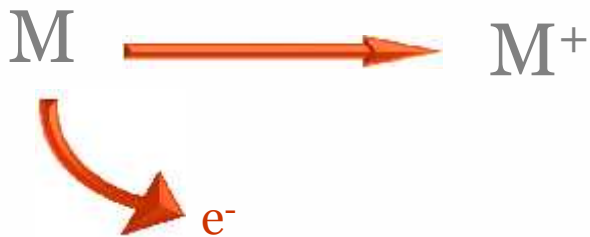
X^-

posee más
electrones

Reacción de oxidación



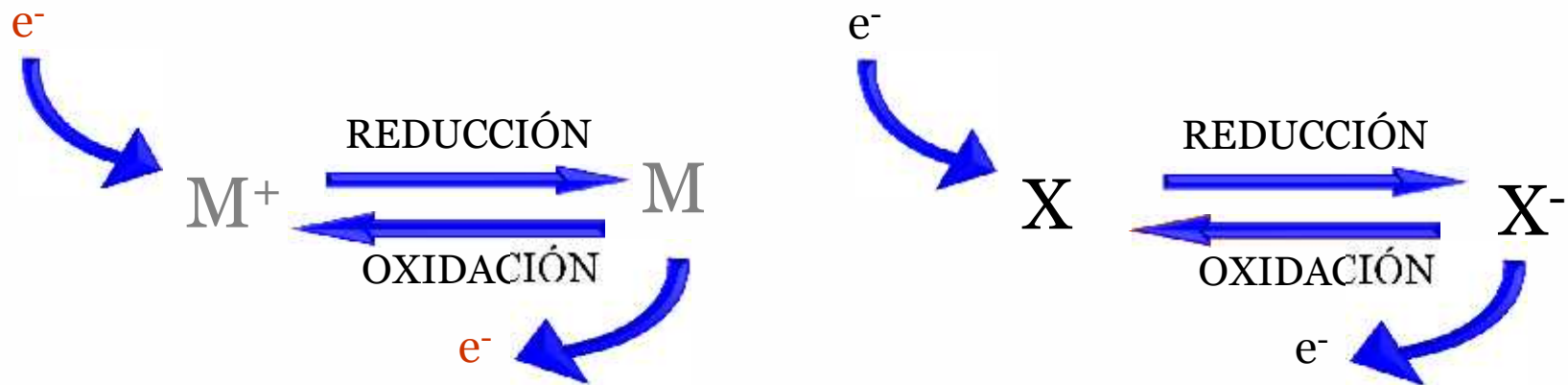
se pierden electrones



La forma reducida pierde electrones y se oxida, pasa a la forma oxidada



REACCIÓN DE OXIDACIÓN – REDUCCIÓN (REDOX)

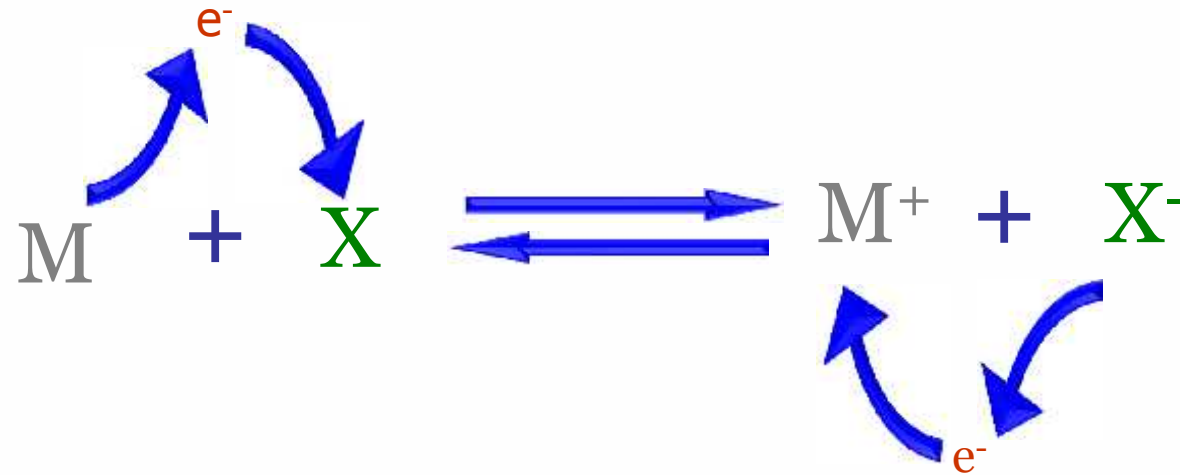


Las sustancias con capacidad para ganar o perder electrones pueden pasar de la una forma oxidada a una reducida o viceversa, una de estas formas es capaz de ganar electrones, la otra es capaz de perderlos.



REACCIÓN DE OXIDACIÓN – REDUCCIÓN (REDOX)

INTERCAMBIO DE ELECTRONES ENTRE ESPECIES DIFERENTES



M: especie que se oxida.
Es el agente reductor del proceso →

X^- : especie que se oxida.
Es el agente reductor del proceso ←

X: especie que se reduce.
Es el agente oxidante del proceso →

M^+ : especie que se reduce.
Es el agente oxidante del proceso ←



Para ver como cambia el estado de oxidación de una sustancia debemos conocer como asignarle el valor en su estado de oxidación y el valor en el otro estado a que cambia.

Número de oxidación reglas

→ *Cada átomo de un elemento puro, sin combinar, tiene un número de oxidación igual a cero.*

También entran en esta categoría las moléculas simples o diatómicas.

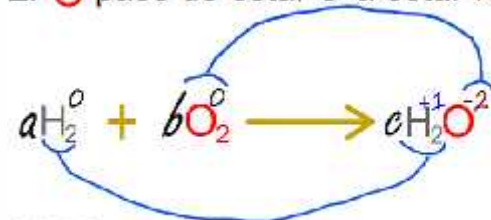
0
Al

0
H₂

0
O₂

0
N₂

El O pasó de estar 0 a estar -2



El H pasó de estar 0 a estar +1



➔ ***Para iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion***

(El N° de oxidación en los elementos Metálicos, cuando están combinados es siempre Positivo y numéricamente igual a la carga del ión)



➔ ***El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1 y del oxígeno es -2, excepto en hidruros y peróxidos.***



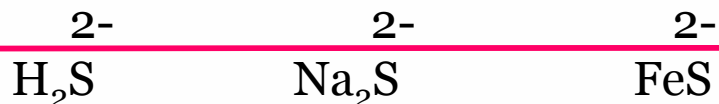
excepto en hidruros y peróxidos, donde su n° de oxidación es 1-, en ambos casos



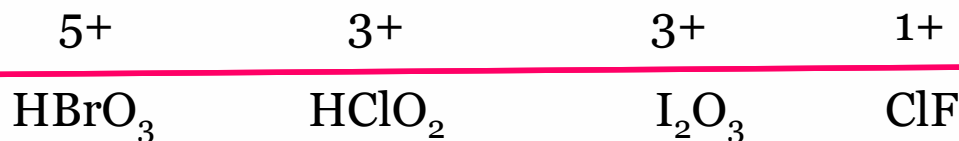
El flúor siempre tiene número de oxidación -1 en sus compuestos. El N^o de oxidación de los Halógenos en los Hidrácidos y sus respectivas Sales es $1-$



en cambio el N^o de oxidación del azufre en su hidrácido y respectivas sales es $2-$



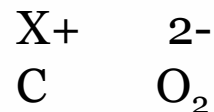
El Cl, Br y I siempre tienen números de oxidación -1 en compuestos, excepto cuando se combinan con oxígeno y flúor.





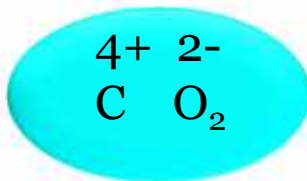
Los demás números de oxidación se calculan de forma que la carga total de la molécula o ión sea correcta. El N° de oxidación de una molécula es CERO

Se calcula multiplicando primero la cantidad de átomos de cada elemento por su respectivo N° de oxidación, y sumando ambos resultados, dicha suma debe ser igual a cero.



$$= 1 \times (\text{X}^+) + 2 \times (2^-) =$$

$$= [\text{X}^+] + [4^-] = 0 \text{ porque toda molécula es NEUTRA}$$



Método ION-ELECTRON



Paso 1

Escribir la ecuación parcial para el agente oxidante y otra para el agente reductor

Paso 2

Igualar cada ecuación parcial en cuanto al número de átomos de cada elemento. *En disoluciones ácidas o neutras, puede añadirse H_2O y H^+ para conseguir el balanceo de los átomos de oxígeno e hidrógeno. En disoluciones alcalinas puede emplearse H_2O y OH^-*

Paso 3

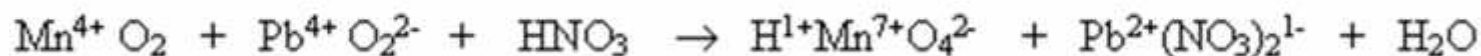
Se efectúa el balanceo de cargas

Paso 4

Se igualan los electrones ganados y perdidos, para ello basta multiplicar por el $\#e$, la ecuación o ecuaciones correspondientes

Paso 5

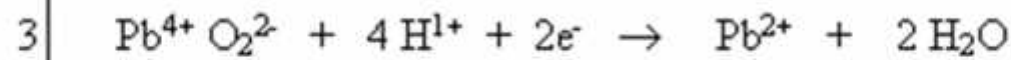
Se suman las semireacciones de oxidación y reducción ya balanceadas y se simplifican los electrones, moléculas de agua, protones o hidroxilo. Se debe rechequar si todo el balance de masa y carga esta correcto



Paso 1



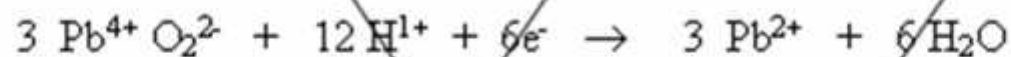
Paso 2



Paso 3



Paso 4



Paso 5



proyectosquimica10.blogspot.com





Método del cambio de valencia

Paso 1

Se escribe el número de oxidación de cada elemento conforme a las reglas para asignar los números de oxidación

Paso 2

Se determinan los elementos que han sufrido variación en el número de oxidación

Paso 3

Se determina el elemento que se oxida (que es el agente reductor) y el que se reduce (que es el agente oxidante)

Paso 4

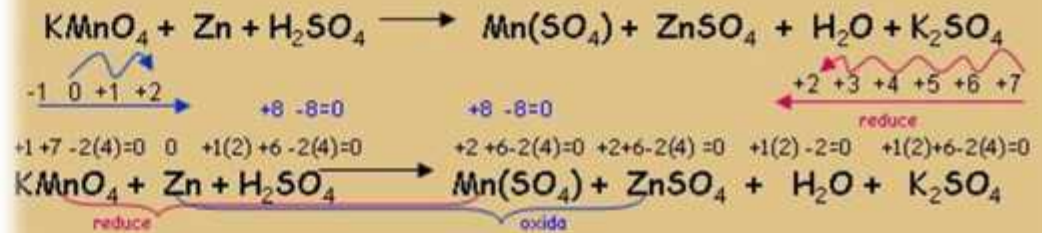
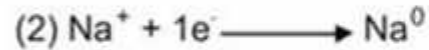
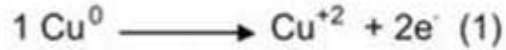
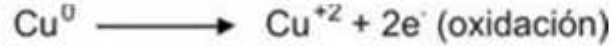
Se igualan los electrones ganados y perdidos, para ello basta multiplicar por el #e, la ecuación o ecuaciones correspondientes

Paso 5

Se suman las semireacciones de oxidación y reducción ya balanceadas y se simplifican los electrones

Paso 6

Se llevan los coeficientes de cada especie química a la ecuación original



Zn de 0 → +2 se oxida en 2e⁻

Mn de +7 → +2 se reduce en 5e⁻

Se multiplican cruzando los coeficientes

Zn de 0 → +2 se oxida en 2e⁻ 5

Mn de +7 → +2 se reduce en 5e⁻ 2

Los coeficientes obtenidos se agregan a los compuestos oxidados y reducidos en la ecuación original



Después se balancea por tanteo

	R	P
K	2	2
Zn	5	5
Mn	2	2
S	8	8
H	16	8
O	40	40

