

UNIDADE 8. APLICACIÓNS REDOX

- 1. PROCESOS ELECTROQUÍMICOS.**
- 2. PILAS GALVÁNICAS OU VOLTÁICAS.**
- 3. POTENCIAIS DE REDUCIÓN ESTÁNDAR**
- 4. APLICACIÓNS COMERCIAIS.**
 - 4.1. Pilas secas.
 - 4.2. Pilas alcalinas.
 - 4.3. Pilas botón.
 - 4.4. Baterías de chumbo.
- 5. ESPONTANEIDADE DOS PROCESOS REDOX.**
- 6. ELECTRÓLISE**
 - 6.1. Leis de Faraday
 - 6.2. Aplicacións electrolíticas.

1. PROCESOS ELECTROQUÍMICOS

A electroquímica é a parte da química que se basea en reaccións de oxidación-redución.

Os procesos electroquímicos pódense agrupar en dous tipos:

- **Pilas galvánicas ou voltaicas.** Son aquelas nas que se produce unha corrente eléctrica como consecuencia dos electróns intercambiados nunha reacción de oxidación-redución; é dicir, **as pilas transforman a enerxía química que produce a reacción redox en enerxía eléctrica** que logo se aproveita para producir traballo.
- **Células electrolíticas,** consiste en **producir unha reacción redox mediante o consumo de enerxía eléctrica**; este proceso é inverso ao que ten lugar nas pilas e chámase **electrólise**.

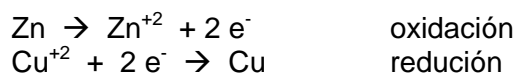
2. PILAS GALVÁNICAS OU VOLTÁICAS

Luigi Galvani (1737-1798) e **Alessandro Volta** (1745-1827), a finais do século XVIII foron os primeiros en obter unha corrente eléctrica a partir dunha reacción redox, na súa honra, estas pilas reciben o nome de galvánicas ou voltaicas.

A pila máis sinxela é a coñecida como **pila Daniell** e consiste, por exemplo, na reacción redox entre o cátodo de cobre e o ánodo de zinc (Figura 1). Para poder aproveitar a corrente eléctrica os electróns han de pasar por un circuíto exterior e, para isto, hai que separar os reactivos en dous compartimentos chamados **semipilas ou semirreaccións**

A semipila do cinc está formada por unha barra de Zn (electrodo negativo) mergullada nunha disolución de ións Zn^{+2} (ZnSO_4); e a semipila de cobre está formada por unha barra de Cu (electrodo positivo) mergullada nunha disolución de ións Cu^{+2} (CuSO_4)

As semirreaccións que teñen lugar son:



O electrodo de Zn disólvese, é dicir, cada vez pesa menos, mentres que o electrodo de Cu gaña peso xa que o cobre reducido deposítase sobre el; a disolución de Cu^{+2} perde a súa coloración azul e os **electróns flúen desde o electrodo de cinc ou electrodo negativo (ánodo) ao electrodo de cobre ou electrodo positivo (cátodo)**

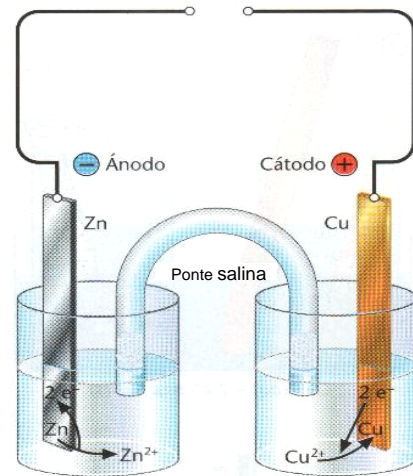
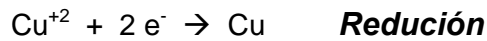


Figura 1

O **ánodo** é onde ten lugar a **oxidación**, o **electrodo negativo** e, neste caso, é o electrodo de Zn.

O **cátodo**, onde ten lugar a **reducción**, o **electrodo positivo** e, neste caso, é o electrodo de Cu.

Para pechar o circuíto é necesaria a utilización dunha ponte salina, que é un tubo en forma de U invertido, que contén unha disolución saturada dun electrólito forte, como KCl; os seus extremos están tapados cun material poroso, como algodón ou la de vidro, que permite a transferencia de ións, pero impide a mestura das disolucións dos electrólitos. Os ións positivos da ponte salina son atraídos pola semipila do cobre que, por consumirse os ións Cu^{+2} deixan unha disolución sobrecargada de ións negativos (SO_4^{-2}); de igual forma, os ións negativos da ponte salina son atraídos cara á disolución da semipila do cinc na que están producíndose ións Zn^{+2} , os cales cargan positivamente a disolución.

Unha pila Daniell é un xerador de corrente eléctrica cuxa magnitude característica é a súa **forza electromotriz (f.e.m)** que se designa por **E**, a súa unidade, como a do potencial eléctrico, é o **voltio(V)**

Chámase forza electromotriz(E) á diferenza de potencial que se establece entre os dous electrodos da pila e chámase potencial de electrodo; calcúlase mediante a expresión:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{catodo}} - E^0_{\text{anodo}}$$

O potencial de cada electrodo depende de distintos factores, como a súa natureza química, a concentración da disolución ou a súa temperatura.

Neste caso, a **f.e.m** que indicaría o voltímetro, para concentracións 1 M dos ións, tería un valor de **1,10V**.

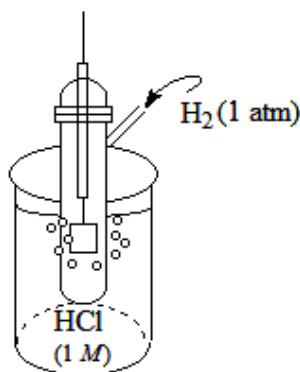
Para construír unha pila é necesario ter dous semipilas con distinta tendencia a oxidarse ou a reducirse, xa que logo, pódense construír tantas pilas como parellas de oxidantes e reductores téñanse.

Unha pila pódese esquematizar do seguinte xeito:



Escríbese o cátodo á dereita e o ánodo á esquerda, nos extremos do esquema indícanse os electrodos, as distintas fases sepáranse mediante unhas liñas sinxelas e unha dobre liña separa as dúas semipilas indicando a ponte salina.

Na pila Daniell, o elemento químico que participa no proceso redox é sólido e condutor en disolución, o que lle permite actuar de electrodo, con todo, existen electrodos que non interveñen na reacción e actúan unicamente como condutores, estes son os **electrodos inertes**, que adoitan ser de platino ou dalgunha aliaxe resistente ao ataque electroquímico; poden utilizarse tamén electrodos de gases, como pode ser o **electrodo hidróxeno**; consiste nun tubo de vidro atravesado por un fío de Pt acabado nunha lámina tamén de Pt; introdúcese na disolución e inxéctase o gas que burbujea a través da disolución; o Pt non intervéñ na reacción, soamente transporta os electróns.



Electrodo de hidróxeno

A súa representación é: $\text{Pt} / \text{H}^+ (1\text{M}) / \text{H}_2 (1\text{atm})$

3. POTENCIAIS DE REDUCCIÓN ESTÁNDAR

O mellor método para medir o poder reductor non é ensaiando reaccións, senón elaborando unha táboa cuantitativa en función dalgunha magnitude que se poida medir e que indique a devandita forza; esta magnitude é o potencial do electrodo que coincide coa forza electromotriz da pila, con todo o potencial illado non se pode medir, xa que é necesario pechar o circuito e para iso requírese outra semipila; isto resólvese tomando unha semipila de referencia á que se dá o valor arbitrario de 0,00V, e os potenciais dos electrodos áchanse a partir das distintas pilas formadas por este electrodo patrón e o que se quere medir; por convenio tómase como semipila de referencia o electrodo normal de hidróxeno; os potenciais medidos en condicións estándar, respecto deste electrodo denomínanse potenciais normais de electrodo.

No electrodo de hidróxeno pódese producir a redución ou a oxidación, segundo se conecte a outra semipila máis reductora ou máis oxidante que o electrodo patrón.

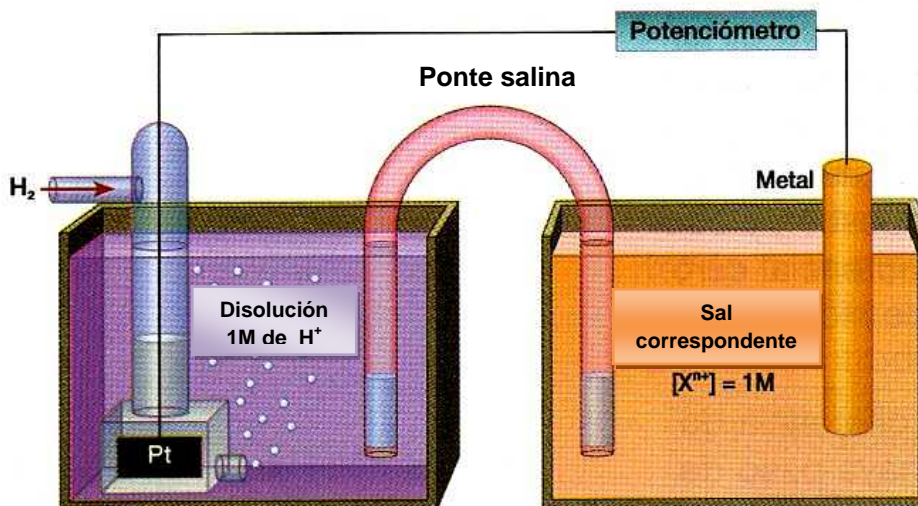
Cando é redución => como **cátodo** $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

Cando é oxidación => como **ánodo** $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

O esquema para poder medir o potencial dun electrodo, p.ex de Zn, é formar unha pila co electrodo de Zn e o electrodo de hidróxeno, obténdose que o potencial do Zn (Zn^{+2}/Zn) = - 0,76V

No caso del Cu obtense (Cu^{+2}/Cu) = 0,34V

Polo que en xeral a pila que se forma é:



A partir dos resultados obtidos dedúcese:

- Os **electrodos con potenciais normais negativos son máis reductores que o hidróxeno**, polo que devandito electrodo actúa como ánodo (oxidación) fronte ao electrodo de hidróxeno.
- Os **electrodos con potenciais normais positivos son mais oxidantes que o hidróxeno**, polo que devandito electrodo actúa como cátodo (redución) fronte ao electrodo de hidróxeno.

Todos os potenciais normais obtidos desta forma, ordénanse formando a serie electromotriz de potenciais normais ou estándar de electrodo, e de acordo coas normas da I.U.P.A.C están medidos en condicións estándar a 25°C e concentración 1M dos ións; este termo emprégase só para reaccións de redución e simbolízase con E^0 .

POTENCIAIS DE REDUCIÓN		
Electrodo	Semirreacción de reducción	E°(volt)
Li ⁺ Li	Li + e ⁻ = Li	-3,045
K ⁺ K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,925
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866
Na ⁺ Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,662
Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179
OH ⁻ H ₂ (Pt)	2H ₂ O + 2e ⁻ = H ₂ + 2OH ⁻	-0,828
Zn ²⁺ Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,763
S ²⁻ S (Pt)	S + 2e ⁻ = S ²⁻	-0,479
Fe ²⁺ Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,44
Cr ³⁺ , Cr ²⁺ Pt	Cr ³⁺ + e ⁻ = Cr ²⁺	-0,408
Cd ²⁺ Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,403
Tl ⁺ Tl	Tl ⁺ + e ⁻ = Tl	-0,336
Co ²⁺ Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Ni ²⁺ Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Sn ²⁺ Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
Fe ³⁺ Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0,037
H⁺ H₂ (Pt)	2H⁺ + 2e⁻ = H₂	0,000
Sn ⁴⁺ , Sn ²⁺ Pt	Sn ⁴⁺ + 2e ⁻ = Sn ²⁺	+0,150
Cu ²⁺ , Cu ⁺ Pt	Cu ²⁺ + e ⁻ = Cu ⁺	+0,153
Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,336
OH ⁻ O ₂ (Pt)	O ₂ + 2H ₂ O + 4e ⁻ = 4OH ⁻	+0,401
Cu ⁺ Cu	Cu ⁺ + e ⁻ = Cu	+0,520
I ⁻ I ₂ (Pt)	I ₂ + 2e ⁻ = 2I ⁻	+0,535
Fe ³⁺ , Fe ²⁺ Pt	Fe ³⁺ + e ⁻ = Fe ²⁺	+0,770
Hg ₂ ²⁺ Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ = 2Hg	+0,788
Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Hg ²⁺ Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,854

$\text{Hg}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+} \text{Pt}$	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,919
$\text{Br}^- \text{Br}_2 (\text{Pt})$	$\text{Br}_2 + 2e^- = 2\text{Br}^-$	+1,066
$\text{H}^+ \text{O}_2 (\text{Pt})$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
$\text{Ti}^{3+}, \text{Ti}^+ \text{Pt}$	$\text{Ti}^{3+} + 2e^- = \text{Ti}^+$	+1,252
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+, \text{Cr}^{3+} \text{Pt}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,333
$\text{Cl}^- \text{Cl}_2 (\text{Pt})$	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	+1,359
$\text{Au}^{3+} \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	+1,497
$\text{MnO}_4^-, \text{H}^+, \text{Mn}^{2+} \text{Pt}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,507
$\text{Au}^+ \text{Au}$	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	+1,691
$\text{Pb}^{4+}, \text{Pb}^{2+} \text{Pt}$	$\text{Pb}^{4+} + 2e^- = \text{Pb}^{2+}$	+1,693
$\text{Co}^{3+}, \text{Co}^{2+} \text{Pt}$	$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	+1,808
$\text{F}^- \text{F}_2 (\text{Pt})$	$\text{F}_2 + 2e^- = 2\text{F}^-$	+2,865

Canto máis negativo sexa o potencial dunha especie, máis redutora será e canto máis positivo sexa máis oxidante

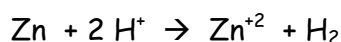
Polo que o poder reductor aumenta cara arriba e o poder oxidante aumenta cara abaixo.

En xeral se temos dous semipilas e ningunha é o electrodo normal de hidróxeno

- A reacción de **redución producirase na semipila de maior potencial de redución**, é dicir será o cátodo.
- A reacción **de oxidación producirase na semipila de menor potencial de redución**, é dicir será o ánodo.

Conclusións sobre reactividade química tendo en conta a táboa anterior:

- Os metais situados por encima do hidróxeno (potenciais de redución negativos) reaccionan cos protóns dos ácidos producindo hidróxeno.



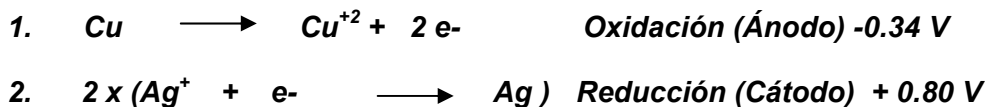
- Os metais situados por baixo do hidróxeno (potenciais de redución positivos) non se poden oxidar pola acción dos protóns dun ácido.

Exemplo1 : Calcular o potencial estándar da pila formada por un electrodo de prata e un electrodo de cobre, sabendo que:

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

$$E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = + 0.80 \text{ V}$$

Solución



NOTA: O valor do potencial estándar non depende do nº de e- transferidos, de tal xeito que se multiplicamos a reacción por dous o seu valor non se altera.

Exemplo 2 : Explique razoadamente que sucederá se nunha disolución 1,0M de sulfato de cobre(II) [tetraoxosulfato(VI) de cobre(II)] introducimos:

(a) Unha varilla de Zn

(b) Unha varilla de prata

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})=+0,34\text{V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})=+0,80\text{V}$ y $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})=-0,76\text{V}$.

Solución

- a) Deposítase cobre metálico na vara de zinc xa que ocorre a reacción de oxidación-redución seguinte:

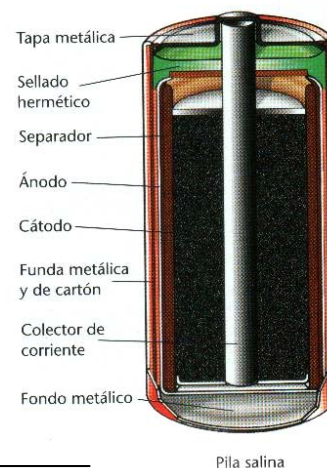
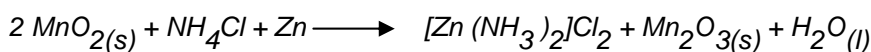
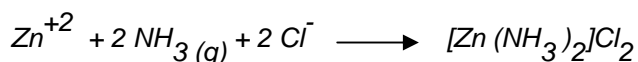
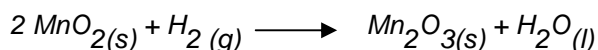
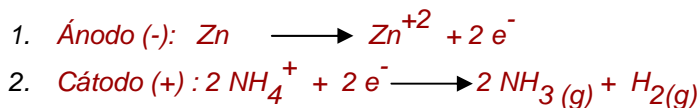


- b) O proceso $\text{Cu}^{+2} + 2 \text{Ag} \longrightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{Cu}$ non ten lugar xa que $E^\circ = - 0.46 \text{ V}$

4. APLICACIÓNS COMERCIAIS

4.1 Pilas secas

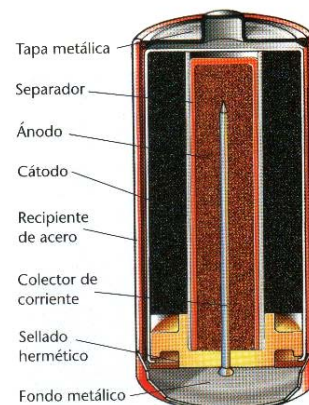
✓ **Pila seca (1.5 V)**



4.2 Pilas alcalinas

✓ Pila alcalina (1.5 V)

1. **Ánodo (-):** $\text{Zn} + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2 \text{e}^- + 2 \text{H}^+$
2. **Cátodo (+):** $2 \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{OH}^-$

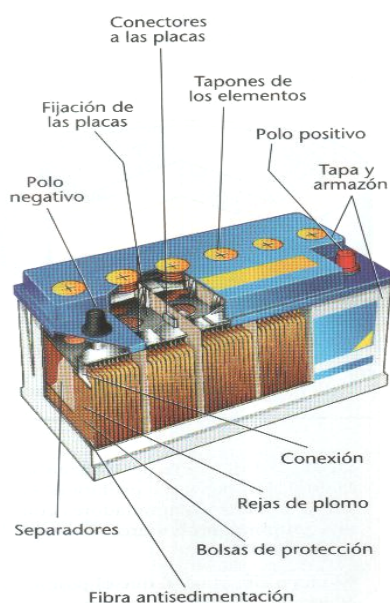
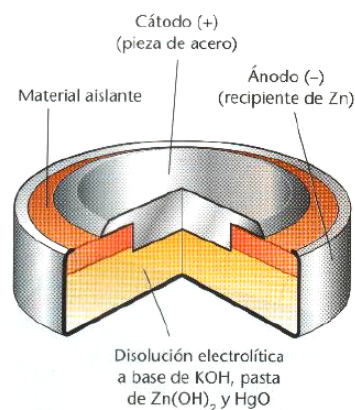


Pila alcalina

4.3 Pilas botón

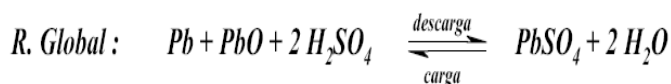
✓ Pila botón (1.35 V)

1. **Ánodo (-):** $\text{Zn} + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$
2. **Cátodo (+):** $\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Hg}(\text{l}) + 2 \text{OH}^-$



densidade dón = 1,3 g/ml

1. **Ánodo (-):** $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^-$
2. **Cátodo (+):** $\text{PbO} + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$



A reciclaxe de pilas é importantísima xa que son altamente contaminantes, especialmente as de botón, polo que nunca deberían de ir ao lixo. Para facilitar a reciclaxe das pilas usadas hai colectores especiais que facilitan a súa recollida.

5. ESPONTANEIDADE DOS PROCESOS REDOX

Recordamos que para que un proceso sexa espontáneo a variación de enerxía libre ha de ser negativa $\Delta G < 0$

Esta variación de enerxía libre de Gibbs pódese relacionar coa fem da pila galvánica construída a partir dun proceso redox xa que as células galvanicas son capaces de transformar a enerxía química dunha reacción redox en enerxía eléctrica, e desde un punto termoquímico isto equivale a dicir que as células galvánicas transforman a enerxía libre dun proceso redox en traballo eléctrico $\Delta G = W_{\text{eléctrico}}$.

O traballo eléctrico é sempre o produto da carga pola diferenza de potencial que, para o caso dunha pila galvánica funcionando en condicións estándar é $W_{\text{eléctrico}} = -Q \cdot E^0$. O traballo é (-) xa que o traballo que produce o sistema actúa sobre o contorno.

Q é a carga transportada polos electróns desde o ánodo ao cátodo

Xa que logo $\Delta G = -Q \cdot E^0$

De acordo con esta expresión, **para que a reacción sexa espontánea e $\Delta G < 0$, e a forza electromotriz da pila ha de ser positiva.**

Xa que logo: Se $E^0 > 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \Rightarrow$ **Esponánea**

Se $E^0 < 0 \Rightarrow \Delta G > 0 \Rightarrow$ **Non esponánea.**

Traballando en moles de electróns e tendo en conta a equivalencia da súa carga coa unidade do sistema internacional

$$W = -Q \cdot V = -(\text{moles de electróns}) \cdot N_A \text{ (e/mol)} \times 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C/e} \times E = -n \cdot F \cdot E$$

Ou o que o mesmo; $\Delta G = -nFE$

n \rightarrow numero de electróns transferidos

F \rightarrow carga de 1 mol de electróns expresada en culombios, que se denomina constante de Faraday e equivale a 96.500 C.

En resume que para que un proceso (reacción) redox sexa espontáneo a forza electromotriz da pila, que é a suma dos potenciais das semireaccións que teñen lugar, debe ser positiva.

6. ELECTRÓLISE

Unha célula electrolítica é o lugar onde se realiza o proceso de **electrólise**, que **consiste na produción dunha reacción redox non espontánea, mediante o consumo de corrente eléctrica.**

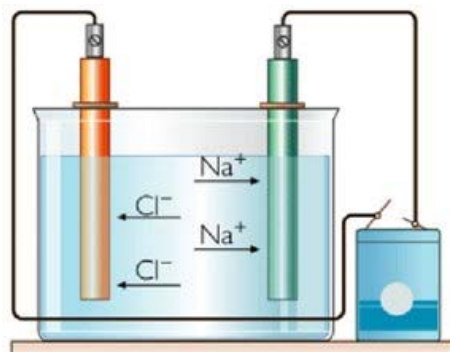
O termo electrólise significa ruptura mediante corrente eléctrica e refírese a procesos químicos nos que rompen enlaces mediante a corrente que provén dun xerador de corrente continua.

Estes procesos electrolíticos empréganse para romper enlaces estables, de maneira que se provocan reaccións non espontáneas

P.exemplo: o método habitual de obter metal Na é mediante a electrólise do NaCl no que se deben romper as atraccións electrostáticas entre o catión sodio e o anión cloruro

A **electrólise** é un proceso no que se **forza unha reacción NON ESPONTANEA** mediante un achegue de enerxía externa; trátase dun fenómeno contrario ao que ten lugar nunha célula galvánica.

Mediante unha d.d.p (diferenza de potencial) aplicada aos electrodos da cuba electrolítica, producimos unha reacción redox non espontánea.



Resume das características das pilas e a das cubas electrolíticas

	PILAS galvánicas	Cubas ELECTROLITICAS
Transformación enerxética	$E_{\text{química}} \rightarrow E_{\text{eléctrica}}$	$E_{\text{eléctrica}} \rightarrow E_{\text{química}}$
Electrodo positivo	Cátodo (redución)	Ánodo (oxidación)
Electrodo negativo	Ánodo (oxidación)	Cátodo (redución)
Diferenza de potencial	$V = E_{\text{pila}}$	$V > E_{\text{pila}}$ (sentido contrario)

6.1 Leis de Faraday

Faraday estudou os efectos químicos da corrente eléctrica e formulou as leis fundamentais:

- **1ª Lei de Faraday**

As masas das sustancias depositadas ou liberadas en cada electrodo durante unha electrólise son proporcionais á cantidade de electricidade que pasou a través da cela.

Recordando que a intensidade de corrente é $I = Q/t$

$I \rightarrow$ intensidade da corrente medida en amperios (A)

$t \rightarrow$ tempo en segundos (s)

$Q \rightarrow$ cantidade de electricidade, en culombios (C)

- **2ª Lei de Faraday**

Para unha mesma cantidade de corrente as masas depositadas ou desprendidas nos electrodos son proporcionais aos equivalentes químicos.

A Q para liberar 1 equivalente de calquera sustancia nunha cuba electrolítica, é de 1 Faraday que son 96.500 C

1 Faraday = carga de 1 mol de electróns 96.500 C/mol

É dicir: 1 Faraday = $Q \times N_A = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (C/e)} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ (e/mol)} = 96.500 \text{ C/mol}$

As dúas leis pódense resumir na expresión:

$$m = \frac{P_{eq} \cdot I \cdot t}{96.500}$$

m → masa en gramos

O **peso (ou masa) equivalente** representa a masa dun equivalente, e no caso de reaccións redox, **obtense dividindo a masa atómica ou molecular da sustancia que se deposita entre o número de electróns que capta ou cede.**

Exemplo:

Realízase a electrólise dunha disolución de tricloruro de ferro, facendo pasar unha corrente de 10 A durante 3 horas. Calcula a cantidade de ferro depositada no cátodo.

Solución:

a) Aplicando directamente a fórmula

O tricloruro en disolución estará dissociado: $\text{FeCl}_3 \rightarrow 3 \text{Cl}^- + \text{Fe}^{3+}$

A redución será: $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

$P_{eq} = P_A / 3$; onde P_A é o peso atómico (masa atómica en g/mol)

$$m = \frac{P_{eq} \times I \times t}{96.500} = \frac{(55,8/3) \times (10 \times 3 \times 3.600)}{96.500} = \mathbf{20,8 \text{ g Fe}}$$

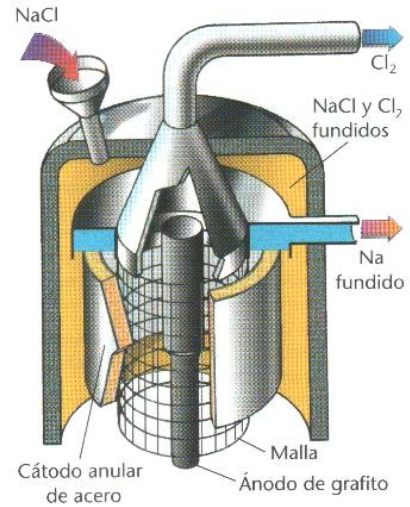
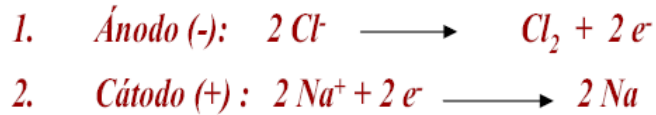
b) Mediante estequiometría

Sabemos pola estequiometría da reacción que para depositar 1 mol de ferro necesitamos 3 moles de electróns e que cada mol de electróns corresponde a 96.500 C. Como sabemos tamén a carga ($I \times t$), teremos:

$$\begin{aligned} & 10 \text{ A} \times 3 \times 60 \times 60 \text{ s} \times \left(\frac{1 \text{ mol e}^-}{96.500 \text{ C}} \right) \times \left(\frac{1 \text{ mol de Fe}}{3 \text{ moles e}^-} \right) \\ & \times \left(\frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \right) = \mathbf{20,8 \text{ g Fe}} \end{aligned}$$

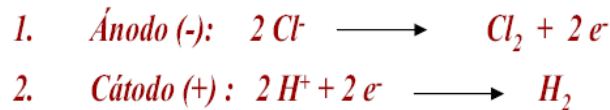
6.2 Aplicacións electrolíticas

- ✓ *Electrólise de sales fundidas dando lugar a elementos*



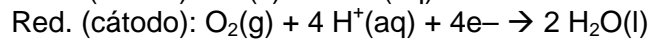
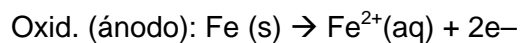
- ✓ *Electrólise de sales disueltas dando lugar a elementos*

Por exemplo nunha electrólise de NaCl en disolución obtense Cl_2 e H_2 (en lugar de Na), xa que o potencial do Na é negativo, e polo tanto máis redutor que o hidróxeno.

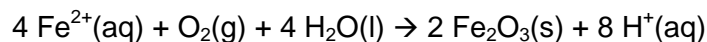


- ✓ *Corrosión*

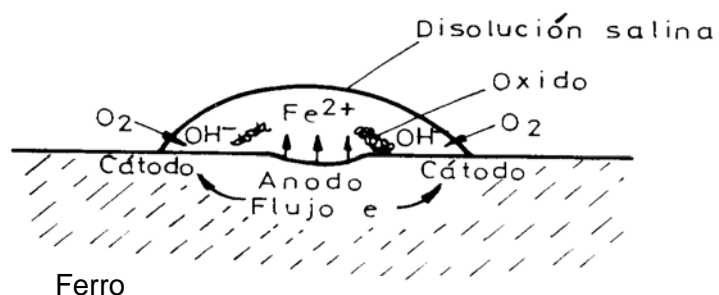
Un problema moi importante é a corrosión dos metais; por exemplo, o ferro:



Nunha segunda fase o Fe^{2+} oxídase a Fe^{3+} :

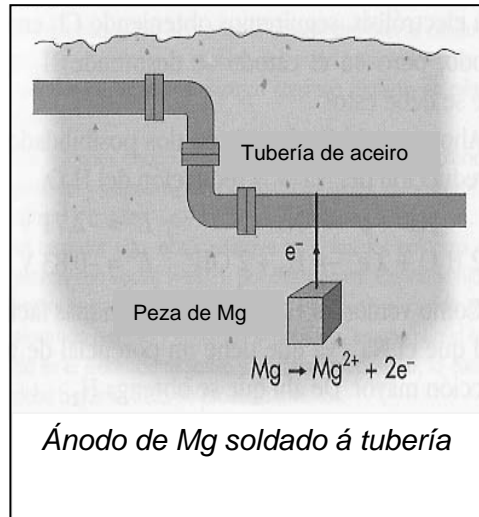


Corrosión de Fe por efecto
dunha gota de auga



✓ *Protección catódica.*

Para previr a corrosión lévase a cabo la a “protección catódica” que consiste en soldar á canalización de ferro a un ánodo de Mg que forma unha pila co Fe e evita que este se oxide, xa que quen se oxida é o Mg.



✓ *Producción de aluminio en Galicia*

A produción de aluminio en Galicia ronda as 275.000 toneladas entre as plantas que ten a multinacional Alcoa, S.A en A Coruña e San Cibrao. A produción de Aluminio consiste en:

Producción de alúmina polo proceso Bayer

O proceso Bayer, inventado por Karl Bayer en 1889, é o método utilizado maioritariamente para producir alúmina a partir da bauxita.

O proceso comeza cun lavado da bauxita moída cunha solución de soda cáustica a alta presión e temperatura. Os minerais de aluminio disólvense mentres que os outros compoñentes da bauxita, principalmente sílice e óxidos de ferro e titanio permanecen sólidos e deposítanse no fondo dun decantador de onde son retirados.



A continuación se recristaliza o hidróxido de aluminio da solución e calcínase a máis de 900°C para producir unha alúmina, Al_2O_3 , de alta calidade.

Electrólise da alúmina

O óxido de aluminio (ou alúmina) disólvese nun baño fundido de criolita (Na_3AlF_6) e se electroliza nunha cela electrolítica usando ánodos e cátodo de carbono. Realízase deste xeito, xa que a alúmina proveniente do proceso Bayer ten un punto de fusión extremadamente alto (por encima dos $2000\text{ }^\circ\text{C}$), moi caro e difícil de alcanzar na práctica industrial. A mestura coa criolita dá unha mestura eutéctica, que logra baixar o punto de fusión a ao redor dos $900\text{ }^\circ\text{C}$. Por esta razón o consumo enerxético que se utiliza para obter aluminio é moi elevado e convérteo nun dos metais máis caros de obter, xa que é necesario gastar entre 17 e 20 kWh por cada quilo de metal de aluminio. Destes baños obtense aluminio metálico en estado líquido cunha pureza entre un 99,5 e un 99,9%, quedando trazas de ferro e silicio como impurezas principais.

A corrente eléctrica proporciónase á solución mergullando nela dous electrodos, conectados respectivamente ao polo negativo e ao polo positivo dunha fonte de corrente continua.

A cela electrolítica usada para obter o aluminio ten uns electrodos dispostos en forma horizontal, a diferenza dos usados para afinar Fe ou Cu. O baño electrolítico debe ter menor densidade que o aluminio a esa temperatura (ao redor de 2300 kg/m^3 a $900\text{ }^\circ\text{C}$), xa que o aluminio xa refinado debe depositarse no fondo da cuba electrolítica, saíndo polo fondo do recipiente. Calcúlase que por cada tonelada producida de Aluminio metálico, consómense 460 kg de carbono, proveniente dos electrodos.

O gran problema do aluminio é o prezo da enerxía que consome para produci-lo e que representa entre un 25% e un 30% do custo de produción do metal. Por esta razón estanse desenvolvendo procesos alternativos que permiten unha redución da enerxía necesaria, ata un 70% menos que co procedemento electrolítico.

Purificación e conformado do aluminio

O aluminio procedente das cubas electrolíticas pasa a fornos para mesturalo de xeito preciso con outros metais para formar diversas aliaxes con propiedades específicas deseñadas para diversos usos. O metal se purifica nun proceso denominado adición de fundente e despois vértese en moldes ou se funde directamente en lingotes.



Bobina de chapa de aluminio