

Métodos de ajuste de reacciones

I) Número de oxidación o de valencia

1.- Se observa en la ecuación, cual es el oxidante, cual es el reductor, y cuales son los átomos que en ellos experimentan variación en el nº de valencia.

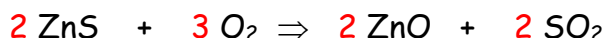
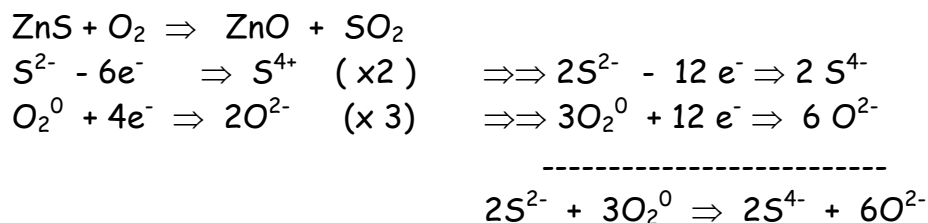
2.- Se calcula el nº de valencia o de oxidación de éstos átomos por molécula de compuesto, tanto en su forma oxidada como en la forma reducida. El átomo oxidante disminuye su valencia, pues se reduce, gana electrones; y el átomo del reductor aumenta su valencia, puesto que se oxida, los pierde.

3.- Se introducen en la ecuación indicada los coeficientes mínimos necesarios del oxidante y del reductor para que las variaciones totales de los respectivos números de valencia sean iguales (el nº de electrones ganados y perdidos ha de ser el mismo).

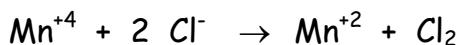
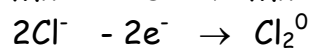
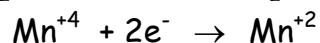
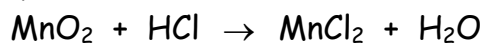
4.- Si el oxidante o reductor no actúa en su totalidad como tal, sino también en reacción de doble descomposición, hay que ajustarlo además con el nº de moléculas que intervengan en el proceso simultáneo de doble descomposición.

Ejemplos :

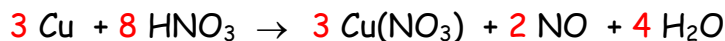
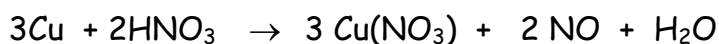
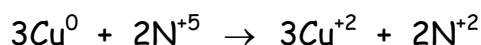
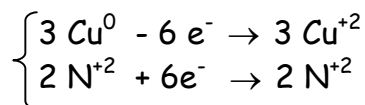
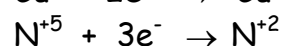
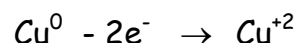
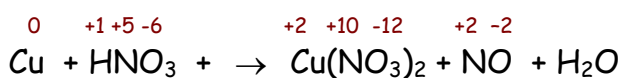
1)



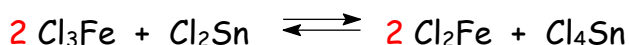
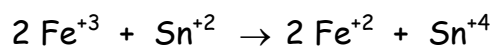
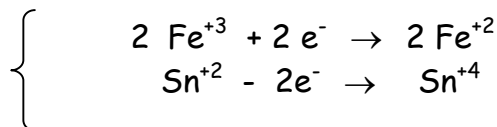
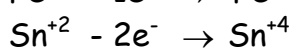
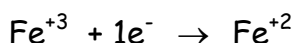
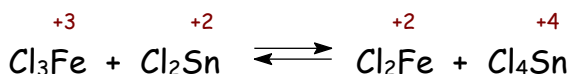
2)



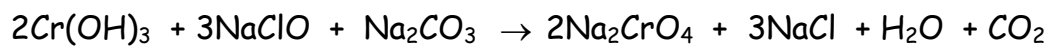
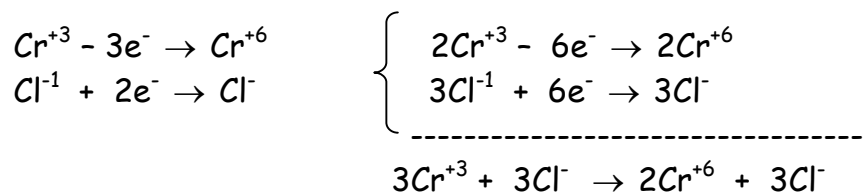
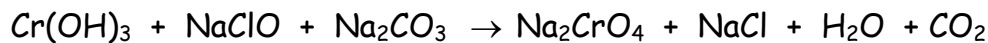
3)



4)

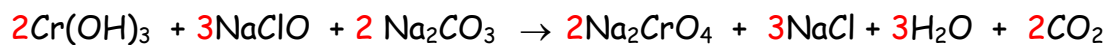


5)

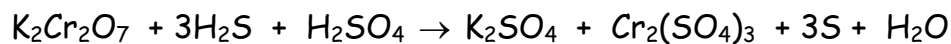
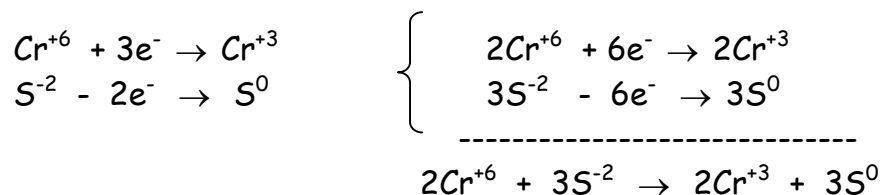
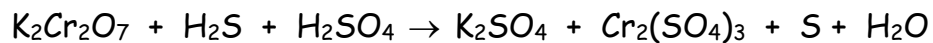


↓ +2

↓ +3 ↓ +2

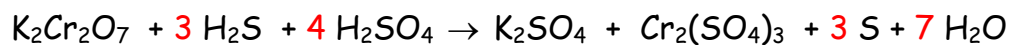


6)

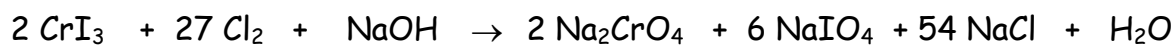
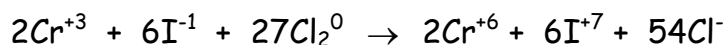
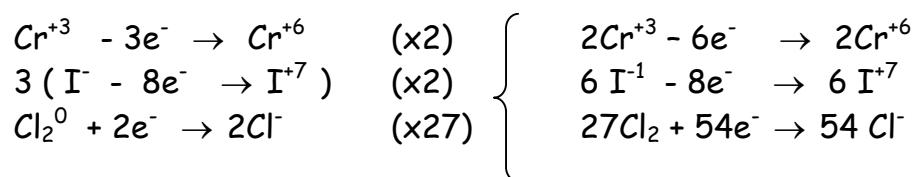
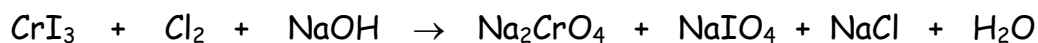


↓ +4

↓ +7

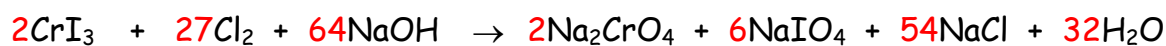


7)

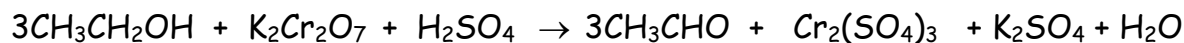
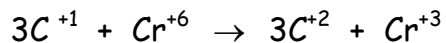
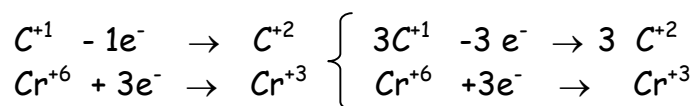
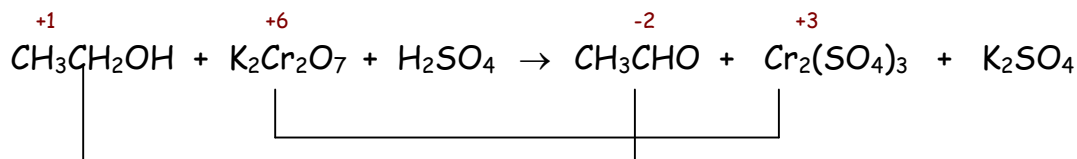


⇓

⇓



8)



⇓

⇓



II) Ión - Electrón

a) En medio ácido:

- 1.- Se detecta al oxidante y al reductor, son los que han cambiado de su estado de oxidación
- 2.- Se escriben las ecuaciones electrónicas de los iones afectados por el redox, ajustando primero los Oxígenos en un miembro, con aguas en el otro miembro; los Hidrógenos con protones (H^+), y las cargas con electrones. (Se añadirán electrones en el primer miembro de la semireacción del oxidante y en el segundo de la semireacción del agente reductor).
- 3.- Se procede a la resolución del sistema de ecuaciones por el método de reducción, multiplicando las dos ecuaciones por los mismos coeficientes para igualar el número de electrones.
- 4.- Se suman las dos semireacciones, deberán desaparecer los electrones y los demás términos semejantes, H^+ y H_2O .
- 5.- Las moléculas que no experimentan variación en su estado de oxidación necesitarán un ajuste posterior.
- 6.- Comprobación final, haciendo recuento del número de átomos de cada elemento para comprobar que están igualados en ambos lados de la ecuación.

b) En medio Básico:

I)

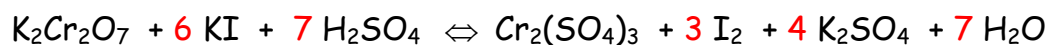
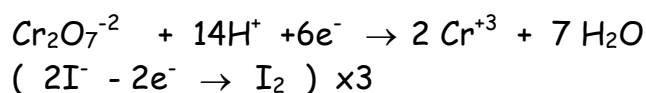
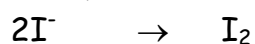
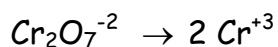
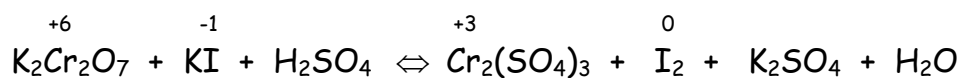
- 1.- Igual que en medio ácido
- 2.- Se ajustan los Oxígenos con H_2O , y éstos, con doble número de OH^-
- 3.- Igual que en medio ácido
- 4.- Igual que en medio ácido. Si sobran H^+ se añaden OH^- a ambos lados hasta anularlos, los cuales al convertirse en H_2O se reducirán con las aguas existentes.
- 5.- Igual que en medio ácido.

II) Otra forma en medio básico:

Se hace el ajuste igual que en medio ácido. Los H^+ generados se anulan añadiendo la misma cantidad de OH^- en ambos lados de la ecuación para formar H_2O las cuales se simplificarán con las existentes.

Ejemplos:

1)



2)

