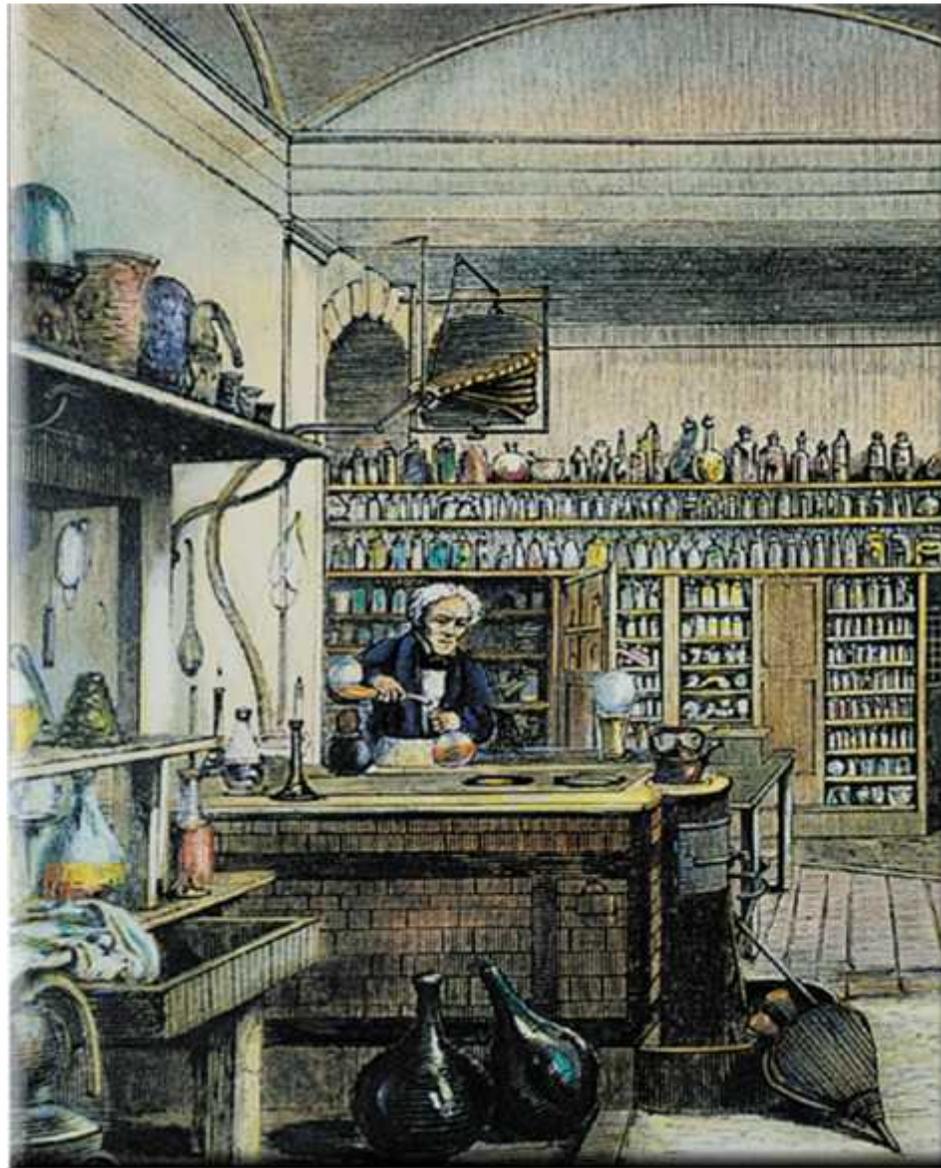
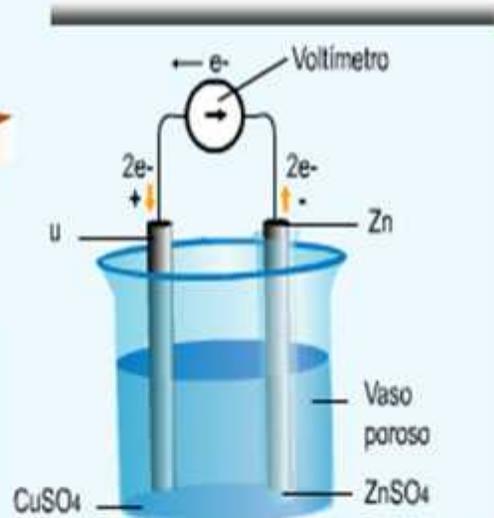


Electroquímica





rincones.educarex.es

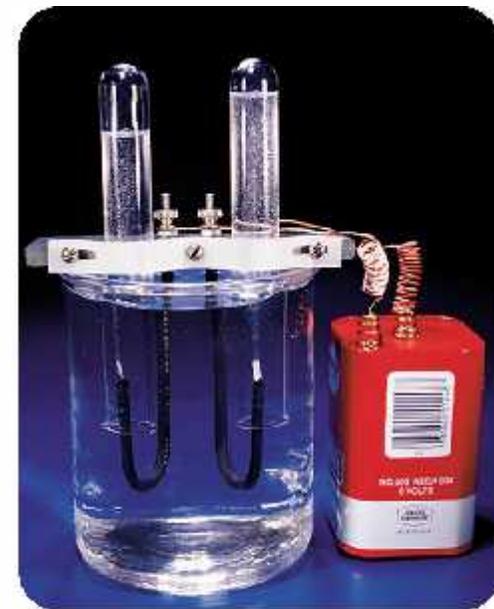


Electroquímica

Rama de la química que estudia la relación entre la energía eléctrica y la energía química.

Si la reacción química es capaz de producir electricidad se habla de una pila electroquímica

Si en cambio es necesario aplicar electricidad para producir una reacción química se trata de electrólisis

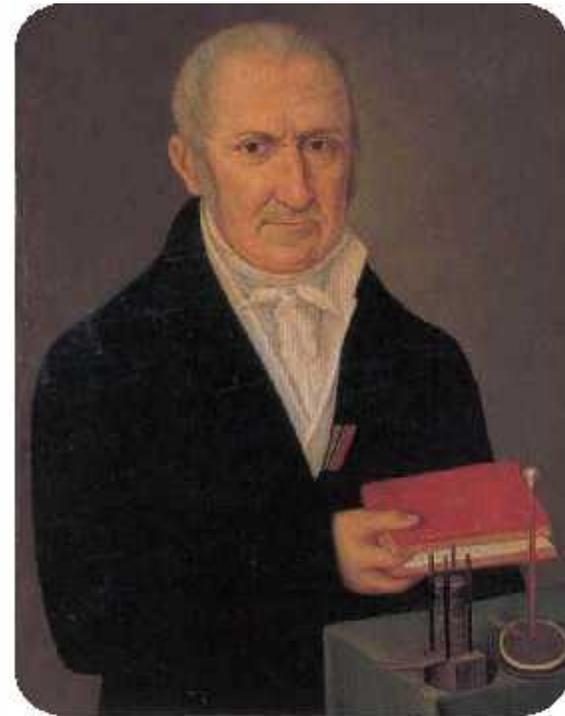


LA PILA

La historia de la pila data de fines del siglo XVIII, cuando dos científicos italianos, Luigi Galvani (1737-1798) y Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745-1827) plantearon posturas disimiles:



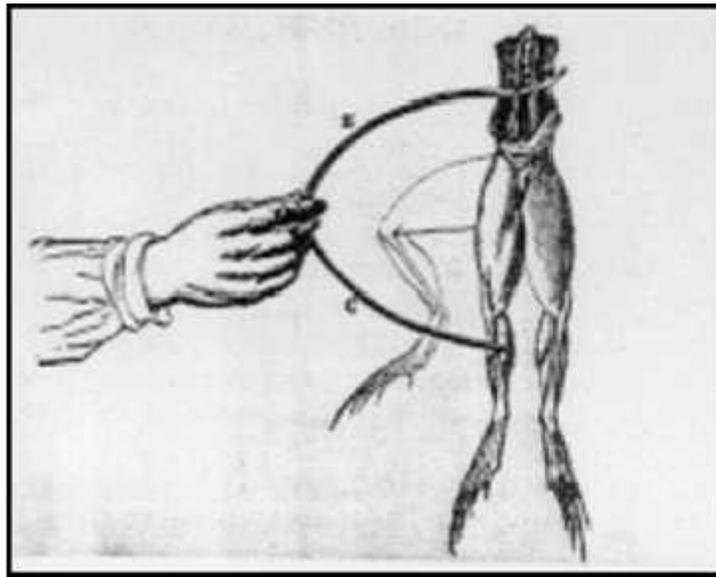
Luigi Galvani
(1737-1798)



**Alessandro Giuseppe
Antonio Anastasio Volta**
(1745-1827)



Galvani, mientras estaba anatomizando una rana notó que la pata de la misma temblaba a pesar de no estar viva. Tras varias pruebas, expuso la teoría que la electricidad provenía de la rana y la denominó electricidad animal.



Volta, en cambio demostró que el temblor muscular no podía producirse a menos que se utilizaran dos metales diferentes al tocarla. Sostenía que no era la pata de la rana sino los metales distintos los que causaban el temblor, y llamó a la energía eléctrica de contacto.

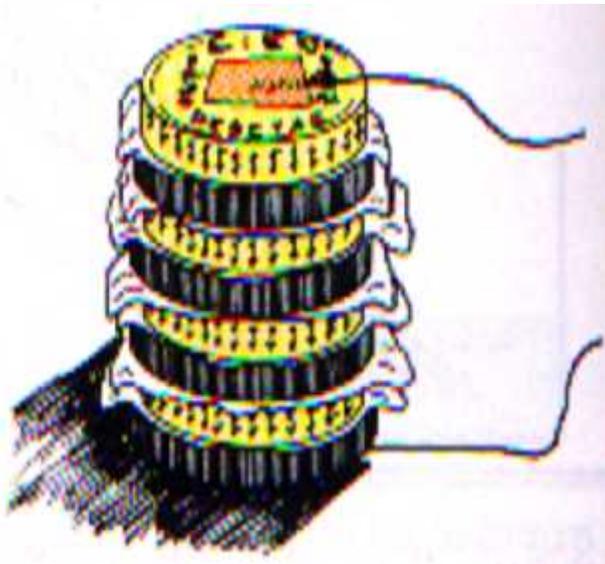


LA PILA DE VOLTA

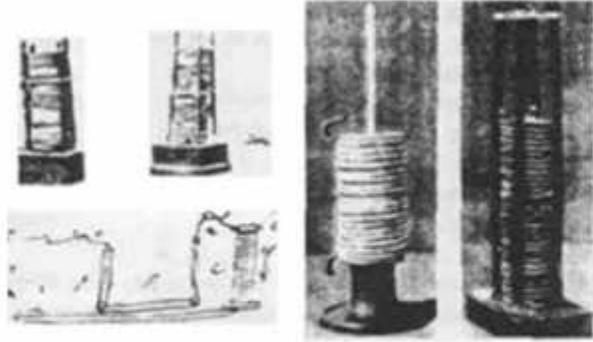


Volta utilizó metales diferentes en un líquido y llevó a cabo un descubrimiento que abrió una nueva rama de la química. *Había descubierto la corriente continua.*

Su descubrimiento fue espectacular. Reproducirlo resultaba sencillo para cualquier científico del mundo. Volta produjo una gran cantidad de energía, no sólo la necesaria para provocar el temblor en la pata de una rana.



Apiló cierto número de discos de cobre y de cinc comenzando por cualquiera de los metales alternados, intercalando discos de cartón empapados en una disolución de agua salada. Así formó una columna o “pila”. Al conectar unas tiras metálicas a ambos extremos consiguió obtener chispas.



Volta presenta a la Royal Society of London un documento con título “Sobre la electricidad excitada por simple contacto de sustancias conductoras de diferentes tipos”.

La controversia Galvani- Volta concluye con la victoria de Volta. Galvani ha caído en el desprestigio y su carrera se ha truncado.

Hoy sabemos que existe una corriente continua que proviene de las células del individuo.

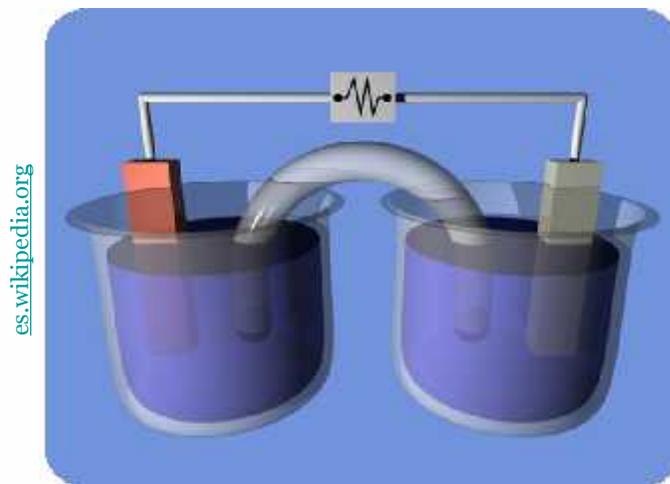
Por ejemplo, el electrocardiograma y el electroencefalograma son mediciones de la electricidad producida por las células del corazón y del cerebro.

Galvani no estaba tan equivocado, después de todo.



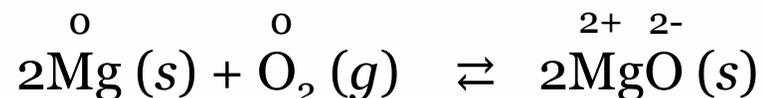
Procesos electroquímicos

- Los **procesos electroquímicos** son reacciones de óxido-reducción (redox), en las cuales, la energía liberada por una reacción espontánea se convierte en electricidad o viceversa: la energía eléctrica se aprovecha para provocar una reacción química no espontánea.
- **Reacciones redox:** son aquellas en las cuales una o más de las sustancias intervinientes modifica su estado de oxidación.
- En la mayoría de las aplicaciones, el sistema reaccionante está contenido en una **celda electroquímica**.



Los procesos **electroquímicos** son las reacciones de oxidación-reducción en que:

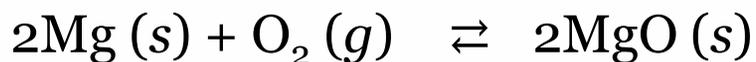
- ✓ la energía liberada por una reacción espontánea se convierte en electricidad o
- ✓ la energía eléctrica se usa para causar una reacción no espontánea



Oxidación media reacción (pierde e⁻)



Reducción media reacción (gana e⁻)

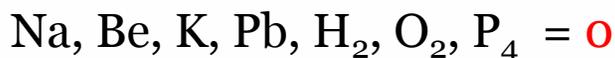


Número de oxidación



La carga del átomo que tendría en una molécula (o un compuesto iónico) si los electrones fueran completamente transferidos.

1. Los elementos libres (estado no combinado) tienen un número de oxidación de cero.



2. En los iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga en el ion.



3. El número de oxidación del oxígeno es **normalmente -2**. En H_2O_2 y O_2^{2-} este es **-1**.

4. El número de oxidación del hidrógeno es **+1** excepto cuando está enlazado a metales en los compuestos binarios. En estos casos, su número de la oxidación es **-1**.

5. Los metales del grupo IA son **+1**, metales de IIA son **+2** y el flúor siempre es **-1**.

6. La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula o ion es igual a la carga en la molécula o ion.



¿Los números de oxidación de todos los elementos en HCO_3^- ?



$$\text{O} = -2 \qquad \text{H} = +1$$

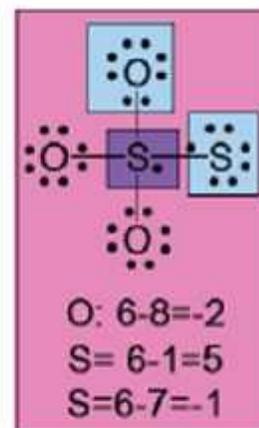
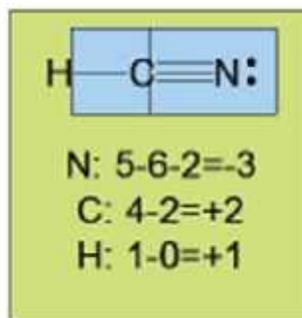
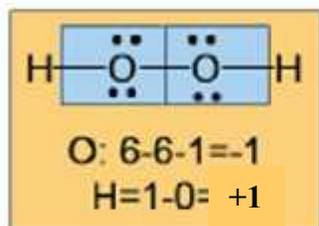
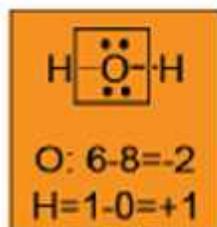
$$3x(-2) + 1 + ? = -1$$

$$\text{C} = +4$$



Determinación del número de oxidación

- Dibujamos la estructura de Lewis. Asumimos que los electrones de enlace pertenecen exclusivamente al átomo más electronegativo.
- E.O.= número de electrones de valencia del átomo menos los que posee el átomo en la molécula.



Tipos de reacciones redox

- **Reacciones espontáneas**

Pilas galvánicas o voltáicas: se utiliza la energía liberada en una reacción química espontánea para generar electricidad.

- **Reacciones no espontáneas**

Electrólisis: se utiliza energía eléctrica para generar una reacción química no espontánea.



OXIDO-REDUCCION



Cual será la fuerza que impulsa la reacción en cierta dirección?



En estas reacciones se produce transferencia de electrones



OXIDACION



REDUCCION



Celdas electroquímicas



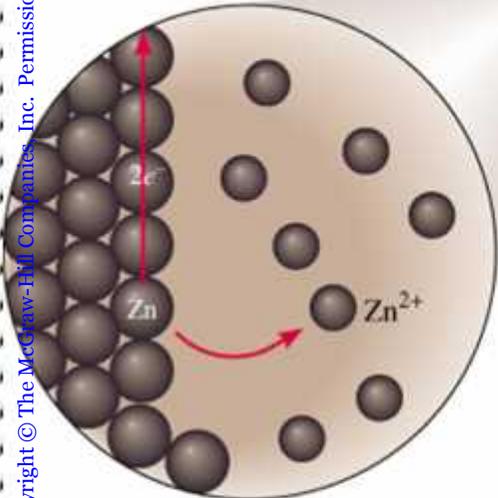
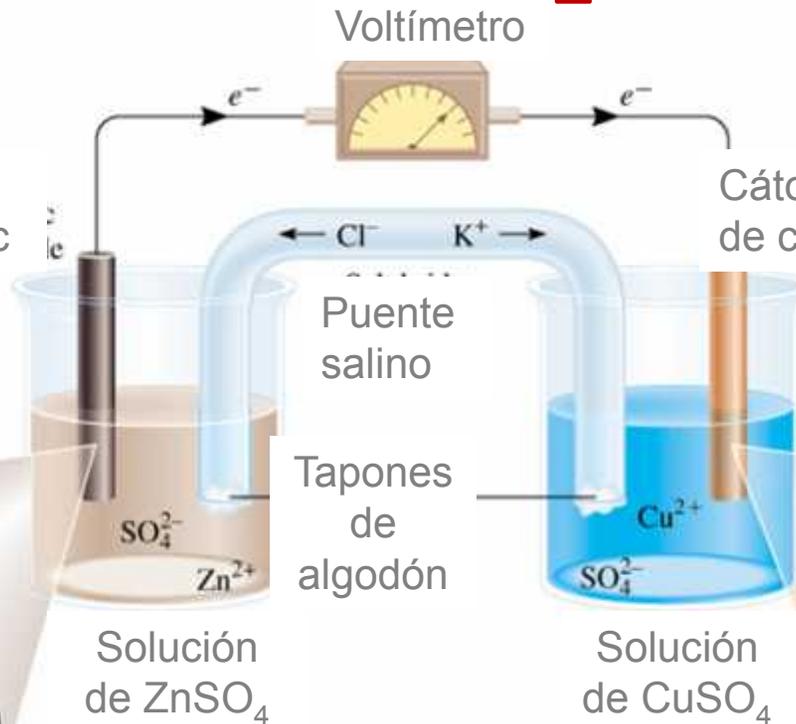
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

**oxidación
ánodo**

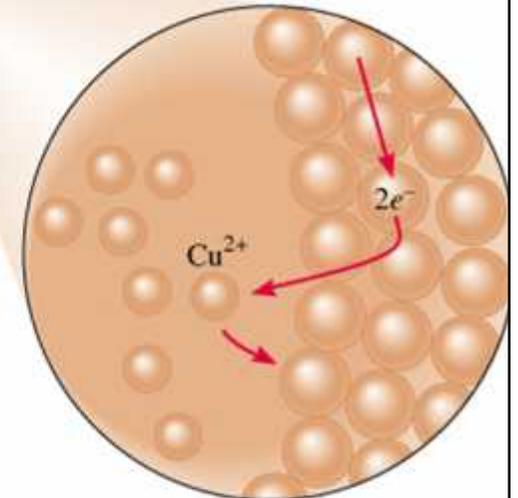
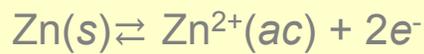
Ánodo
de zinc

**reducción
cátodo**

Cátodo
de cobre



El Zinc se oxida
a Zn^{2+} en el ánodo

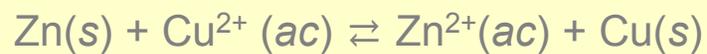


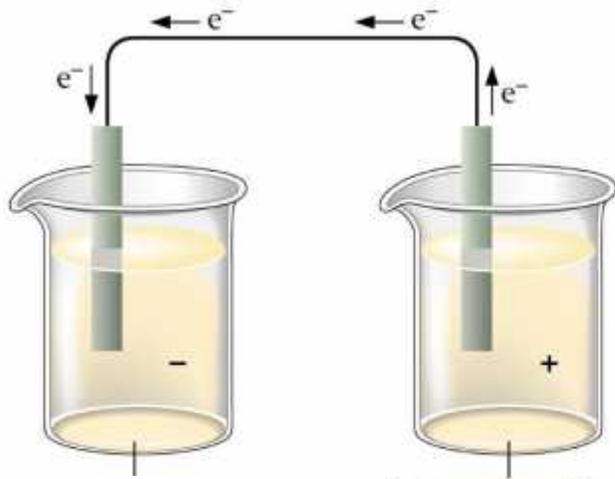
El Cu^{2+} se reduce
a Cu en el cátodo



**Reacción redox
espontánea**

Reacción neta

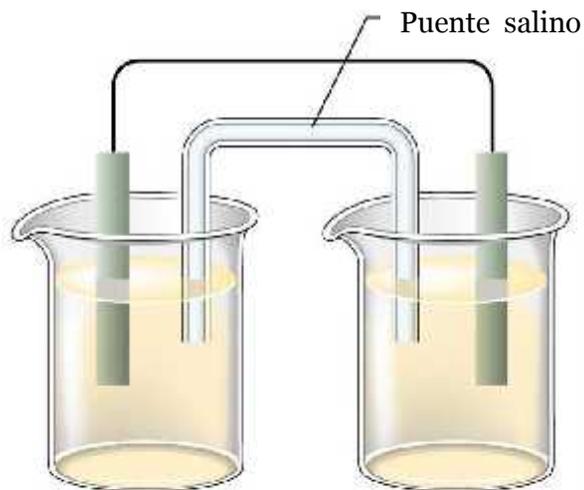




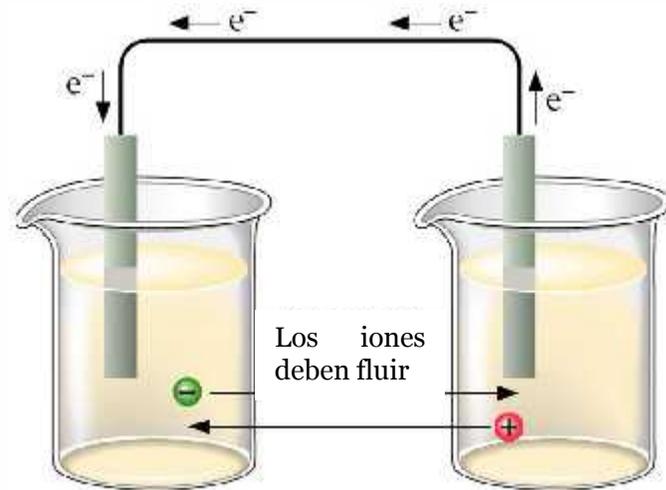
Se vuelve negativo cuando llegan los electrones

Se vuelve positivo cuando salen los electrones

Flujo de electrones



El puente salino contiene un electrolito fuerte concentrado



El flujo de iones mantiene la electroneutralidad

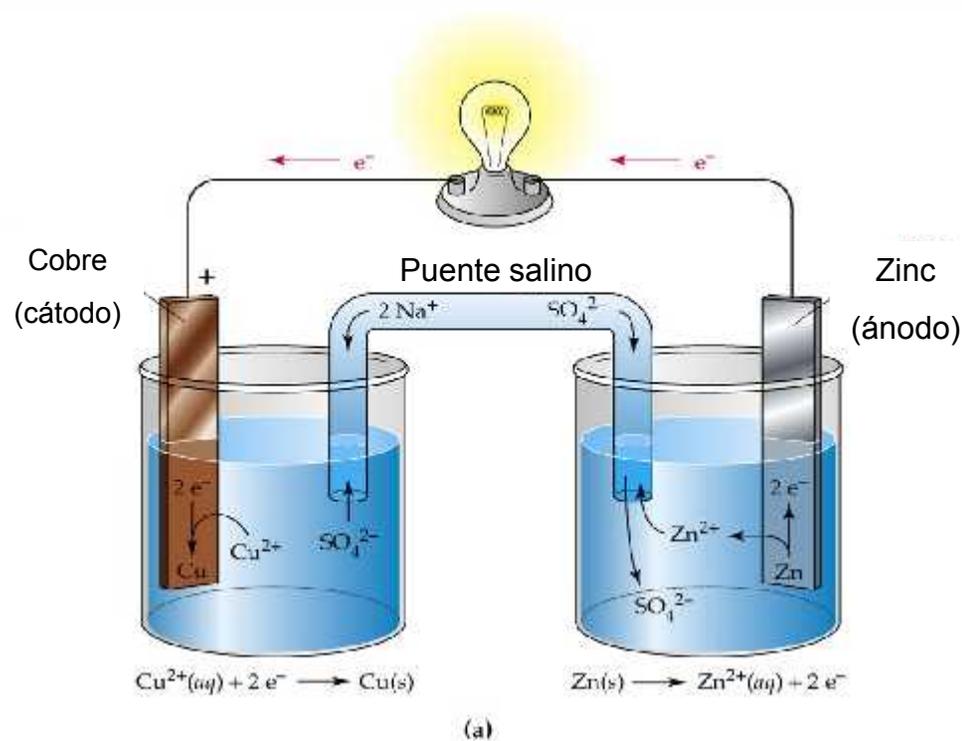


Placa porosa que permite el flujo de iones
Hace la función de un puente salino

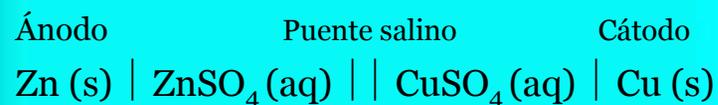
¿Qué pasa en una celda electroquímica?



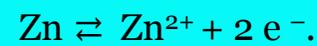
Representación esquemática de una pila



La pila anterior se representaría:



Ánodo se lleva a cabo la **oxidación**:



Cátodo se lleva a cabo la **reducción**:



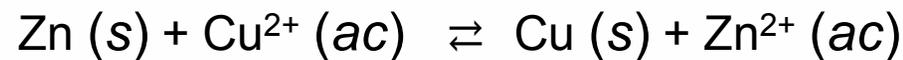
Celdas electroquímicas

La diferencia en el potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo se llama:

- **voltaje de la celda**
- **fuerza electromotriz (fem)**
- **potencial de celda**



Diagrama de celda

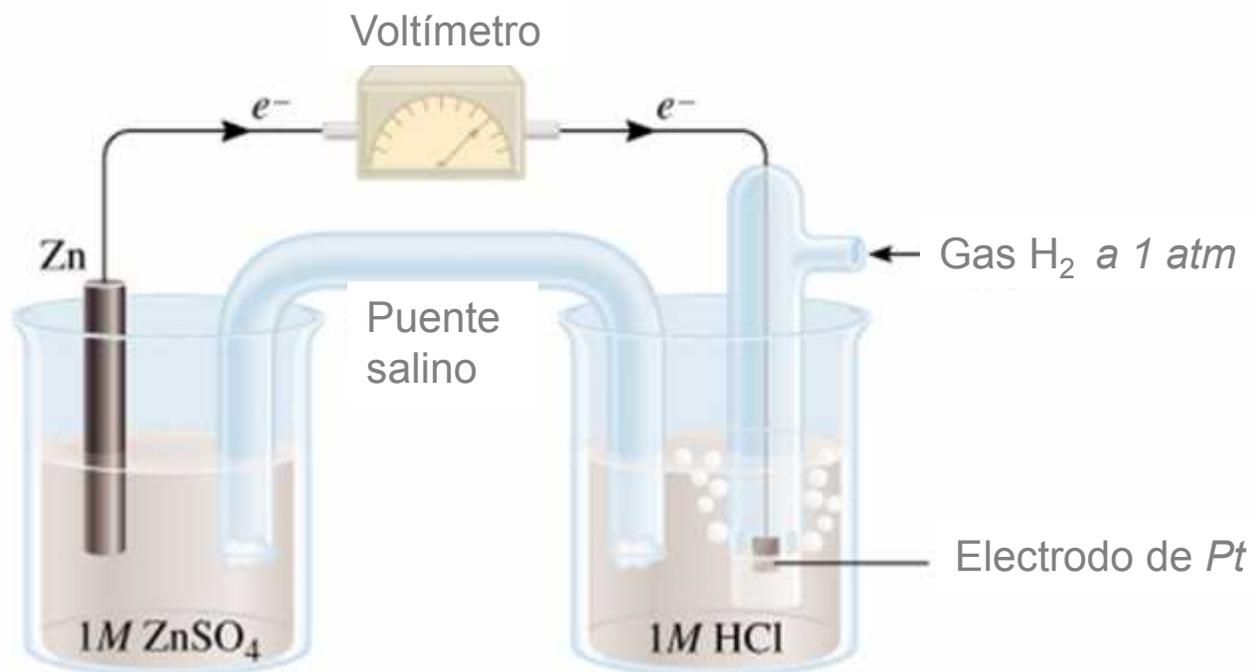


ánodo



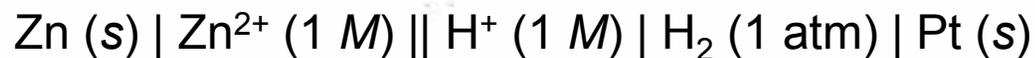
cátodo

puente salino



Electrodo de zinc

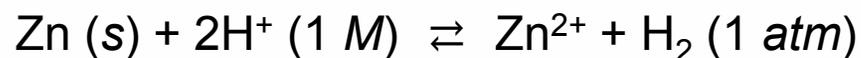
Electrodo de hidrógeno



Ánodo (oxidación):

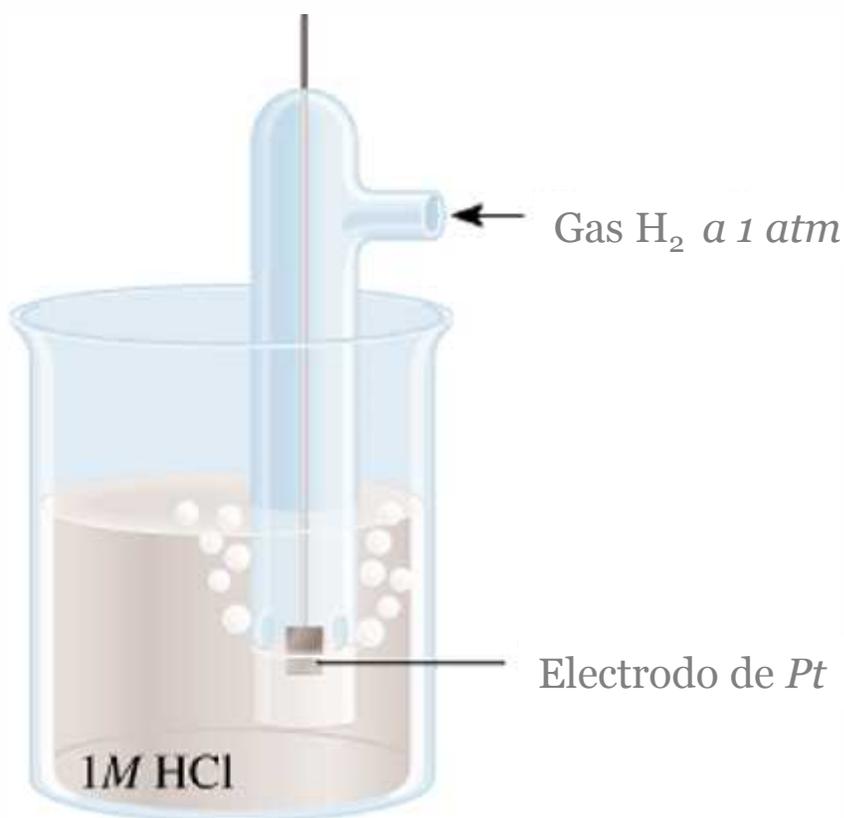


Cátodo (reducción):



Potenciales estándares del electrodo

El potencial estándar de reducción (E°) es el voltaje secundario a una reacción de reducción en un electrodo cuando todos los solutos son 1 M y todos los gases están a 1 atm.



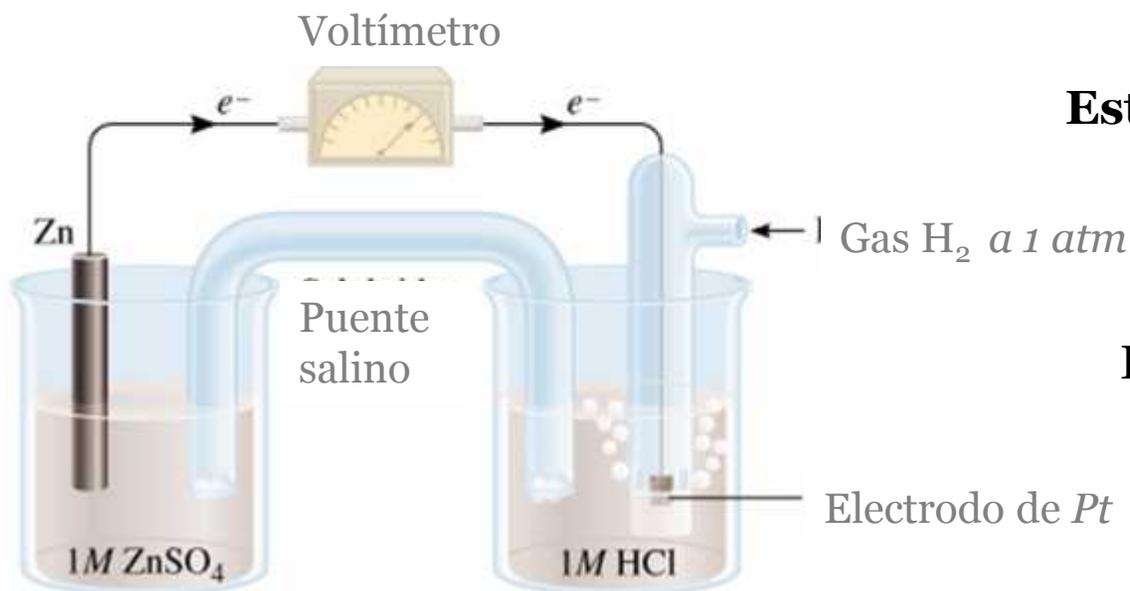
Reacción de reducción



$$E^{\circ} = 0\text{ V}$$

Electrodo estándar de hidrógeno (EEH)

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = 0.76 \text{ V}$$

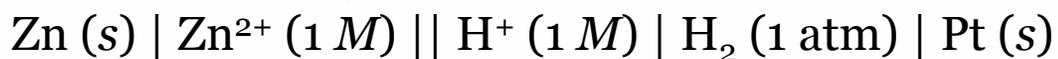


Estándar fem (E°)_{cell}

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

Electrodo de zinc

Electrodo de hidrógeno



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

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

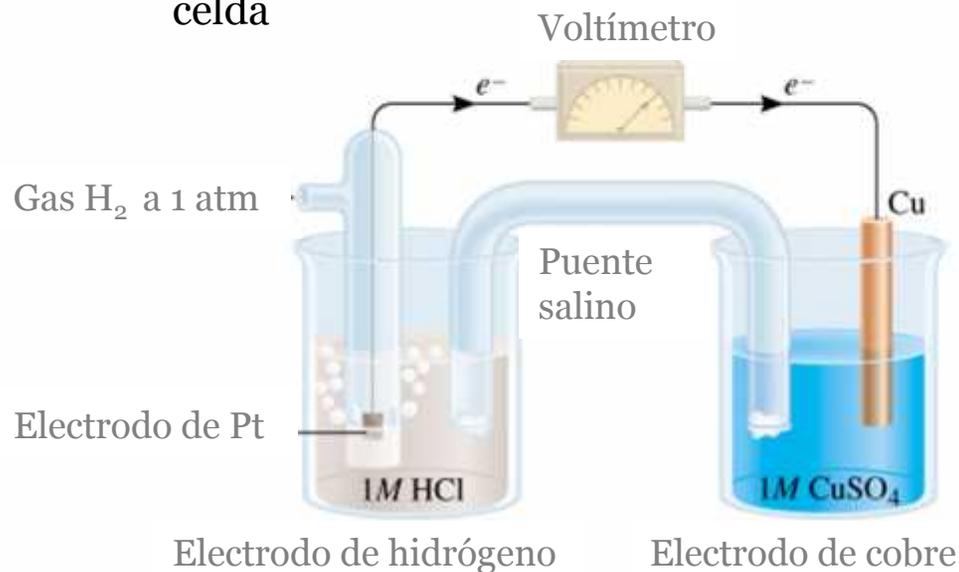
$$E^{\circ}_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = -0.76 \text{ V}$$





$$E^{\circ} = 0.34 \text{ V}$$

celda



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

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

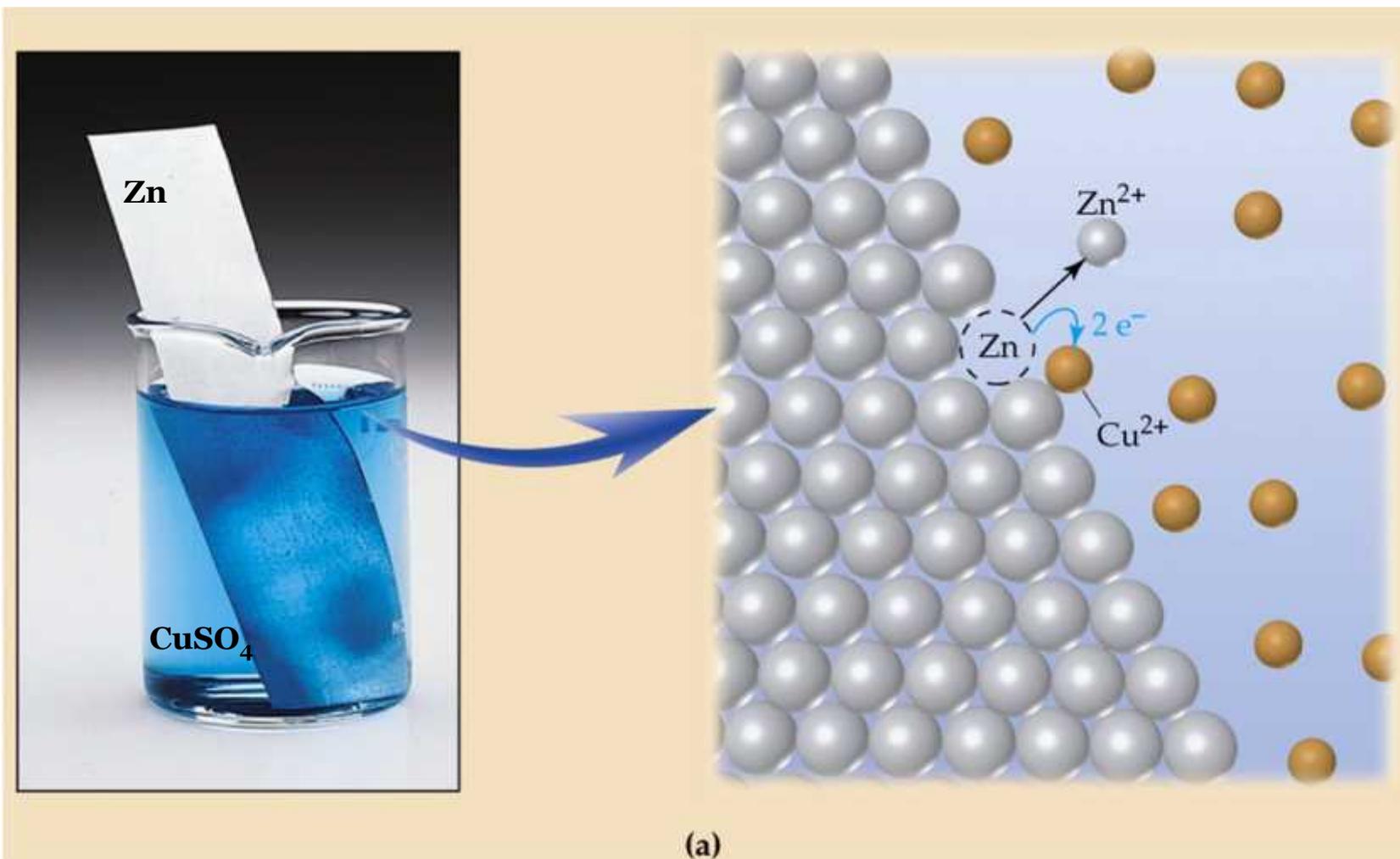
$$0.34 = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - 0$$

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





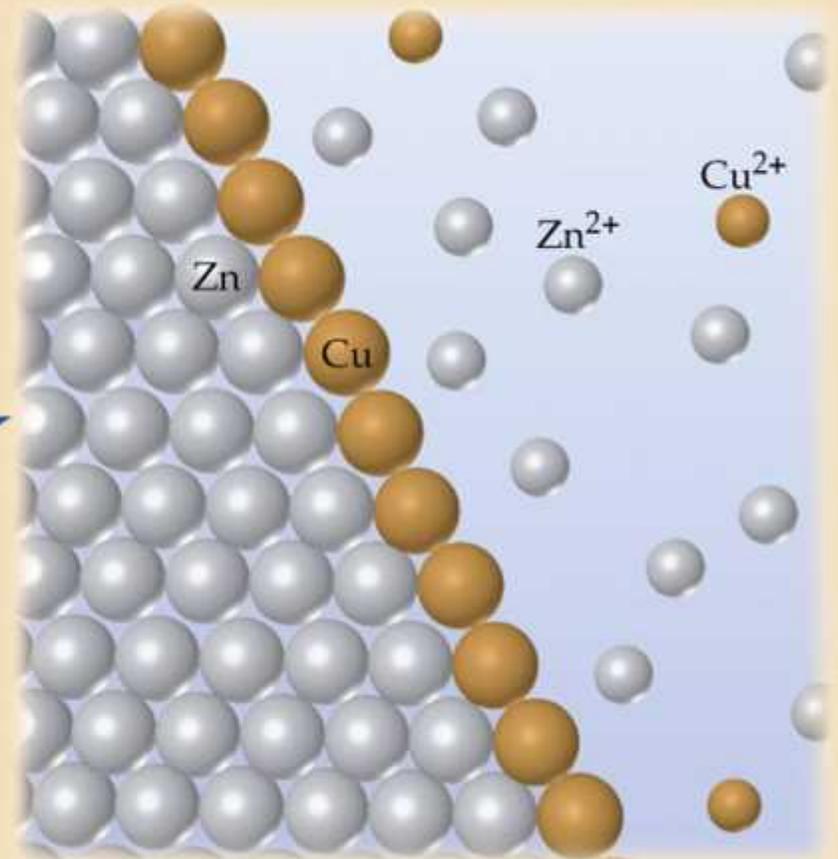
Proceso redox ($\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$)



Proceso redox ($\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$)



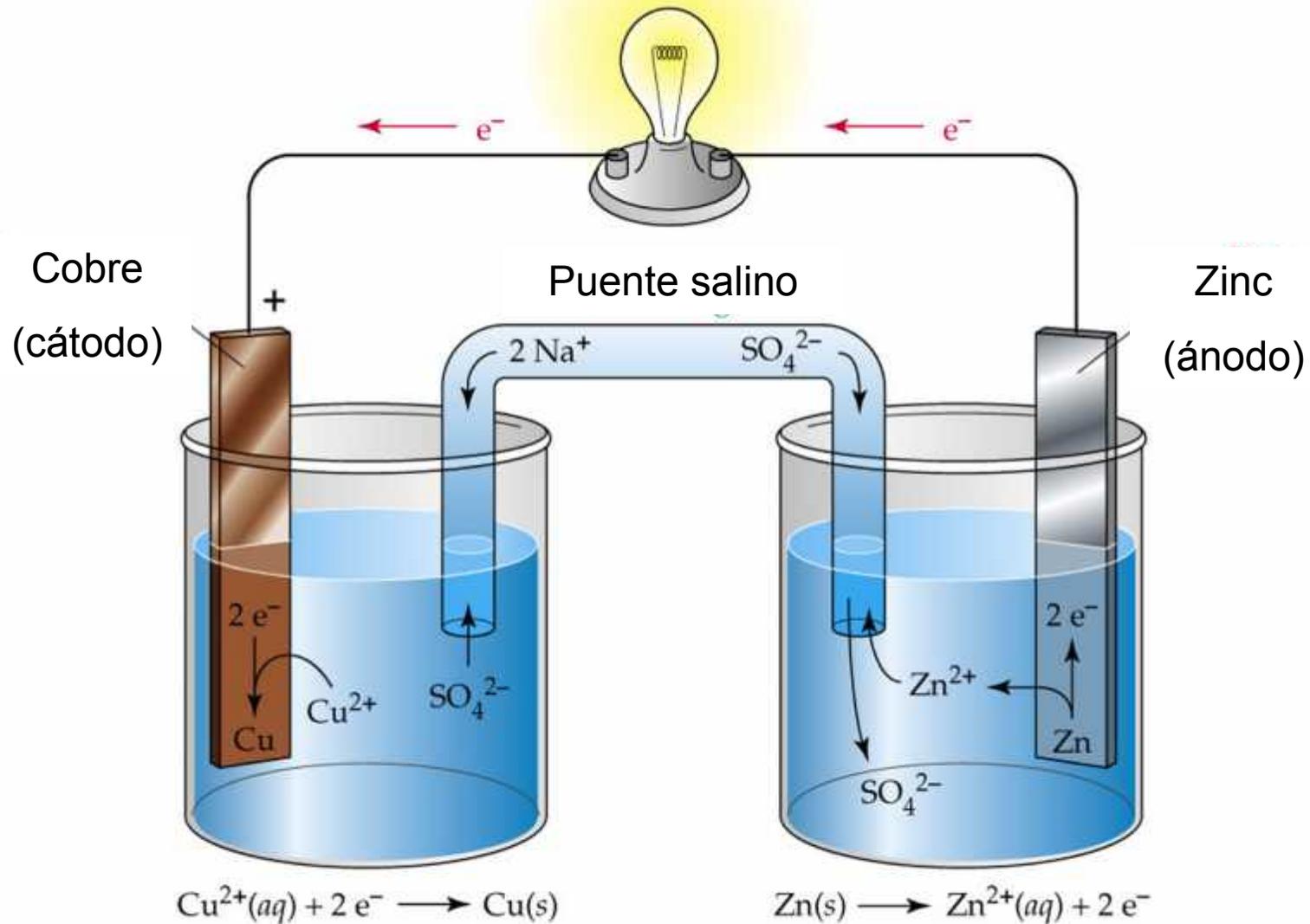
Depósito de cobre sobre la lámina de zinc



(b)



Celda galvánica



(a)





Standard Reduction Potentials at 25°C*

Half-Reaction	E° (V)
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2.87
$O_3(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow O_2(g) + H_2O$	+2.07
$Co^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Co^{2+}(aq)$	+1.82
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.77
$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^- \rightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O$	+1.70
$Ce^{4+}(aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+}(aq)$	+1.61
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O$	+1.51
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O$	+1.33
$MnO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2H_2O$	+1.23
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.23
$Br_2(l) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1.07
$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightarrow NO(g) + 2H_2O$	+0.96
$2Hg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Hg_2^{2+}(aq)$	+0.92
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow 2Hg(l)$	+0.85
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0.80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$	+0.68
$MnO_4^-(aq) + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$	+0.59
$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	+0.53
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$	+0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0.34
$AgCl(s) + e^- \rightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$	+0.22
$SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow SO_2(g) + 2H_2O$	+0.20
$Cu^+(aq) + e^- \rightarrow Cu(s)$	+0.15
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0.13
$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0.25
$Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Co(s)$	-0.28
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.31
$Cd^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0.76
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0.83
$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1.18
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1.66
$Be^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Be(s)$	-1.85
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2.37
$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2.87
$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sr(s)$	-2.89
$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ba(s)$	-2.90
$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2.93
$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3.05

↑ Increasing strength as oxidizing agent

↓ Increasing strength as reducing agent

* For all half-reactions the concentration is 1 M for dissolved species and the pressure is 1 atm for gases. These are the standard-state values.

E° es para la reacción como lo escrito

Cuanto más positivo E° mayor será la tendencia de la sustancia a reducirse

Las reacciones de semicelda son reversibles

El signo de E° cambia cuando la reacción se invierte

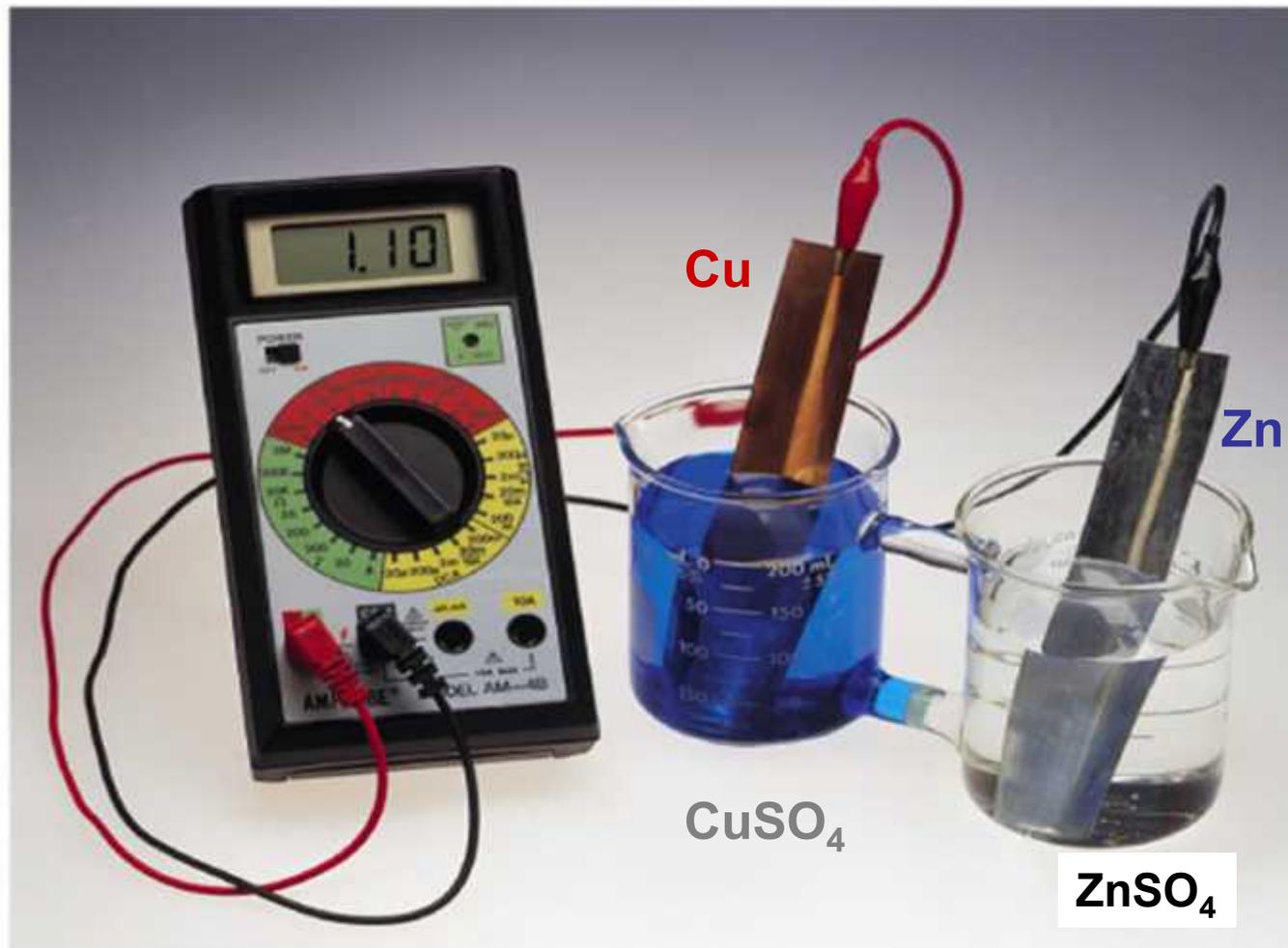
Si se cambia los coeficientes estequiométricos de una reacción de semicelda **no** cambia el valor de E°

Celdas galvánicas

- En el ejemplo anterior, los electrones se transfieren directamente desde el Zn al Cu^{2+} .
- Si se pudieran separar físicamente el oxidante del reductor, se podría forzar el paso de e^- por un conductor.
- De esta forma se generaría una corriente eléctrica. (se está realizando **Trabajo Eléctrico**)



Celda galvánica



Los dos vasos están conectados en la parte inferior por una membrana que permite el pasaje de iones. (**Puentes salino**)



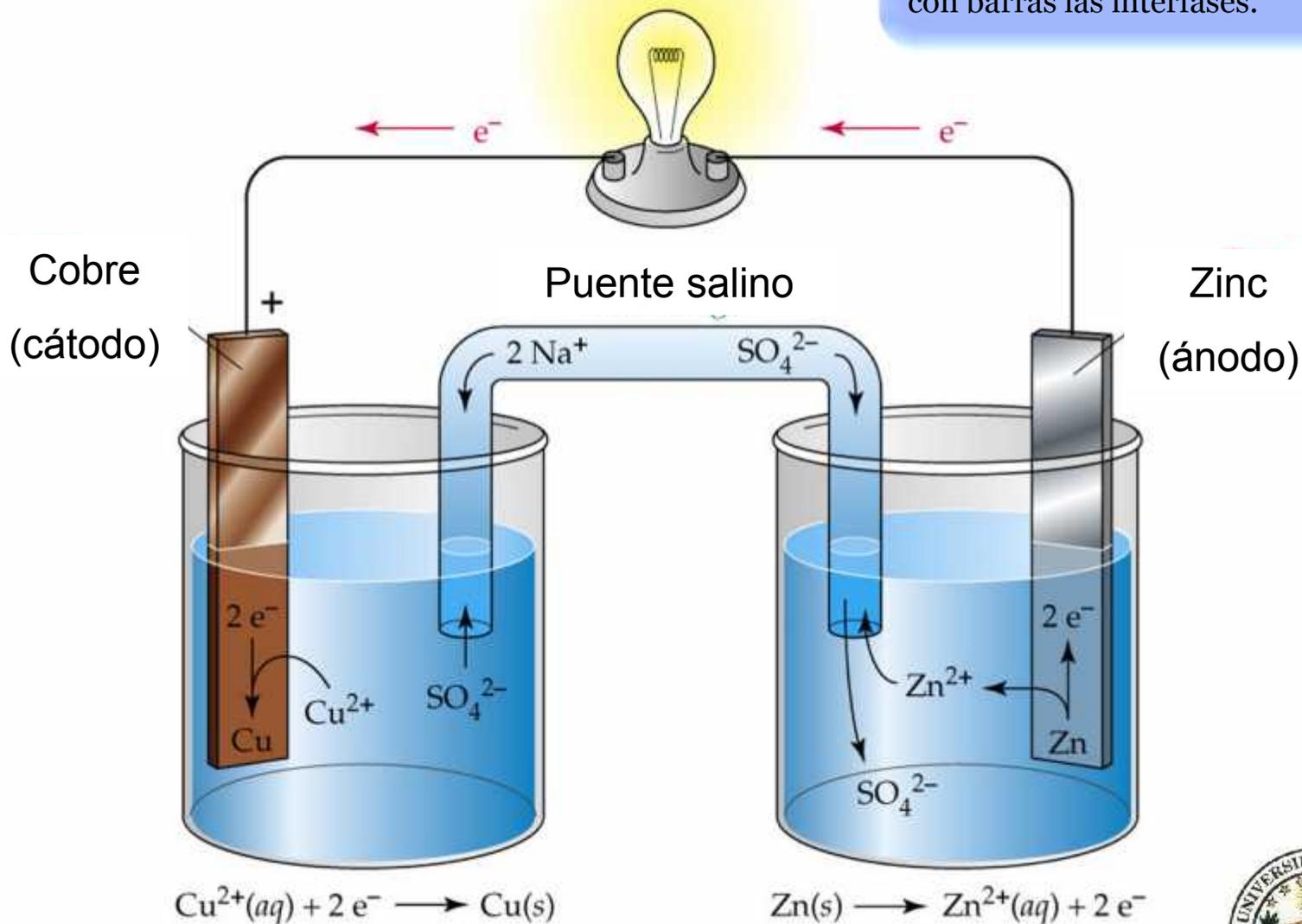
Electrodos

- En el electrodo de cobre se produce una reducción. Se denomina **cátodo**.
- En el electrodo de zinc se produce una oxidación. Se denomina **ánodo**.
- Se llama **fuerza electromotriz o fem** a la diferencia de potencial entre los electrodos de una celda.



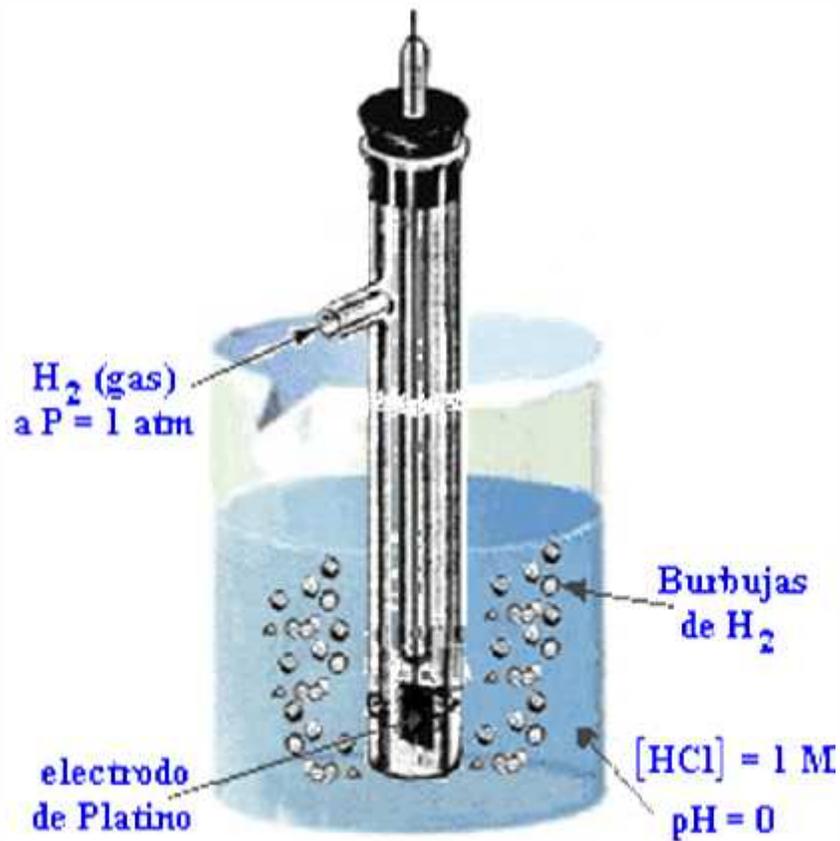
Diagrama de pila

Para esquematizar una pila se comienza por el ánodo y se va indicando todas las especies químicas presentes, marcando con barras las interfaces.



Electrodo normal de Hidrógeno

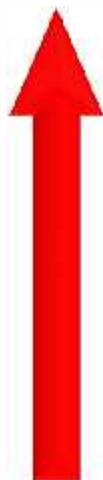
$$E^{\circ} = 0,00V$$



Poder reductor



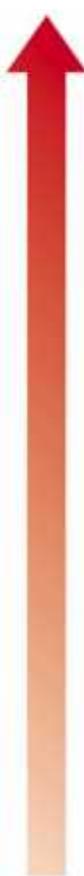
Esta escala cualitativa se establece experimentalmente



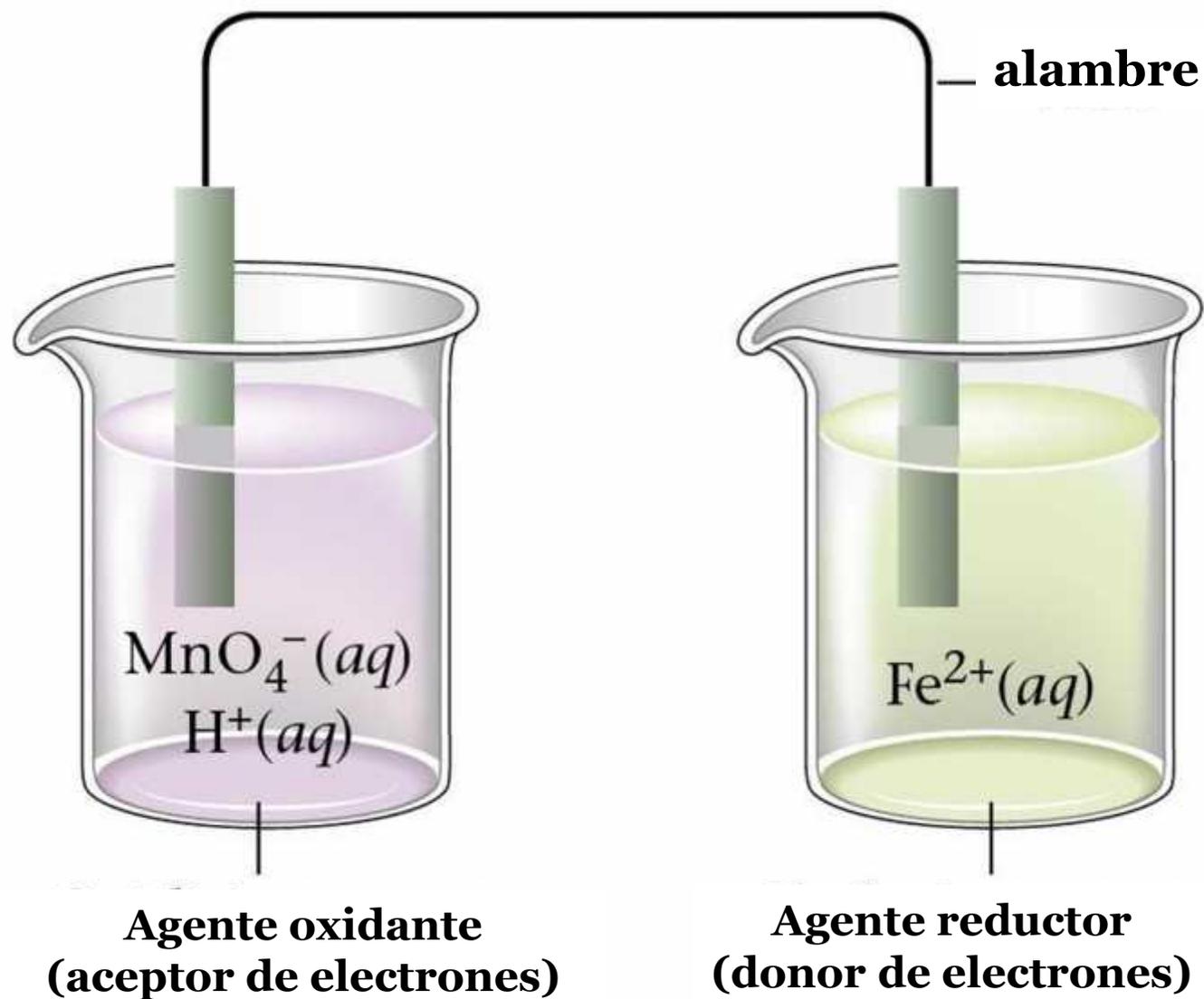
¿Es posible obtener una escala cuantitativa que exprese el poder reductor?





	Media celda de reducción	E° (V)	
Agente fuertemente oxidante 	$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	2.87	Agente débilmente reductor 
	$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	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 débilmente oxidante			Agente fuertemente reductor

Esquema para la separación del agente oxidante y del agente reductor en una reacción redox



Teoría de ionización de Arrhenius

- Arrhenius publica en 1887 su teoría de

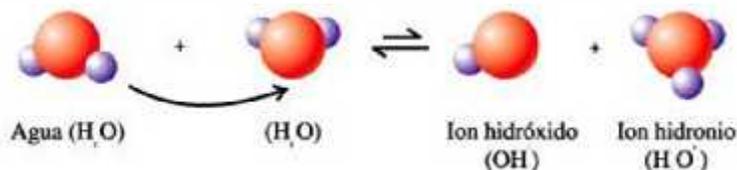
disociación iónica o teoría de disociación electrolítica

- Hay sustancias (electrolitos) que en disolución se disocian en cationes y aniones.

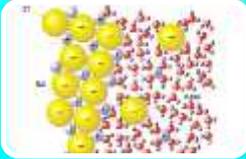
Definió además:

- **ÁCIDO:** sustancia que en disolución acuosa disocia cationes H^+ .
- **BASE:** sustancia que en disolución acuosa disocia aniones OH^- .

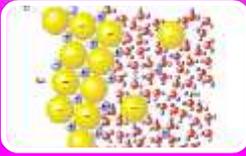
Disociación: una disociación es la separación de los iones de una sustancia con enlace iónico cuando se encuentra en solución acuosa.



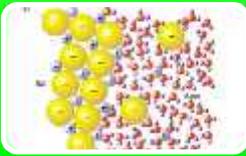
La teoría de Arrhenius



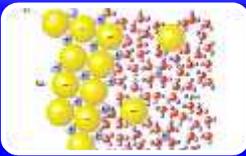
Las disoluciones de electrólitos contienen iones.



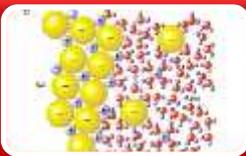
Los electrólitos se separan o disocian en iones cuando se colocan en agua.



Los iones son responsables de la conducción de la corriente eléctrica (flujo de electrones) a través de una disolución electrolítica.



La conductividad de una disolución electrolítica depende del grado de concentración de los iones del electrólito que hay en dicha disolución.



Las disoluciones de electrólitos son malas conductoras de corriente eléctrica, comparadas con los conductores metálicos (sólidos) como oro (Au), plata (Ag) y cobre (Cu).





Leyes de Faraday

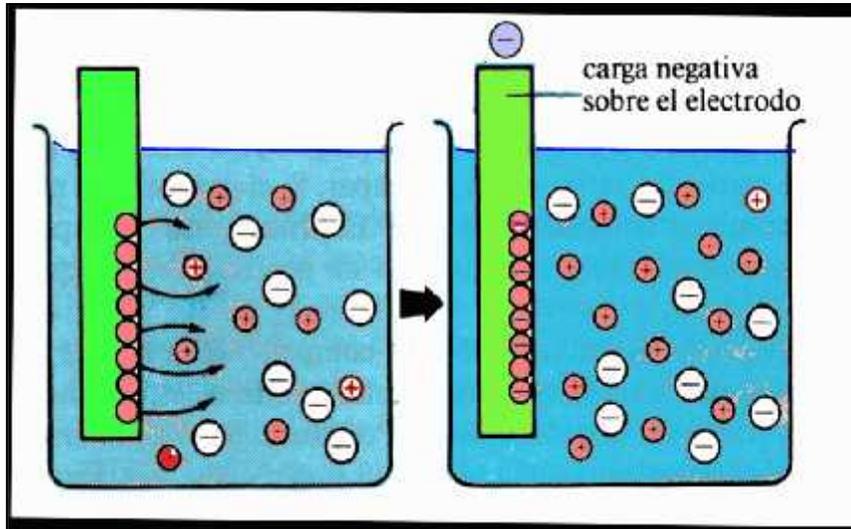
En 1833 Michael Faraday formuló las leyes de la electrólisis, que llevan su nombre

PRIMERA LEY. La masa de un producto obtenido o de reactivo consumido durante una reacción en un electrodo es proporcional a la cantidad de carga (corriente x tiempo) que ha pasado a través del circuito.

Esta primera ley permite calcular, la cantidad de electricidad (en coulombios o faraday) para depositar un equivalente gramo de una sustancia

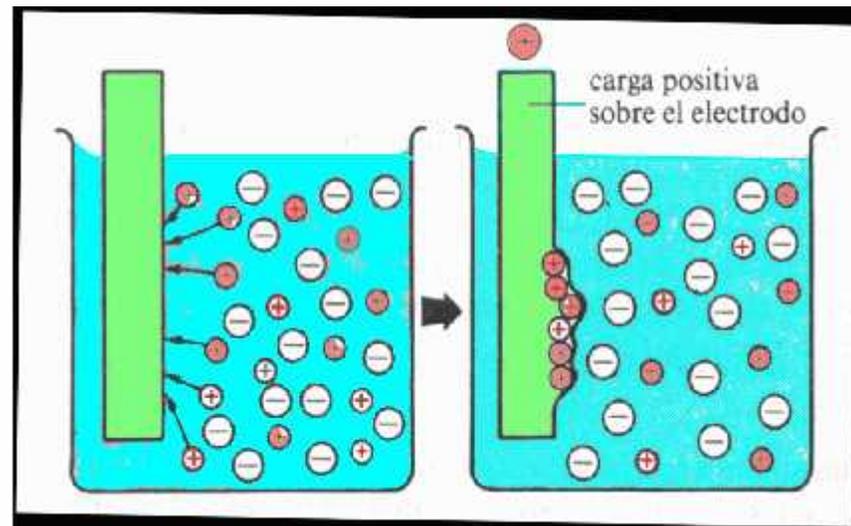
La unidad eléctrica que se emplea en física es el coulombio (C) y se define como la cantidad de carga que atraviesa un punto determinado cuando se hace pasar un ampere (A) de corriente durante un segundo.

¿QUE OCURRE CUANDO UN METAL SE SUMERGE EN UNA SOLUCION DE SUS IONES?



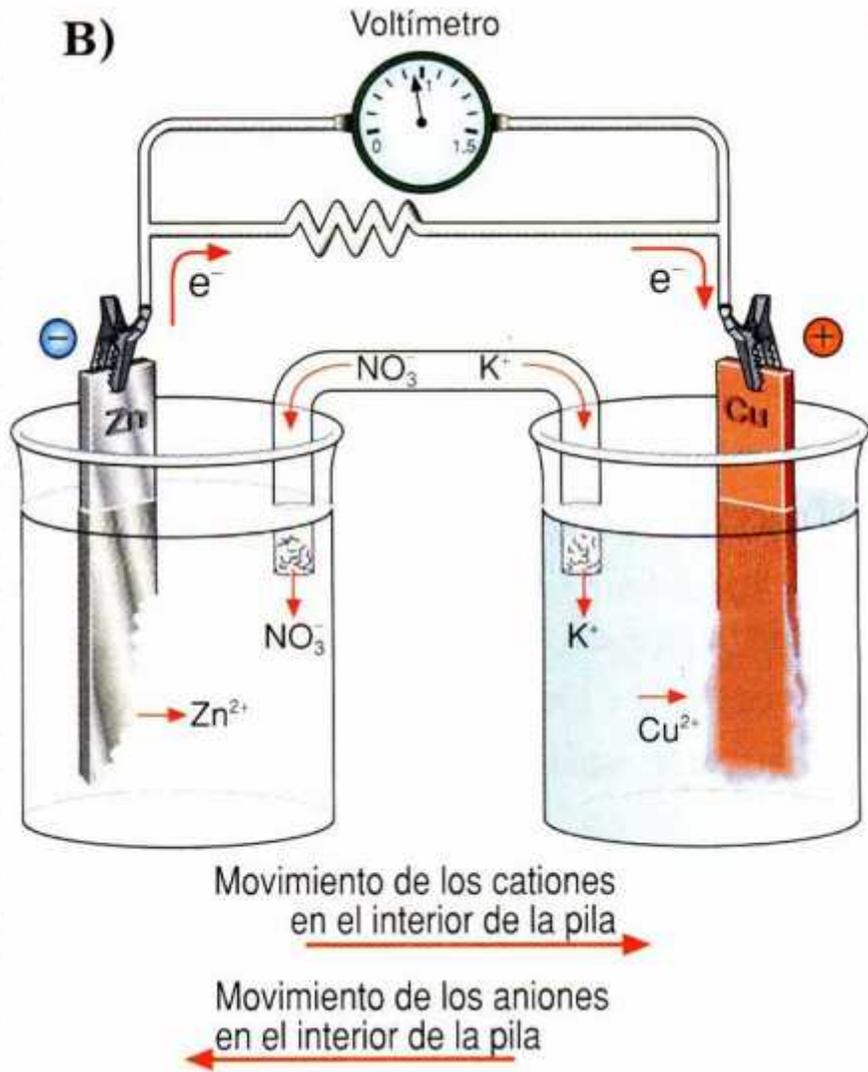
SE GENERA UNA DIFERENCIA DE POTENCIAL ENTRE LA SOLUCION Y EL METAL QUE DEPENDE DE LA TENDENCIA DEL METAL A REDUCIRSE

$$E = \phi_{\varepsilon} - \phi_{\text{sol}}$$

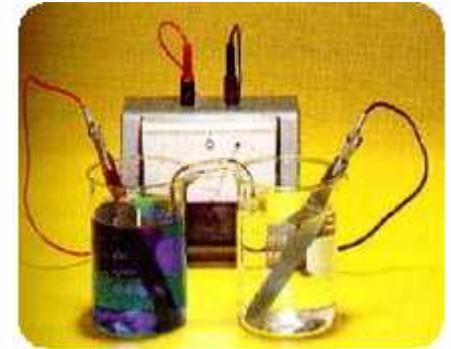


Este potencial no se puede medir experimentalmente en forma aislada

Aplicaciones



A DE DANIELL



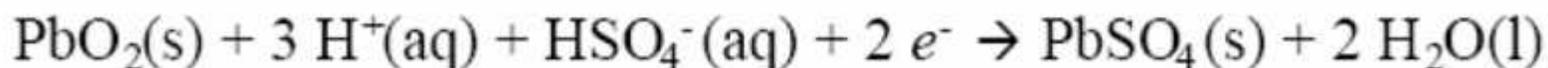
- Consta de dos semiceldas.
- Una con un electrodo de Cu en una disolución de CuSO_4
- Otra con un electrodo de Zn en una disolución de ZnSO_4 .
- Están unidas por un puente salino que evita que se acumulen cargas del mismo signo en cada semicelda.
- Entre los dos electrodos se genera una diferencia de potencial que se puede medir con un voltímetro.



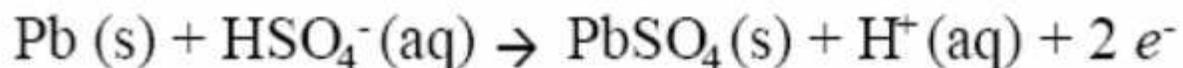
Batería de plomo



Reducción

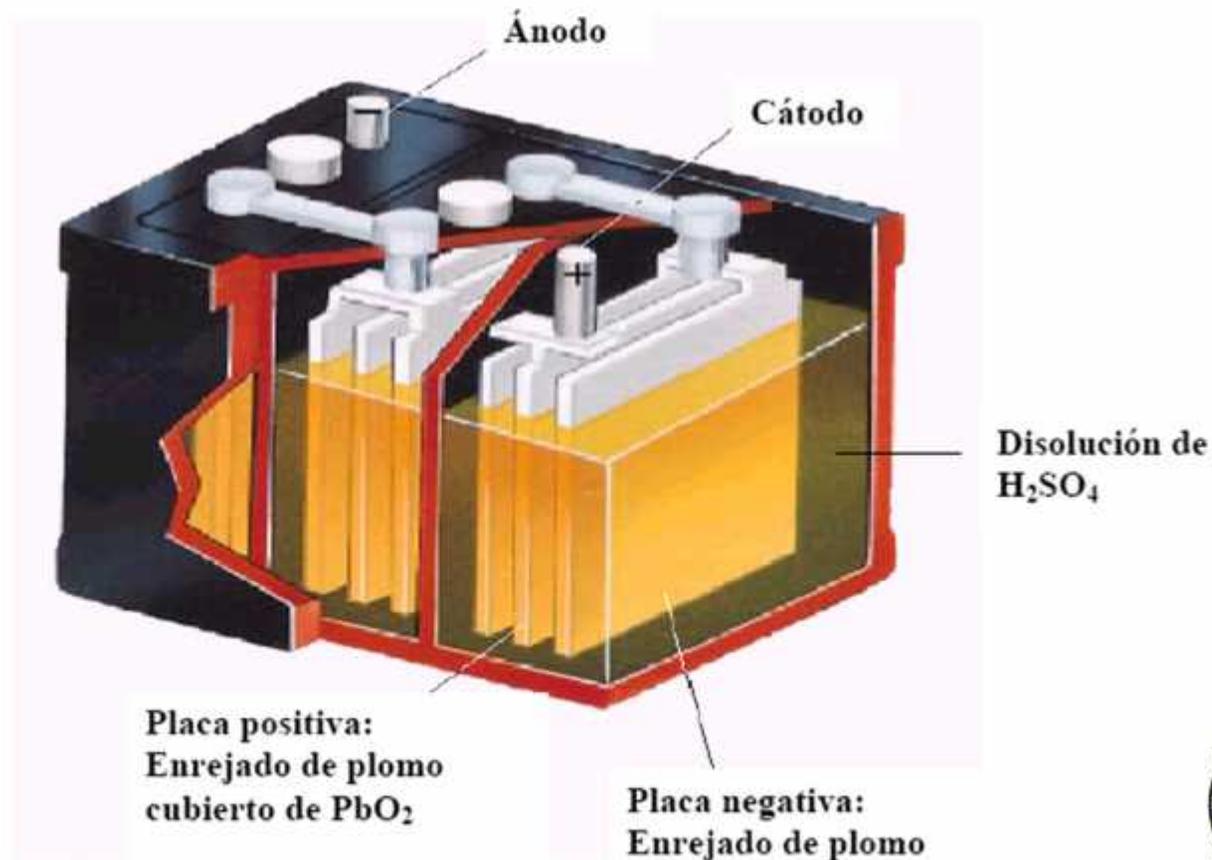
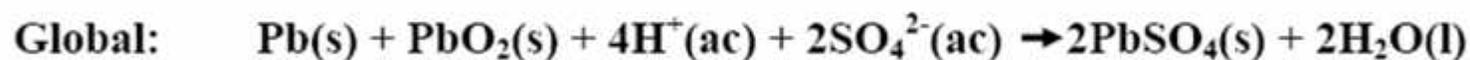
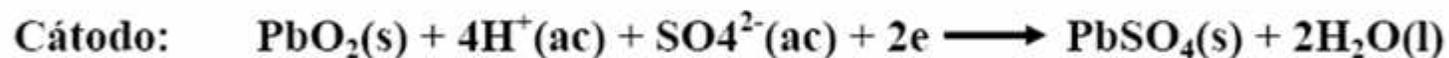
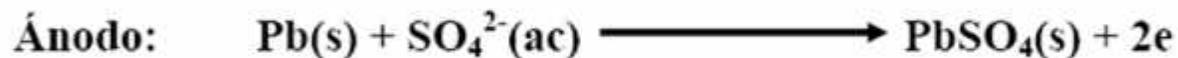


Oxidación



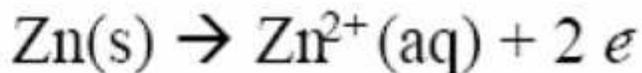
$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4}^{\circ} - E_{\text{PbSO}_4/\text{Pb}}^{\circ} = 1.74 \text{ V} - (-0.28 \text{ V}) = 2.02 \text{ V}$$

Batería de plomo

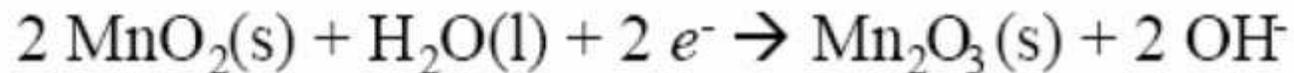


Pilas comunes-pilas secas

Oxidación



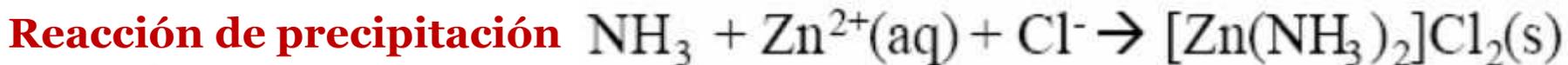
Reducción



Reacción ácido - base



Reacción de precipitación



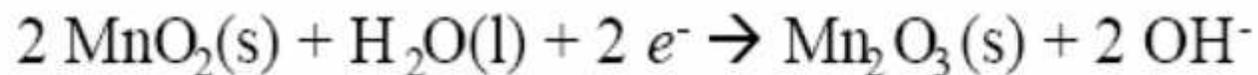
Pilas comunes-pilas secas

La pila seca más común se llama pila Leclanché. El ánodo es la cubierta exterior de cinc que está en contacto con dióxido de manganeso (MnO_2) y un electrolito. El electrolito contiene cloruro de amonio (NH_4Cl) y cloruro de cinc (ZnCl_2) disueltos en agua a la cual se le agrega almidón para que la solución adquiera consistencia pastosa y no se escurra. El cátodo es una barra de grafito que está inmersa en la solución de electrolito en el centro de la pila.

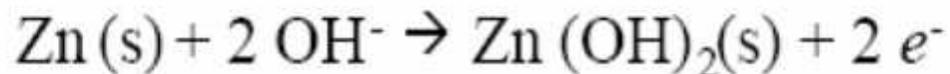
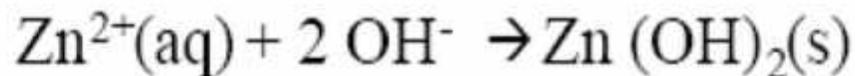
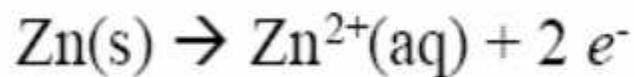


Pila seca alcalina

Reducción



Reacción de reducción puede ser a través de dos etapas



Pilas recargables

Actualmente existen dos tipos de baterías recargables que dominan el mercado: las baterías de plomo y las de níquel- cadmio.

Las baterías de plomo son las que se utilizan en automóviles pero sólo destinadas a cubrir las necesidades de arranque, iluminación e ignición (no tienen suficiente energía para mover el coche).

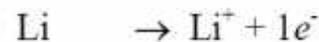
Las baterías de níquel-cadmio a falta de mejores baterías, se emplean en artículos de electrónica de consumo como videocámaras y ordenadores o teléfonos móviles.



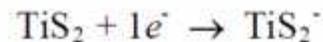
Batería de litio

A diferencia de las baterías anteriores, la batería de litio tiene un conductor sólido en lugar de una solución de electrolito como conexión entre los electrodos. El ánodo es de litio metálico y el cátodo es de sulfuro de titanio (TiS_2). El electrolito sólido es un polímero orgánico que permite el paso de los iones pero no de los electrones. Las reacciones que ocurren son:

En el ánodo:



En el cátodo:



de donde



Cuando la batería funciona, los iones Li^+ migran del ánodo al cátodo a través del electrolito sólido, mientras que los electrones circulan externamente del ánodo hacia el cátodo para completar el circuito. El voltaje que puede alcanzar esta batería es de 3V y se puede recargar lo mismo que el acumulador de plomo.

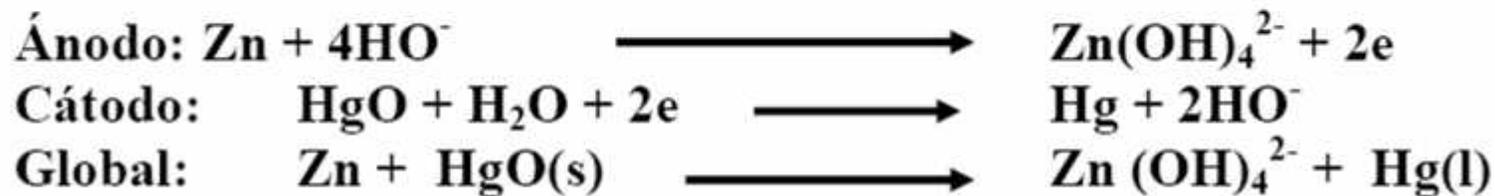
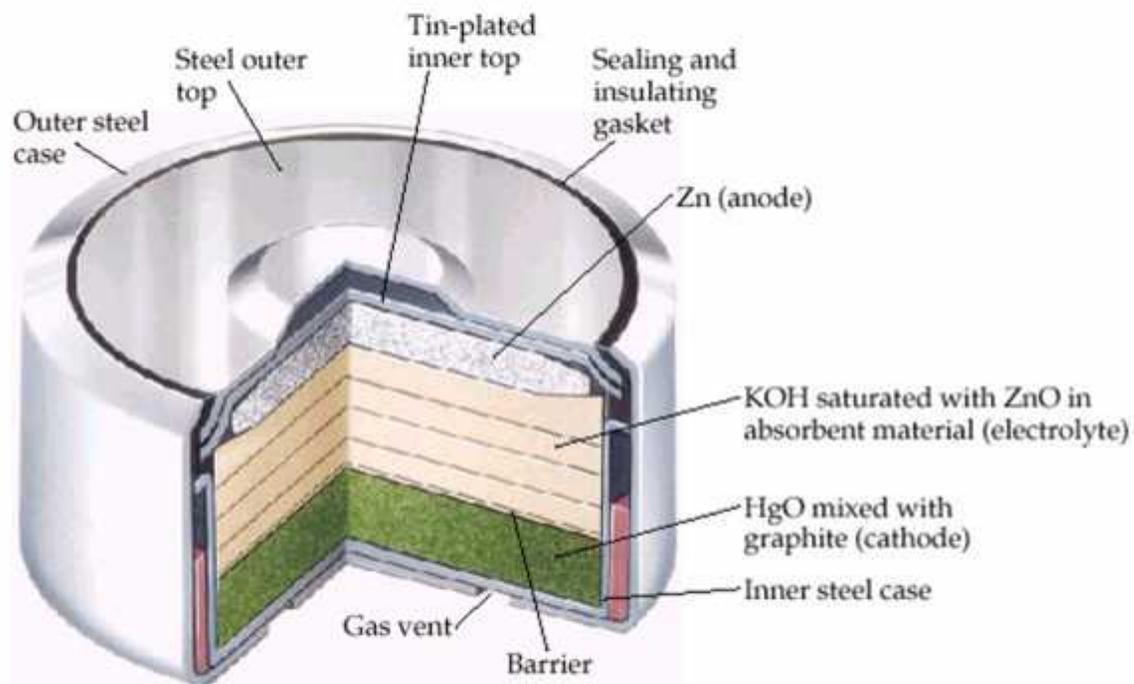


Batería de mercurio

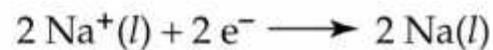
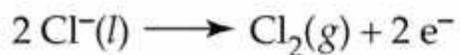
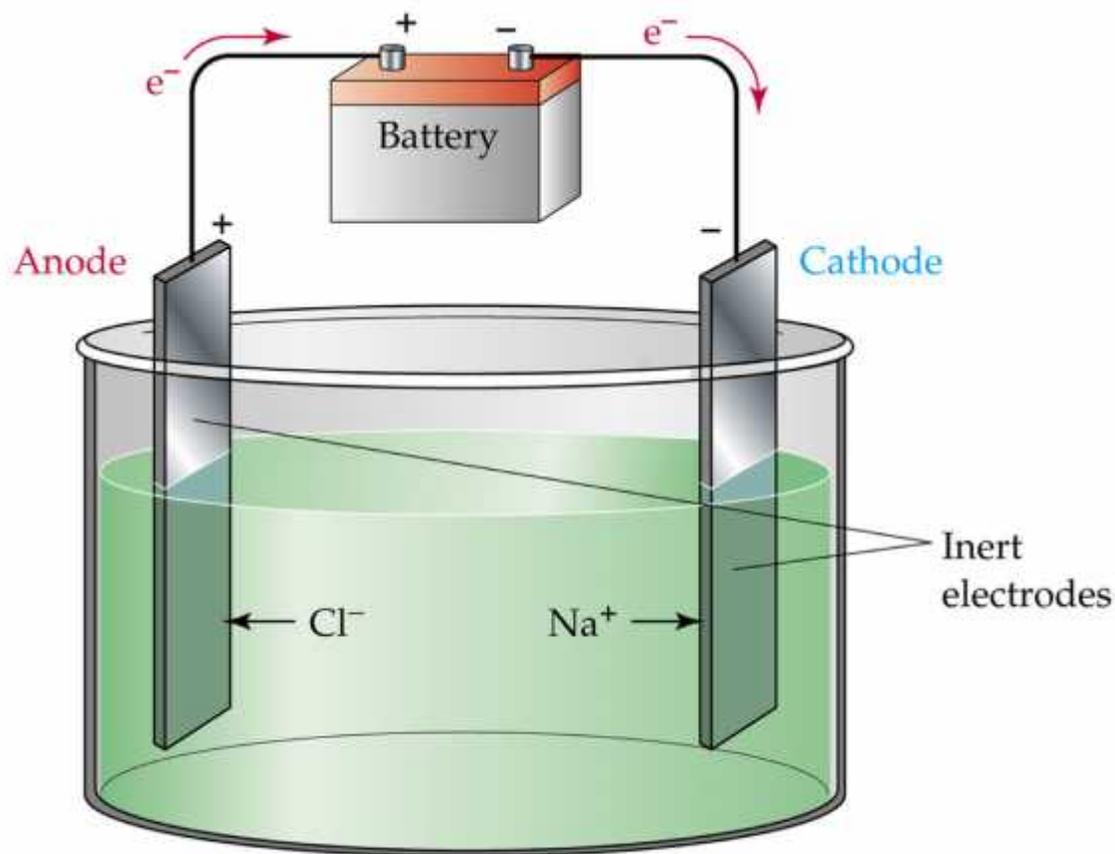
Hasta fines de la década del 1980 estuvo muy extendido el uso de la batería de mercurio. Hoy en día se ha dejado de utilizar debido a los efectos contaminantes del mercurio sobre el medio ambiente. El ánodo de esta batería es una amalgama de cinc depositada en el fondo de un cilindro de acero inoxidable. La amalgama está en contacto con una solución fuertemente alcalina (KOH) que contiene disueltos óxido de cinc (ZnO) y óxido de mercurio (II) (HgO). El cátodo es de acero inoxidable.



•Baterías de mercurio



Electrólisis del cloruro de sodio fundido



Electrólisis del agua

....

