

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

29 de junio de 2016

Números de oxidación

Oxidación: Átomo o grupo de átomos que pierden e^- , \uparrow **n.o.**

Reducción: Átomo o grupo de átomos que ganan e^- , \downarrow **n.o.**

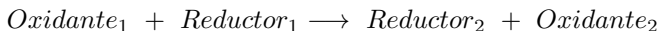
**AMBAS OCURREN SIMULTANEAMENTE \Rightarrow
REACCIONES REDOX**

Agente Oxidante:

Especie química que capta e^- , se reduce y consigue la oxidación de otra.

Agente Reductor:

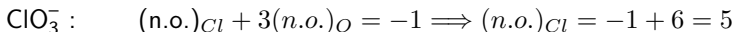
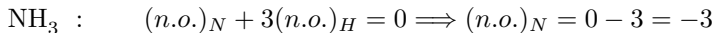
Especie química que cede e^- , se oxida y consigue la reducción de otra.



Reglas de asignación del número de oxidación

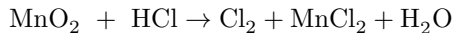
Carga de un átomo si el compuesto del que forma parte estuviera constituido por iones.

- 1 Iones monoatómicos, el n.o. coincide con carga del ion. S^{2-} , Cl^- , Fe^{2+} , K^+ , ...
- 2 El n.o. de los elementos libre es cero. N_2 , Ca , P_4 , ...
- 3 El n.o. del H es +1, excepto en hidruros metálicos que es -1.
- 4 El n.o. del O es -2, excepto peróxidos -1 y en compuestos con fluor que es -2.
- 5 El n.o. de alcalinos es +1, alcalinoterreos +2.
- 6 El n.o. de los halogenos es -1. Si Cl, Br o I se combinan con O o elementos + electronegativos tienen n.o. positivos.
- 7 La \sum n.o. de una molécula es cero, si es un ion será igual a su carga.

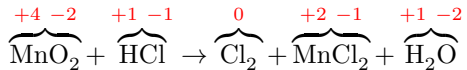


Ajuste de reacciones REDOX. Método del ion-electrón.

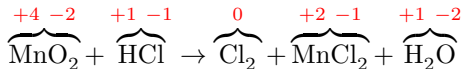
- 1 Localizar el agente oxidante y el reductor.
- 2 Escribir las semireacciones de oxidación y reducción con las especies tal y como vienen en la reacción.
- 3 Ajustar cada reacción considerando el número de átomos pero exceptuando el O y el H
 - A/N: Agregar H_2O por cada átomo de O que falte y H^+ para ajustar el H.
 - B: Añadimos 2OH^- por cada átomo de O que falte y H_2O para ajustar el H.
- 4 Ajuste de carga eléctrica
- 5 m.c.m. entre ambas semireacciones para $= e^-$ en ambas
- 6 Sumamos las semireacciones simplificando términos comunes para obtener la reacción iónica
- 7 Traslado de los resultados a la ec. molecular y si fuera necesario se ajusta por tanteo.



REDOX en medio ácido



REDOX en medio ácido

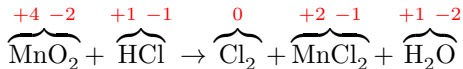


El cloro pierde electrones y el manganeso capta electrones.

El cloro se oxida (agente reductor).

El manganeso se reduce (agente oxidante).

REDOX en medio ácido

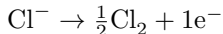


El cloro pierde electrones y el manganeso capta electrones.

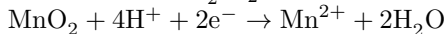
El cloro se oxida (agente reductor).

El manganeso se reduce (agente oxidante).

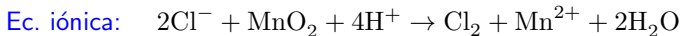
Oxidación:

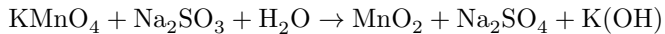


Reducción:

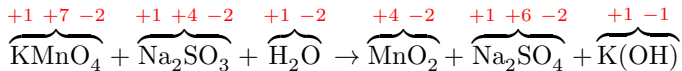


Multiplicando por 2 la semireacción de oxidación y sumando ambas reacciones,





REDOX en medio básico

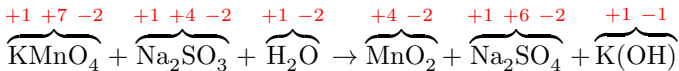


El azufre como sulfito pasa a sulfato y pierde electrones, el manganeso pasa de permanganato a MnO_2 captando electrones.

El azufre se oxida (agente reductor).

El manganeso se reduce (agente oxidante).

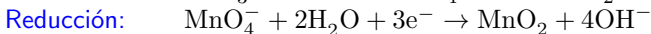
REDOX en medio básico



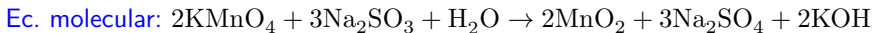
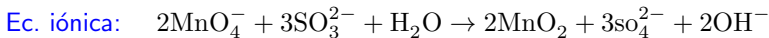
El azufre como sulfito pasa a sulfato y pierde electrones, el manganeso pasa de permanganato a MnO_2 captando electrones.

El azufre se oxida (agente reductor).

El manganeso se reduce (agente oxidante).



Multiplicando por 3 la semireacción de oxidación y por 2 la de reducción y sumando ambas reacciones,



$$N = \frac{\text{número equivalentes} - \text{gramo soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} = M \cdot \text{valencia}$$

Número de equivalentes-gramo es la masa de una sustancia expresada en gramos capaz de aceptar o ceder un mol de electrones.

$$P_{\text{equi}} = \frac{P. \text{molecular}}{\text{valencia}} \Rightarrow n^{\circ} \text{equiv} - \text{gramo} = \text{moles} \cdot \text{valencia}$$

¡¡CUIDADO!! La valencia es el n° de e^{-} que capta o cede en la correspondiente semireacción redox ajustada.

VALORACIONES

Punto de equivalencia $\Rightarrow n^{\circ}$ equ. oxidante = n° equ. reductor

$$N_{\text{ox}} V_{\text{ox}} = N_{\text{red}} V_{\text{red}}$$

ELECTROQUÍMICA

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

29 de junio de 2016

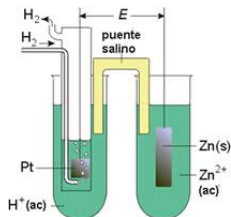
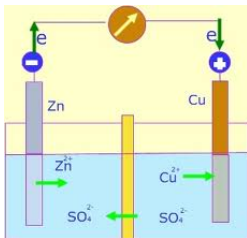
Procesos electroquímicos I. Celdas electroquímicas

ELEMENTOS

- Dos electrodos sumergidos en la disolución y conectados mediante un circuito electrico externo
- La disolución está separada por un tabique poroso o un puente salino (permite el paso de iones y compensa la diferencia de carga)

NOTACIÓN DE LA PILA

ANODO (OXIDACIÓN) || CATODO (REDUCCIÓN)



Reacción química espontánea produce electricidad

$$E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$$

ANODO (OXIDACIÓN) \Rightarrow ELECTRODO NEGATIVO

CATODO (REDUCCIÓN) \Rightarrow ELECTRODO POSITIVO

RELACIÓN ENTRE ΔG , K y E^0

$$\left. \begin{aligned} \Delta G^0 &= -2,303RTK \\ \Delta G^0 &= -nFE^0 \end{aligned} \right\} \log K = \frac{nFE^0}{2,303RT}$$

- 1 Proceso espontaneo: $\Delta G < 0 \Rightarrow E^0 > 0$
- 2 Proceso no espontaneo: $\Delta G > 0 \Rightarrow E^0 < 0$
- 3 Proceso equilibrio: $\Delta G = 0 \Rightarrow E^0 = 0$

Procesos electroquímicos III. Cubas o celdas electrolíticas (ELECTRÓLISIS)

El suministro de energía eléctrica hace que se produzcan reacciones químicas que termodinámicamente no son estables.

ANODO (OXIDACIÓN) \Rightarrow ELECTRODO POSITIVO
CATODO (REDUCCIÓN) \Rightarrow ELECTRODO NEGATIVO

LEYES DE FARADAY

- 1 La masa depositada de una sustancia es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la disolución ($Q = I \cdot t$).
- 2 La masa depositada es proporcional al equivalente gramo del ión.

$$m = \frac{eq - gr}{96500} I t$$

$$96500 \text{ C} = 1 \text{ F}$$