

CB041 Química y Electroquímica

Departamento de Química

Electroquímica II

Autora: María Andrea Ureña



Contenidos de la presentación:

- Tipos de conductores eléctricos
- Celdas electroquímicas
- Elementos constitutivos de una celda galvánica o pila
- Fuerza electromotriz o fem de una celda
- Potenciales estándar de reducción, electrodo de referencia
- Ecuación de Nernst



CONDUCTORES ELECTRICOS

Existen dos tipos de conductores eléctricos:

1. **Conductores de 1º especie (electrónicos):** son materiales que conducen la electricidad a través del movimiento de electrones libres. Esto incluye a los **metales** (cobre, oro, plata, etc) y también al **grafito**.
Estos sólo tienen portadores negativos que son los electrones.
2. **Conductores de 2º especie (electrolíticos o iónicos):** son materiales que conducen la electricidad a través del movimiento de iones (aniones y cationes), no de electrones. Esto incluye **soluciones de electrolitos, compuestos iónicos fundidos** y algunos **sólidos conductores iónicos**. En este caso hay portadores positivos (cationes) y portadores negativos (aniones). La transferencia de carga tiene lugar por migración iónica. Esta migración involucra no sólo una transferencia de electricidad sino también el transporte de materia de una parte a otra del conductor.

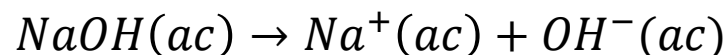
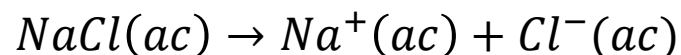


SOLUCIONES DE ELECTROLITOS

Cuando una sustancia se disuelve en un solvente y se disocia en iones cargados (aniones y cationes), formando una solución capaz de conducir la electricidad, se la denomina **solución de electrolitos o electrolítica**.

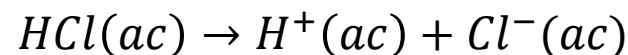
Son soluciones de electrolitos:

Soluciones acuosas de compuestos iónicos (NaCl, KNO₃, CuSO₄, NaOH).



Soluciones acuosas de algunos compuestos moleculares como los ácidos.

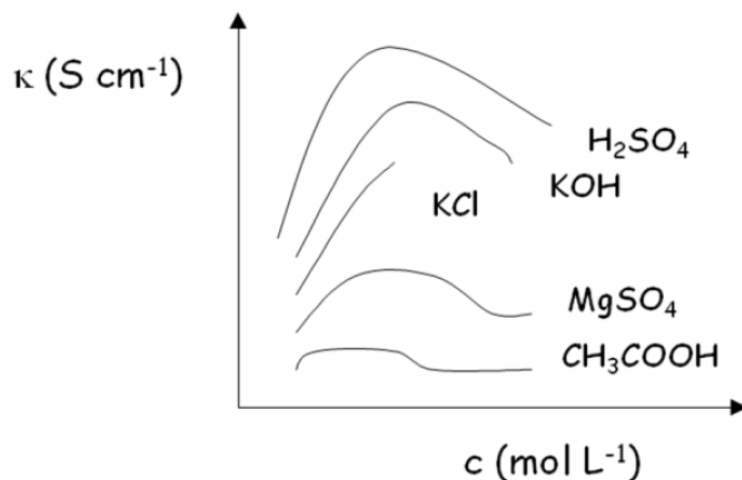
Los ácidos también son electrolitos, aunque son compuestos moleculares (HCl, H₂SO₄, HNO₃).



Las soluciones de electrolitos se clasifican en **electrolitos fuertes** y **electrolitos débiles** según si están totalmente disociados o si están parcialmente disociados.

La **conductividad de una solución de un electrolito** depende de que tipos de iones están presentes en la solución y de la concentración de estos iones.

- Si los iones son pequeños se mueven más rápido y conducen mejor la electricidad.
- Si comparamos dos soluciones de la misma concentración con iones de igual tamaño, el ión que posee más carga tiene mayor conductividad de corriente eléctrica.
- Si en una solución, la concentración de iones es alta, los iones chocan entre sí dificultando el transporte de cargas



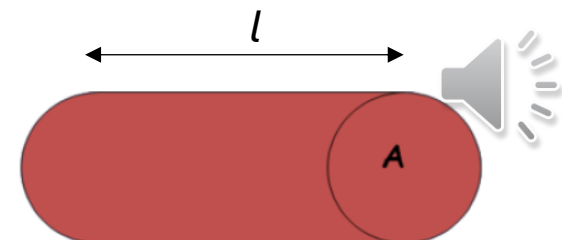
Λ. Ureña (FIUBA)

$$\kappa = 1/\rho$$

κ = conductividad

ρ = resistividad

$$R = \rho \frac{l}{A} \text{ resistencia}$$



Electroquímica

Estudia la conversión entre la energía eléctrica y la energía química

Energía eléctrica \rightleftharpoons **Energía química**

Estudio de las reacciones químicas espontáneas que producen efectos eléctricos y de los fenómenos químicos causados por la acción de las corrientes o voltajes

Procesos electroquímicos \rightarrow **Reacciones redox**



Para aprovechar la fuerza impulsora de una reacción química espontánea y generar electricidad, o producir una reacción química no espontánea aplicando electricidad se construyen **dispositivos llamados:**

Celdas electroquímicas



Celdas galvánicas o pilas, baterías

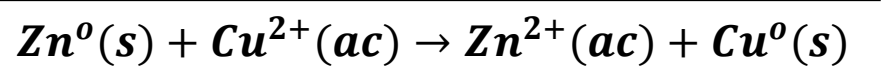
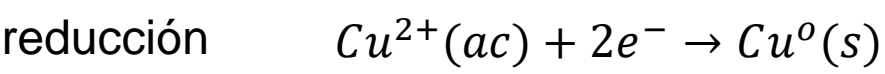
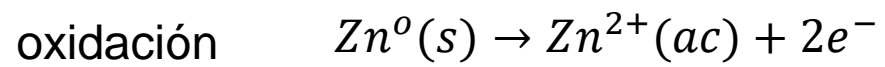
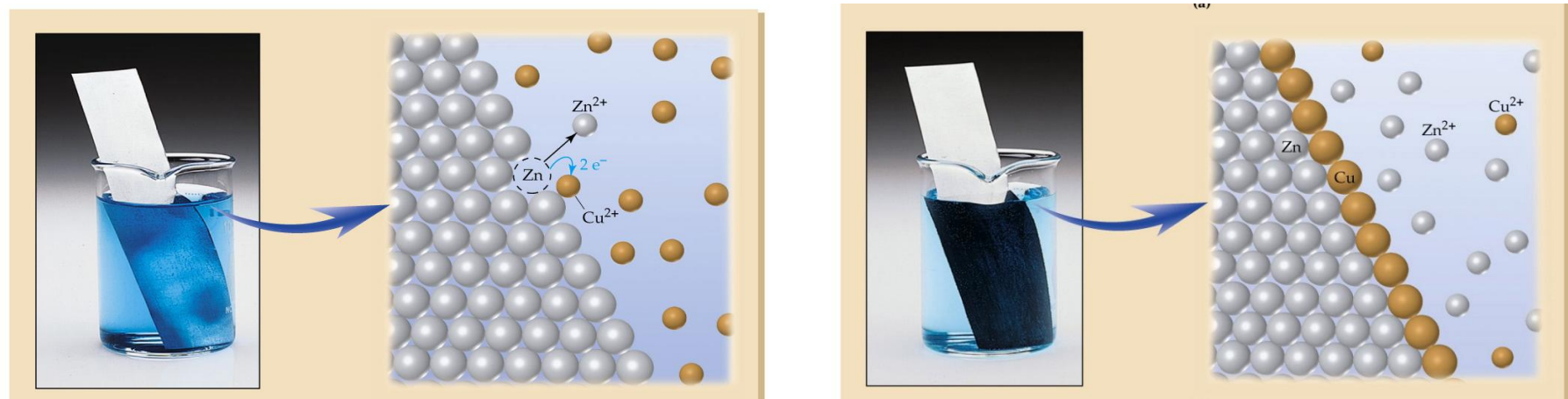
- Genera electricidad a partir una reacción química **redox espontánea** ($\Delta G < 0$).
- Separa físicamente la oxidación de la reducción utilizando generalmente dos compartimentos o hemiceldas (ANODICA Y CATODICA)
- Usos: pilas y baterías



Celdas electrolíticas

- Usa electricidad externa para forzar una reacción química **redox no espontánea** ($\Delta G > 0$).
- Se realiza el proceso en un único compartimento llamado CUBA ELECTROLÍTICA
- Usos: síntesis de compuestos, recubrimientos metálicos, protección contra la corrosión.

Consideremos la reacción redox espontánea entre el zinc metálico y los iones cobre (II) provenientes del CuSO_4 (ac):



Los electrones se transfieren y la variación de energía libre de la reacción se aproxima a cero a medida que la reacción se aproxima al equilibrio. Sin embargo, los electrones se transfieren, pero no se aprovecha para generar un trabajo eléctrico.

¿Cómo puede utilizarse una reacción química redox espontánea para generar corriente eléctrica?

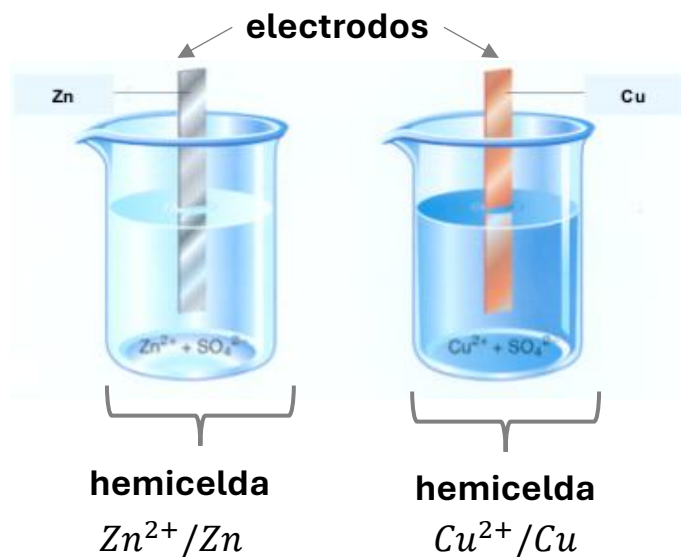
Si separamos los reactivos (Zn(s) y los iones Cu^{2+}), pero proveemos de un camino mediante un conductor externo para que los electrones circulen del zinc metálico a los iones de cobre (II), los electrones ahora pueden generar un trabajo eléctrico a medida que pasan de la especie que se oxida a la especie que es reducida.

La celda galvánica o voltaica o pila: permite mantener separadas las sustancias intervinientes en la reacción (es decir el agente oxidante separado del agente reductor) a fin de que la transferencia de electrones característica de toda reacción redox ocurra forzosamente por un cable conductor situado fuera del electrolito

La **celda galvánica o voltaica o pila** permite realizar las hemirreacciones separadamente, pero en forma simultánea



Elementos que constituyen la pila:

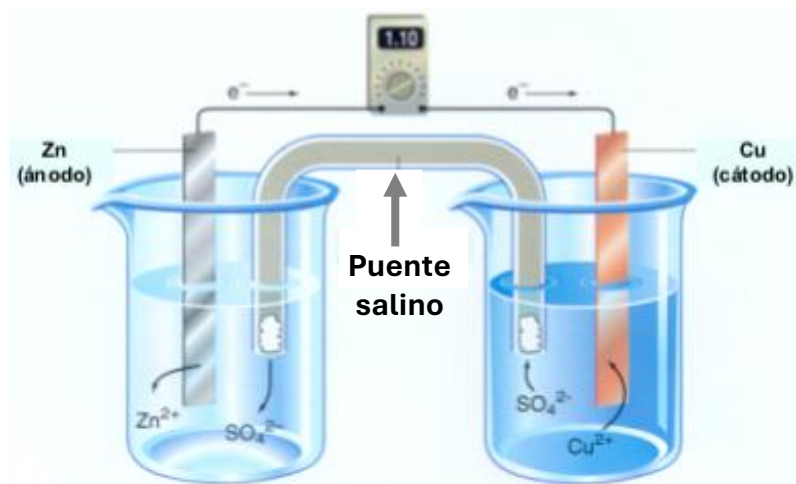


1 - Electrodos (conductores electrónicos): hacen el contacto eléctrico con el contenido de la pila. Donde ocurre la oxidación es el **ánodo** y donde transcurre la reducción es el **cátodo**.

+

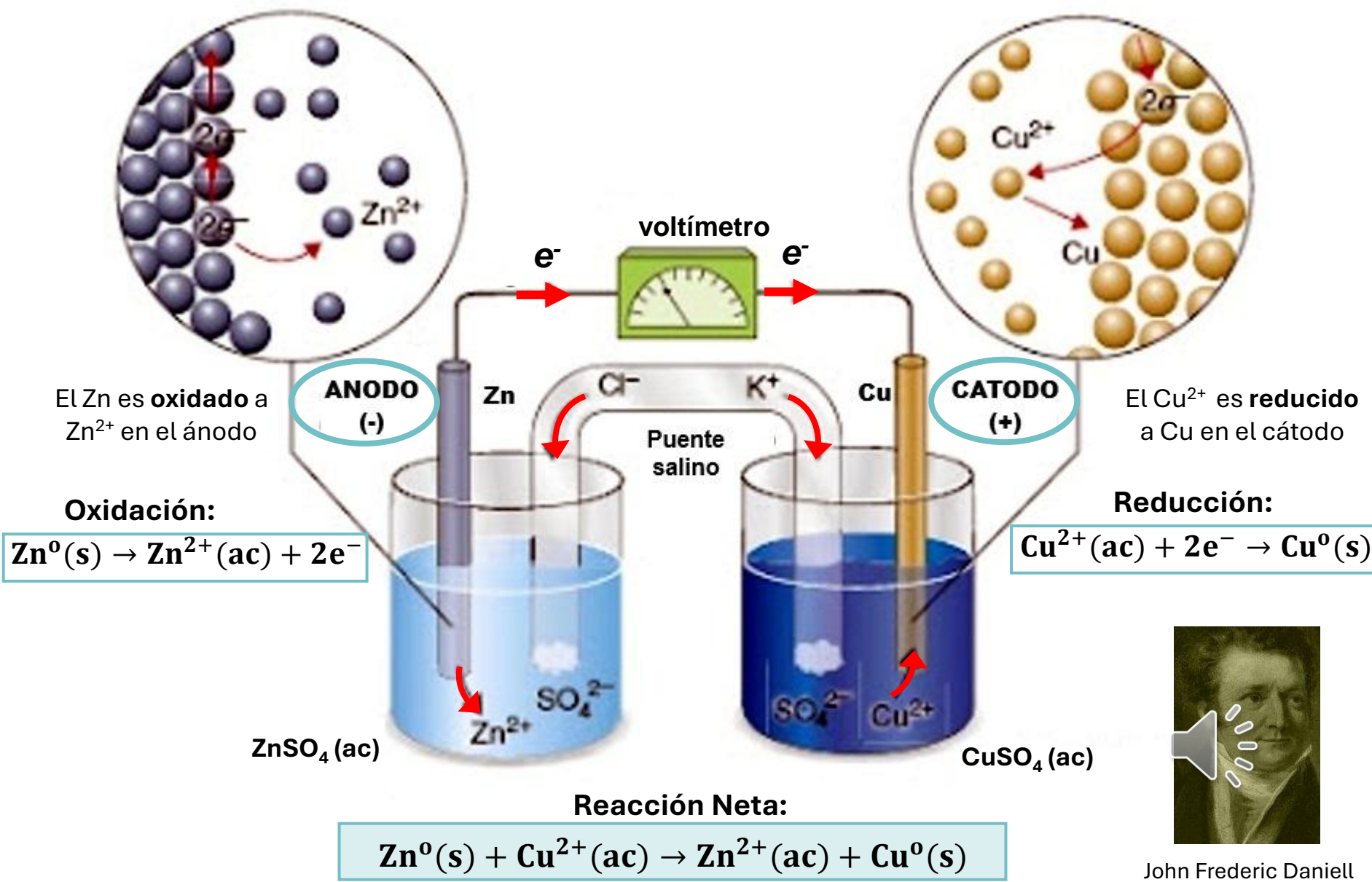
2 - Dos compartimentos conteniendo un electrolito que es el medio iónicamente conductor en el interior de la pila.

hemiecelda



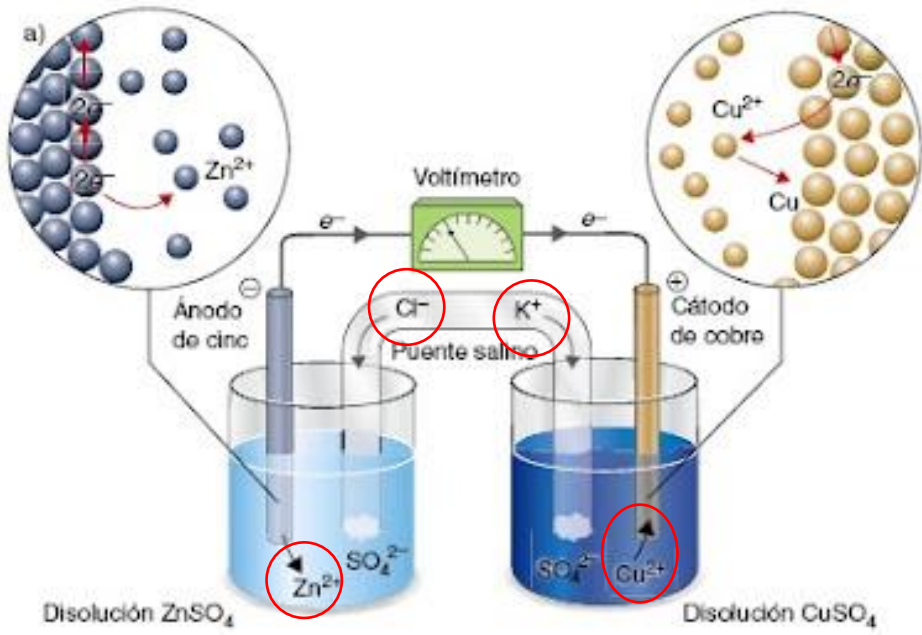
3 - Puente salino o tabique poroso: El puente salino contiene un electrolito inerte (que no interviene en las reacciones de las hemiceldas). Se usan sales de iones pequeños de gran movilidad y de poca diferencia de velocidad entre anión y catión para evitar una diferencia de potencial (KCl, KI). Permite el contacto eléctrico (iónico) entre las soluciones impidiendo el contacto directo entre los reactivos (Zn(s) y iones Cu^{2+}) e impide la acumulación de cargas en las hemiceldas.

PILA DE DANIELL



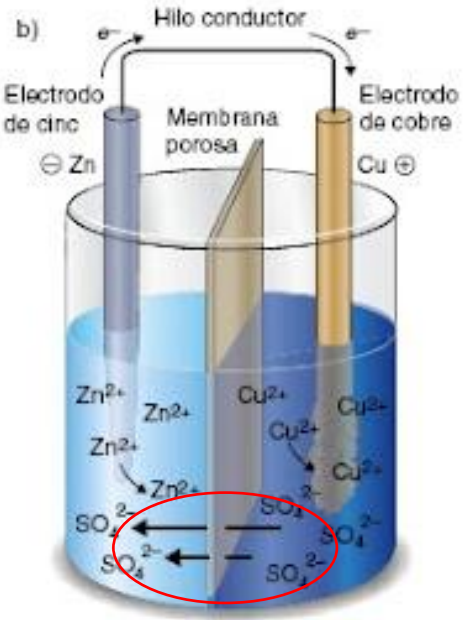
John Frederic Daniell
(1836)

Puente salino y tabique poroso



A medida que se produce iones Zn^{2+} , el puente salino aporta iones Cl^- para neutralizar el aumento de carga (+)

A medida que se consumen los iones Cu^{2+} , el puente salino aporta iones K^+ para compensar la disminución de carga (+)



A través del tabique poroso, los iones SO_4^{2-} pueden migrar del compartimento catódico al anódico para compensar el aumento y consumo de cargas (+) respectivamente



El puente salino y el tabique poroso evitan la acumulación de cargas en las hemiceldas permitiendo que las hemirreacciones continúen.

En una celda galvánica o pila:

ánodo \rightarrow ox
cátodo \rightarrow red

Ocorre una reacción **redox espontanea** $\Delta G < 0$

La **reacción de oxidación** siempre tiene lugar en el **ánodo**.

La **reacción de reducción** siempre tiene lugar en el **cátodo**.

Por convención:

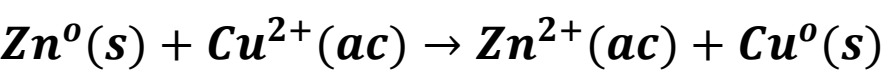
El **ánodo** corresponde al **polo negativo** de la pila (-).

El **cátodo** corresponde al **polo positivo** de la pila (+).

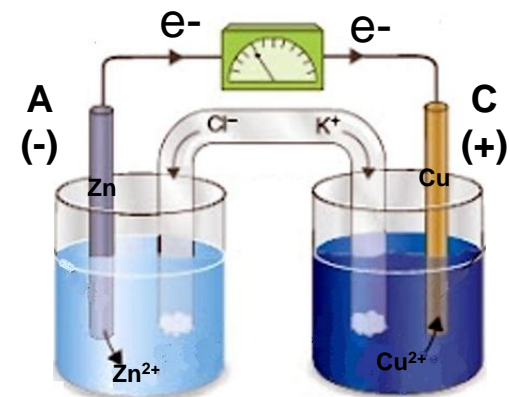
El puente salino o tabique poroso se utilizan para conectar iónicamente los dos compartimentos electrolíticos y completar el circuito eléctrico



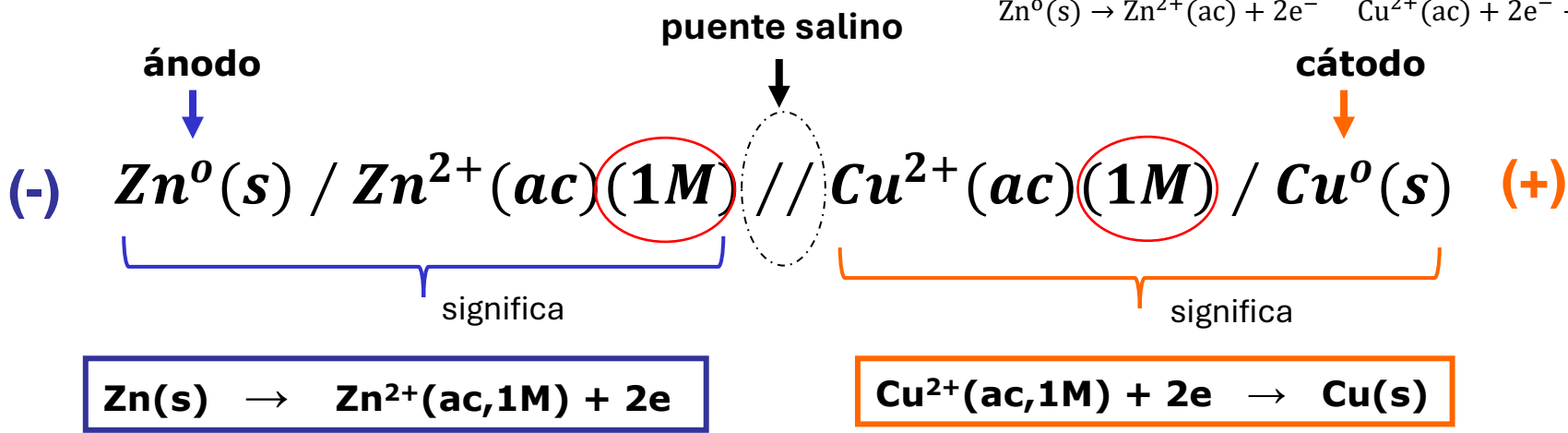
Reacción Neta:



*¿Siguen existiendo estas pilas
o es todo una mentira*



Notación o diagrama de celda:



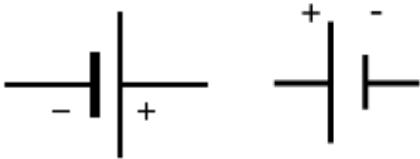
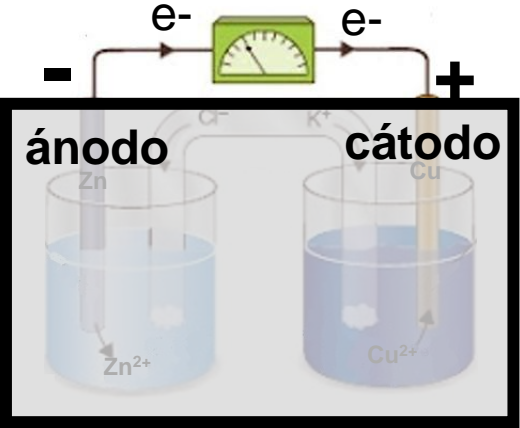
- ☐ Por convención, el ánodo se escribe primero a la izquierda y el cátodo en el extremo derecho.
- ☐ Deben colocarse las concentraciones de los electrolitos

Símbolos:

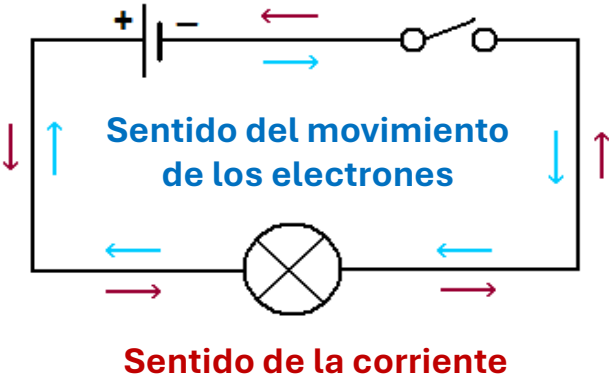
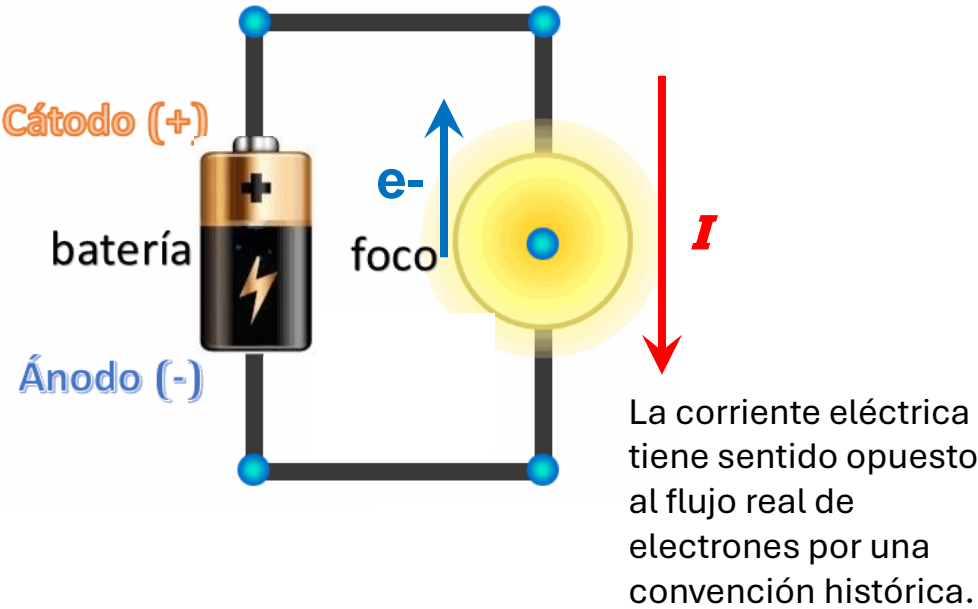
/ interfase (solido-solución) o tabique poroso

// puente salino (hay dos interfases cada extremo del tubo)

, separa a dos especies en la misma fase (Fe^{2+} , Fe^{3+})

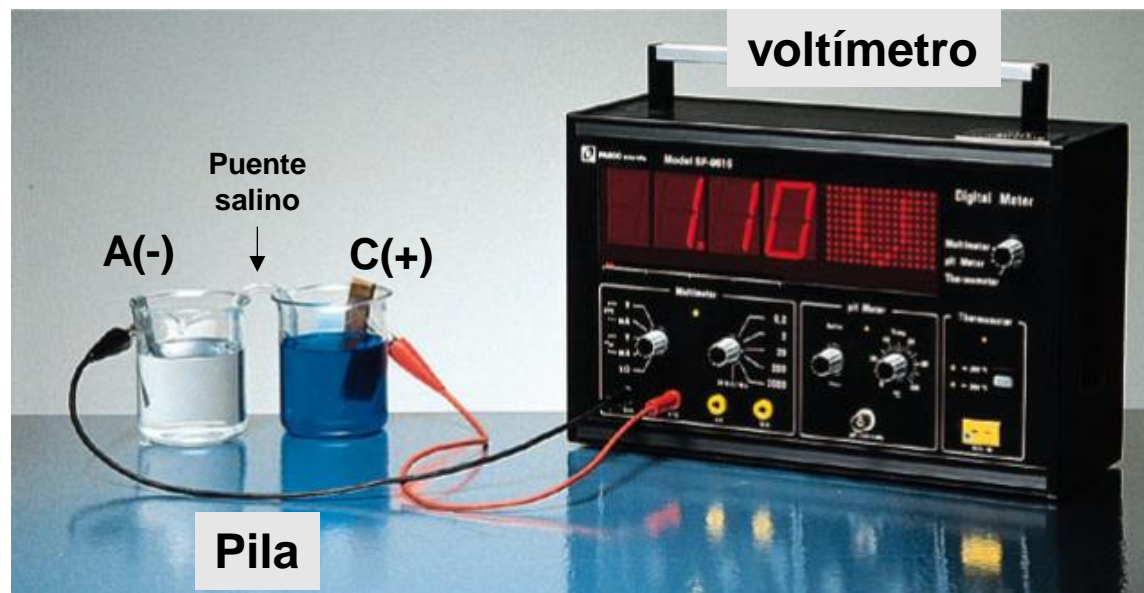


Símbolos de una pila en un circuito eléctrico



- ❖ Los electrones circulan de ánodo (-) a cátodo (+)
- ❖ La corriente circula de cátodo (-) a ánodo (+).

Fem o FUERZA ELECTROMOTRIZ (E)



Cuando conectamos los bornes de una pila a un circuito externo, **los electrones** fluyen del ánodo al cátodo (la corriente en sentido opuesto) porque hay una **diferencia de energía potencial eléctrica entre los electrodos producido por la pila.**

La **diferencia de potencial eléctrico** entre el ánodo y el cátodo se mide en forma experimental con un voltímetro, donde la lectura en volts es el voltaje de la celda.

¿Qué es la fem o fuerza electromotriz de una pila?

La **fuerza electromotriz o fem (E)** es una medida de la capacidad de una pila para generar una diferencia de potencial eléctrico entre sus terminales (electrodos) o en otras palabras es la capacidad para impulsar el flujo de corriente eléctrica a través de un circuito.

La **fem** es toda causa capaz de mantener una diferencia de potencial entre dos puntos de un circuito abierto o de producir una corriente eléctrica en un circuito cerrado.

Fem es el trabajo por unidad de carga que puede realizar la pila

La **fuerza electromotriz o fem (E)** de una pila se determina como la diferencia de potencial entre sus electrodos cuando no circula corriente. Se mide en Voltios (V)

Unidades [V]: . Decimos que entre dos puntos hay una diferencia de potencial de 1 volt cuando para trasladar de un punto a otro una carga de 1 coulomb se realiza un trabajo de 1 joule

$$V = \frac{J}{C}$$



- El valor de la **fem** es característico de la celda y depende de la **naturaleza de los electrodos** y de los iones en el **electrolito**, de sus **concentraciones** y de la **temperatura** a la cual opera la celda.
- La **fem** es una **propiedad intrínseca** de cada tipo de celda, pila o batería. Este valor es independiente del tamaño de los electrodos y de la pila.



FEM O POTENCIAL DE CELDA:

Así como la reacción global de una celda puede considerarse como la suma de dos hemirreacciones (anódica y catódica), la fem medida en la celda puede ser tratada como la diferencia de los potenciales en los electrodos (potencial de reducción del cátodo menos potencial de reducción del ánodo)

La fem de la pila en condiciones estándar se calcula como:

$$fem = E_{celda}^o = E_{catodo}^o - E_{ánodo}^o$$

E^o = Potenciales de reducción en condiciones estándar

Condiciones Estándar:

Presión de gases: 1 bar

Concentración de soluciones: 1M

Temperatura: 25°C (generalmente)

Se resta el E^o de reducción del ánodo porque allí se produce la oxidación (si se utiliza el E^o de oxidación del ánodo se debería sumar)



POTENCIAL ESTANDAR DE ELECTRODO:

Es imposible medir el potencial de un solo electrodo pues para que el circuito se complete se requiere la presencia de los dos electrodos.

Si arbitrariamente **se asigna el valor de cero a un electrodo particular**, y armamos una celda con este electrodo, lo podemos usar como referencia para determinar el potencial del otro electrodo.

Electrodo de referencia: →

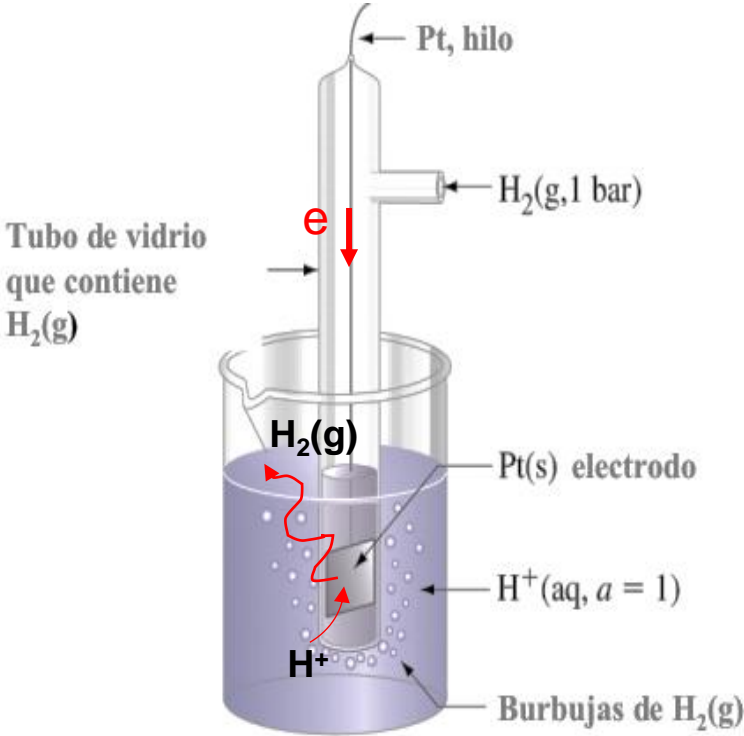
Electrodo estándar o patrón de hidrogeno (EEH).

Por convención **se le asigna el valor cero** de potencial de reducción de este electrodo

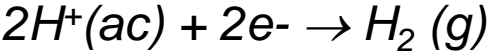


Electrodo Estándar o patrón de Hidrógeno (EEH)

Un electrodo de hidrogeno consiste en un alambre de platino sumergido en una solución de ácido clorhídrico (iones hidrógeno H^+) en la que se hace burbujear gas hidrógeno (H_2) a través de un capuchón de vidrio.



Reacción de reducción:



Se atribuye el **valor cero** al potencial de reducción cuando opera en condiciones patrón o estándar:

$T = 25\text{ }^\circ\text{C}$ (generalmente)

$P_{H_2} = 1 \text{ bar}$

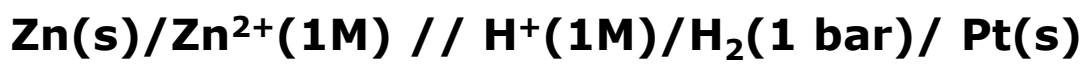
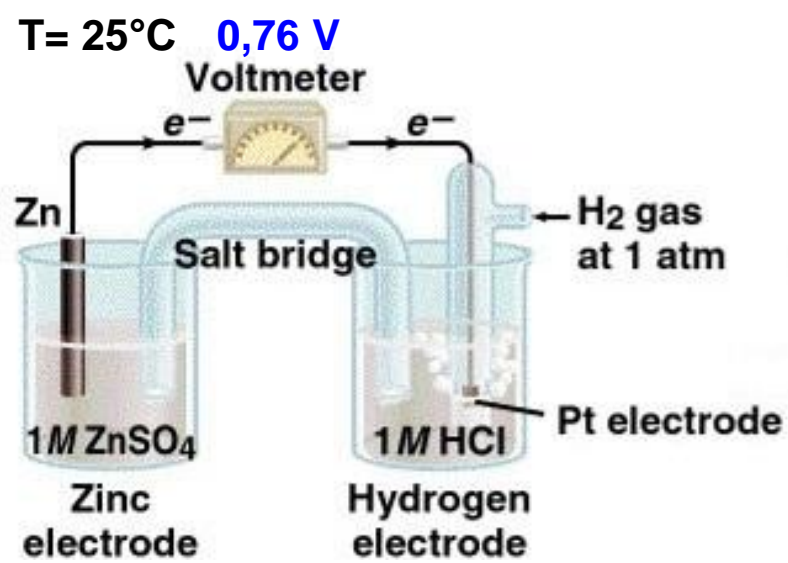
$[H^+] = 1\text{ M}$

$$E^\circ_{H^+ / H_2(g)} = 0 \text{ volt}$$

Notación simbólica : $H^+ / H_2(g) / Pt.$



Para determinar el potencial estándar de un electrodo se arma una pila con un electrodo EEH y el electrodo que queremos caracterizar en condiciones estándar



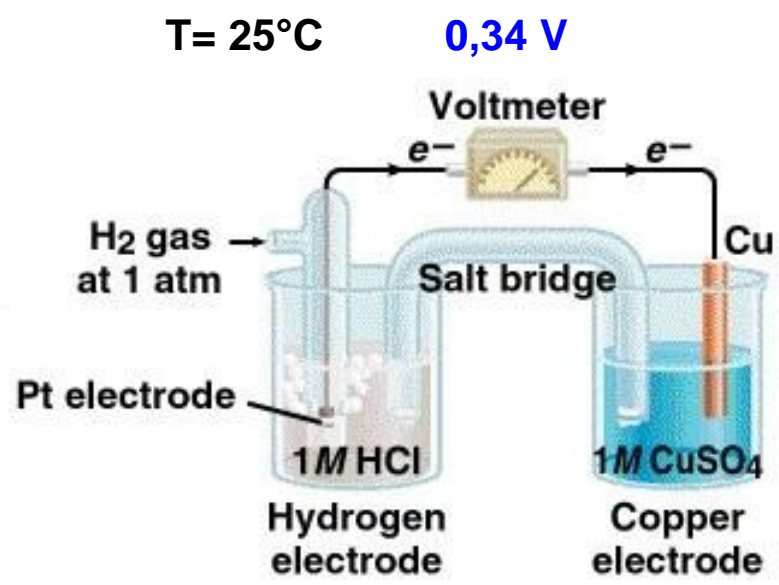
$E^{\circ} \text{ celda} = E^{\circ} \text{ cátodo} - E^{\circ} \text{ ánodo}$

$E^{\circ} \text{ celda} = E^{\circ}_{\text{H}^{+}/\text{H}_2} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$

$0.76\text{V} = 0\text{V} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$

$\Rightarrow E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.76\text{V}$





$E^{\circ} \text{ celda} = E^{\circ} \text{ cátodo} - E^{\circ} \text{ ánodo}$

$E^{\circ} \text{ celda} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{H}^+/\text{H}_2}$

$0.34\text{V} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - 0\text{V}$

$E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.34\text{V}$




De esta manera se construye una **tabla con los potenciales estándar de reducción** en agua, para distintos electrodos

Potenciales de electrodo estándar de reducción en agua a 25° C


Semireacción de reducción	E°(V)
$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	2.87
$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.78
$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1.51
$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	1.33
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.23
$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1.09
$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	0.80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77
$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70
$I_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-(aq)$	0.54
$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cu(s)$	0.34
$Sn^{4+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15
$2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g)$	0
$Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0.13
$Ni^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0.26
$Cd^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0.45
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0.76
$2 H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0.83
$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2.37
$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2.71
$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3.04

Agente oxidante fuerte



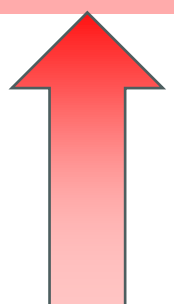
Agente oxidante débil

Agente reductor débil

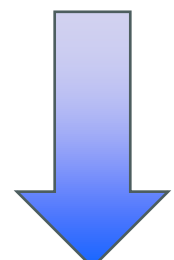


Agente reductor fuerte

Mayor tendencia a ocurrir la reacción de **reducción**



Mayor tendencia a ocurrir la reacción de **oxidación** (reacción inversa)



¿Cómo determinamos cuál especie se oxida y cuál se reduce en condiciones estándar?

Utilizando la tabla de potenciales de reducción estándar

Cuando tenemos 2 pares redox, como regla general se aplica:

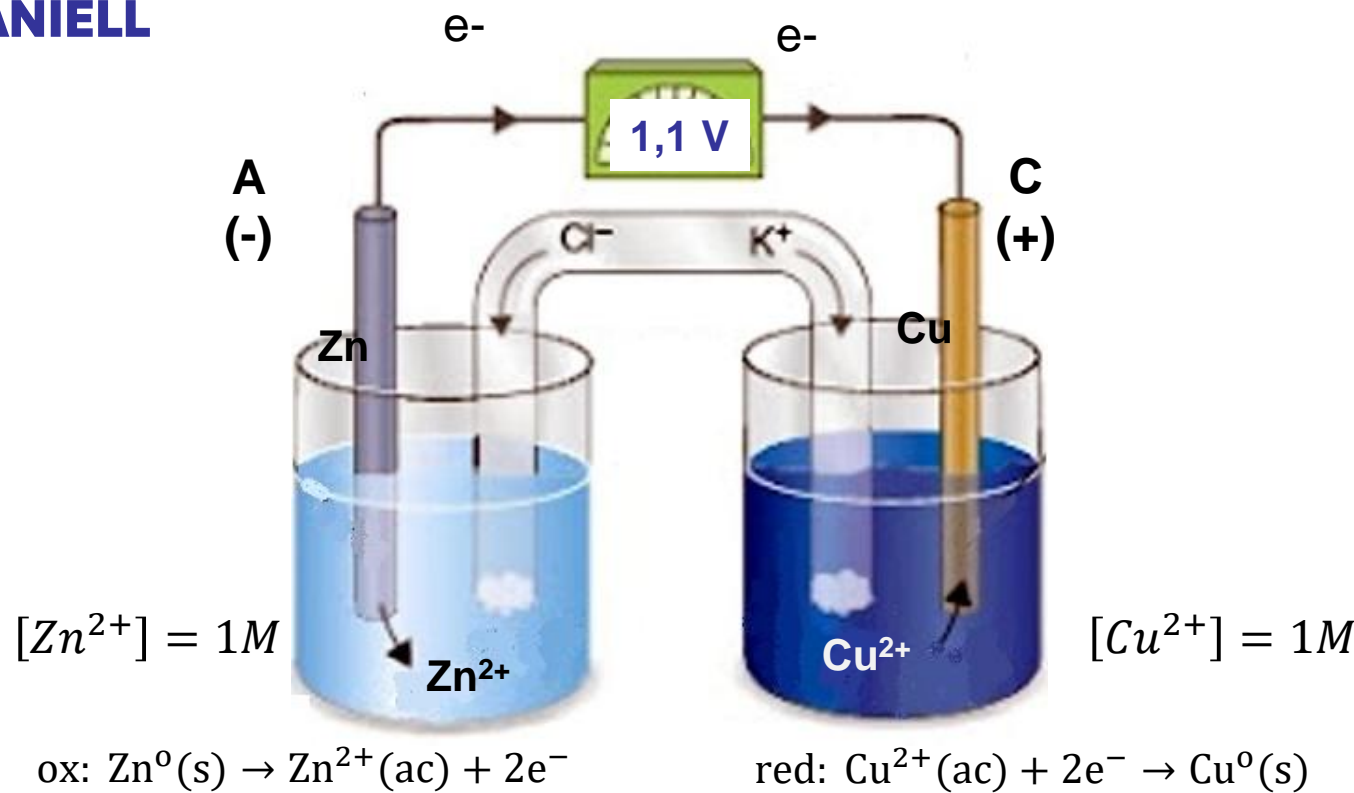
- La especie que tiene **mayor potencial de reducción**, tiene mayor tendencia a **reducirse**
- La especie que tiene **menor potencial de reducción**, tiene mayor tendencia a **oxidarse**.



Una **reacción redox espontánea**
en condiciones estándar:

$$fem = E_{celda}^o = E_{catodo}^o - E_{ánodo}^o > 0$$

PILA DE DANIELL



Notación convencional: $\text{Zn}^0(\text{s}) / \text{Zn}^{2+}(\text{ac})(1\text{M}) // \text{Cu}^{2+}(\text{ac})(1\text{M}) / \text{Cu}^0(\text{s})$

Fem : $E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$

$E^{\circ}_{\text{celda}} = 0,34\text{V} - (-0,76\text{V})$ $E^{\circ}_{\text{celda}} = 1,1\text{V} \Rightarrow + \text{espontanea}$

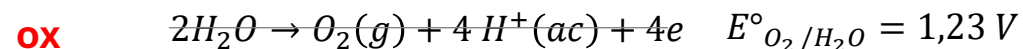
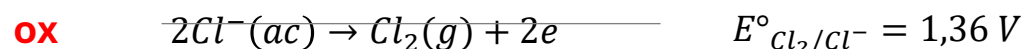
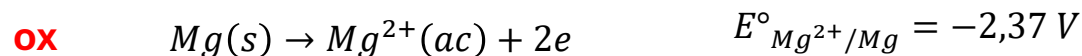


Predicción de reacciones redox espontaneas

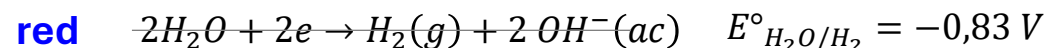
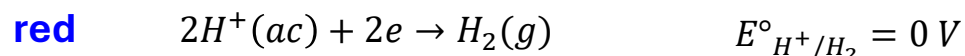
La tabla de potenciales estándar de reducción nos permite predecir si la reacción redox ocurrirá en forma espontanea.

Ejemplo: Qué ocurrirá si sumergimos una cinta de Mg en una solución de HCl.

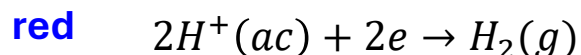
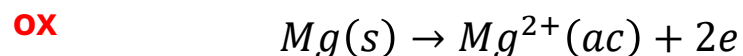
Especies presentes: Mg(s), Cl⁻, H⁺, H₂O



Se oxida el de menor pot de reducción



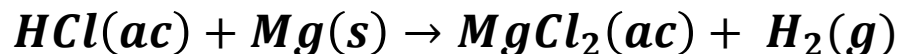
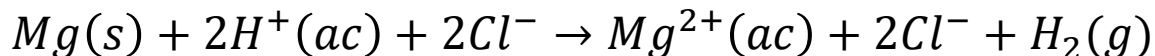
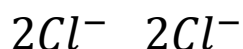
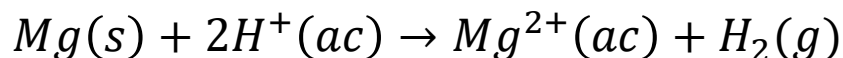
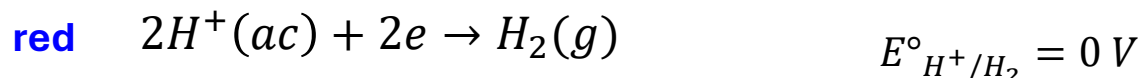
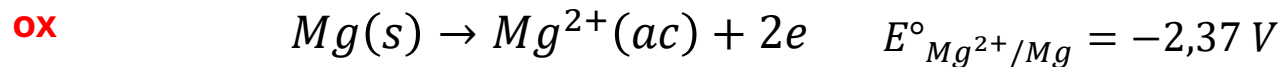
Se reduce el de mayor pot de reducción



$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	2,80
$Au^+ + e \rightleftharpoons Au$	1,70
$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$	1,69
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	1,50
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,36 *
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	1,23 *
$Br_2(l) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1,07
$AuCl_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Cl^-$	1,00
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0,96
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	0,80
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,77
$I_2 + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	0,54
$NiO_2 + 2H_2O + 2e \rightleftharpoons Ni(OH)_2 + 2OH^-$	0,49
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftharpoons 4OH^-$	0,40
$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	0,34
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons SO_2 + 2H_2O$	0,17
$HgO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Hg + 2HO^-$	0,098
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0,00 *
$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0,13
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0,14
$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$	-0,24
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0,25
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0,28
$PbSO_4 + 2e \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	-0,36
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0,40
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0,44
$S + 2e \rightleftharpoons S^{2-}$	-0,48
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0,76
$Cd(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cd + 2OH^-$	-0,81
$2H_2O + 2e \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0,83 *
$ZnO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Zn + 2OH^-$	-1,25
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1,66
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2,37 *
$Mg(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Mg + 2OH^-$	-2,69
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2,71
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2,93
$Cu(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cu + 2OH^-$	-3,03
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3,05



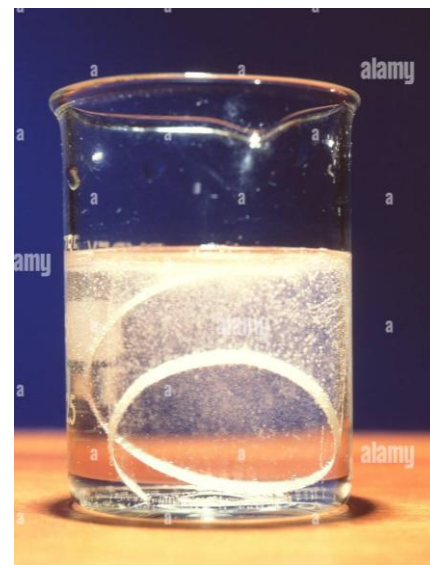
Predicción de reacciones redox espontaneas



Para decir si la reacción ocurrió en forma espontanea debemos calcular la fem:

$$E^{\circ}_{celda} = E^{\circ}_{H^{+}/H_2} - E^{\circ}_{Mg^{2+}/Mg} = 0V - (-2,37V) = 2,37V$$

Cinta de Mg en una solución de HCl.



(+) por lo tanto la reacción es espontanea

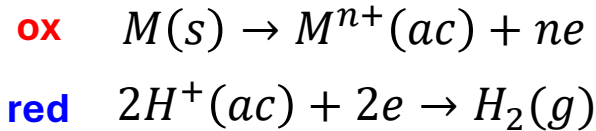
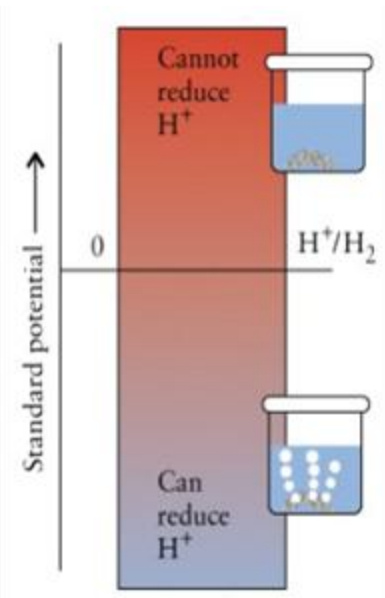
$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	2,80
$Au^+ + e \rightleftharpoons Au$	1,70
$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$	1,69
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	1,50
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,36
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	1,23
$Br_2(l) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1,07
$AuCl_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Cl^-$	1,00
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0,96
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	0,80
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,77
$I_2 + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	0,54
$NiO_2 + 2H_2O + 2e \rightleftharpoons Ni(OH)_2 + 2OH^-$	0,49
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftharpoons 4OH^-$	0,40
$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	0,34
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons SO_2 + 2H_2O$	0,17
$HgO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Hg + 2HO^-$	0,098
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0,00
$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0,13
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0,14
$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$	-0,24
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0,25
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0,28
$PbSO_4 + 2e \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	-0,36
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0,40
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0,44
$S + 2e \rightleftharpoons S^{2-}$	-0,48
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0,76
$Cd(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cd + 2OH^-$	-0,81
$2H_2O + 2e \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0,83
$ZnO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Zn + 2OH^-$	-1,25
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1,66
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2,37
$Mg(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Mg + 2OH^-$	-2,69
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2,71
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2,93
$Cu(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cu + 2OH^-$	-3,03
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3,05

No reaccionan

Se oxidan

¿Qué metales se oxidan en presencia de H+ en condiciones estándar?

Todos aquellos que tengan potencial de reducción menor que cero



$$E^o_{celda} = E^o_{H^+/H_2} - E^o_{M^{n+}/M(s)}$$

$$E^o_{celda} = 0 - E^o_{M^{n+}/M(s)}$$

(+) (-)
espontanea

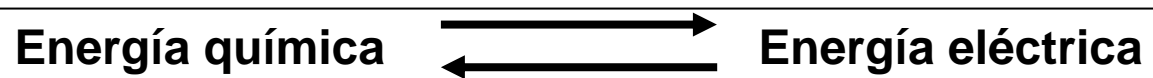
Estos valores miden la tendencia a oxidarse/reducirse
Si hubiera más de una oxidación/reducción posible
podes comparar estos valores para saber cuál ocurre
En clase lo vimos con el ejemplo del clavo de hierro
en HCl y el cobre en HCl. El clavo se oxida, al cobre
no le pasa nada



POTENCIAL DE LA PILA Y ENERGÍA LIBRE DE LA REACCIÓN

El potencial de una pila, E , es una medida de la capacidad de la reacción en la pila de forzar a los electrones a través del circuito.

La fem o potencial de la pila es el trabajo eléctrico máximo, por unidad de carga, que puede entregar la pila.



ΔG_r es el máximo trabajo de no expansión que una reacción puede generar a presión y temperatura constante, por ejemplo, el trabajo eléctrico (W_e).

$$\Delta G_r = w_e$$



Relación entre el cambio de energía libre con la FEM

$$\Delta G_r = w_e$$

El trabajo eléctrico generado cuando n moles de electrones viajan a través de una diferencia de potencial E es su carga total multiplicada por la diferencia de potencial.

$$W_{max} = W_e = \underbrace{-n F}_{\text{carga}} \underbrace{E_{celda}}_{\text{ddp}}$$

La fem medida es el voltaje máximo que puede alcanzar la celda (cuando no circula corriente)

n = moles de electrones transferidos

F = 1 Faraday = cantidad de carga eléctrica de 1 mol de electrones (96500 Coulombios)

La reacción es espontánea cuando $E_{celda}^{\circ} > 0$

$$\Delta G_r = -n F E_{celda}$$

En condiciones estándar :

$$\Delta G^{\circ}_r = -n F E^{\circ}_{celda}$$



Espontaneidad de reacciones redox

$$\Delta G_r = -n F E_{celda}$$

Para una **reacción espontánea**:

$$\Delta G_r < 0 \quad \longrightarrow \quad E_{celda} > 0 \quad \text{espontánea}$$

Fuerza impulsora de reacción ΔG es proporcional a la fuerza impulsora para mover los electrones que el esa ddp que genera, E

$$|\Delta G_r| \propto |E_{celda}|$$

Cuando la reacción llegó al equilibrio y por ende perdió su fuerza para mover electrones y su potencial es cero.

$$\Delta G_r = 0 \quad \longrightarrow \quad E_{celda} = 0 \quad \text{Equilibrio}$$



Dependencia de la FEM con las concentraciones o presiones parciales: Ecuación de Nernst

Para la siguiente reacción redox:

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

Esto lo vemos en términos

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

P_A si es un gas (en bar o atm)

$$\Delta G_r = \Delta G_r^o + RT \ln Q$$

Si reemplazamos

$$\Delta G_r = -nFE_{celda} \quad \Delta G_r^o = -nFE_{celda}^o$$

$$-nFE_{celda} = -nFE_{celda}^o + RT \ln Q$$

Dividiendo la ec por $-nF$:

Ecuación de Nernst

Impresionante. Un clames Nernst

$$E_{celda} = E_{celda}^o - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

relaciona el potencial de la celda con las concentraciones



Constante de equilibrio y E°_{celda}

Tenemos la siguiente reacción redox:



$$\Delta G_r = \Delta G_r^\circ + RT \ln Q$$

En el equilibrio: $\Delta G_r = 0$ y $Q = K_{eq}$

$$0 = \Delta G_r^\circ + RT \ln K_{eq}$$

$$\Delta G_r^\circ = -RT \cdot \ln K_{eq} \quad \text{como} \quad \Delta G_r^\circ = -nF E_{\text{celda}}^\circ$$

$$\ln K_{eq} = -\frac{\Delta G_r^\circ}{RT} = \frac{nF E_{\text{celda}}^\circ}{RT}$$

A partir de la ec. de Nernst: $0 = E_{\text{celda}} = E_{\text{celda}}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln K$



Ecuación de Nernst

A veces conviene utilizar esta ecuación con logaritmos decimales, para lo que usamos la relación $\ln x = 2,303 \log x$.

$$E_{celda} = E_{celda}^o - \frac{RT}{nF} \ln Q = E_{celda}^o - \frac{RT}{nF} 2,303 \log Q$$

En condiciones estándar la temperatura

$T = 298 \text{ K}$

$F = 96500 \text{ C/mol}$

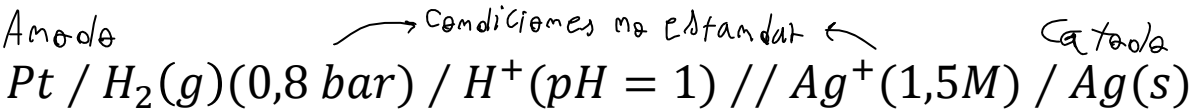
$R = 8,314 \text{ J/(K.mol)}$

$$E_{celda} = E_{celda}^o - \frac{0,05916 \text{ V}}{n} \log Q$$



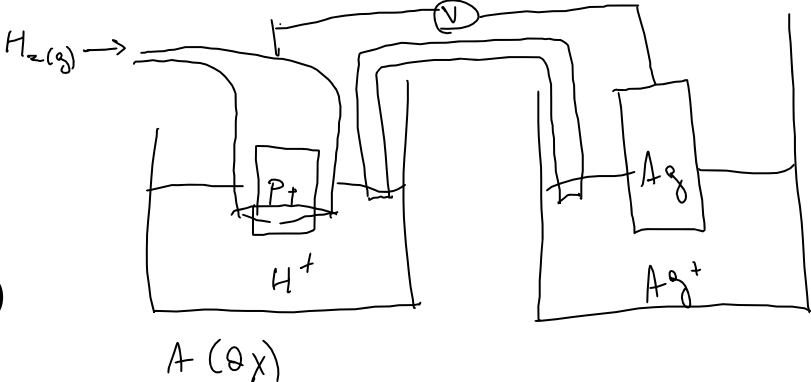
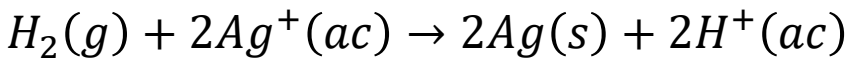
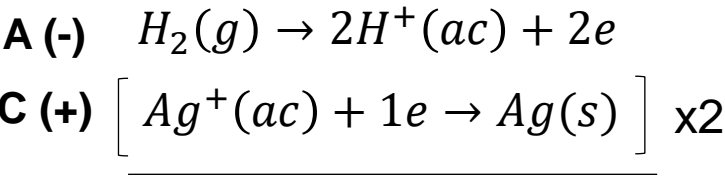
Ejemplo:

Determinar la fem de la siguiente celda que opera a 25°C:



Datos:
 $E^\circ_{H^+/H_2} = 0 \text{ V}$
 $E^\circ_{Ag^+/Ag} = 0,80 \text{ V}$

Primero tenemos que plantear las hemirreacciones de cada electrodo:



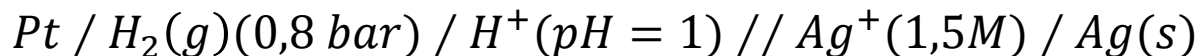
Ahora, para calcular la fem en estas condiciones podemos hacerlo de 2 formas diferentes.

- 1) Calcular la fem con la ecuación de Nernst para la ecuación iónica neta de toda la reacción redox
- 2) Calcular la fem a partir del potencial de reducción de cada electrodo en las condiciones dadas usando la ecuación de Nernst para cada electrodo.

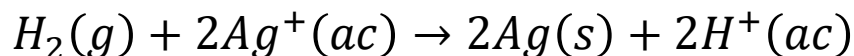
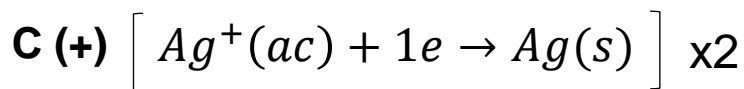
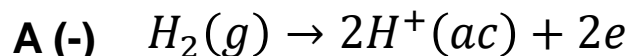


Ejemplo:

1) Calcular la fem con la ecuación de Nernst para la ecuación iónica neta de toda la reacción



Primero tenemos que plantear las hemirreacciones de cada electrodo:



$$E_{celda} = E_{celda}^o - \frac{0,05916 \text{ V}}{n} \log Q$$

$$E_{celda} = \left(E_{Ag^+/Ag}^o - E_{H^+/H_2}^o \right) - \frac{0,05916 \text{ V}}{2} \log \left[\frac{[H^+]^2}{[Ag^+]^2 \cdot p_{H_2}} \right]$$

$$E_{celda} = (0,80V - 0V) - \frac{0,05916 \text{ V}}{2} \log \left[\frac{[0,1M]^2}{[1,5M]^2 \cdot 0,8bar} \right] = 0,867V$$

Datos:

$$E_{H^+/H_2}^o = 0 \text{ V}$$

$$E_{Ag^+/Ag}^o = 0,80 \text{ V}$$

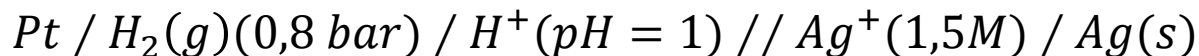
$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} = 0,1M$$

- No se ponen los sólidos



Ejemplo:

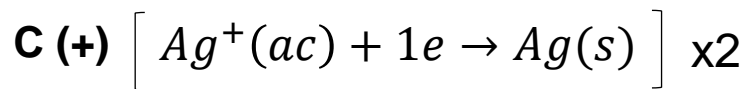
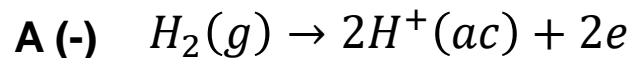
2) Calcular la fem a partir del potencial de reducción de cada electrodo en las condiciones dadas usando la ecuación de Nernst para cada electrodo.



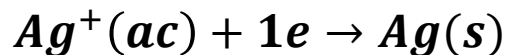
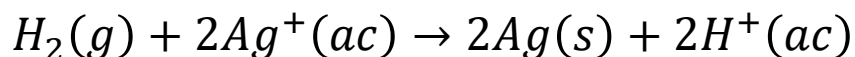
Datos:

$$E^\circ_{H^+/H_2} = 0 \text{ V}$$

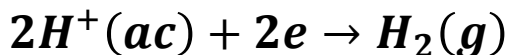
$$E^\circ_{Ag^+/Ag} = 0,80 \text{ V}$$



$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} = 0,1M$$



$$E_{Ag^+/Ag} = E^\circ_{Ag^+/Ag} - \frac{0,05916 \text{ V}}{1} \log \left(\frac{1}{[Ag^+]} \right) = 0,80V - 0,05916 \text{ V} \cdot \log \left(\frac{1}{1,5M} \right) = 0,8014V$$



$$E_{H^+/H_2} = E^\circ_{H^+/H_2} - \frac{0,05916 \text{ V}}{2} \log \left(\frac{p_{H_2}}{[H^+]^2} \right) = 0 \text{ V} - \frac{0,05916 \text{ V}}{2} \cdot \log \left(\frac{0,8 \text{ bar}}{[0,1M]^2} \right) = -0,0553V$$



Ejemplo:

$$E_{celda} = E_{Ag^+/Ag} - E_{H^+/H_2} = 0,8104V - (-0,0563V) = 0,8667V$$

$$E_{celda} = (0,80V - 0V) - \frac{0,05916 V}{2} \log \left[\frac{[0,1M]^2}{[1,5M]^2 \cdot 0,8bar} \right] = 0,867V$$



Bibliografía:

- ❑ **Principios de la Química. Los caminos del descubrimiento.**
Atkins. Jones. 3era Edición.
- ❑ **Química: la ciencia central**
Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2004).
Pearson educación.



