



Profesora: Clara Brito



Liceo de niñas N° 1 "Javier Carrera"
Departamento de Química
3° Diferenciado

- Objetivos:-**
- Identificar conceptos REDOX en reacciones químicas
 - Determinar estados de oxidación en compuestos binarios y ternarios

INSTRUCCIONES:

- Realice en su cuaderno las actividades planteadas en la guía.
- Antes de responderla, analice sus contenidos :
 - Especificados en esta guía
 - Texto de estudios de química 3° y 4° Medio, pág. 215 a 224
 - Videos del portal Mathema
- Los contenidos serán evaluados en prueba on line, cuya fecha se publicará oportunamente.
- Verifique sus resultados al final de la guía



REACCIONES ÓXIDO - REDUCCIÓN

Conceptos Generales

Las reacciones que van acompañadas por **intercambios de electrones** son un proceso óxido- reducción (**REDOX**). Como su nombre lo indica, se trata de procesos simultáneos de oxidación y reducción.

Para determinar la pérdida o ganancia de electrones por el o los compuestos que experimentan cambios, se debe determinar los estados de oxidación de los elementos. Para ello, se deben seguir algunas reglas establecidas.

Estados de Oxidación o Número de Oxidación

Estado de oxidación (EDO) es la carga (positiva o negativa) que se supone tendría los átomos de un elemento dado, si todos sus enlaces fuesen iónicos. Como no todos los enlaces lo son, este concepto es de simple conveniencia. En la práctica, los estados de oxidación puede asignarse a cada átomo de un compuesto, mediante las siguientes reglas:

- 1.- En un cuerpo elemental (puro) , o sin combinar es decir, en estado atómico o molecular , el estado de oxidación de un átomo es **cero**.

Ejemplos: EDO = Hg, Fe, Al, Ni, Zn, Cu, Pb, Cl₂, N₂, O₂, S₈, I₂

- 2.- Los iones simples (formados por un solo átomo) tienen un estado de oxidación igual a la carga del ión.

Ejemplos: con EDO = 1 + : Na +, K +, Rb +, Cs +, Ag +, Cu +, Au +

con EDO = 2 + : Ca 2+, Mg 2+, Ba 2+, Fe 2+, Cu 2+, Ni 2+, Co 2+

con EDO = 3 + : Al 3+, Bi 3+, Ni 3+, Co 3+, Au 3+

con EDO = 1 - : Cl -, F -, Br -

con EDO = 2 - : S 2-, Se 2-, Te 2-

- 3.- El oxígeno en todos los compuestos presenta estado de oxidación 2 - , excepto en los peróxidos como el agua oxigenada (H₂O₂) en cuyo caso es 1 - .

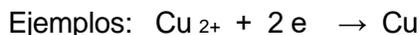
- 4.- El hidrógeno presenta estado de oxidación 1 +, excepto en los hidruros metálicos en donde es 1 - como es el caso de NaH, KH .

- 5.- Los metales alcalino- térreos (familia II - A del sistema periódico) tiene estado de oxidación 2 +

- 6.- Los metales alcalinos (familia I - A) poseen estado de oxidación 1 +

La cantidad de electrones perdidos se anota en el lado derecho de la semirreacción.

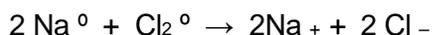
REDUCCIÓN: un átomo o sustancia se reduce cuando **gana electrones**, lo que provoca una disminución en el estado de oxidación o disminuya su carga positiva. La reducción se puede representar mediante una semi-reacción de reducción:



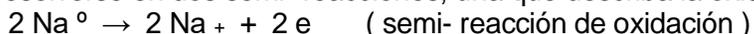
La cantidad de electrones ganados se anota en el lado izquierdo de la semi-reacción.

La oxidación y la reducción se presentan siempre en forma simultánea y el número total de electrones perdidos en la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados en la reducción. Por lo tanto, la separación de una reacción de óxido-reducción en dos partes (esto es, en dos semi-reacciones de oxidación y reducción) es sólo un paso conveniente para indicar claramente las especies que ganan electrones (se reducen) y las que los pierden (se oxidan).

Ejemplo: consideremos la reacción óxido-reducción que ocurre con el sodio y cloro, ambos en forma elemental . La reacción total está expresada por la ecuación:



La cual puede resolverse en dos semi-reacciones, una que describa la oxidación del sodio:



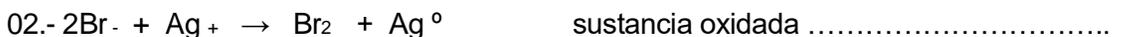
Y otra que indique la reducción del estado cloro:



Ejercicio II: de las siguientes reacciones redox, identifique la sustancia que se oxida y la que se reduce:



sustancia reducida



sustancia reducida.....



sustancia reducida.....

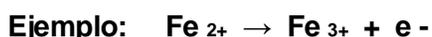


sustancia reducida.....



sustancia reducida.....

Toda sustancia que se **oxida** pierde electrones, es decir, se los transfiere a otra sustancia, la que se reduce. Por lo tanto, la sustancia que se oxida a su vez es causante de la reducción de otra, por eso, se le denomina **AGENTE REDUCTOR**.



se oxida
Ag. Reductor

El ión hierro (II) sufrió un proceso de oxidación y dio origen al ión hierro (III)
Se observa que aumenta su estado de oxidación y el Fe^{2+} es el agente reductor.

Proceso de Oxidación → Agente Reductor

De igual forma, la sustancia que se **reduce** a su vez, provoca en otra una oxidación, por eso, se le denomina **AGENTE OXIDANTE**.

Ejemplo: $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al^0$ El ión aluminio (III) ganó tres electrones y dio origen al aluminio elemental. Se observa disminución del estado de oxidación del aluminio y el aluminio(III) es el agente oxidante.
se reduce
Ag.oxidante

Proceso de Reducción → Agente Oxidante

Ejercicio III: de las siguientes reacciones redox, identifique el agente oxidante y el reductor:

01.- $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+}$ Agente: oxidante.....
 reductor.....

02.- $H_2SO_3 + MnO_4^- \rightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+}$ Agente : oxidante.....
 reductor.....

03.- $CaS + Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + S$ Agente : oxidante.....
 reductor.....

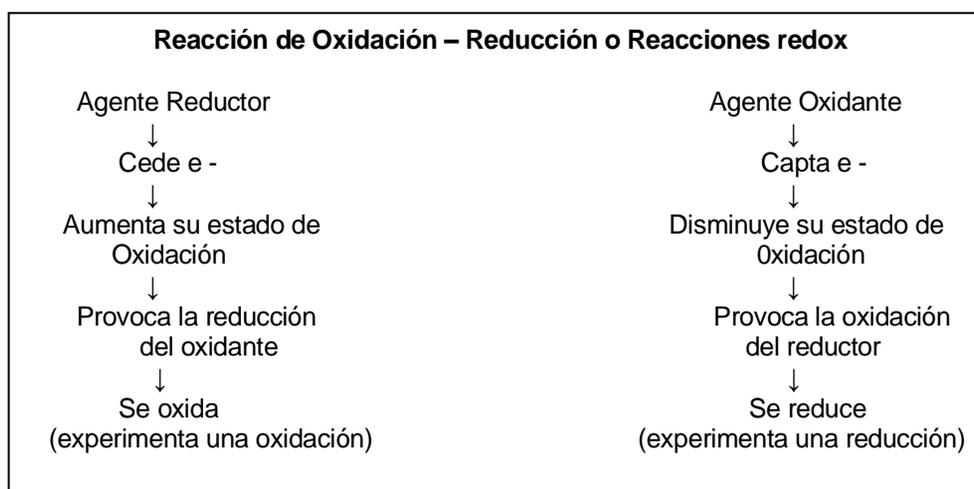
REACCIONES ÓXIDO- REDUCCIÓN

Existe una relación entre ambos procesos. Las reacciones de oxidación requieren de las de reducción y viceversa. Ambas deben estar presentes para que ocurran. A través del siguiente ejemplo veamos su suceso:



Y sumemos ambas reacciones, dando: $K^+ + Na^0 \rightarrow K^0 + Na^+$

Podemos observar que el potasio disminuyó su estado de oxidación y el sodio lo aumentó. Para que el potasio pudiera disminuir su estado de oxidación el sodio le facilitó el electrón que requería. Se dice que el sodio fue capaz de reducir al potasio. Es éste el fin de las reacciones de óxido reducción: **alguien será capaz de modificar al otro.**



Problemas

01.- Determine el estado de oxidación de:

- a) N en NO
- b) N en N_2O_3
- c) N en NO_3^-
- d) Cl en ClO_3^-
- e) Cl en ClO^-
- f) P en PO_4^{3-}
- g) F en CaF_2
- h) Cr en $K_2Cr_2O_7$
- i) Ni en Ni_2O_3

02.- Señale qué elementos tienen un cambio en su estado de oxidación e indique, cuando corresponda, si el elemento se oxida o se reduce:

- a) $NO + 2H_2O \rightarrow NO_3^- + 4H^+$
- b) $I_2 \rightarrow 2I^-$
- c) $AgNO_3 + Cu^0 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + Ag^0$

03.- A partir de las siguientes reacciones :

- Identificar sustancia que se oxida y se reduce
- Reconocer agente oxidante y reductor

- a) $Fe^{2+} + MnO_4^- \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+}$
- b) $SO_3^{2-} + MnO_4^- \rightarrow SO_4^{2-} + MnO_2$
- c) $Cu^0 + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO_2$
- d) $AgNO_3 + Cu^0 \rightarrow Ag^0 + CuNO_3$
- e) $Cr_2O_7^{2-} + H_2S \rightarrow Cr^{3+} + S^0$

04.- Para pasar del estado de oxidación $6+$ al estado de oxidación $2+$, es necesario que la sustancia electrones

05.- Siempre que un elemento pierde electrones, otro igual cantidad de electrones.

06.- Siempre que algo se oxida, algo se debe

07.- Indique para cada una de las reacciones siguientes el agente oxidante y reductor, según corresponda:

	Agente oxidante	Agente reductor
a) $S + O_2 \rightarrow SO_2$		
b) $Al + 6H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2$		
c) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2$		
d) $H_2S + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow S + Cr^{3+}$		
e) $MnO_4^- + C_2O_4^{2-} \rightarrow CO_2 + MnO_2$		

RESPUESTAS:

Ej. I : 1) +6 2) +5 3) +4 4) +7 5) +2 6) +5

Ej. II : Sustancia se: 1) Oxida: Cl^- , Reduce: Mn^{+4}
 2) Oxida: Br^- , Reduce: Ag^+
 3) Oxida: Cu , Reduce: N^{+5}
 4) Oxida: I^- , Reduce: Mn^{+7}
 5) Oxida: Pb , Reduce: Pb^{+4}

Ej. III : Agente: 1) Oxidante : $Cr_2O_7^{2-}$, Reductor : Fe^{+2}
 2) Oxidante : MnO_4^- , Reductor : H_2SO_3
 3) Oxidante : Cl_2 , Reductor : CaS

Problemas:

1) a) +2 b) +3 c) +5 d) +5 e) +1 f) +5 g) -1 h) +6 i) +3

2) a) N +2 a +5 se oxida
 b) I 0 a -1 se reduce
 c) Ag +1 a 0 se reduce
 Cu 0 a +2 se oxida

3) a) Sustancia que se: oxida: Fe^{+2} , agente reductor: Fe^{+2}
 Reduce: Mn^{+7} , agente oxidante: MnO_4^-
 b) Sustancia que se: oxida: S^{+4} , agente reductor: SO_3^{-2}
 Reduce: Mn^{+7} , agente oxidante: MnO_4^-
 c) Sustancia que se: oxida: Cu , agente reductor: Cu
 Reduce: N^{+5} , agente oxidante: NO_3^-
 d) Sustancia que se: oxida: Cu , agente reductor: Cu
 Reduce: Ag^+ , agente oxidante: $AgNO_3$
 e) Sustancia que se: oxida: S^{-2} , agente reductor: H_2S
 Reduce: Cr^{+6} , agente oxidante: $Cr_2O_7^{-2}$

4) Gane o capte

5) Gana o capta

6) Reducir

7)	Agente oxidante	Agente reductor
a)	O_2	S
b)	H^+	Al
c)	MnO_2	HCl
d)	$Cr_2O_7^{2-}$	H_2S
e)	MnO_4^-	$C_2O_4^{2-}$