** CUARTO C Y D : REACCIONES REDOX : BALANCE DE ECUACIONES REDOX**

Objetivo: Identificar y balancear reacciones de oxidación – reducción en medio ácido y básico.

Ocurren reacciones de oxidación –reducción (redox) cuando las sustancias que se combinan intercambian electrones. De manera simultánea, con dicho intercambio, tiene lugar una variación en el **número de oxidación** (estado de oxidación) de las especies químicas que reaccionan. El manejo del número de oxidación es imprescindible para el balanceo de las reacciones redox

**OXIDACIÓN**

La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga de 2+) por la pérdida de dos electrones, según el esquema simbólico siguiente:

 Ca0 🡪 Ca2+ + 2e-

En resumen:

 Pérdida de electrones

**Oxidación**

 Aumento del número de oxidación

**REDUCCIÓN**

La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico (con número de oxidación cero) se convierte en el ion cloruro (con número de oxidación y carga de 1–) por ganancia de un electrón, según el esquema simbólico siguiente:

 e-  + Cl0  🡪 Cl1-

En resumen:

 Ganancia de electrones

**Reducción**

 Disminución del número de oxidación

Para más facilidad se puede construir una escala numérica del número de oxidación y seguir el cambio electrónico del proceso redox por el aumento o disminución del número de oxidación:

 Oxidación

Número de oxidación -3 –2 –1 0 +1 +2 +3 +4

 Reducción

**AGENTE OXIDANTE**

Es la especie química que un proceso redox acepta electrones y, por tanto, se reduce en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:

 Ca0 + Cl20 🡪 CaCl2

El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1–. Esto se puede escribir como:

 2e-+Cl20 🡪2Cl1-

En resumen:

 Gana electrones

**Agente oxidante**

 Disminuye su número de oxidación

**AGENTE REDUCTOR**

Es la especie química que un proceso redox pierde electrones y, por tanto, se oxida en dicho proceso (aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:

 Ca0 + Cl20 🡪 CaCl2

El calcio es el agente reductor puesto que pierde electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+. Esto se puede escribir como:

 Ca0 🡪Ca2+ + 2e-

En resumen:

 Pierde electrones

**Agente reductor**

 Aumenta su número de oxidación

 BALANCE DE ECUACIONES REDOX

Existen varios métodos para el balanceo de reacciones. El método más común para el balanceo de reacciones redox es el **MÉTODO DEL ION –ELECTRÓN.** Este método considera a todas las especies participantes tal como se encuentran en la disolución , ya sea en forma molecular o iónica, y además, toma en cuenta el medio en que ocurre la reacción, es decir, si es ácido o básico.

1.- ESCRIBIR LA ECUACIÓN no equilibrada y verificar que sea una reacción redox. Para ello se deben establecer los cambios en los EO de las especies y detectar cuál de ellas se oxida y cuál se reduce.

2.- DESCOMPONER la reacción en las dos semi reacciones (de oxidación y de reducción) sin equilibrar.

3.- IGUALAR LOS ÁTOMOS EN CADA SEMIREACCIÓN, excepto los de oxígeno y los de hidrógeno .

4.- IGUALAR LOS ÁTOMOS DE OXÍGENO agregando agua donde hay menos oxígeno y luego se agrega H+ para igualar los hidrógenos, en medio ácido.

Si la solución es alcalina(medio básico) se agrega OH- por cada oxígeno en exceso (donde hay menos oxígenos) y los hidrógenos se igualan agregando moléculas de agua.

5.- Se balancea la carga de la ecuación, agregando electrones donde exista más carga positiva global.

6.- Si existe diferencia entre el número de electrones que se ceden y se captan entre las semirreacciones, SE MULTIPLICA cada una por números enteros, de manera que el número de electrones que se pierden en una semirreacción sea igual al número de los que se ganan en la otra.

7.- SUMAR las semirreacciones y simplificar todo lo que sea posible para obtener la ecuación global y verificar que tanto los átomos como las cargas estén igualados.

ACTIVIDADES:

1.-Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.

En la reacción: 2 AgNO3(ac) + Fe(s) 🡪 Fe(NO3)2(ac) + 2 Ag(s).

a) Los cationes Ag+ actúan como reductores

b) Los aniones NO3– actúan como oxidantes

c) el Fe(s) es el oxidante

d) el Fe(s) se ha oxidado a Fe2+

e) los cationes Ag+ se han reducido a Ag(s).

2.- Balancear las siguientes ecuaciones por el método del ión electrón

 MnO4- + H2O2 🡪 Mn2+ + O2 (medio ácido)

 Cu + HNO3 🡪 Cu(NO3)2 + H2O + NO2  (medio ácido)

 SO32- + MnO4- 🡪 MnO2 + SO42-

PARA MEJOR COMPRENSIÓN CONSULTE EL TEXTO DE QUÍMICA 3º Y 4º MEDIO PÁGINAS 215 -229