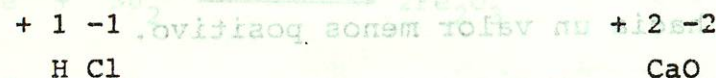


Ejemplos:

a) Escribir los números de oxidación del HCl y del CaO

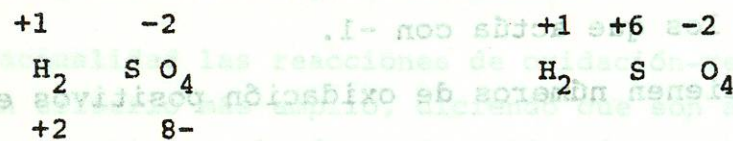


b) Escribir los números de oxidación del H₂SO₄

En este caso el compuesto tiene tres elementos; para determinar su número de oxidación, se procede a escribir primero los números de oxidación de los elementos que están en los extremos y luego, por diferencia, se obtiene el número de oxidación del elemento central.



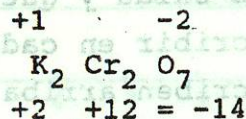
El hidrógeno tiene +1 que multiplicado por 2, que es el número de átomos que hay, da +2; el oxígeno tiene -2, que multiplicado por 4 que es el número de átomos de oxígeno, da 8-; por lo tanto, para neutralizar las 8-, teniendo +2, se necesitan 6+, que serán los del azufre (S).



(Totales de cargas que hay en los extremos)

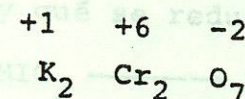
Los números que se escribieron abajo sirven para comprobar que las cargas positivas son igual a las negativas; ya teniendo práctica, el cálculo debe hacerse mentalmente.

c) Escribe los números de oxidación de los elementos del K₂Cr₂O₇



El potasio tiene +1, por 2 átomos que hay da +2; el oxígeno tiene -2, por 7 átomos que hay da 14-, y para neutralizar las 14-,

teniendo solo +2, será 12+ que corresponderán a los dos cromos que hay; pero como se escribe sólo el número de oxidación de un átomo, se divide entre dos y da 6+, que será el número de oxidación del cromo (Cr).



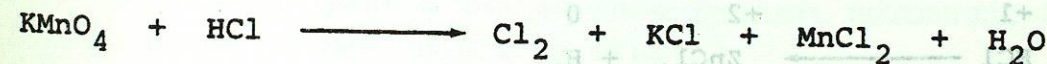
DETERMINAR QUE SE OXIDA Y QUE SE REDUCE EN UNA ECUACION QUIMICA.

Pasos a seguir:

- 1.- Tener la ecuación esquelética.
- 2.- Escribir los números de oxidación en ejercicio, en cada una de las fórmulas que forman la ecuación.
- 3.- Tachar o eliminar los números de oxidación que quedaron con igual valor en reactivos y productos; si en estos últimos existen átomos del mismo elemento, unos con igual valencia y otros con distinta, sólo se tachan las valencias iguales.
- 4.- Escribir debajo de la ecuación los elementos que cambian de número de oxidación; indicar qué elemento se oxida y cuál se reduce, por medio de la recta numérica antes dada.

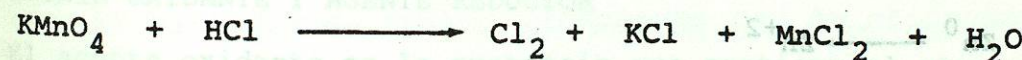
EJEMPLOS:

a) Indicar qué se oxida y qué se reduce en la siguiente ecuación:

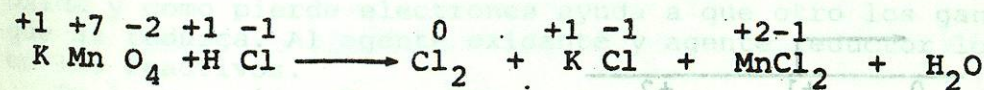


PASOS:

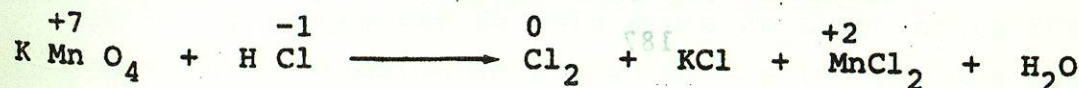
1.- Ecuación dada:



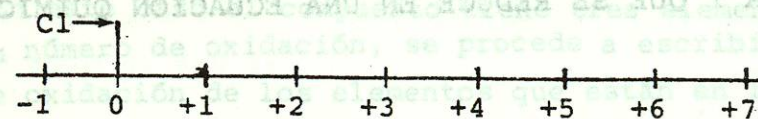
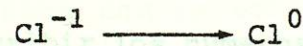
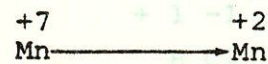
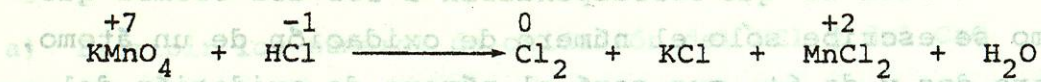
2.- Escribe los números de oxidación.



3.- Tachar o eliminar los números de oxidación.



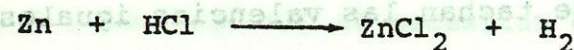
4.- Escribe debajo de la ecuación los elementos....



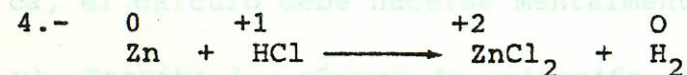
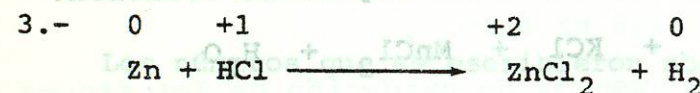
El Mn de 7+ pasa a 2+, se reduce en 5 (gana 5e⁻)

El Cl de 1- pasa a 0, se oxida en 1 (pierde 1e⁻)

b) Determinar qué se oxida y qué se reduce en la siguiente ecuación:



1.- Ecuación.



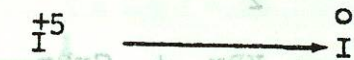
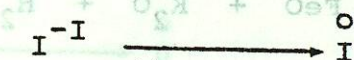
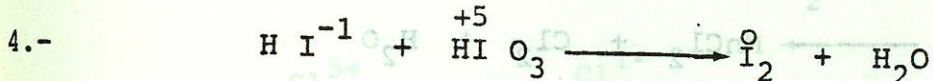
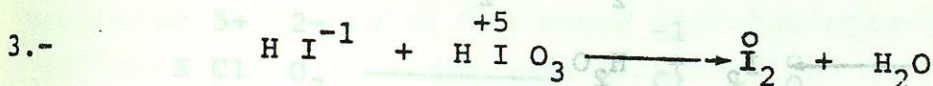
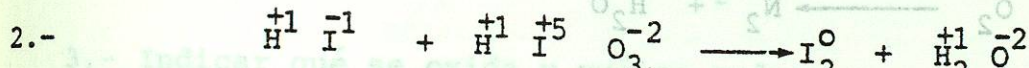
El Zn de 0 pasa a +2, se oxida en 2+

El H de 1+ pasa a 0, se reduce en 1-

c) Indicar qué se oxida y qué se reduce en la siguiente ecuación:



1.- Ecuación:

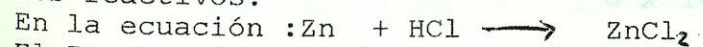


El Iodo -1 pasa a I⁰, se reduce en 1-

El Iodo +5 pasa a I⁰, se reduce en 5-

AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR

El agente oxidante es la sustancia que contiene al elemento que se reduce y como gana electrones ayuda a que otro se oxide, el agente reductor es la sustancia que contiene el elemento que se oxida y como pierde electrones ayuda a que otro los gane o sea que se reduzca. Al agente oxidante y agente reductor los buscaremos en los reactivos.



El Zn se oxida por lo que es el agente reductor y el hidrógeno se reduce por lo que el HCl es el agente oxidante.

P R O B L E M A S

ENCONTRAR LOS ELEMENTOS QUE SE OXIDAN O SE REDUCEN:
EL AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR.

- 1.- $KI + Cl_2 \longrightarrow KCl + I_2$
- 2.- $Na + HCl \longrightarrow NaCl + H_2$
- 3.- $Al + NaOH \longrightarrow Na_3AlO_3 + H_2$
- 4.- $NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$
- 5.- $CuO + NH_3 \longrightarrow Cu + N_2 + H_2O$
- 6.- $HIO_3 + HI \longrightarrow I_2 + H_2O$
- 7.- $HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- 8.- $Fe + KOH \longrightarrow FeO + K_2O + H_2$
- 9.- $KMnO_4 + HCl \longrightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$
- 10.- $K_2Cr_2O_7 + HBr \longrightarrow KBr + CrBr_3 + H_2O + Br_2$

BALANCEO DE ECUACIONES POR EL METODO
DE OXIDACION-REDUCCION (REDOX)

Para comprender mejor el balanceo de ecuaciones por el método de Redox, ilustraremos los pasos a seguir por medio de ejemplos. (Los tres primeros pasos son los utilizados en la determinación de oxidación y reducción en una ecuación).

Ejemplo 1 :

Balancear la siguiente ecuación por el método de Redox.

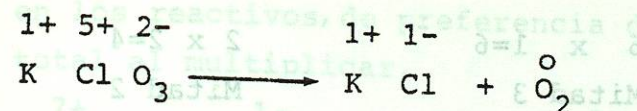


Pasos:

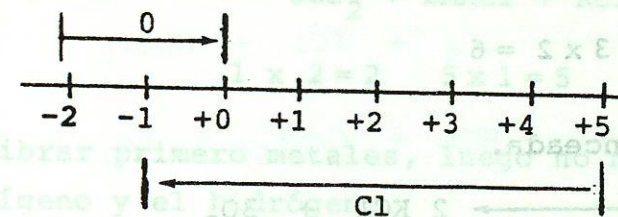
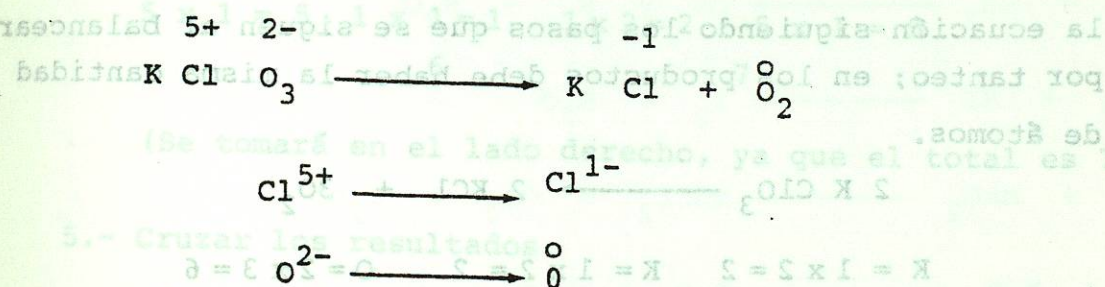
1.- Escribir la ecuación esquelética.



2.- Escribir los números de oxidación y tachar los que no sufren cambios.

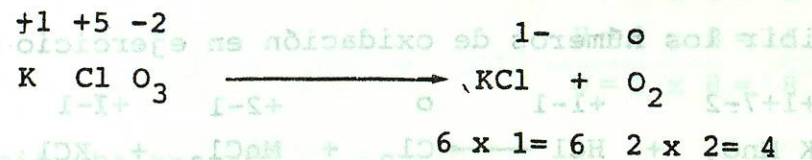


3.- Indicar qué se oxida y qué se reduce.



El Cl de 5+ pasa a 1-, se reduce en 6-
El 0 de -2 pasa a 0, se oxida en 2-

4.- Los números de oxidación y reducción encontrados escribirlos bajo la ecuación de un solo lado (donde estén separados los átomos oxidados o reducidos) y multiplicarlos por la cantidad de átomos que hay de ese elemento.



(El cloro se redujo en 6+, se escribió abajo y se multiplicó por 1, porque hay un solo átomo de cloro en la fórmula. El oxígeno se oxidó en 2 y se multiplicó por dos porque la

fórmula indica que hay dos átomos).

- 5.- Cruzar el producto de cada una de las multiplicaciones escribiéndolas como coeficientes, pero si es posible se les simplifica para que queden los coeficientes más pequeños.



$$\begin{array}{l} 6 \times 1 = 6 \\ \text{Mitad } 3 \end{array} \qquad \begin{array}{l} 2 \times 2 = 4 \\ \text{Mitad } 2 \end{array}$$

- 6.- Con estos coeficientes como base se procede a equilibrar la ecuación siguiendo los pasos que se siguen al balancear por tanteo; en los productos debe haber la misma cantidad de átomos.



$$\text{K} = 1 \times 2 = 2 \qquad \text{K} = 1 \times 2 = 2 \qquad \text{O} = 2 \times 3 = 6$$

$$\text{Cl} = 1 \times 2 = 2 \qquad \text{Cl} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{O} = 3 \times 2 = 6$$

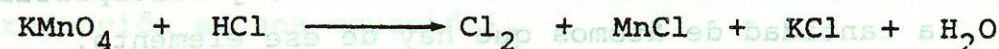
- 7.- Ecuación balanceada.



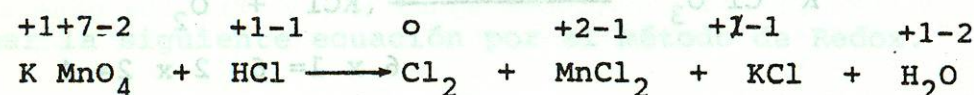
Ejemplo 2:

Balancear por oxidación-reducción.

- 1.- Ecuación esquelética.



- 2.- Escribir los números de oxidación en ejercicio y tachar.

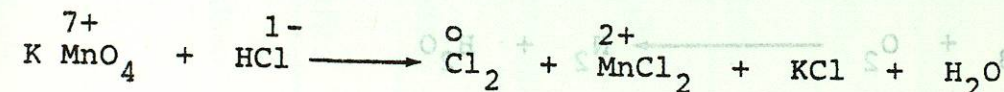


- 3.- Indicar qué se oxida y qué se reduce.

Mn de 7+ pasa a Mn 2+, se reduce 5-

Cl de 1- pasa a Cl⁰ se oxida en 1+

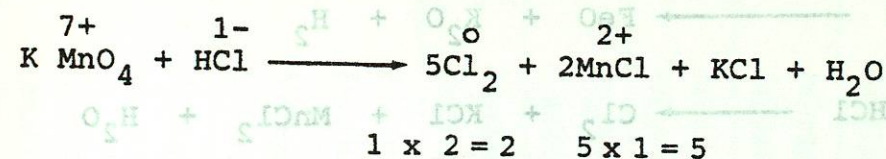
- 4.- Escribir debajo de la ecuación los números de oxidación y reducción en uno de los lados, ya sea en los productos o en los reactivos, de preferencia donde haya más átomos en total al multiplicar.



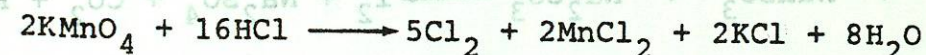
$$\begin{array}{ccccccc} 5 \times 1 = 5 & 1 \times 1 = 1 & 1 \times 2 = 2 & 5 \times 1 = 5 & & & \\ & & 6 & & & & 7 \end{array}$$

(Se tomará en el lado derecho, ya que el total es 7).

- 5.- Cruzar los resultados.



- 6.- Equilibrar primero metales, luego no metales y por último el oxígeno y el hidrógeno.



$$\text{Mn} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{Mn} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{K} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{K} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{Cl} = 1 \times 16 = 16$$

$$\text{Cl} = 2 \times 5 = 10$$

$$\text{H} = 1 \times 16 = 16$$

$$2 \times 2 = 4 = 16$$

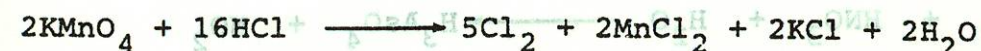
$$\text{O} = 4 \times 2 = 8$$

$$2 \times 2 = 2$$

$$\text{H} = 2 \times 8 = 16$$

$$\text{O} = 1 \times 8 = 8$$

- 7.- Ecuación balanceada.



PROBLEMAS

BALANCEAR LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO REDOX.

- 1.- $KI + Cl_2 \longrightarrow KCl + I_2$
- 2.- $Na + HCl \longrightarrow NaCl + H_2$
- 3.- $Al + NaOH \longrightarrow Na_3AlO_3 + H_2$
- 4.- $NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$
- 5.- $CuO + NH_3 \longrightarrow Cu + N_2 + H_2O$
- 6.- $HIO_3 + HI \longrightarrow I_2 + H_2O$
- 7.- $HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- 8.- $Fe + KOH \longrightarrow FeO + K_2O + H_2$
- 9.- $KMnO_4 + HCl \longrightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$
- 10.- $K_2Cr_2O_7 + HBr \longrightarrow KBr + CrBr_3 + Br_2 + H_2O$
- 11.- $NaIO_3 + NaHSO_3 + Na_2CO_3 \longrightarrow I_2 + Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$
- 12.- $HNO_3 + H_2S \longrightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$
- 13.- $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
- 14.- $K_2Cr_2O_7 + HCl \longrightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$
- 15.- $I_2 + HNO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$
- 16.- $Na_2S + Na_2SO_4 + SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 + SO_2$
- 17.- $As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3AsO_4 + NO_2$

- 18.- $KMnO_4 + FeO \longrightarrow K_2O + MnO + Fe_2O_3$
- 19.- $KBr + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + H_2O$
- 20.- $H_2SO_4 + NaCl + MnO_2 \longrightarrow Cl_2 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

Acido	Anión	Formulas y nombres de sales típicas
H_2SO_4 Acido sulfúrico	SO_4^{2-} Ion sulfato	$CaSO_4$ Sulfato de calcio $Fe_2(SO_4)_3$ Sulfato de Hierro(III) o sulfato férrico
H_2SO_3 Acido sulfuroso	SO_3^{2-} Ion sulfito	Na_2SO_3 Sulfito de sodio As_2SO_3 Sulfito de arsénico
HNO_3 Acido nítrico	NO_3^- Ion nitrato	Nitrato de potasio Nitrato de mercurio(I) o nitrato mercurico
HNO_2 Acido nítrico	NO_2^- Ion nitrito	Nitrito de potasio Nitrito de cobalto(II) o nitrito cobaltoso
H_2CO_3 Acido carbónico	CO_3^{2-} Ion carbonato	Carbonato de litio Carbonato de bario
H_3PO_4 Acido fosfórico	PO_4^{3-} Ion fosfato	Fosfato de aluminio Fosfato de zinc
H_3PO_3 Acido fosforoso	PO_3^{3-} Ion fosfito	Fosfito de sodio Fosfito de zinc
HIO_4 Acido yódico	IO_4^- Ion yodato	Yodato de plata Yodato de cobalto(II) o yodato cúprico
HIO_3 Acido yódico	IO_3^- Ion yodato	Yodato de plata
$HClO_4$ Acido perclórico	ClO_4^- Ion perclorato	Perclorato de plomo (II)
$HClO_3$ Acido clórico	ClO_3^- Ion clorato	Clorato de amonio
$HClO_2$ Acido clórico	ClO_2^- Ion clorito	Oxalato de calcio Oxalato de amonio
$HClO$ Acido hipocloroso	ClO^- Ion hipoclorito	Oxalato de amonio

Comparación de nombres de ácidos, aniones y sales para algunos compuestos ternarios