



ELECTROQUÍMICA

Capítulo 4 y Capítulo 19 del Chang

Reducción del O (gana $2e^-$)

$2\text{Mg}^0(\text{s}) + \text{O}_2^0(\text{g}) \longrightarrow 2\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}(\text{s})$

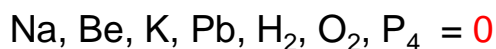
Oxidación del Mg (pierde $2e^-$)

- La energía liberada por una reacción espontánea es convertida en electricidad.
- La energía eléctrica es usada para hacer que una reacción no espontánea ocurra.

Número de oxidación

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

1. Los elementos libres (sin combinar) en su estado mas estable tienen un número de oxidación igual a cero.



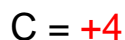
2. En iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion.



3. El número de oxidación del oxígeno es por lo general -2, excepto en peróxidos (ej. H_2O_2) donde es -1.

4. El número de oxidación del hidrógeno es +1 excepto cuando esto es vinculado a metales en compuestos binarios. En estos casos, su número de oxidación es -1.
5. Los metales del grupo IA tienen +1, los metales del IIA tienen +2 y el del flúor es siempre -1.
6. La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula o en un ión es igual a la carga de la molécula o del ión.

¿Cuáles son los números de oxidación de todos los átomos en el $(\text{HCO}_3)^{-1}$?



¿Cuáles son los números de oxidación en los siguientes compuestos?



$$\text{F} = -1$$

$$7x(-1) + \text{I} = 0$$

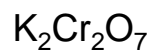
$$\text{I} = +7$$



$$\text{Na} = +1 \quad \text{O} = -2$$

$$3x(-2) + 1 + \text{I} = 0$$

$$\text{I} = +5$$



$$\text{O} = -2 \quad \text{K} = +1$$

$$7x(-2) + 2x(+1) + 2x(\text{Cr}) = 0$$

$$\text{Cr} = +6$$

Calcular el E.O. del S en ZnSO_4

$$\text{Zn} = +2; \quad +2 + (\text{S}) + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$\text{O} = -2; \quad (\text{S}) = +6$$

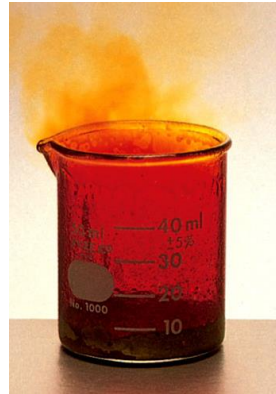
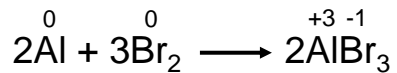
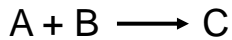
Calcular el E.O. del C en CO_2

$$(\text{O}) = -2. \quad (-2) \cdot 2 + (\text{C}) = 0$$

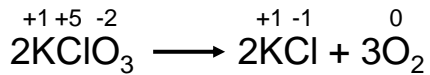
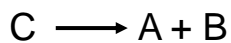
$$(\text{C}) = +4$$

Tipos de reacciones de oxidación-reducción

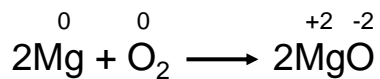
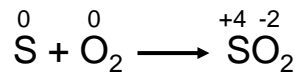
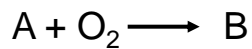
Reacción de formación



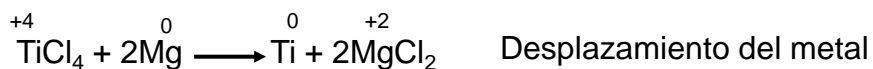
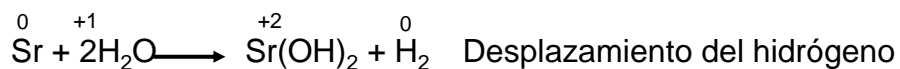
Reacción de descomposición



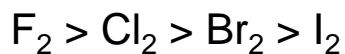
Reacción de combustión



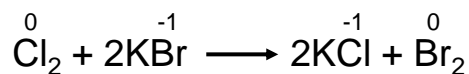
Reacciones de desplazamiento



Series de actividad para los halógenos



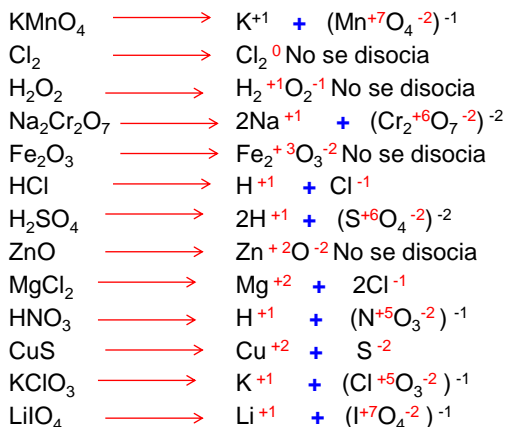
Reacción de desplazamiento del halógeno



Los compuestos que se **DISOCIAN** en una reacción de oxido reducción son los **ÁCIDOS, SALES e HIDRÓXIDOS**.

Los **ÓXIDOS, PERÓXIDOS Y SUSTANCIAS SIMPLES** (ej. O_2) **NO SE DISOCIAN**

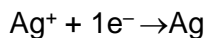
Disociar (cuando corresponda) y encontrar el Estado de Oxidación de cada elemento



OXIDACIÓN: Pérdida de electrones (aumento en el número de oxidación).

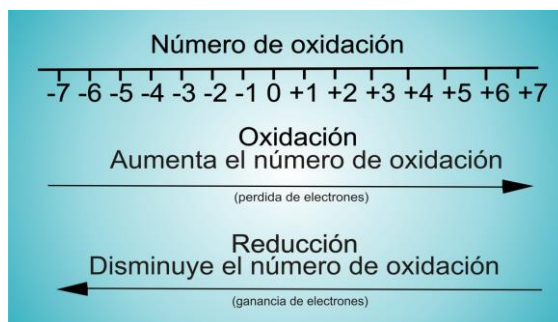


REDUCCIÓN: Ganancia de electrones (disminución del número de oxidación)



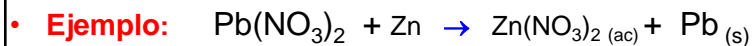
Siempre que se produce una **oxidación** debe producirse simultáneamente una **reducción**.

Cada una de estas reacciones se denomina **semireacción**.



Agente Oxidante: Sustancia capaz de oxidar a otra, por lo tanto ésta se reduce

Agente Reductor: Sustancia capaz de reducir a otra, por lo tanto ésta se oxida.

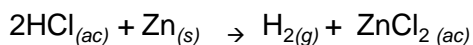


Agente Reductor: Zn (se oxida de 0 a +2)

Agente Oxidante: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (el Pb se reduce de +2 a 0)



EJEMPLO: $\text{Zn} + \text{HCl}_{(\text{ac})}$

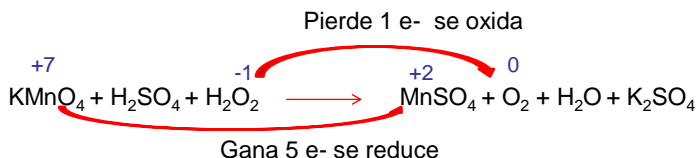


Agente Reductor: Zn

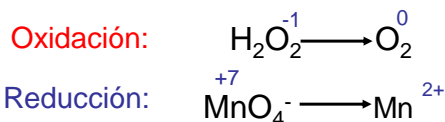
Agente Oxidante: HCl



BALANCES REDOX - Medio Acido

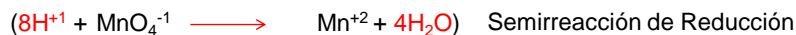


1. Identificar los elementos que cambian su estado de oxidación
2. Plantear dos semireacciones con las especies que cambian su estado de oxidación.

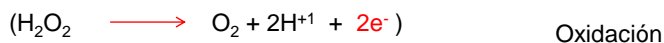


3. Balancear por inspección todos los elementos que no sean ni oxígeno ni hidrógeno en las dos semireacciones.
4. Para reacciones en medio ácido, agregar H₂O para balancear los átomos de O. Para balancear los átomos de H, agregamos H⁺.

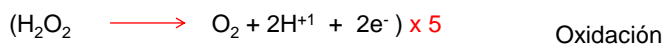
4. Para reacciones en medio ácido, agregar H₂O para balancear los átomos de O. Para balancear los átomos de H, agregamos H⁺.



5. Agregar electrones en el lado apropiado de cada una de las semireacciones para balancear las cargas.

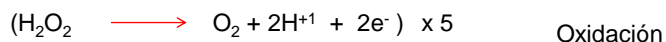


6. Si es necesario, igualar el número de electrones en las dos semireacciones multiplicando cada una de las reacciones por un coeficiente apropiado.



7. Se cancelan los electrones en ambas partes. Se suman los reactivos y productos de ambas hemireacciones.

8. Verificar que el número de átomos y las cargas estén balanceadas.

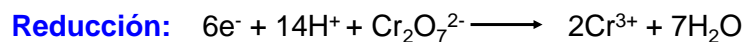
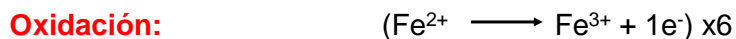
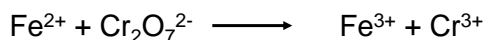


Agente Reductor: H_2O_2

Agente Oxidante: $KMnO_4$

BALANCES REDOX - Medio Acido

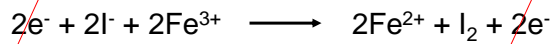
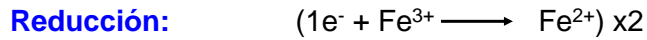
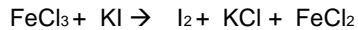
¿Como se balancea una reacción en la que se oxida el Fe^{2+} a Fe^{3+} mediante $Cr_2O_7^{2-}$ en una solución ácida?



Agente Reductor: Fe^{2+}

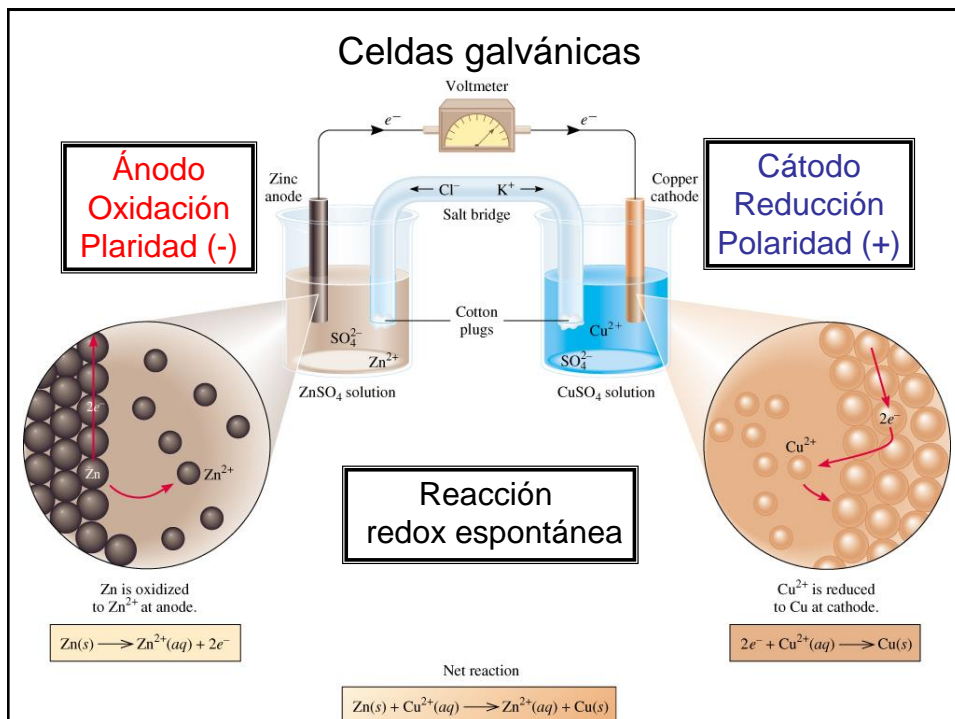
Agente Oxidante: $Cr_2O_7^{2-}$

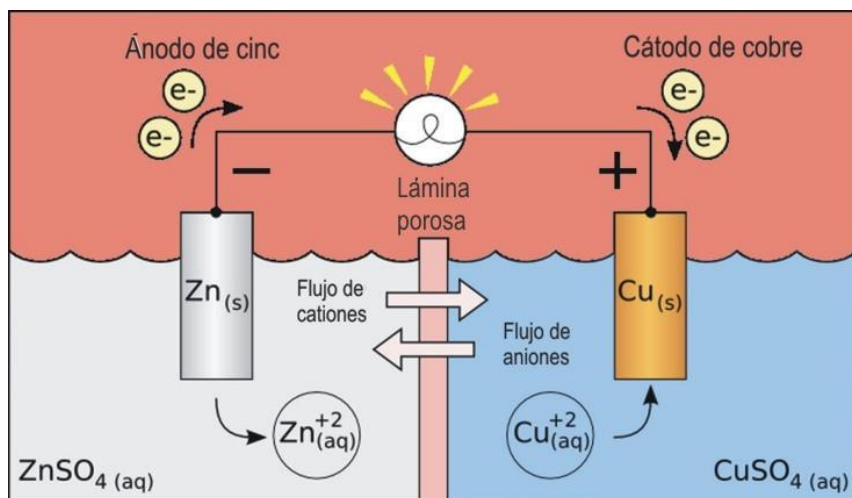
Balancear por el método lón electrón en medio acido la siguiente reacción:



Agente Reductor: KI

Agente Oxidante: FeCl₃





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

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

Por convención:

El **cátodo** corresponde al **polo positivo** de la pila.

El **ánodo** corresponde al **polo negativo** de la pila.

El puente salino se utiliza para unir los dos compartimentos de los electrodos y completar el circuito eléctrico. El más utilizado es el KCl.

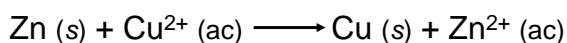
Celdas electroquímicas, galvánicas o voltaicas

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

- Voltaje de la celda
- Fuerza electromotriz (fem) o
- Potencial de la celda



Diagramas de celdas



Ánodo

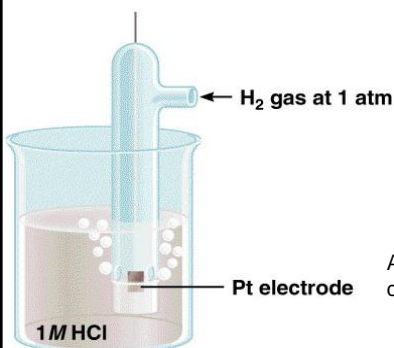
Cátodo

Voltaje medido para concentración 1M de Zn^{2+} y Cu^{2+} .

Potenciales estándar de reducción

El potencial estándar de reducción (E^0) es el voltaje asociado con una reacción de reducción en un electrodo cuando la concentración de iones es 1 M y la presión de los gases es 1 atm.

El electrodo de Pt proporciona la superficie para la disociación de H_2 y la transferencia externa de electrones.

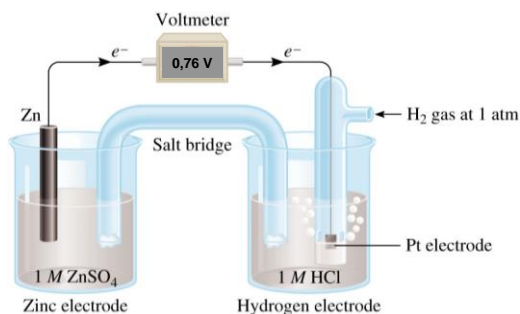


$$E^0 = 0 \text{ V}$$

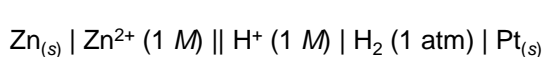
Arbitrariamente se asigna potencial $E = 0 \text{ V}$ para poder determinar los potenciales relativos de otros electrodos.

Electrodo estándar de hidrógeno (EEH)

Potenciales estándar de reducción



El electrodo de Zn es el ánodo y el EEH es el cátodo.



fem estándar (E^0)_{cel}

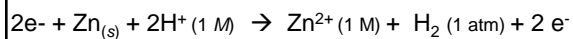


$E^0 = 0.76 \text{ V}$ **Ánodo (oxidación)**

+

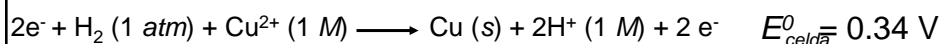
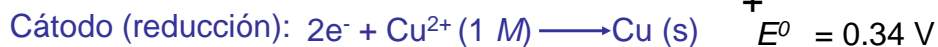
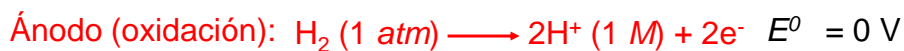
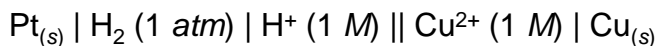
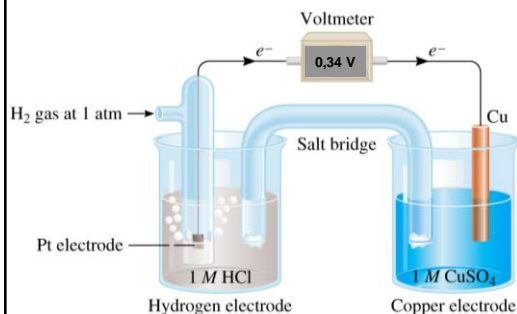


$E^0 = 0 \text{ V}$ **Cátodo (reducción)**



$E^0_{\text{cel}} = 0.76 \text{ V}$

Potenciales estándar de reducción

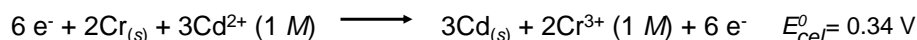
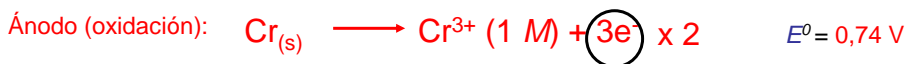
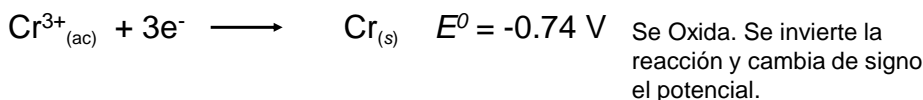
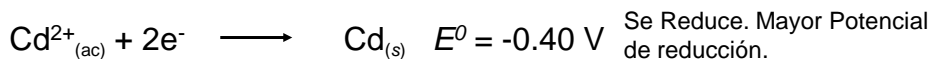


$E^0_{\text{celda}} = 0.34 \text{ V}$

Half-Reaction	E°(V)
F ₂ (g) + 2e ⁻ → 2F ⁻ (aq)	+2.87
O ₂ (g) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → O ₂ (g) + H ₂ O	+2.07
Co ³⁺ (aq) + e ⁻ → Co ²⁺ (aq)	+1.82
H ₂ O ₂ (aq) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → 2H ₂ O	+1.77
PbO ₂ (s) + 4H ⁺ (aq) + SO ₄ ²⁻ (aq) + 2e ⁻ → PbSO ₄ (s) + 2H ₂ O	+1.70
Ce ⁴⁺ (aq) + e ⁻ → Ce ³⁺ (aq)	+1.61
MnO ₄ ⁻ (aq) + 8H ⁺ (aq) + 5e ⁻ → Mn ²⁺ (aq) + 4H ₂ O	+1.51
Au ³⁺ (aq) + 3e ⁻ → Au(s)	+1.50
Cl ₂ (g) + 2e ⁻ → 2Cl ⁻ (aq)	+1.36
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq) + 14H ⁺ (aq) + 6e ⁻ → 2Cr ³⁺ (aq) + 7H ₂ O	+1.33
MnO ₄ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → Mn ²⁺ (aq) + 2H ₂ O	+1.23
O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq) + 4e ⁻ → 2H ₂ O	+1.23
Br ₂ (l) + 2e ⁻ → 2Br ⁻ (aq)	+1.07
NO ₃ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 3e ⁻ → NO(g) + 2H ₂ O	+0.96
2Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Hg ₂ ²⁺ (aq)	+0.92
Hg ₂ ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → 2Hg(l)	+0.85
Ag ⁺ (aq) + e ⁻ → Ag(s)	+0.80
Fe ³⁺ (aq) + e ⁻ → Fe ²⁺ (aq)	+0.77
O ₂ (g) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → H ₂ O ₂ (aq)	+0.68
MnO ₄ ⁻ (aq) + 2H ₂ O + 3e ⁻ → MnO ₂ (s) + 4OH ⁻ (aq)	+0.59
I ₂ (s) + 2e ⁻ → 2I ⁻ (aq)	+0.53
O ₂ (g) + 2H ₂ O + 4e ⁻ → 4OH ⁻ (aq)	+0.40
Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cu(s)	+0.34
AgCl(s) + e ⁻ → Ag(s) + Cl ⁻ (aq)	+0.22
SO ₄ ²⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → SO ₂ (g) + 2H ₂ O	+0.20
Cu ²⁺ (aq) + e ⁻ → Cu ⁺ (aq)	+0.15
Sn ⁴⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sn ²⁺ (aq)	+0.13
2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → H ₂ (g)	0.00
Pb ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Pb(s)	-0.13
Sn ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sn(s)	-0.14
Ni ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Ni(s)	-0.25
Co ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Co(s)	-0.28
PbSO ₄ (s) + 2e ⁻ → Pb(s) + SO ₄ ²⁻ (aq)	-0.31
Cd ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cd(s)	-0.40
Fe ³⁺ (aq) + 2e ⁻ → Fe(s)	-0.44
Cr ³⁺ (aq) + 3e ⁻ → Cr(s)	-0.74
Zn ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Zn(s)	-0.76
2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ (g) + 2OH ⁻ (aq)	-0.83
Mn ³⁺ (aq) + 2e ⁻ → Mn(s)	-1.18
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻ → Al(s)	-1.66
Be ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Be(s)	-1.85
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Mg(s)	-2.37
Na ⁺ (aq) + e ⁻ → Na(s)	-2.71
Ca ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Ca(s)	-2.87
Sr ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sr(s)	-2.89
Ba ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Ba(s)	-2.90
K ⁺ (aq) + e ⁻ → K(s)	-2.93
Li ⁺ (aq) + e ⁻ → Li(s)	-3.05

- El valor de E° para cada semireacción de reducción aparece en la tabla de potenciales de reducción.
- Cuando E° sea más positivo mayor será la tendencia de la sustancia para ser reducida.
- Las semireacciones son reversibles.
- El signo de E° se cambia cuando la reacción se invierte.
- La variación de los coeficientes estequiométricos de una semireacción no altera el valor de E°

¿Cuál es la fem estándar de una célula electroquímica hecha de un electrodo Cd en una solución de Cd(NO₃)₂ y un electrodo Cr en una solución de Cr (NO₃)₃?



Espontaneidad de reacciones Redox

En una celda galvánica, la energía química se transforma en energía eléctrica. La energía eléctrica es el producto de la fem de la celda por la carga eléctrica total (en Coulombs) que pasa a través de la celda.

$$\text{Energía Eléctrica} = [\text{Volt}] \times [\text{Coulombs}] = [\text{Joules}]$$

$$1\text{J} = 1\text{ C} \times 1\text{ V}$$

$$\text{Carga Total} = n^{\circ} \text{ de } e^{-} \times \text{Carga de un } e^{-}$$

F = Constante de Faraday = Carga de 1 mol de electrones.

$$1F = 96.500 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \quad 1F = 96.500 \frac{\text{J}}{\text{V} \cdot \text{mol}}$$

$$W_{\text{Eléctrico}} = -nFE_{\text{celda}}$$

$$\Delta G = W_{\text{Eléctrico}}$$

$$\Delta G = -nFE_{\text{celda}}$$

$$W_{\text{Eléctrico}} = \Delta G = -nFE_{\text{celda}}$$

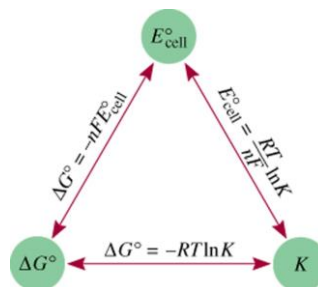
$$\Delta G^0 = -nFE_{\text{celda}}^0 \quad \text{En condiciones estándar}$$

$$\Delta G^0 = -RT \ln K = -nFE_{\text{celda}}^0$$

$$E_{\text{cel}}^0 = \frac{RT}{nF} \ln K = \frac{(8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})}{n(96,500 \text{ J/V} \cdot \text{mol})} \ln K$$

$$E_{\text{cel}}^0 = \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln K$$

$$E_{\text{cel}}^0 = \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log K$$



Espontaneidad de reacciones Redox

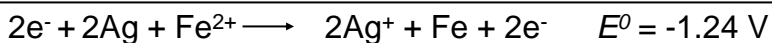
TABLE 19.2 Relationships Among ΔG° , K , and E°_{cell}

ΔG°	K	E°_{cell}	Reaction Under Standard-State Conditions
Negative	>1	Positive	Favors formation of products.
0	$=1$	0	Reactants and products are equally favored.
Positive	<1	Negative	Favors formation of reactants.

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -nFE^\circ_{\text{cel}}$$

¿Cuál es la constante de equilibrio para la reacción siguiente a 25°C? $\text{Fe}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{Ag}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})} + 2\text{Ag}^{+}_{(\text{ac})}$

$$E^\circ_{\text{cel}} = \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln K$$



$n = 2$

$$K = \exp \left[\frac{E^\circ_{\text{cel}} \times n}{0.0257 \text{ V}} \right] = \exp \left[\frac{-1.24 \text{ V} \times 2}{0.0257 \text{ V}} \right]$$

$$K = 1.23 \times 10^{-42}$$

Efecto de la concentración sobre la FEM de la celda

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

$$\Delta G = -nFE \quad \Delta G^0 = -nFE^0$$

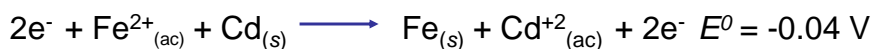
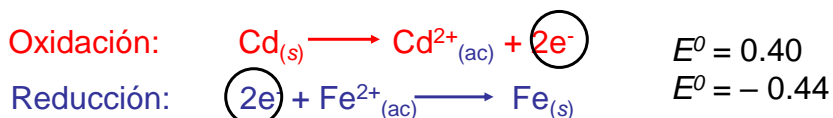
$$-nFE = -nFE^0 + RT \ln Q$$

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{\textit{\underline{Ecuación de Nernst}}}$$

A 298 K

$$E = E^0 - \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln Q \quad E = E^0 - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

¿Tendrá lugar la siguiente reacción de forma espontánea a 25°C?



$$Q = \frac{(\text{Cd}^{2+})^1}{(\text{Fe}^{2+})^1} \quad E = E^0 - \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln Q$$

$$Q = \frac{(0.01)^1}{(0.6)^1} \quad E = -0.04 \text{ V} - \frac{0.0257 \text{ V}}{2} \ln \frac{0.010}{0.6}$$

$$E = 0.013 \text{ V}$$

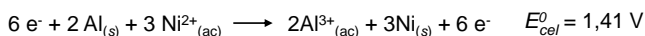
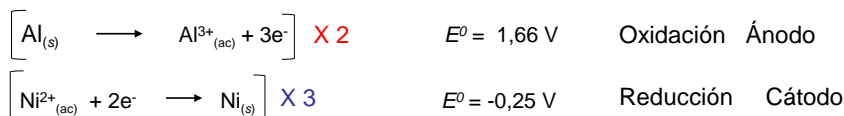
$$\Delta G = -nFE = -2 \times 96500 \text{ (J/mol v)} \times 0.013 \text{ V}$$

$$\Delta G = -2509 \text{ J/mol} < 0 \quad \text{Espontáneo}$$

Para la siguiente pila: $\text{Al}/\text{Al}^{3+} (0,1\text{M}) // \text{Ni}^{2+} (0,01\text{M})/\text{Ni}$.

- Calcular la FEM de la celda.
- Indicar si la misma se produce espontáneamente.
- En qué electrodo se produce el depósito?

$$E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V} \quad E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$$



$$Q = \frac{(\text{Al}^{3+})^2}{(\text{Ni}^{2+})^3}$$

$$E = E^\circ - \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln Q$$

$$E = 1,41 \text{ V} - \frac{0,0257 \text{ V}}{6} \ln \frac{(0,10)^2}{(0,01)^3}$$

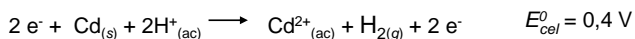
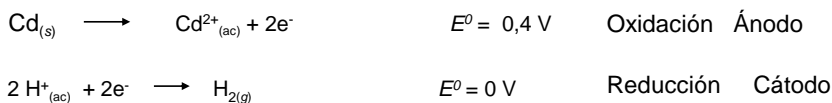
$E = 1,29 \text{ V}$

$$\Delta G = -nFE = -6 \times 96500 \text{ (J/mol v)} \times 1,29 \text{ V}$$

$\Delta G = -7,48 \times 10^5 \text{ J/mol}$

 < 0 Espontáneo

Cual es la FEM de la celda galvánica $\text{Cd}/\text{Cd}^{2+} (0,2\text{M}) // \text{Pt}/\text{H}^+ (0,16\text{M})/\text{H}_2 (1\text{atm})$ y su constante de equilibrio.



$$Q = \frac{(\text{Cd}^{2+}) (\text{H}_2)}{(\text{H}^+)^2}$$

$$E = E^\circ - \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln Q$$

$$E = 0,4 \text{ V} - \frac{0,0257 \text{ V}}{2} \ln \frac{(0,2) (1)}{(0,16)^2}$$

$$Q = \frac{(0,2) (1)}{(0,16)^2}$$

$E = 0,37 \text{ V}$

$$0 = E^\circ - \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln K$$

$$\ln K = 0,4 \text{ V} \times \frac{2}{0,0257 \text{ V}}$$

$K = 3,3 \times 10^{13}$

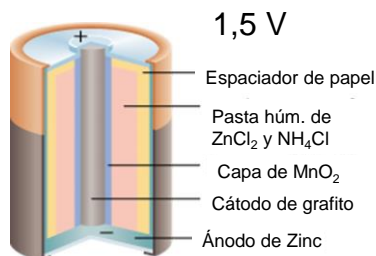
Baterías y Pilas: dispositivos que almacenan energía química para ser liberada como electricidad. Se considerará tres tipos de pilas y baterías:

Baterías primarias o pilas (celdas primarias). La reacción de la celda no es reversible.

Baterías secundarias (celdas secundarias). La reacción de la celda puede revertirse haciendo pasar electricidad a través de la batería

Baterías de flujo y Celdas de combustible. Los materiales pasan a través de la batería. Pueden usarse indefinidamente.

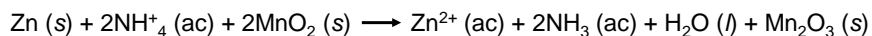
Celda de Leclanché (Batería de celda seca)



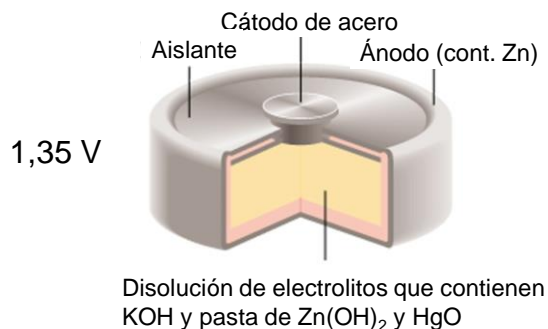
Ánodo:



Cátodo:



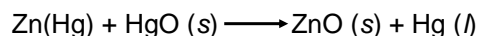
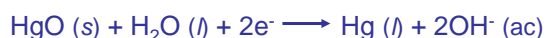
Batería de mercurio. Se utiliza en medicina e industria electrónica. Es más costosa que la pila seca. Contiene un ánodo de Zn (amalgamado con Hg). El voltaje es mas constante (1,35 V) y posee mayor vida útil. Esto la hace ideal para marcapaso, aparatos auditivos, relojes, fotómetros.



Ánodo:

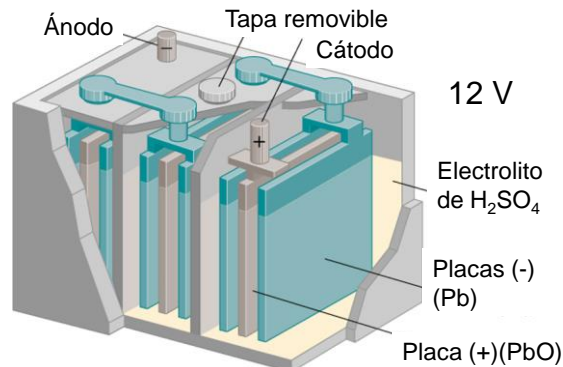


Cátodo

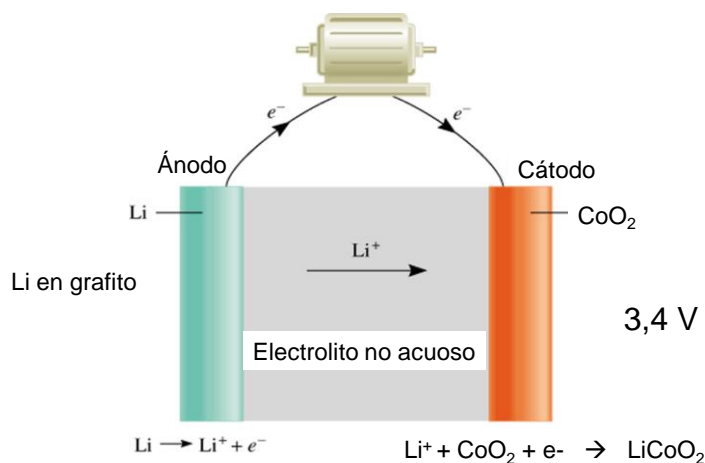


Baterías o acumuladores de plomo. Consiste en 6 celdas en serie con ánodo de Pb y cátodo de PbO₂. El electrolito es H₂SO₄. Cada celda produce 2 V. La batería es recargable revirtiendo las reacciones mediante la aplicación de voltaje externo.

Midiendo la densidad del ácido se sabe cuanto se ha descargado la batería. 1,2 g/ml es la densidad normal, a baja temperatura la densidad y viscosidad aumenta, disminuyendo la movilidad de carga y la energía suministrada.

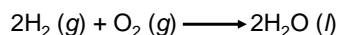
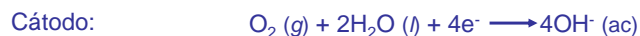
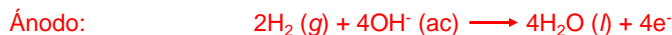
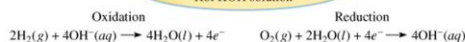
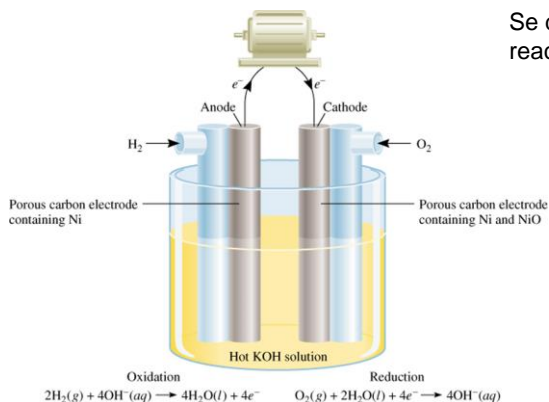


Batería de ion litio. Debido a la alta reactividad del metal se usa un electrolito no acuoso como disolvente orgánico y sal disuelta. La ventaja es que el Li tiene el potencial estándar de reducción mas negativo y por lo tanto la mayor fuerza de agente reductor, también cuenta con un bajo PM (6,94 g/mol). Usos en teléfonos celulares, computadoras, cámaras.



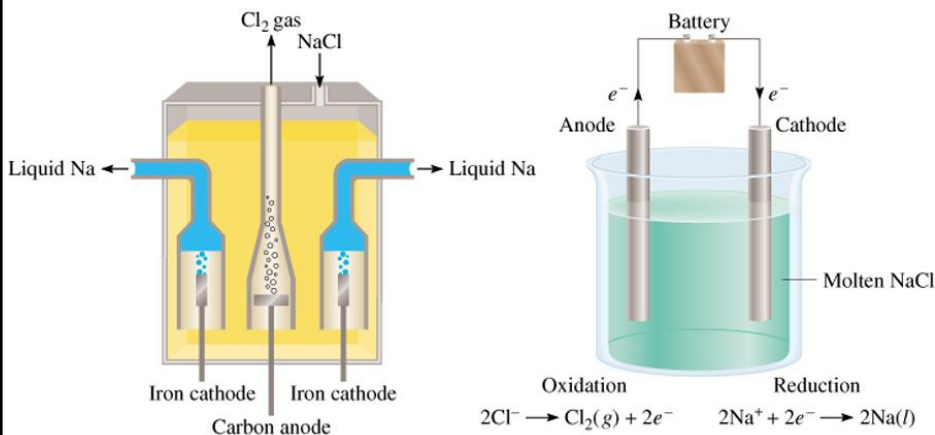
Una celda de combustible es una celda electroquímica que requiere un suministro continuo de reactivos para seguir funcionando. Una celda de oxígeno e hidrógeno está compuesta por dos electrodos inertes y una disolución electrolítica (KOH). En estado estandar la fem de la celda es **1,23 V**.

Se debe realimentar continuamente los reactivos y eliminar los productos.

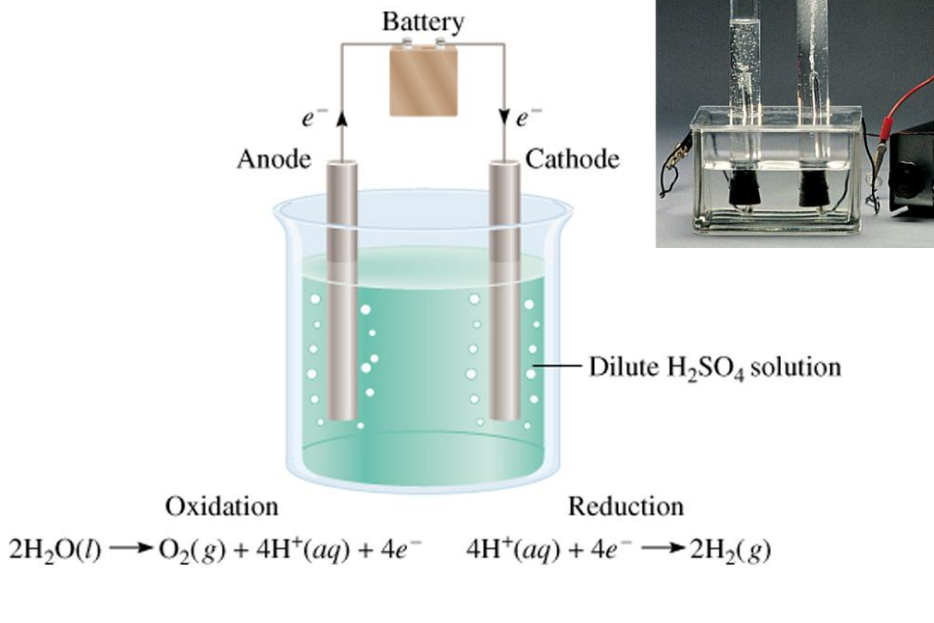


Electrólisis es el proceso en el que se usa *energía eléctrica* para hacer que una *reacción química no espontánea* tenga lugar. La polaridad del Ánodo es (+) y la del Cátodo es (-).

Electrólisis de NaCl Fundido

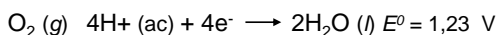
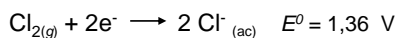
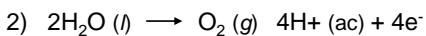
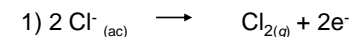


Electrólisis del agua



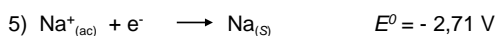
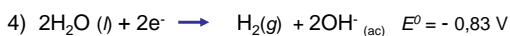
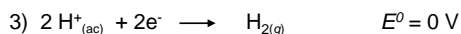
Electrólisis de NaCl Acuoso

Posibles reacciones de oxidación

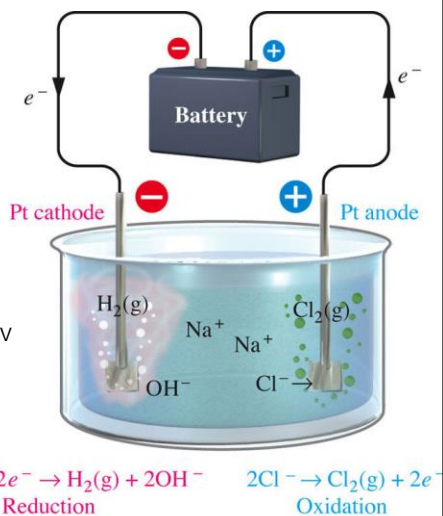


El sobrepotaje para formar O_2 es grande

Posibles reacciones de reducción



La reducción del Na^+ se descarta por su bajo potencial. Las ec 3) y 4) son probables, pero en la ec 3) la Concentración de H^+ es muy baja para una Solución con pH 7.



© 2007 Thomson Higher Education

Electrólisis y cantidad de masa

Carga (Coulomb) = Intensidad de corriente (Amper) x Tiempo (segundo)

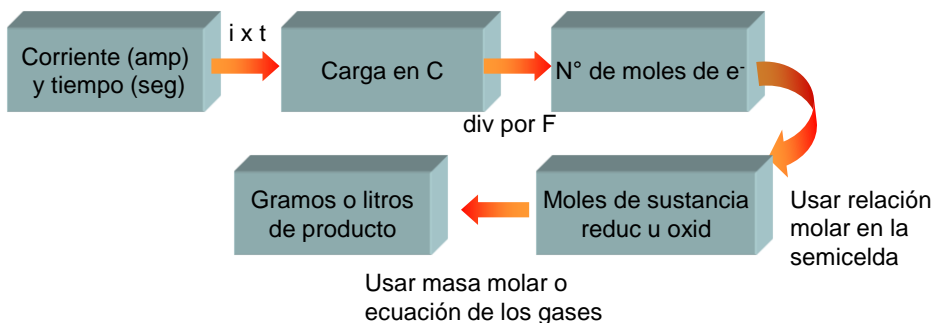
$$\text{Carga (C)} = i \text{ (A)} \times t \text{ (s)}$$

$$\text{Carga} = i \times t$$

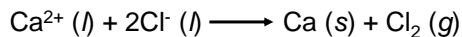
$$[C] = [A] \times [s]$$

$$\boxed{\text{Carga de 1 mol } e^- = 96.500 \text{ C} = 1F}$$

$$1F = 96.500 \frac{\text{C}}{\text{mol } e^-}$$



¿Cuánto calcio se producirá en una celda electrolítica de CaCl_2 fundido si se aplica una corriente de 0.452 A durante 1.5 horas?



$$2 \text{ mol } e^- \text{ ----- } 1 \text{ mol Ca}$$

$$\text{Carga (C)} = n F = i \times t$$

$$n F = 0,452 \text{ A} \times 1,5 \text{ h} \times 3600 \text{ s/h}$$

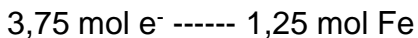
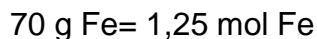
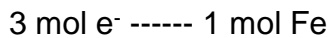
$$n = \frac{2440,8 \text{ A.s}}{96500 \text{ C}}$$

$$n = 0,025 \text{ mol } e^-$$

$$2 \text{ mol } e^- \text{ ----- } 1 \text{ mol Ca}$$

$$0,025 \text{ mol } e^- \text{ --- } X = 0.0126 \text{ mol Ca} = 0.50 \text{ g Ca}$$

Una sal desconocida de Fe^{3+} depositó 70 g de hierro en 3h. ¿Qué intensidad de corriente circuló en ese tiempo?



$$\text{Carga (C)} = 3,75 \text{ moles } \text{e}^- \times 96500 \text{ C/mol } \text{e}^-$$

$$\text{Carga (C)} = 361,875 \text{ C}$$

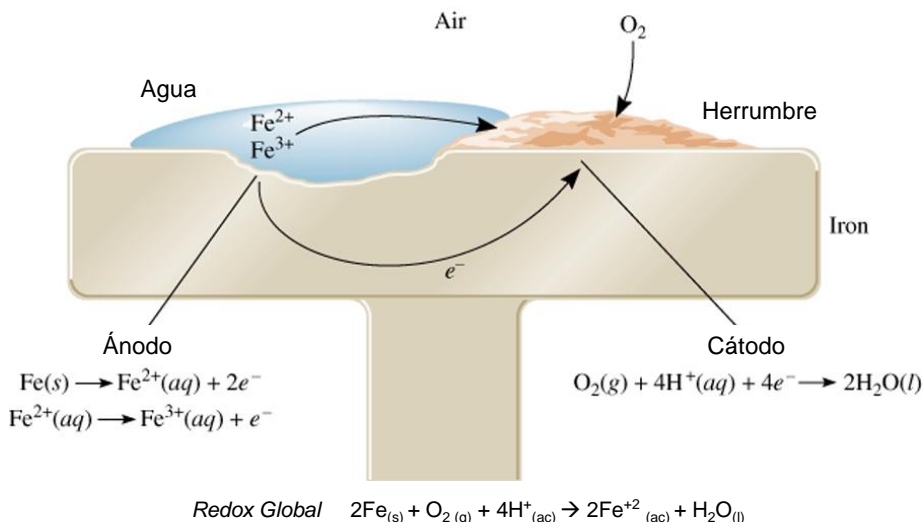
$$\text{Carga (C)} = i (\text{A}) \times t (\text{s})$$

$$361,875 \text{ C} = i \times 3 \text{ h} \times 3600 \text{ s/h}$$

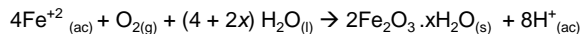
$$i = 33,5 \text{ A}$$

Corrosión

Se refiere al deterioro de los metales por un proceso electroquímico



Los iones Fe^{+2} formados en el ánodo se oxidan con el oxígeno:



Patinas de CuCO_3 : Reacción del Cu con el CO_2 forma carbonato protector de la superficie.

Latón: Aleación de Cu-Zn

Bronce: Aleación de Cu-Sn



Herrumbre: Oxidación del Fe.

Formación de Ag_2S (protector) por contacto con alimentos



El Al forma una delgada capa superficial de Al_2O_3 . Este óxido es de alta dureza e inerte al oxígeno, agua y casi todos los demás agentes corrosivos del ambiente.

Métodos de protección de metales

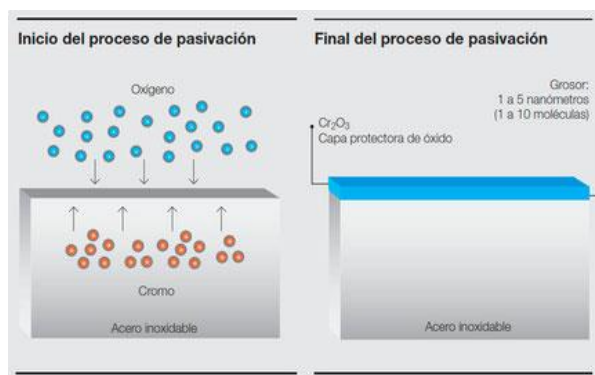
La tendencia del Fe a oxidarse disminuye al alearse con otros metales. El acero inoxidable, es una aleación de Fe-Cr, la capa de óxido de Cr que se forma, protege al Fe de la corrosión.

- Pintura
- Inactivación
- Aleaciones (Fe + Cr) Aceros
- Cubrir el Fe con Sn o Zn (galvanizado)
- Protección Catódica

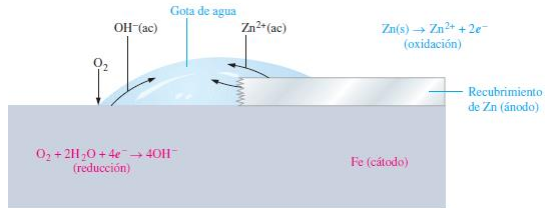
•**Pintura:** Se cubre la superficie con una pintura epoxi para aislar el metal de las condiciones oxidantes del ambiente (humedad y oxígeno). La desventaja cuando se rasga o descascara la superficie y se deja expuesto el metal, este se oxida.



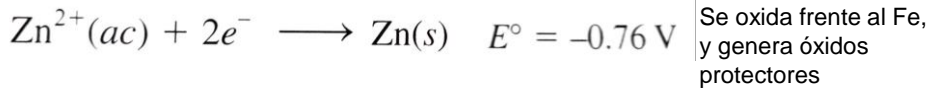
Inactivación o pasivación: Tratamiento de la superficie por medio de un oxidante fuerte para la generación de óxidos protectores.



•Cubrir el Fe con Sn o Zn (galvanizado)



Cuando la capa de estaño o cobre se rasga, el hierro que está abajo se corroe aún con más rapidez que si estuviera recubierto, debido a la celda electroquímica adversa que se genera. La oxidación preferencial del Zn antes que el Fe genera una capa de óxido protector sobre la superficie.



La protección catódica de un tanque de hierro

