

Tema 9: Reacciones de oxidación-reducción

- Proceso de oxidación-reducción.
- Ajuste de reacciones red-ox.
- Potencial de electrodo.
- Celda electroquímica.
- Esquema de la celda.
- Potenciales estandar de los electrodos.
- Potencial de celda y energía libre.
- Potencial de celda y concentración: ecuación de Nernst.
- Celdas y producto de solubilidad.
- Celdas de concentración.

Procesos químicos en los que hay un intercambio de electrones.

- Procesos homogéneos (reacciones redox)
- Procesos heterogéneos (electrodos)
 - Cambio químicos causados por una corriente eléctrica y producción de energía eléctrica por medio de reacciones químicas.
 - Según la definición anterior tenemos dos tipos de células:
 - Células galvánicas o voltaicas:
Reacc. químicas (espontánea) $\implies$ Corriente electr.
 - Células electrolíticas:
Corriente electr. $\implies$ Reac. químicas (no espontánea).

Tema 9: Reacciones de oxidación-reducción

- Conceptos básicos:
 - Estado de oxidación o número de oxidación
 - Oxidación y reducción
 - Semirreacción
 - Ajuste de reacciones redox.
 - Valoraciones redox.
- Electroquímica.
- Serie electromotriz: semirreacciones y potenciales de electrodo.
- Tipos de electrodos.
- Efecto de la concentración sobre el voltaje: Ecuación de Nernst.

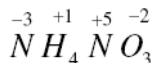
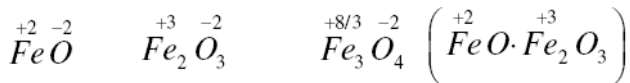
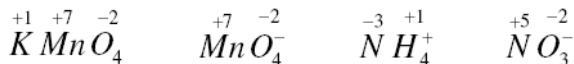
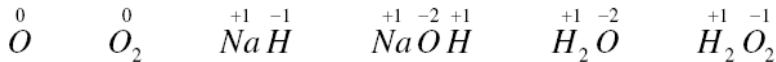
- Estado de oxidación (o número de oxidación) de un átomo en un ion o molécula es la valencia que parece tener ese átomo según unas reglas arbitrarias.
- Regla general de asignación de estados de oxidación (e.o.):
 - Se imagina la situación límite (no real) de que los electrones de un enlace se hayan transferido completamente al átomo más electronegativo del enlace.
 - El estado de oxidación de cada átomo es la carga que tiene tras esta operación mental.
 - e.o. positivo: el átomo pierde total o parcialmente electrones en la molécula respecto al átomo aislado neutro.
 - e.o. negativo: el átomo gana total o parcialmente electrones en la molécula respecto al átomo aislado neutro.

Reglas básicas de asignación de estados de oxidación

Los e.o. de los átomos en sus compuestos se determinan aplicando las reglas siguientes, **en orden**, hasta donde sea necesario:

- 1 El e.o. de un átomo individual sin combinar químicamente con otros elementos es 0.
- 2 La suma de los e.o. de todos los átomos de una molécula neutra es 0; la de todos los átomos de un ión es la carga del ión.
- 3 En sus compuestos, los metales alcalinos (Grupo 1) tienen e.o. +1 y los alcalinotérreos (Grupo 2) tienen e.o. +2.
- 4 En sus compuestos, el e.o. del F es -1.
- 5 En sus compuestos, el e.o. del H es +1.
- 6 En sus compuestos, el e.o. del O es -2.
- 7 En sus compuestos binarios con metales, los elementos del Grupo 17 (F, Cl, ...) tienen e.o. -1, los del Grupo 16 (O, S, ...) tienen e.o. -2, y los del Grupo 15 (N, P, ...) tienen e.o. -3.

Estado de oxidación (ejemplos)

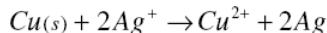


Semirreacciones

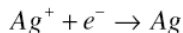
- Semirreacciones de reducción y de oxidación:

Cada una de las dos partes en que se separa una reacción redox y en las que se aíslan la reducción (ganancia de e^-) y la oxidación (pérdida de e^-).

Reacción redox global



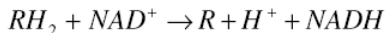
semirreacción de reducción



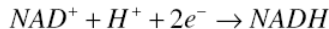
semirreacción de oxidación



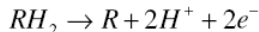
Reacción redox global



semirreacción de reducción



semirreacción de oxidación



Método del ión-electrón (método de la semirreacción)

- 1.- Descomponer los compuestos en sus iones (los que se formarían en disolución acuosa).
- 2.- Identificar elementos que cambian su número de oxidación y escribir semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción.
- 3.- Ajustar las semirreacciones como si estuviéramos en [medio ácido](#), siguiendo estos pasos:
 - Ajustar los átomos que **no** sean H ni O.
 - Ajustar los O, utilizando H_2O .
 - Ajustar los H, utilizando H^+ .
 - Ajustar la carga utilizando e^- .
- 4.- Igualar el número de e^- de ambas semirreacciones multiplicando una o ambas por números enteros.
- 5.- Sumar las semirreacciones y simplificar las especies comunes en ambos lados de la reacción global.

Método del ión-electrón (II)

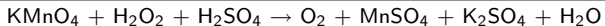
- 6.- Completar la reacción con los compuestos o iones que no participan en las oxidaciones y reducciones.
- 7.- Obtener los compuestos que se habían disociado en iones en el paso 1. a partir de esos mismos iones.
- 8.- Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

Si la reacción es en [medio ácido](#) ya estaría ajustada pero si es en [medio básico](#) debemos realizar los siguientes pasos adicionales:

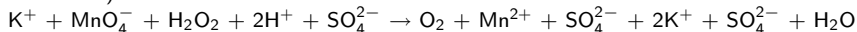
- 9.- Sumar a ambos lados de la ecuación obtenida tantos OH^- como iones H^+ aparezcan en ella.
- 10.- Combine los iones OH^- y H^+ en el lado de la ecuación en que aparezcan juntos. Simplificar las moléculas de H_2O si aparecen en ambos lados de la reacción.
- 11.- Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

Ajustes de reacciones redox (ejemplo)

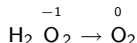
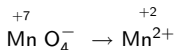
Reacción:



- (1.) Descomponer los compuestos en sus iones (los que se formarían en disolución acuosa).



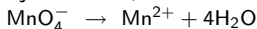
- (2.) Identificar elementos que cambian su número de oxidación y escribir semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción.



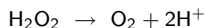
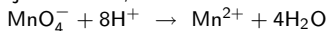
- (3.) Ajustar las semirreacciones como si estuviéramos en [medio ácido](#), siguiendo estos pasos:

- (3a.) Ajustar los átomos que **no** sean H ni O.

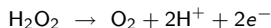
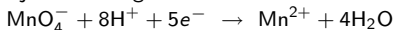
- (3b.) Ajustar los O, utilizando H_2O .



- (3c.) Ajustar los H, utilizando H^+ .

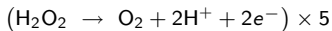
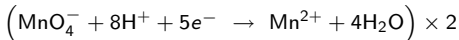


- (3d.) Ajustar la carga utilizando e^- .

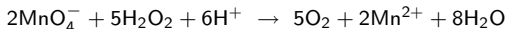


Ajustes de reacciones redox (ejemplo II)

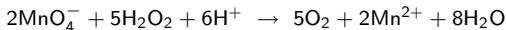
- (4.) Igualar el número de e^- de ambas semirreacciones multiplicando una o ambas por números enteros.



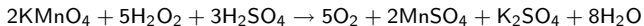
- (5.) Sumar las semirreacciones y simplificar las especies comunes en ambos lados de la reacción global.



- (6.) Completar la reacción con los compuestos o iones que no participan en las oxidaciones y reducciones.



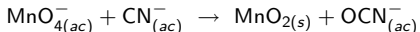
- (7.) Obtener los compuestos que se habían dissociado en iones en el paso (1) a partir de esos mismos iones.



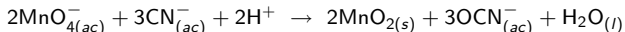
- (8.) Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

Ajustes de reacciones redox (medio básico III)

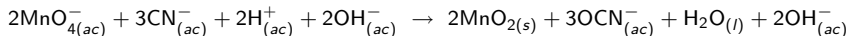
Reacción sin ajustar:



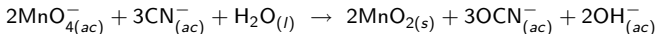
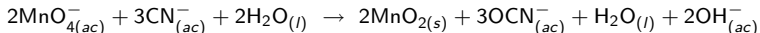
Reacción ajustada como si el medio fuera ácido:



- (9.) Sumar a ambos lados de la ecuación obtenida tantos OH^- como iones H^+ aparezcan en ella.



- (10.) Combine los iones OH^- y H^+ en el lado de la ecuación en que aparezcan juntos. Simplificar las moléculas de H_2O si aparecen en ambos lados de la reacción.



- (11.) Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

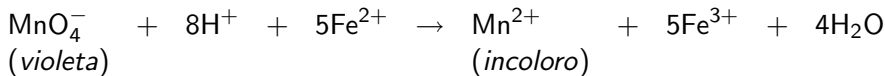
Valoraciones Redox

Valoración: Reacción que se realiza al añadir de manera controlada una disolución sobre otra.

Punto de equivalencia: Momento en el que los reactivos de ambas disoluciones han reaccionado completamente.

Detección del punto de equivalencia: Variación de pH o del potencial, cambio de color de un indicador o de algún reactivo, aparición de un precipitado, ...

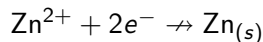
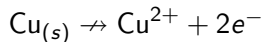
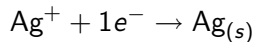
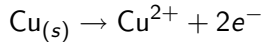
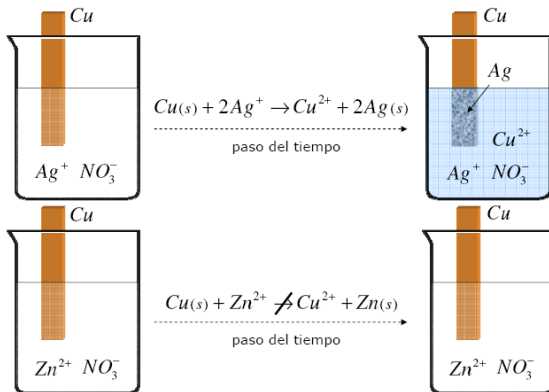
Ejemplo de valoración redox:



$$\underbrace{\left(V_{\text{disol. MnO}_4^-} \times [\text{MnO}_4^-] \right)}_{\text{mol MnO}_4^-} \times \underbrace{\frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-}}_{\text{relación de moles}} = \underbrace{\left(V_{\text{disol. Fe}^{2+}} \times [\text{Fe}^{2+}] \right)}_{\text{mol Fe}^{2+}}$$

Electroquímica, Introducción

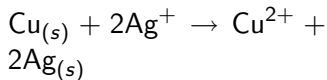
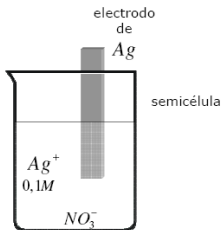
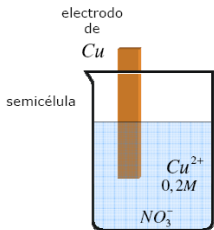
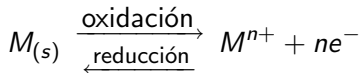
Dos ejemplos de posibles reacciones redox heterogéneas.



Potenciales de electrodos

Semirreacciones

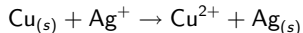
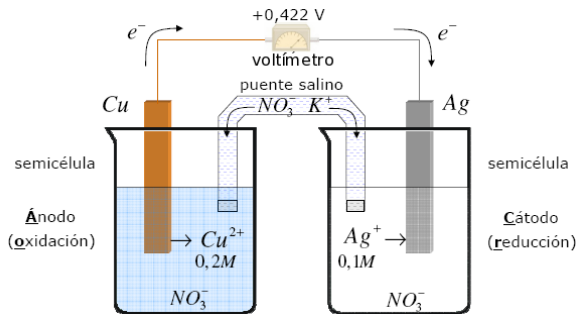
Un **electrodo**¹ es una pieza de metal (Me) que sumergido en una disolución que contiene iones del propio metal (Me^{n+}) forma una **semicélula**.



- Reducción:
 $Ag^{+} + 1e^{-} \rightarrow Ag_{(s)}$
- Oxidación:
 $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$

¹ A veces se llama electrodo a toda la semicelula.

Semirreacciones

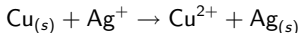


- Reducción:
 $\text{Ag}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$
- Oxidación:
 $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$

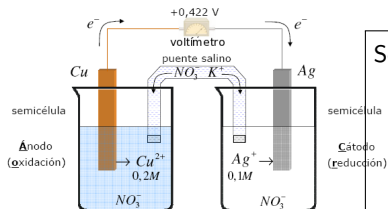
- Ánodo $\rightsquigarrow$ Oxidación $\rightsquigarrow$ Pérdida de e^- .
- Cátodo $\rightsquigarrow$ Reducción $\rightsquigarrow$ Ganancia de e^- .

Esquema de la célula: $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}(0,2\text{ M})||\text{Ag}^+(0,1\text{ M})|\text{Ag}$

Esquema de una célula

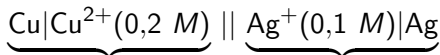


- Reducción: $\text{Ag}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$
- Oxidación: $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$



Separación entre
dos fases

Separación entre
dos fases

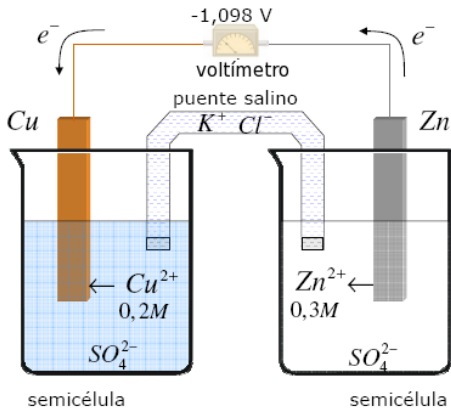


Izquierda
Ánodo
Oxidación

Puente
salino

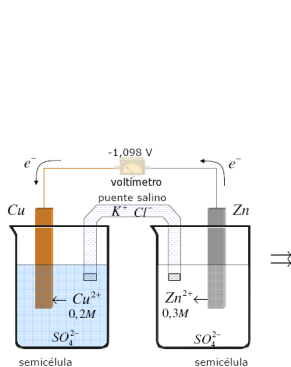
Derecha
Cátodo
Reducción

Semirreacciones

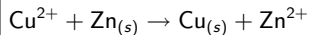
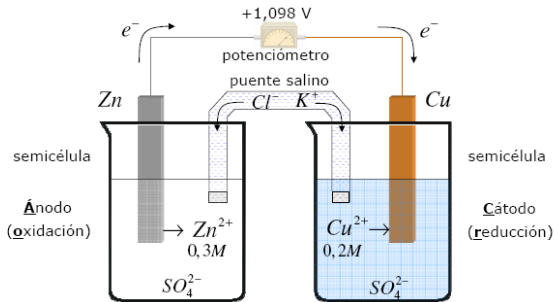


- Reacción NO espontanea:
 $\text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+} \nrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn}_{(s)}$
- Reacción espontanea:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}$
 - Reducción:
 $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
 - Oxidación:
 $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

Semirreacciones



$\Rightarrow$



- Reducción: $\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
- Oxidación: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^{-}$

Potenciales de Electrodo

El voltaje medido en una célula electroquímica es la diferencia de potencial entre sus electrodos, o **fuerza electromotriz** (*fem*).

Una dif. de potencial de 1 V indica que se realiza un trabajo de 1 J por cada 1 C de carga que pasa por el circuito eléctrico; o que hay suministrar una energía de 1 J para que pase 1 C de carga (según el convenio de signos). $1 J = 1 V \times 1 C$.

- Podríamos calcular la *fem* de células electroquímicas hipotéticas si conociésemos los potenciales de sus respectivos electrodos, por resta

$$E_{cel} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$$

- Problema:** No existe una escala absoluta de potenciales de electrodo.
- Solución:** Se define una escala arbitraria de potenciales de electrodo, por convenio internacional, por medio de:
 - asignar potencial cero a un electrodo concreto, el **electrodo estándar de hidrógeno** (EEH), y
 - elegir el signo de la *fem* de modo que a mayor valor del potencial mayor tendencia a reducirse (poder oxidante).

Potencial Estándar de Electrodo a 298 K (E^0 V)

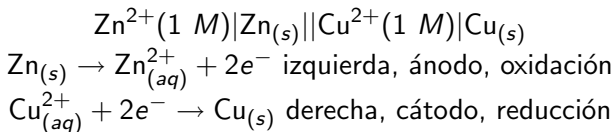
Reacción	E^0 (V)
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	+2.87
$H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow 2H_2O$	+1.78
$Mn^{3+} + e^- \rightarrow Mn^{2+}$	+1.51
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.51
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1.33
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	+1.33
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.23
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	+1.09
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$	+0.96
$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag^0$	+0.80
$Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0.77
$MnO_4^- + 2H_2O + 2e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+0.60
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	+0.54
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	+0.34
$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	+0.15
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.0

Reacción	E^0 (V)
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.0
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0.13
$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0.14
$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$	-0.48
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn^0$	-0.76
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0.83
$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1.18
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al^0$	-1.66
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg^0$	-2.36
$Na^+ + 1e^- \rightarrow Na^0$	-2.71
$Li^+ + 1e^- \rightarrow Li^0$	-3.05

Potencial Estándar de una célula (E_{cel}^0)

$$\begin{aligned} E_{cel}^0 &= E^0(derecha) - E^0(izquierda) \\ &= E^0(\text{cátodo}) - E^0(\text{ánodo}) \\ &= E^0(\text{reducción}) - E^0(\text{oxidación}) \end{aligned}$$

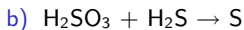
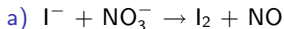
Ejemplo:



$$\begin{aligned} E_{cel}^0 &= E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \\ &= 0,340\text{ V} - (-0,763\text{ V}) = 1,103\text{ V} \end{aligned}$$

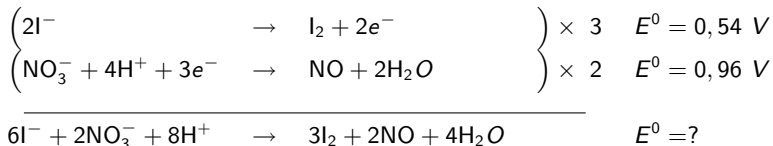
Ejemplo

¿Cuáles de las siguientes reacciones se darán espontáneamente en medio ácido cuando reactivos y productos estén en **condiciones estándar a 298K**? Completa y ajusta las ecuaciones.



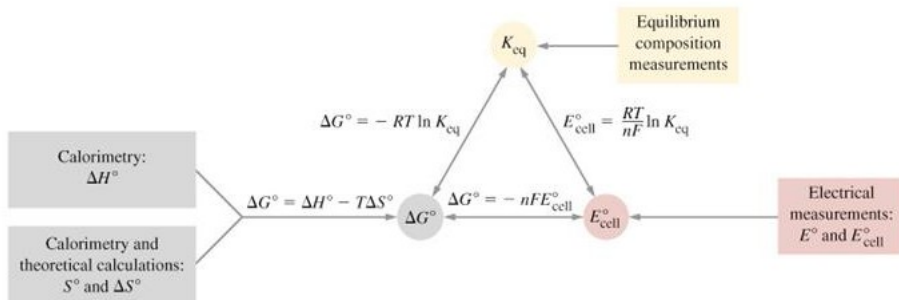
Datos adicionales: $E^\circ(\text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}^+/\text{S}) = 0,45 \text{ V}$

(a)



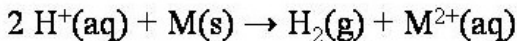
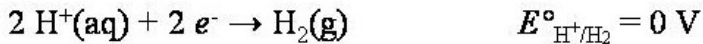
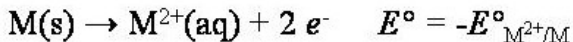
$$E_{\text{cel}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0,96 - 0,54 = 0,42 \text{ V}$$

Variación de energía libre.



Un metal en medio ácido.

- Para que un proceso estandar sea espontáneo debe ocurrir que: $\Delta G_0 < 0 \Rightarrow E_{\text{pila}} > 0$. Los metales Ag, Cu, ... tienen el potencial estandar de reducción positivo; con lo que en medios ácidos no se oxidan espontáneamente.
- Los metales como plomo y el zinc que tienen de reducción negativos son los que se oxidan en medio ácido, propiciando la reducción del H^+ .



$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E^\circ_{\text{M}^{2+}/\text{M}} = -E^\circ_{\text{M}^{2+}/\text{M}}$$

Variación de energía libre.

- Cuando el proceso redox se produce espontáneamente tenemos que:

$$\Delta G = \Delta G^0 + R T \log_e Q = -n F E_{\text{pila}}^0 + R T \log_e Q < 0$$

la reacción transcurre hasta alcanzar el equilibrio $\Delta G = 0$:

$$0 = \Delta G^0 + R T \log_e K_{\text{eq}} = -n F E_{\text{pila}}^0 + R T \log_e K_{\text{eq}}$$

$$E_{\text{pila}}^0 = \frac{R T}{n F} \log_e K_{\text{eq}}$$

- Por analogía con ΔG^0 y E_{pila}^0 se establece:

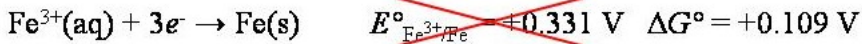
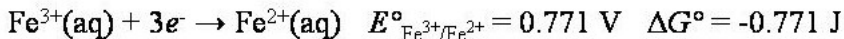
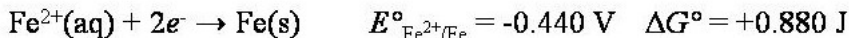
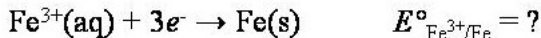
$$\Delta G = -n F E_{\text{pila}} \quad E_{\text{pila}} = -\frac{\Delta G}{n F}$$

$$-n F E_{\text{pila}} = -n F E_{\text{pila}}^0 + R T \log_e Q \quad E_{\text{pila}} = E_{\text{pila}}^0 - \frac{R T}{n F} \log_e Q$$

$$E_{\text{pila}}(T = 298K) = E_{\text{pila}}^0 - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log_{10} Q$$

Combinación de semirreacciones.

- Para obtener el potencial estandar de varias reacciones en secuencia se deben sumar las energías libres y no los potenciales:



$$\Delta G^\circ = +0.109 \text{ V} = -nFE^\circ$$

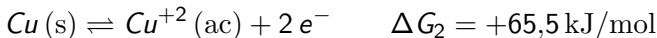
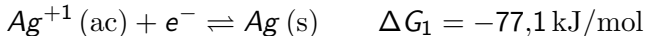
$$E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} = +0.109 \text{ V} / (-3F) = -0.0363 \text{ V}$$

Combinación de semirreacciones.

- Para obtener el potencial estandar de la pila se toma:

$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0.$$

- Para la reacción: $2 Ag^{+1}(ac) + Cu(s) \rightleftharpoons Cu^{+2}(ac) + 2 Ag(s)$
tenemos $E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 0,80 - 0,34 = 0,46 V$ a pesar del coeficiente 2 del Ag.
- Usando $\Delta G = E \cdot q = -E \cdot q_e \cdot n \cdot N_{av} = -E \cdot n \cdot F$ para cada semirreacción tenemos:

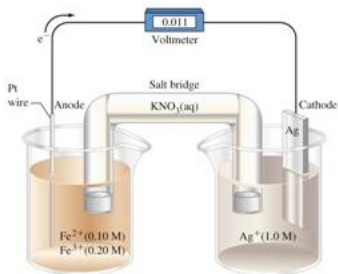


- Con lo que ($F = -96400 \text{ cul}$, $n=2$)

$$\Delta G = E_0 \cdot n \cdot F = 2 \cdot \Delta G_1 + \Delta G_2 = -88,7 \text{ kJ/mol}$$

- Al final se llega a $E_0 = 0,46 V$ con lo que se demuestra que $E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0$ independientemente del número de electrones involucrados en el proceso redox y de cuantas veces se use cada semirreacción.

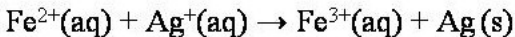
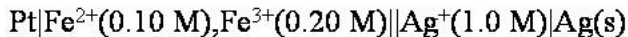
Ejemplo.



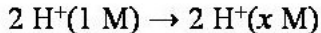
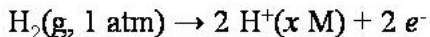
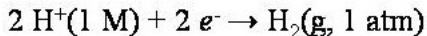
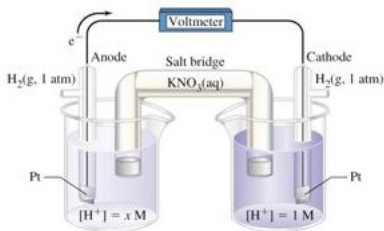
$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}] [\text{Ag}^{+}]}$$

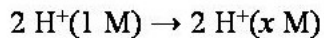
$$E_{\text{cell}} = 0.029 \text{ V} - 0.018 \text{ V} = 0.011 \text{ V}$$



Two half cells with identical electrodes
but different ion concentrations.



$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q$$



$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log \frac{x^2}{1^2}$$

$$E_{\text{cell}} = 0 - \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \log \frac{x^2}{1}$$

$$E_{\text{cell}} = -0.0592 \text{ V} \log x$$

$$E_{\text{cell}} = (0.0592 \text{ V}) \text{ pH}$$



Espontaneidad en una pila.

- Para saber si a 298 K la pila:

$\text{Sn}(s)|\text{Sn}^{+2}(\text{ac}, 0,5 \text{ M})||\text{Pb}^{+2}(\text{ac}, 0,001 \text{ M})|\text{Pb}(s)$ produce electricidad de esa forma hay que, primero, determinar el potencial de referencia:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cat}}^0 - E_{\text{an}}^0 = E_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}}^0 - E_{\text{Sn}^{+2}/\text{Sn}}^0 = -0,125 - (-0,137) = 0,012 \text{ v}$$

y después para la reacción: $\text{Sn}(s) + \text{Pb}^{+2} \rightleftharpoons \text{Sn}^{+2} + \text{Pb}(s)$ aplicar la ecuación de Nerst

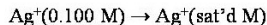
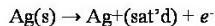
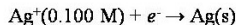
$$E(298\text{K}) = E_0 - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log_{10} Q = 0,012 - \frac{0,0592 \text{ V}}{2} \log_{10} 500 = -0,068 \text{ v}$$

- Con lo que la reacción espontánea ocurre en el sentido opuesto al escrito: $\text{Pb}(s) + \text{Sn}^{+2} \rightleftharpoons \text{Pb}^{+2} + \text{Sn}(s)$
- Recordad que la ecuación de Nerst proviene de:

$$\Delta G = \Delta G^0 + R T \log_e Q = -n F E_{\text{pila}} = -n F E_{\text{pila}}^0 + R T \log_e Q$$

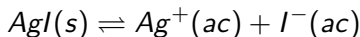
Pilas y producto de solubilidad.

- Para saber la solubilidad de la sal AgI y su constante de solubilidad construimos el proceso redox:



- En condiciones normales 298 K tenemos un potencial de 0.417 V:

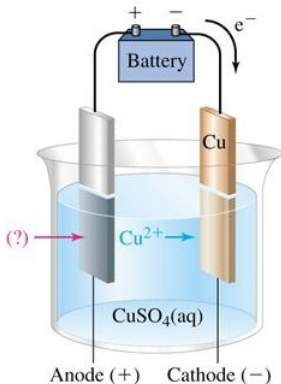
$$E_{\text{pila}}(T = 298\text{ K}) = E_{\text{pila}}^0 - \frac{0,0592\text{ V}}{n} \log_{10} Q \frac{[\text{Ag}_{\text{sal}}^+]}{0,1} = 0,417\text{ V}$$



$$s = 9,1 \cdot 10^{-9}\text{ M} \Rightarrow K_{ps} = s^2 = 8,3 \cdot 10^{-17}$$

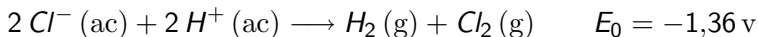
Electrólisis

- Se suministra energía potencial para lograr el proceso redox inverso.



- Para saber la carga que se ha transferido se usa: $I = \frac{Q}{t}$
- Según las leyes de Faraday, con 96500 C se desprende 1 equivalente electroquímico.

- **Ejemplo:** Al efectuar la electrólisis de una disolución de HCl se desprende cloro en el ánodo. ¿Qué volumen de cloro, medido en condiciones normales, se desprenderá al pasar una carga de 50.000 C.? ¿Qué energía se ha gastado ?.



Con 50000 cul pasan $3,125 \cdot 10^{23}$ electrones, es decir se liberan 0.2594 moles de Cl_2 , ya que se necesitan $2 \times 6.023 \cdot 10^{23}$ para producir 1 mol de cloro.

0.2594 moles de Cl_2 en condiciones normales (1 mol en C.N. ocupa 22,4 L) ocuparán un volumen de 5.80 litros de Cl_2 .

- La energía gastada es $E = V \cdot q = 1,36 \cdot 50000 = 68 \text{ kJ}$ ya que en condiciones normales $V = E_0$.