



Electroquímica

QUÍMICA APLICADA

Ingeniería Técnica Naval



I. Procesos de oxidación reducción	2
II. Sistemas electroquímicos	7
III. Células galvánicas y electroquímicas	10
IV. Diagrama y f.e.m. de la pila.	15
V. Leyes de Faraday de la electrólisis	16
VI. Intervención del disolvente	17
VII. Electrodo reversibles	18
VIII. Potenciales estándar de electrodo	19
IX. Ecuación de Nernst	27
X. Aplicaciones	31
XI. Celdas galvánicas comerciales	41



Agente oxidante y reductor

Un sustancia:

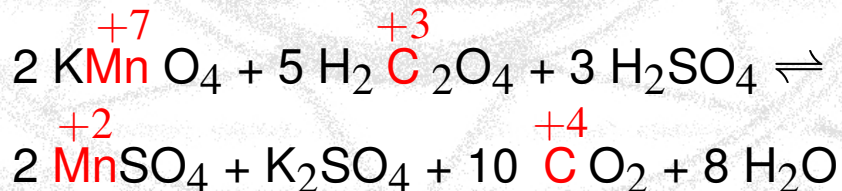
se oxida cuando cede electrones. \Rightarrow Agente reductor

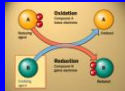
se reduce cuando acepta electrones. \Rightarrow Agente oxidante

Proceso redox: todo proceso de oxidación va acompañado de otro simultáneo de reducción y viceversa.

En los procesos redox se produce un cambio en la estructura electrónica de dos o más átomos \Rightarrow cambio en el número de oxidación.

Ejemplo

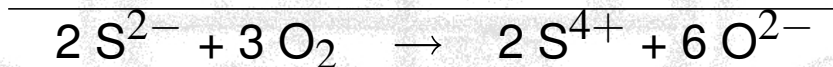




Ajustes de reacciones redox



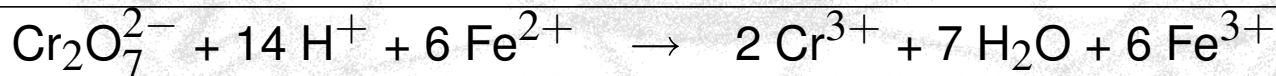
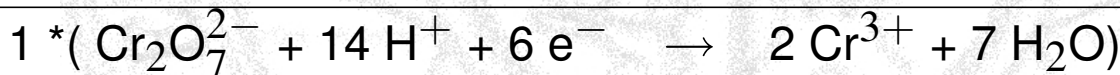
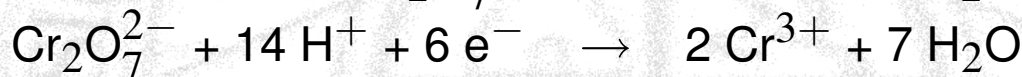
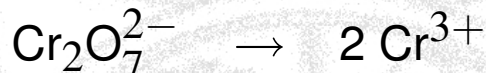
Método del cambio en el número de oxidación





Ajustes de reacciones redox

Método de ion-electrón, en medio ácido

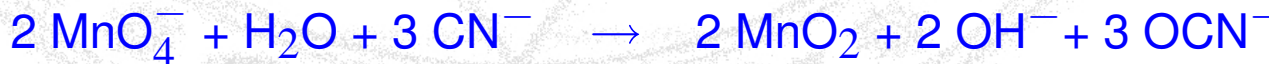
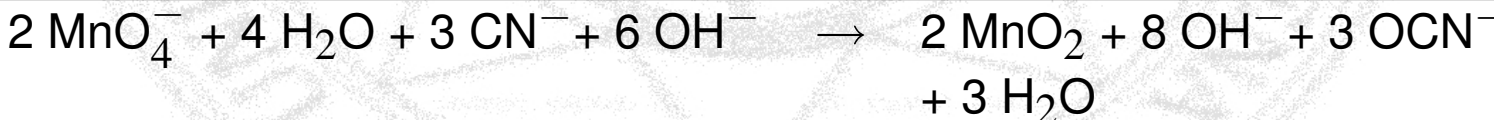
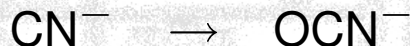




Ajustes de reacciones redox

Método de ion-electrón, en medio básico

Se ajusta con OH^- y H_2O , Se puede ajustar en medio ácido y luego neutralizar o directamente.





Volumetrías redox y equivalente gramo

ELECTROQUÍMICA

I. Procesos de oxidación
reducción

9

Equivalente gramo de un oxidante/reductor, masa del oxidante/reductor igual a un mol dividido por el número de electrones que capta/cede la molécula del oxidante/reductor al reducirse/oxidarse.

$$P_{eq.} = \frac{PM}{\text{número de electrones}} = \frac{PM}{v}$$

$$n. eq. = \frac{g}{P_{eq.}} = \frac{gV}{PM} = n. mol v$$





Introducción



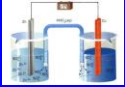
- Nacimiento de la electroquímica \Rightarrow s. XVIII
- **Faraday (1830)**: cuantifica la cantidad de electricidad que circula en relación con la cantidad de materia que reacciona.

Supongamos especie iónica disociada en disolución acuosa:



Colocamos dos electrodos inertes (Pt) unidos a un generador de corriente Hay paso de corriente debido a:

- **Cable** \Rightarrow movimiento de los electrones
- **Disolución** \Rightarrow migración de los iones (fs. electrostáticas)
- **Superficie de electrodos** \Rightarrow
$$\begin{cases} B^- \rightarrow B^0 + e^- \\ A^+ + e^- \rightarrow A^0 \end{cases}$$

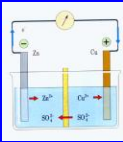


Nomenclatura

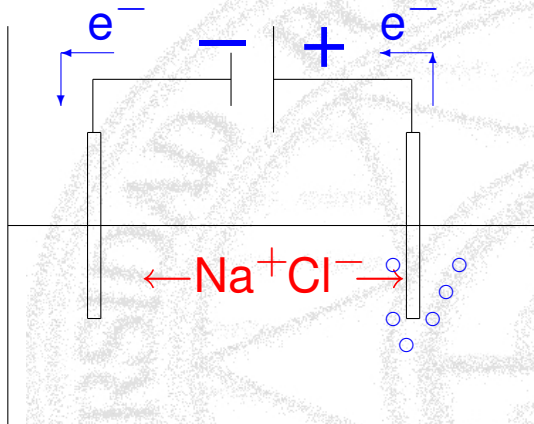


- **Electrólito.** Sustancia conductora de la corriente eléctrica en disolución.
- **Electrodo.** Conductores, normalmente metálicos, puestos en contacto con la disolución de electrólito.
- **Cuba electroquímica.** Recipiente que contiene a la disolución y a los electrodos.
- **Pila, célula o celda electroquímica.** Conjunto de electrodos, cable, disolución y cuba.
- **Ánodo.** electrodo donde se produce la oxidación de un electrólito.
- **Cátodo.** electrodo donde se produce la reducción.





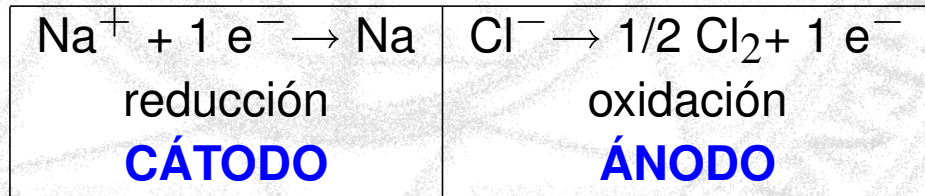
Ejemplo de sistema electroquímico

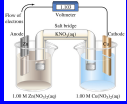


Electrólito: NaCl fundido, se separa en iones Na^+ y Cl^- .

Cuando se cierra el circuito y se deja cierto tiempo, se deposita Na en un electrodo y se desprende Cl_2 en el otro.

Semireacciones:



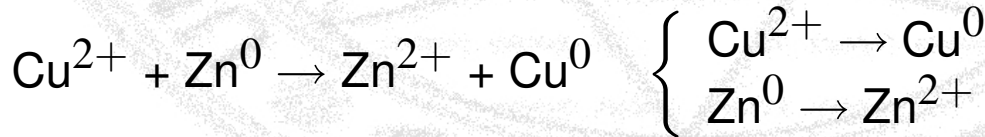
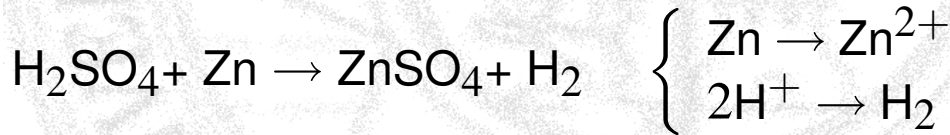


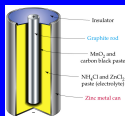
Definición

Célula electrolítica. La corriente generada externamente provoca una reacción química no espontánea ($\Delta G > 0$).

Célula galvánica. Una reacción química espontánea ($\Delta G < 0$) provoca corriente eléctrica (produce trabajo).

Ejemplo de reacciones espontáneas:



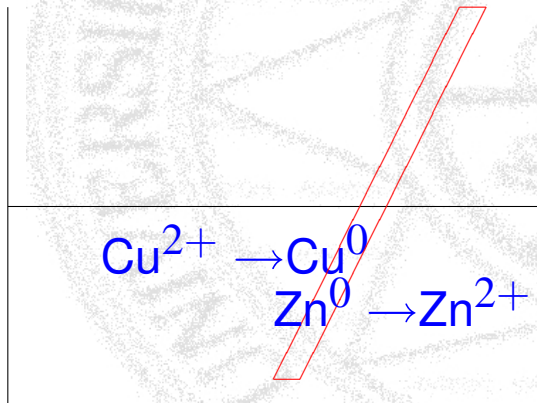


Aprovechamiento del W en célula galvánica

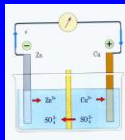
Reacción espontánea: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$

$$\Delta G^0 = -886 \text{Kcal/mol}$$

Introducimos barra de Zn en disolución de CuSO_4



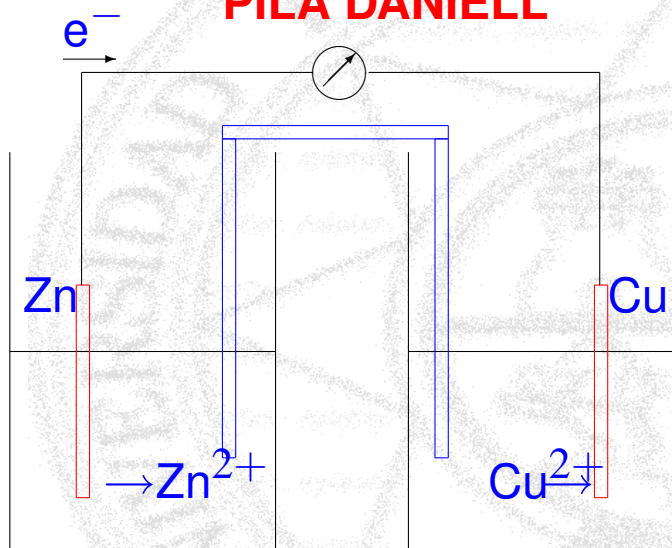
El intercambio electrónico se realiza en la superficie metálica. No se produce W de desplazamiento de electrones.



Aprovechamiento del W en célula galvánica

Separamos los electrodos en compartimentos diferentes
Puente salino

PILA DANIELL

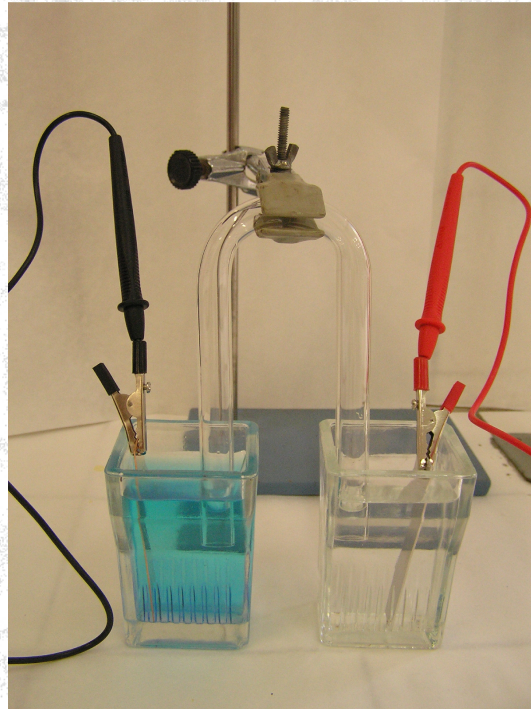


Semiceldas \Rightarrow disolución del
ion con su electrodo.

- Para cerrar el circuito.
- Relleno de disolución saturada de KCl, con tapones porosos en los extremos.
- Alta conductividad de K^+ y Cl^- .
- K^+ migra hacia semicelda de Cu.
- Cl^- migra hacia semicelda de Zn.
- Evita contacto entre Zn y Cu^{2+} .



Pila Daniell





Célula galvánica

Diagrama: $\text{Zn (s)} \mid \text{ZnSO}_4 \text{ (aq)} \parallel \text{CuSO}_4 \text{ (aq)} \mid \text{Cu (s)}$

- Oxidación a la izquierda.
- Reducción a la derecha.
- Barra vertical para cambio de fase.
- Comas para distintas especies en la misma fase.
- Doble barra para puente salino.

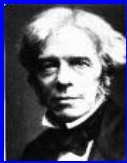
F.e.m: diferencia de potencial entre los dos electrodos (en Voltios).

Unidades de carga eléctrica.

- Culombio
- Faraday, carga de 1 mol de electrones:

$$1F = N q_e = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}$$

$$1 \text{ Faraday} = 96500 \text{ Cul}$$



Carga y materia

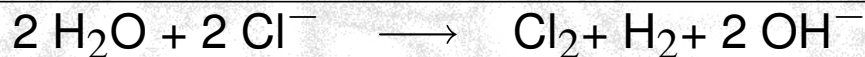
- La **cantidad de sustancia** que experimenta oxidación o reducción en cada electrodo durante la electrólisis es proporcional a la cantidad de electricidad que atraviesa la celda.
- Las cantidades de sustancias diferentes que experimentan oxidación o reducción por la misma cantidad de electricidad son proporcionales a sus **pesos equivalentes químicos**.

Faraday (= 1 mol de electrones) produce la oxidación o reducción de un equivalente de sustancia)



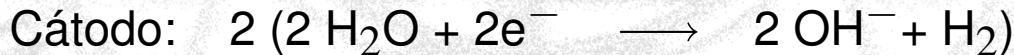
Reacciones electrolíticas del agua

⇒ NaCl en disolución acuosa:



(se forma H₂, Cl₂ y disolución de NaOH)

⇒ Na₂SO₄ en disolución acuosa:



(Se ha producido la **electrólisis del agua**)



Tipos de electrodos

Si hacemos que los electrones circulen en sentido opuesto al que lo hacen, en los **electrodos reversibles** ocurrirá la reacción contraria. (Para ello tiene que haber cantidades significativas de todas las especies químicas)

Pila de Daniell

- ⇒ Reversible en medio alcalino.
- ⇒ No reversible en medio ácido. Antes de reducirse Zn^{2+} a Zn se produce la reducción de los protones: $2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$



Serie electroquímica

F.e.m. de una pila

ΔV entre cátodo y ánodo \Rightarrow tendencia a producirse la reacción.

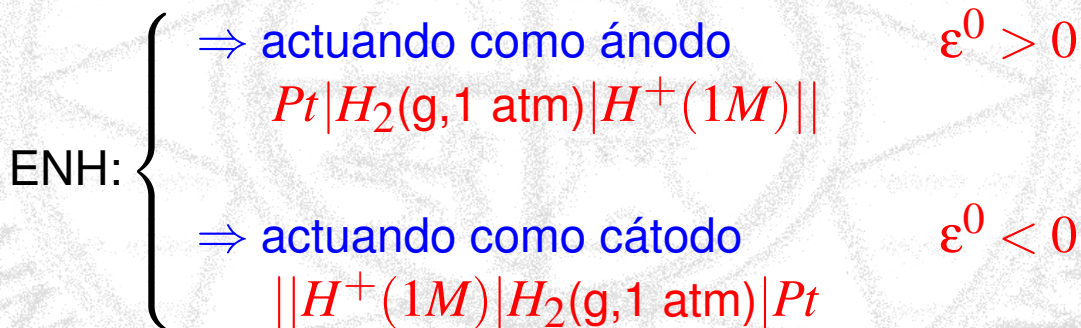
Células galvánicas	reacción química espontánea	F.e.m. con signo +
Células electrolíticas	reacción química no espontánea	F.e.m. con signo -



Convenio de signos

Conviene disponer de potenciales para cada semirreacción, y combinándolos obtendríamos la f.e.m. de la pila

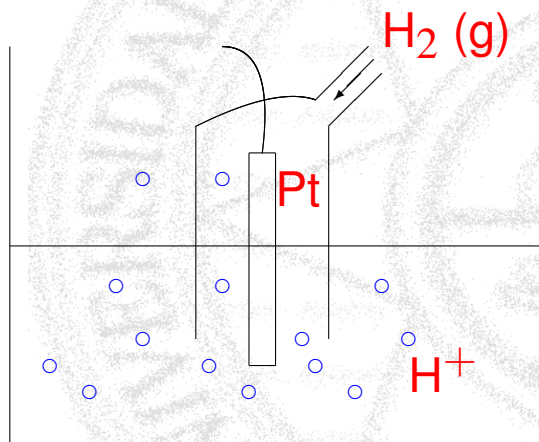
Convenio: se escoge un electrodo de referencia y se le asigna el potencial cero \Rightarrow **Electrodo normal de hidrógeno**



Al combinar otro electrodo con el ENH, la ΔV de la pila será el potencial del otro electrodo.

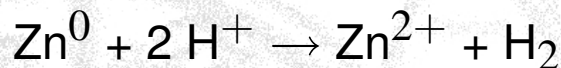


Ejemplos



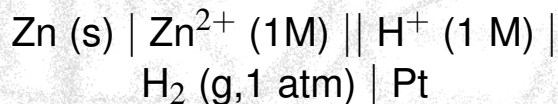
- Electrodo normal + electrodo Zn ($\text{Zn}^{2+}(1\text{M}) | \text{Zn}$):

Reacción espontánea:



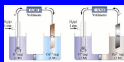
$$\Delta V = 0,76 \text{ V}$$

Diagrama de la Pila:



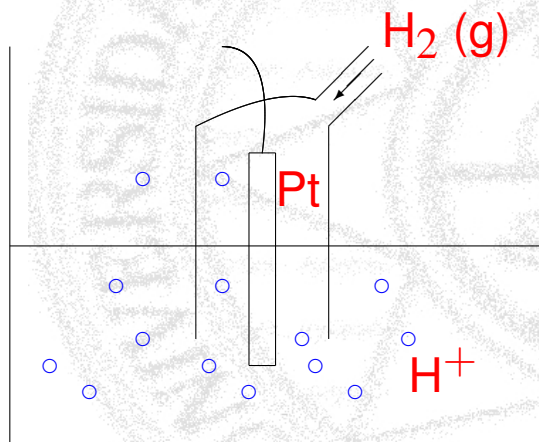
Potencial de oxidación del Zn: +0,76 V

Potencial de reducción del Zn: -0,76 V



Ejemplos

Pt|H₂(g)|H⁺(aq)



- Electrodo normal + electrodo Cu (Cu²⁺(1M)|Cu):

Reacción espontánea:



$$\Delta V = 0,34 \text{ V}$$

Diagrama de la Pila:

Pt | H₂ (g, 1 atm) | H⁺ (1 M)

|| Cu²⁺ (1M) | Cu (s)

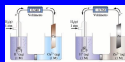
Potencial de reducción del

Cu: +0,34 V



Serie electroquímica

1. Se tabulan los **potenciales de reducción** de todas las semirreacciones, en orden creciente.
2. Parte alta de la tabla, potenciales de reducción muy **negativos**, gran tendencia a oxidarse, reductores fuertes (alcalinos y alcalinotérreos).
3. Parte baja de la tabla, potenciales de reducción **positivos**, gran tendencia a reducirse, oxidantes fuertes (halógenos y metales nobles).
4. La serie electroquímica contiene los potenciales **estándar** de electrodo (ϵ^0):
 - Los gases están a 1 atm de presión.
 - Las disoluciones son 1 M.



Serie electroquímica.

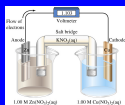
Potenciales normales de reducción

ELECTROQUÍMICA

VIII. Potenciales estándar de electrodo

24

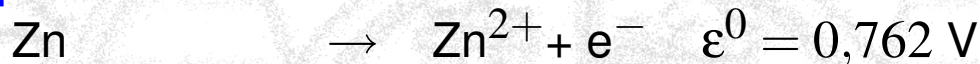
Semireacción	ϵ^0 (V)	Semireacción	ϵ^0 (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,04	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,92	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-$	0,40
$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	-2,90	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$	0,53
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87	$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71	$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg}$	0,79
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,37	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0,80
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66	$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,81
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18	$\text{Pd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pd}$	0,83
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76	$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	0,85
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74	$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$	1,06
$\text{S} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,51	$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{I}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,08
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44	$2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	1,19
$\text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36	$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$	1,20
$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	-0,28	$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,21
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,23	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	1,33
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14	$\text{ClO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,37
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1,42
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04	$\text{MnO}_4 + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,52
$\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{H}_2$	0,00	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow$	
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	0,15	$\text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,68
$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow$		$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	1,78
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17	$\text{F}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^-$	2,87



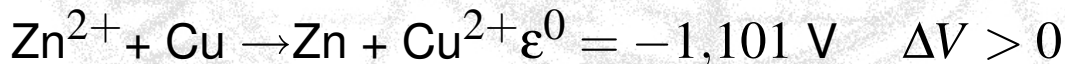
Cálculo de la f.e.m. de una pila

Se escriben las **dos semirreacciones** con su potencial (uno de reducción y otro de oxidación) y se suman. ($\epsilon^0 > 0$)

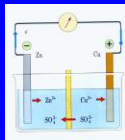
Ejemplo 1: Pila de Daniell



La reacción contraria



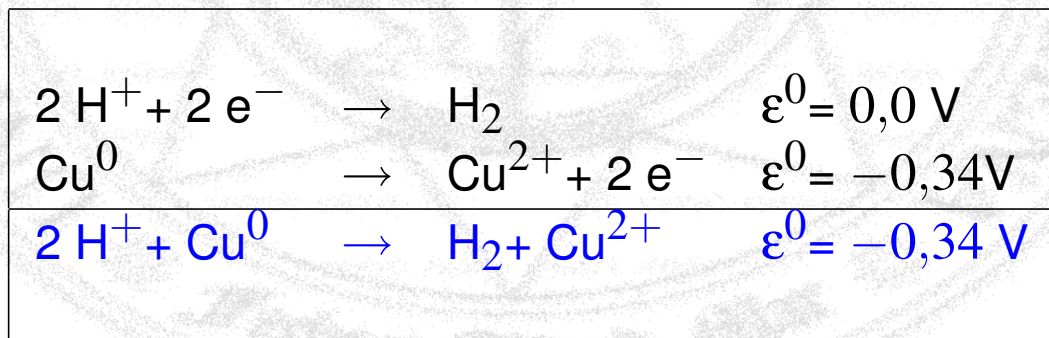
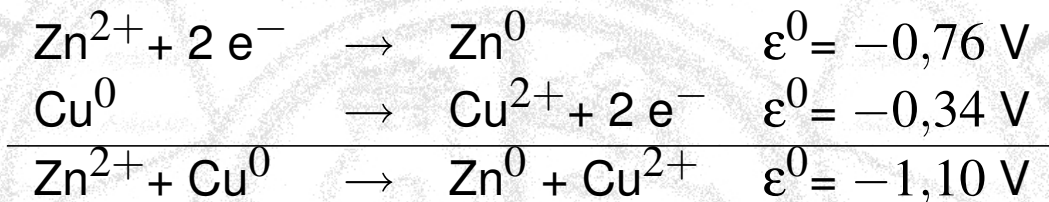
forzamos a los e^{-} a moverse en sentido contrario, mediante una diferencia de potencial suministrada exteriormente (generador).



Cálculo de la f.e.m. de una pila

Ejemplo 2: Pila de Daniell en medio ácido

Antes del Zn^{2+} se reduce el H^+ :





Deducción

Da la relación entre el potencial de electrodo y ΔG^0

$$W_{el} = Q \varepsilon = n F \varepsilon$$

ΔG está relacionado con el trabajo máximo extraíble de un proceso espontáneo:

$$W_{max} = n F \varepsilon^0 = -\Delta G^0$$

Recordemos cómo varía ΔG de una reacción en función de la presión de reactivos y productos

$$\Delta G = \Delta G^0 + R T \ln \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \Rightarrow \text{No es } K_p$$



Deducción

$$\begin{aligned}\varepsilon &= \varepsilon^0 - \frac{R T}{n F} * \ln \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = \varepsilon^0 - \frac{R T}{n F 2,303} \log \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \\ &= \varepsilon^0 - \frac{0,059}{n} \log \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}\end{aligned}$$

Ecuación de Nernst

$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{0,059}{n} \log Q \quad n \Rightarrow \text{número de electrones transferidos}$$

$$Q \begin{cases} \text{para gases: } P \text{ (en atm)} \\ \text{para disoluciones: } [] M \\ \text{no líquidos y sólidos puros} \end{cases} \quad \begin{cases} \text{Para reacciones en equilibrio} \\ \varepsilon = 0 \\ Q = K_{eq} \end{cases}$$



Ejemplos

Ejemplo

En el potencial de **electrodo de metal / sal insoluble** la concentración del ion metálico es muy pequeña \Rightarrow Cambia mucho ε^0 .

Ejemplo

Cálculo del ε^0 del electrodo: $\text{AgCl (sat), Cl}^- (1\text{M}) \mid \text{Ag}^0$

Datos: $\varepsilon^0(\text{Ag}^+ \mid \text{Ag}^0) = 0,8 \text{ V}$

P.S. (AgCl) = $1,82 \cdot 10^{-10}$

Para una $[\text{Cl}^-] = 1\text{M}$, la $[\text{Ag}^+]$ permitida es $1,82 \cdot 10^{-10}$

$$\varepsilon_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,8 - 0,059 \log \left(\frac{1}{1,82 \cdot 10^{-10}} \right) = 0,22\text{V}$$



Ejemplos

Ejemplo

También sucede lo mismo cuando el ion que interviene en la reacción forma un complejo \Rightarrow su concentración disminuye mucho.

Ejemplo

Cuando OH^- o H^+ aparecen en la semirreacción, el pH también influye en el potencial de electrodo (electrodo de MnO_4^-).

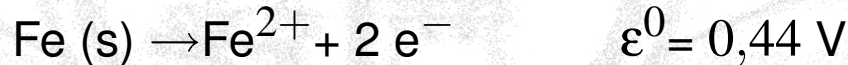
Para el electrodo de hidrógeno $\varepsilon^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$

$$\varepsilon = 0 - \frac{0,059}{1} \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = -0,059 \text{ pH}$$

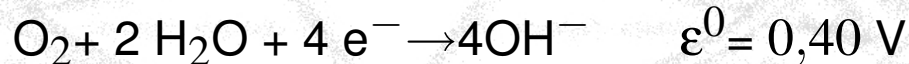


Corrosión

- Proceso redox por el cual los metales son oxidados por oxígeno en presencia de humedad.
- Especial incidencia en Fe y aceros.
- La oxidación y la reducción ocurren en puntos separados.
- El objeto se oxida en los puntos de tensión, donde hay átomos activos, **ánodos**:



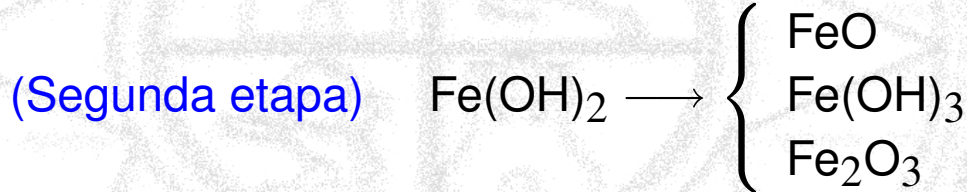
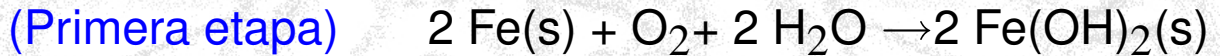
- Los electrones que se desprenden fluyen por el objeto hacia las zonas expuestas al O_2 , *cátodos*:





- El circuito se cierra mediante la migración de los iones formados en el seno de la capa de agua que hay sobre la superficie del hierro.

- **Reacciones:**



- El Fe(OH)_2 es un precipitado blanco que se oxida a precipitado pardo rojizo y escamoso denominado **herrumbre u orín**.





Corrosión

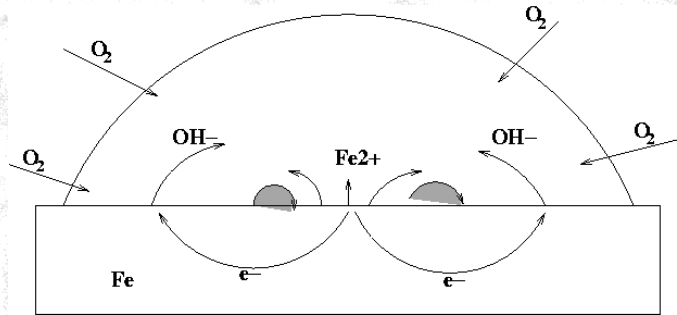
- Cuando en la superficie del hierro existen impurezas de un metal más noble, ($\varepsilon^0(M|M^{n+}) > \varepsilon^0(Fe|Fe^{2+})$) este metal actúa como cátodo, induciendo más la corrosión del hierro en su vecindad. **Ánodo de sacrificio**
- **Aluminio:** La oxidación del Al por el aire produce una capa de óxido transparente y muy bien adherida a la superficie que lo protege de seguir oxidándose. Esta capa sí es atacada por la lluvia ácida.





Ejemplo: pilas de corrosión por aireación diferencial.

Una gota de solución salina (desaireada previamente) sobre una lámina de hierro.

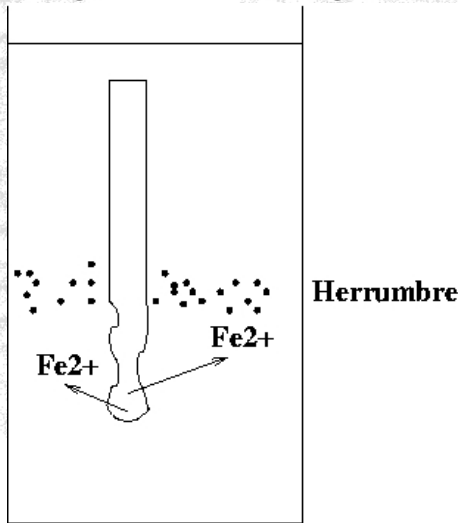


La superficie contigua al borde de la gota hará de **cátodo** (mayor concentración de O_2) permaneciendo inalterada, mientras que la zona central hará de **ánodo** (menor concentración de O_2) produciéndose aquí la corrosión.

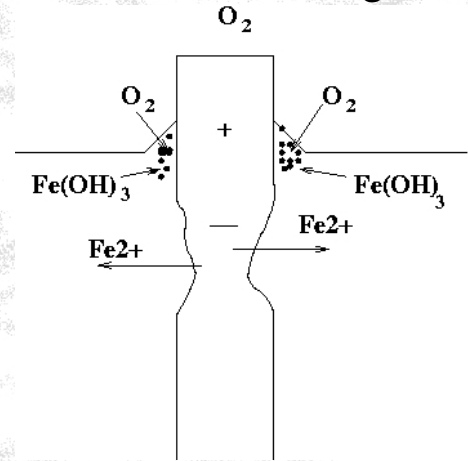


Corrosión

Estructura de acero sumergida totalmente en agua, sufrirá más corrosión en las partes más alejadas de la superficie acuosa o donde se dificulte la llegada del oxígeno



Estructura de acero que asoma al exterior, la corrosión será máxima un poco más abajo de la línea del nivel del agua.





Protección contra la corrosión

- **Cubriendo la superficie:**
 - Con pintura
 - Con otro metal por electroplateado o por inmersión. (Si el metal es más noble, al formarse grietas en el recubrimiento el Fe expuesto al aire se corroe con mucha facilidad)
- **Protección catódica:** Se pone el objeto en contacto con una barra de un metal menos noble (Mg, Zn). Este actúa de **ánodo de sacrificio**, oxidándose antes que el Fe.
Ejemplo ánodos de zinc en casos de buques.





Electroplateado

Se deposita una fina lámina de metal (0,0002 cm) sobre una superficie conductora eléctrica (por reducción electroquímica a partir de su catión).

Aplicaciones

- Para **mejorar la apariencia** de un objeto.
 - En joyería (Au,Pt,Ag)
 - Piezas de automóviles (Cr)
- Para **mejorar las propiedades eléctricas** de un objeto.
 - Contactos eléctricos (Au)
 - Fabricación de electrodos de gran superficie (Pt platinizado)



Electroplateado

- Para **proteger contra la corrosión**.
 - Latas en alimentación (Sn o Cr)
 - Multitud de objetos de hierro expuestos al aire

Inconveniente:

Se utilizan agentes complejantes (CN^-) para que la $[\text{M}^{n+}]$ sea baja y la electrodeposición sea lenta \implies Los átomos se adhieren mejor a la superficie del metal.

CN^- es muy tóxico (en medio ácido se desprenden gases de HCN).





Refinado electrolítico

Algunos metales se obtienen por reducción electroquímica de su catión. Otros se obtienen por reducción química (menos costosa) o directamente en estado metálico \implies Se refinan electrolíticamente.

Refinado del Cu por reducción química de la pirita (Cu_2S , CuS)

Cátodo:	Placas muy delgadas de Cu de alta pureza, conectadas al polo negativo del generador	$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$ (puro)
Ánodo:	Trozos impuros de Cu, conectados al polo positivo del generador	Cu (impuro) $\rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$
Electrólito:	CuSO_4 y H_2SO_4	

Efecto neto: Cu (impuro) \rightarrow Cu (puro)



Refinado electrolítico

Impurezas:

- **Metales menos nobles que Cu:** Se oxidan pero no se reducen (quedan en la disolución en forma iónica (Zn^{2+} , Fe^{2+} , etc))
- **Metales más nobles que Cu:** No se oxidan, pero al desprenderse el Cu del ánodo caerán y quedarán como un lodo en el fondo de la cubeta (Ag, Au, Pt) muy valioso!!



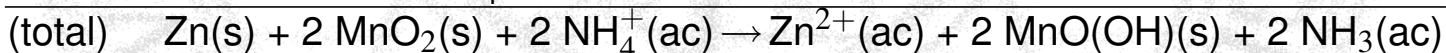
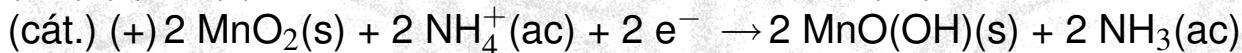


Celdas primarias

Al producir corriente se consumen los reactivos y se descargan. No pueden recargarse porque los productos no quedan adheridos a los electrodos.



Pila seca o de Leclanché:



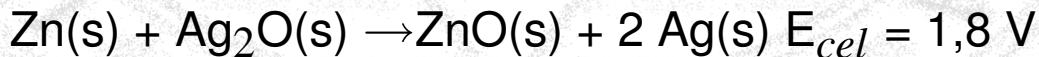
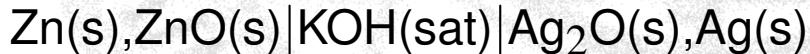
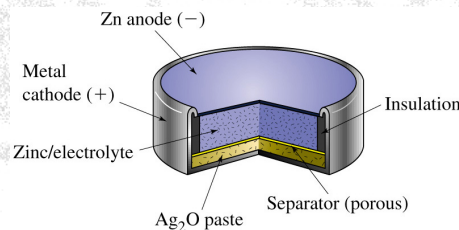
El NH_3 y el Zn^{2+} forman un complejo: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$



Celdas primarias

Pilas alcalinas:

- Utilizan KOH en lugar de NH_4Cl .
- El interior del ánodo de Zn es rugoso para producir mayor superficie del electrodo.
- Tienen mayor duración porque no producen amoníaco.

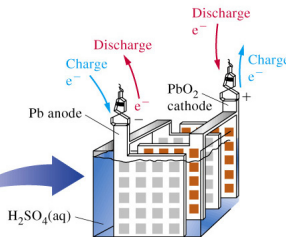
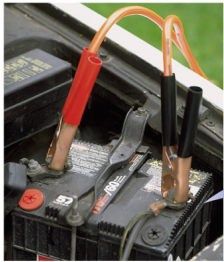




Celdas secundarias

Los reactivos originales pueden regenerarse, ya que quedarán adheridos a los electrodos. Para ello se hace circular corriente en dirección opuesta al flujo de descarga.

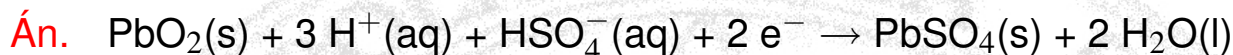
Acumulador de Plomo: Batería de 12 V de los automóviles. Consiste en 6 pilas voltaicas de 2 V colocadas en batería.



- **Ánodos:** Placas de Pb esponjoso comprimido
- **Cátodos:** Rejillas de Pb rellenas de PbO_2
- **Electrólito:** Ácido sulfúrico



Celdas secundarias

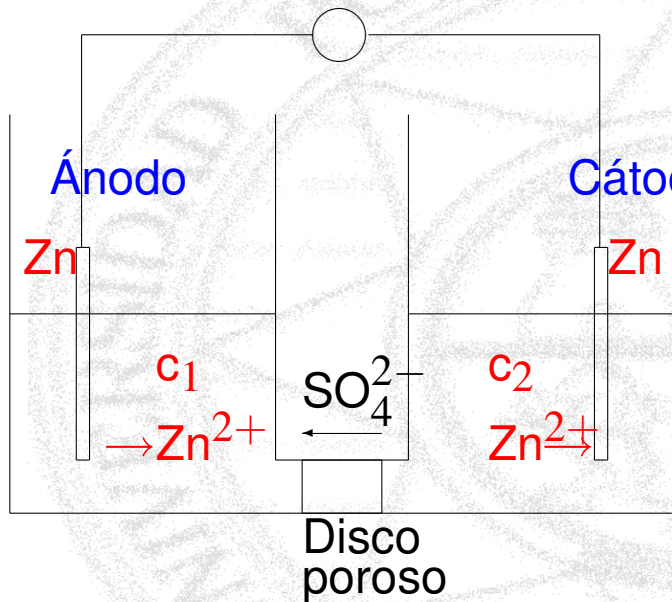


$$\varepsilon_{\text{cel}}^0 = \varepsilon^0(\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4) - \varepsilon^0(\text{PbSO}_4/\text{Pb}) = 1,74 \text{ V} - (-0,28 \text{ V}) = 2,02 \text{ V}$$

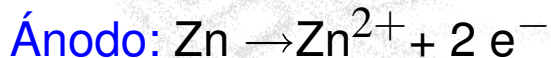
- El producto del ánodo y el cátodo (sulfato de plomo) queda adherido a los electrodos, y puede producir la reacción contraria al recargarse la batería (transformando la corriente alterna que produce el motor en corriente continua mediante un alternador)
- Al recargar la batería repetidamente y con rapidez, Pb, PbO₂ y PbSO₄ pueden caer al fondo de la cubeta en forma de lodo y producirán frecuentes cortocircuitos.

Otras pilas

Pilas de concentración:



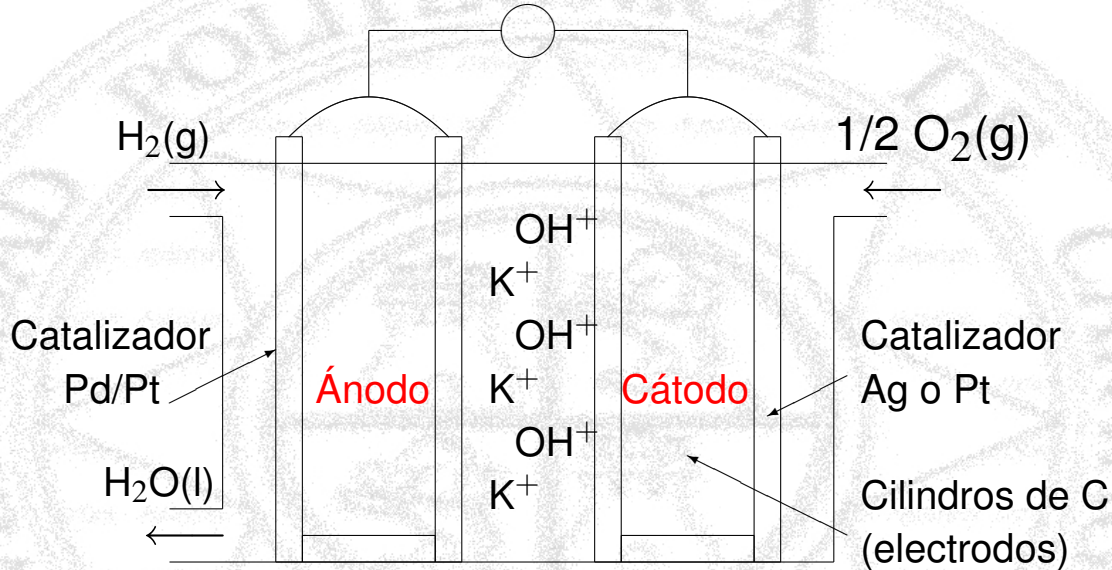
$c_1 < c_2$ { c_1 aumentará al disolverse el electrodo. c_2 disminuirá al depositarse Zn metálico.



$$\varepsilon = -\frac{0,059}{n} \log \frac{c_2}{c_1}$$

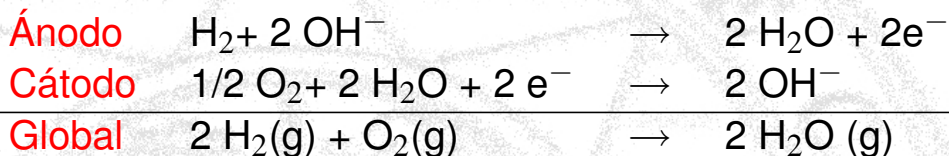
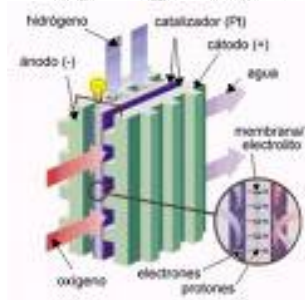
Otras pilas

Pila de combustión:



- Aprovecha hasta un 80 % de la energía de los combustibles.
- No contamina.
- Producen grandes cantidades de energía.

Pila de combustión:



- Se utiliza en satélites artificiales.
- Coste de obtención del H_2 es alto.
- Se han utilizado otros combustibles (carbón, CO , CH_4 , C_3H_8 ...)