

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES (Electroquímica)

Bachillerato Internacional

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

www.profesorjrc.es

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.**

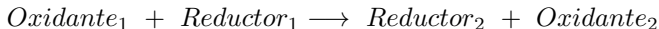
AMBAS OCURREN SIMULTANEAMENTE $\Rightarrow$ REACCIONES REDOX

Agente Oxidante:

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

Agente Reductor:

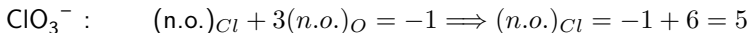
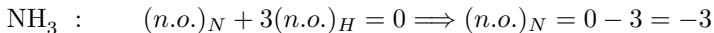
Especie química que cede e^- , se oxida y consigue la reducción de otra.



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 halógenos 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.

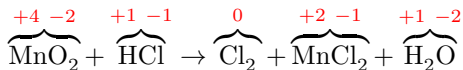


Ajuste de reacciones REDOX. Método del ion-electrón.

- 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

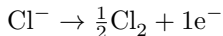


El cloro pierde electrones y el manganeso capta electrones.

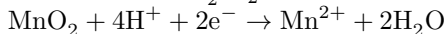
El cloro se oxida (agente reductor).

El manganeso se reduce (agente oxidante).

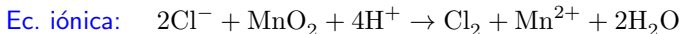
Oxidación:

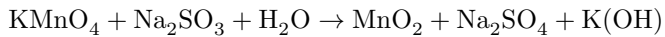


Reducción:

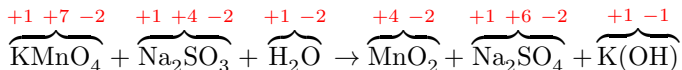


Multiplicando por 2 la semireacción de oxidación y sumando ambas reacciones,





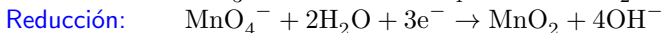
REDOX en medio básico



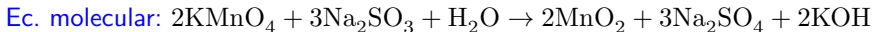
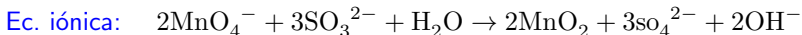
El azufre como sulfito pasa a sulfato y pierde electrones, el manganeso pasa de permanganato a MnO_2 captando electrones.

El azufre se oxida (agente reductor).

El manganeso se reduce (agente oxidante).



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



Valoraciones REDOX

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

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

$$P_{\text{equi}} = \frac{P. \text{ molecular}}{\text{valencia}} \Rightarrow \text{nequiv} - \text{gramo} = \text{moles} \cdot \text{valencia}$$

¡¡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

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

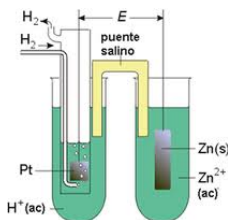
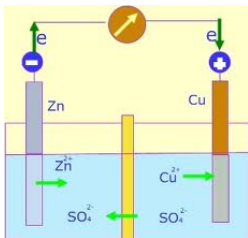
Procesos electroquímicos I. Celdas electroquímicas

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

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

$$\log K = \frac{nFE^0}{2,303RT}$$

- ❶ **Proceso espontaneo:** $\Delta G < 0 \Rightarrow E^0 > 0$
- ❷ **Proceso no espontaneo:** $\Delta G > 0 \Rightarrow E^0 < 0$
- ❸ **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.

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

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