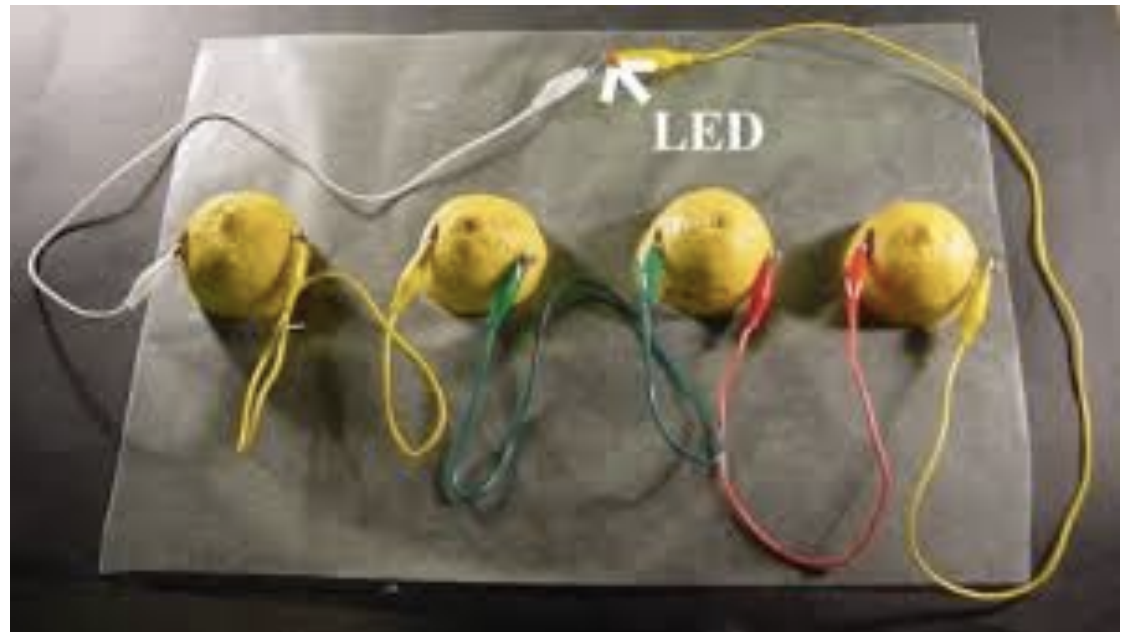
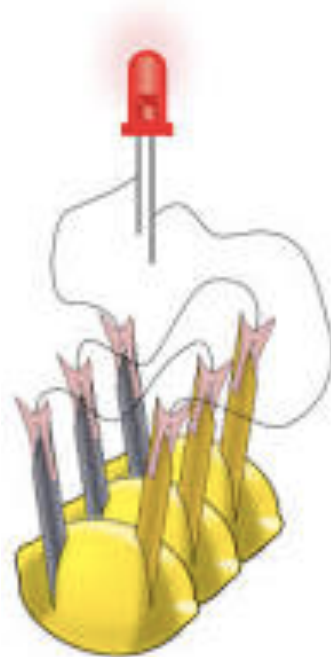


Qué podemos decir de.....

Seguramente mas de alguna vez escuchaste que se podría encender una pequeña ampolleta con un limón y un par de alambres, como lo muestra la figura.



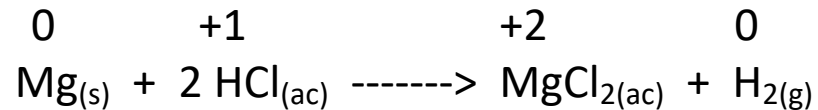
Pero, ¿cómo es posible que este fenómeno ocurra? ¿Cómo te imaginas que está ocurriendo?

¿Existirá alguna relación entre la energía química y eléctrica?

La respuesta es sí...esta área de la ciencia la estudia la electroquímica.

Los procesos electroquímicos son reacciones de óxido reducción (redox) en donde la energía liberada por una reacción química se convierte en electricidad o la energía eléctrica se utiliza para inducir una reacción química.

En las reacciones redox se transfieren los electrones de una sustancia a otra.



Los números que aparecen sobre algunos átomos, corresponde al estado de oxidación.

La pérdida de electrones durante la oxidación de un elemento se distingue por el aumento en su estado de oxidación.

La reducción de un elemento implica una disminución en su estado de oxidación, debido a la ganancia de electrones.

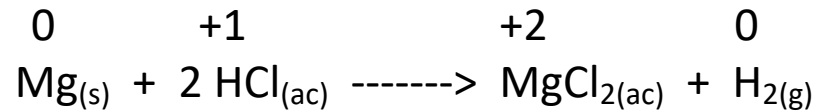
Por lo tanto....¿qué elementos se están oxidando y reduciendo en la ecuación anterior?

Electroquímica

La respuesta es sí...esta área de la ciencia la estudia la electroquímica.

Los procesos electroquímicos son reacciones de óxido reducción (redox) en donde la energía liberada por una reacción química se convierte en electricidad o la energía eléctrica se utiliza para inducir una reacción química.

En las reacciones redox se transfieren los electrones de una sustancia a otra.



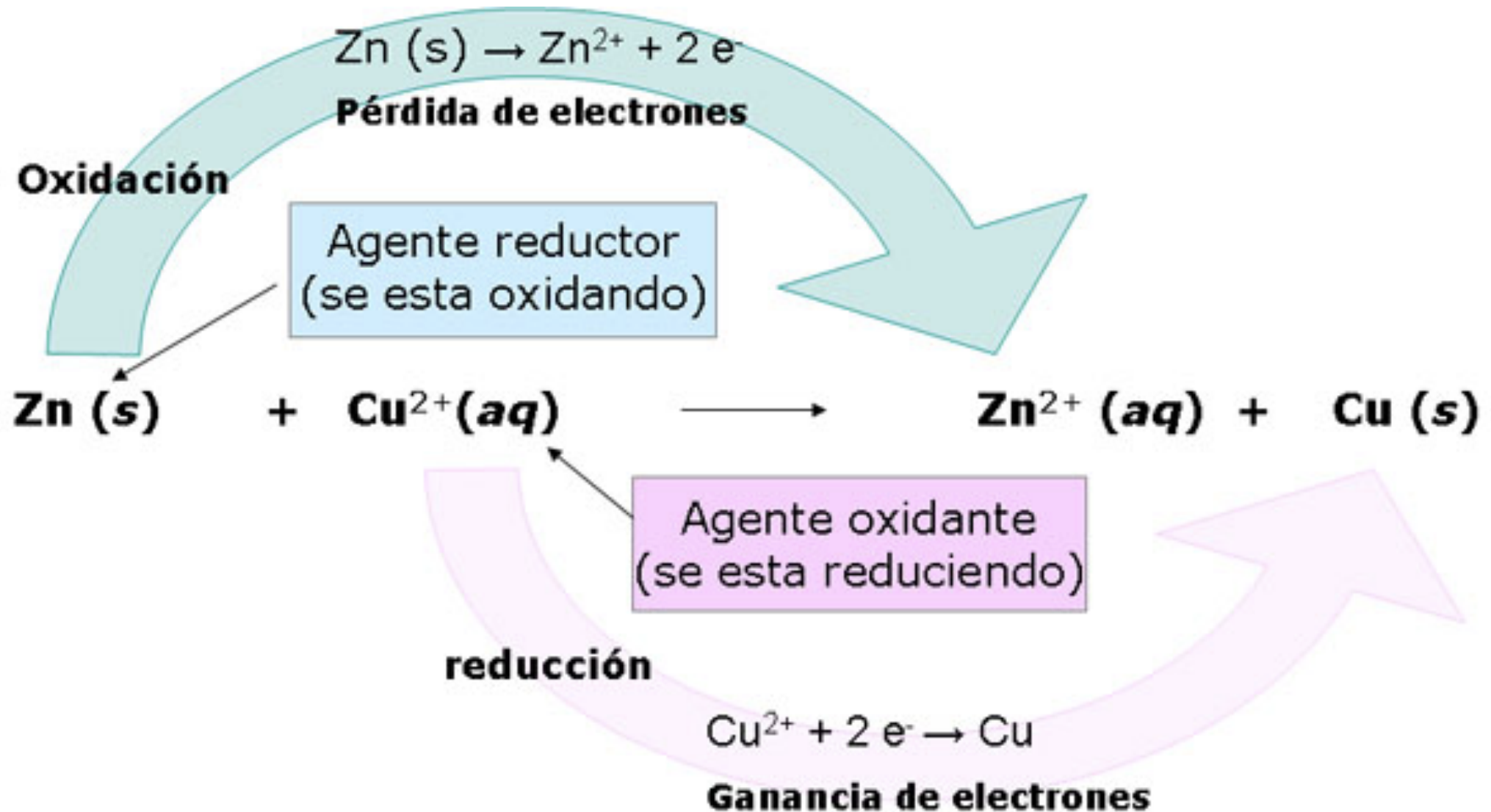
Por otra parte, existen otras especies en la reacción, por ejemplo, el ion cloruro, que corresponde a un ion espectador, ya que su estado de oxidación no cambia durante la reacción.

Además se puede determinar un nombre para cada uno de los reactivos:

Agente Oxidante: Sustancia que puede aceptar electrones de otra sustancia o aumentar el estado de oxidación de otra sustancia

Agente Reductor: Sustancia que puede donar electrones a otra sustancia o disminuir los estados de oxidación de la otra sustancia.

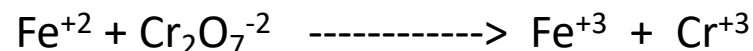
Electroquímica



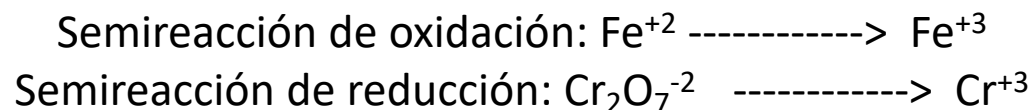
¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Supongamos que se pide balancear la ecuación que representa la oxidación de los iones Fe^{+2} a Fe^{+3} por iones dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$) en medio ácido, si se sabe que los iones dicromato se reducen a iones Cr^{+3} . Para balancear la ecuación se siguen los siguientes pasos:

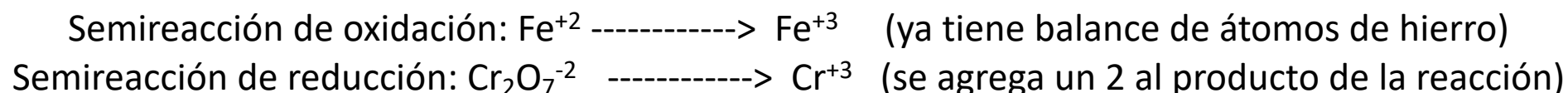
Paso 1: Escriba la ecuación no balanceada de la reacción en su forma iónica



Paso 2: La ecuación se divide en dos semirreacciones, de oxidación y reducción:



Paso 3: En cada semirreacción se balancean los átomos distintos de hidrógeno y oxígeno:

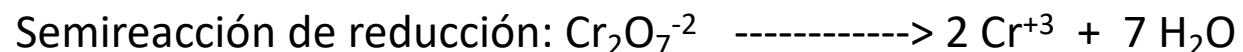


¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

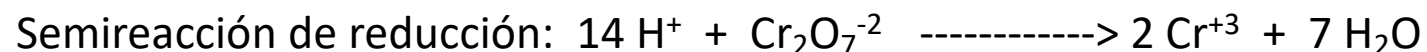
Supongamos que se pide balancear la ecuación que representa la oxidación de los iones Fe^{+2} a Fe^{+3} por iones dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$) en medio ácido, si se sabe que los iones dicromato se reducen a iones Cr^{+3} . Para balancear la ecuación se siguen los siguientes pasos:

Paso 4: En las reacciones que se llevan a cabo en medio ácido, para balancear los átomos de oxígeno se agrega H_2O y para balancear los átomos de H se agrega H^+ .

Como la reacción ocurre en medio ácido, se agregan 7 moléculas de agua al lado derecho de la semirreacción de reducción para balancear los átomos de oxígeno:



Para balancear los átomos de hidrógeno, se agregan 14 iones H^+ al lado izquierdo de la ecuación:



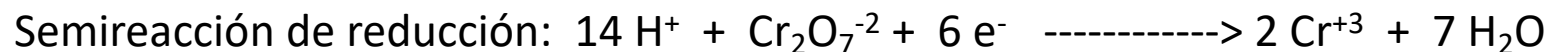
¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Supongamos que se pide balancear la ecuación que representa la oxidación de los iones Fe^{+2} a Fe^{+3} por iones dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$) en medio ácido, si se sabe que los iones dicromato se reducen a iones Cr^{+3} . Para balancear la ecuación se siguen los siguientes pasos:

Paso 5: para balancear las cargas se añaden electrones a un lado de cada semirreacción. Si es necesario, se iguala primero el número de electrones en las dos semirreacciones multiplicando una de ellas o ambas por los coeficientes apropiados



En la semirreacción de reducción hay 12 cargas netas positivas al lado izquierdo y solo 6 cargas positivas al lado derecho, por lo tanto, se agregan 6 electrones a la izquierda.



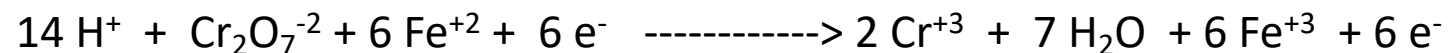
Para igualar el número de electrones en ambas semirreacciones, la semirreacción de oxidación se multiplica por 6:



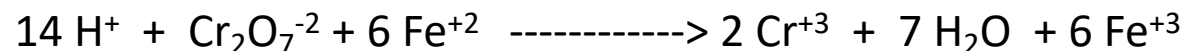
¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Supongamos que se pide balancear la ecuación que representa la oxidación de los iones Fe^{+2} a Fe^{+3} por iones dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$) en medio ácido, si se sabe que los iones dicromato se reducen a iones Cr^{+3} . Para balancear la ecuación se siguen los siguientes pasos:

Paso 6: Se suman las dos semirreacciones y se balancea la ecuación final por inspección. Los electrones a ambos lados de la ecuación se debe cancelar. Al sumar las dos semirreacciones se tiene:



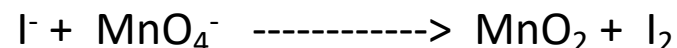
Los electrones se cancelan y queda únicamente la ecuación iónica neta balanceada:



Paso 7: se verifica que la ecuación contenga los mismos tipos y números de átomos, así como las mismas cargas en ambos lados de la ecuación.

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)

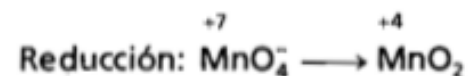
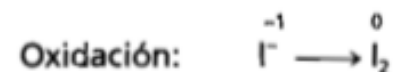


Razonamiento y solución Se sigue el procedimiento para las reacciones en medio alcalino.

Paso 1: La ecuación sin balancear es



Paso 2: Las dos semirreacciones son



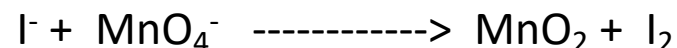
Paso 3: Se balancean los átomos de I en la semirreacción de oxidación:



IMPORTANTE: El átomo de oxígeno siempre posee un estado de oxidación de -2.

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)



Paso 4: En la semirreacción de reducción, se añaden dos moléculas de H_2O del lado derecho de la ecuación para balancear los átomos de O:



Para balancear los átomos de H, se añaden cuatro iones H^+ del lado izquierdo de la ecuación:



Como la reacción se lleva a cabo en medio básico y hay cuatro iones H^+ , se añaden cuatro iones OH^- en ambos lados de la ecuación:



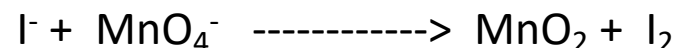
Se combinan los iones H^+ y OH^- para formar H_2O y se cancelan $2\text{H}_2\text{O}$ en ambos lados de la ecuación:



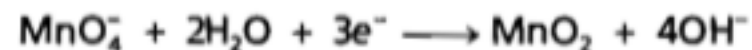
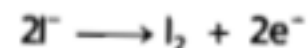
IMPORTANTE: El átomo de oxígeno siempre posee un estado de oxidación de -2.

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

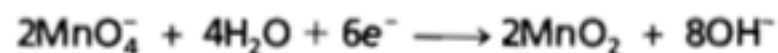
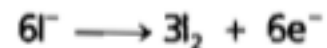
Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)



Paso 5: Enseguida se balancean las cargas de las dos semirreacciones de la siguiente manera:



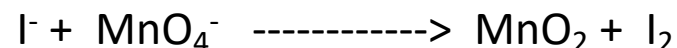
Para igualar el número de electrones, la semirreacción de oxidación se multiplica por tres y la semirreacción de reducción se multiplica por dos:



IMPORTANTE: El átomo de oxígeno siempre posee un estado de oxidación de -2.

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)



Paso 6: Las dos semirreacciones se suman para dar



Al cancelar los electrones en ambos lados se obtiene

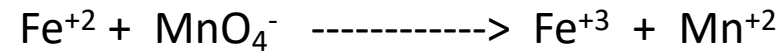


Paso 7: Se verifica que la ecuación quede balanceada en términos de átomos y de cargas.

IMPORTANTE: El átomo de oxígeno siempre posee un estado de oxidación de -2.

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Balancee la siguiente ecuación en medio ácido por el método del ion electrón:



IMPORTANTE: El átomo de oxígeno siempre posee un estado de oxidación de -2.

Celdas Electroquímicas

Una celda electroquímica es un dispositivo experimental para generar electricidad mediante una reacción redox espontánea. Esta celda se conoce como **celda galvánica o voltaica**.

Los componentes fundamentales de las celdas electroquímicas se ilustran en la siguiente figura:

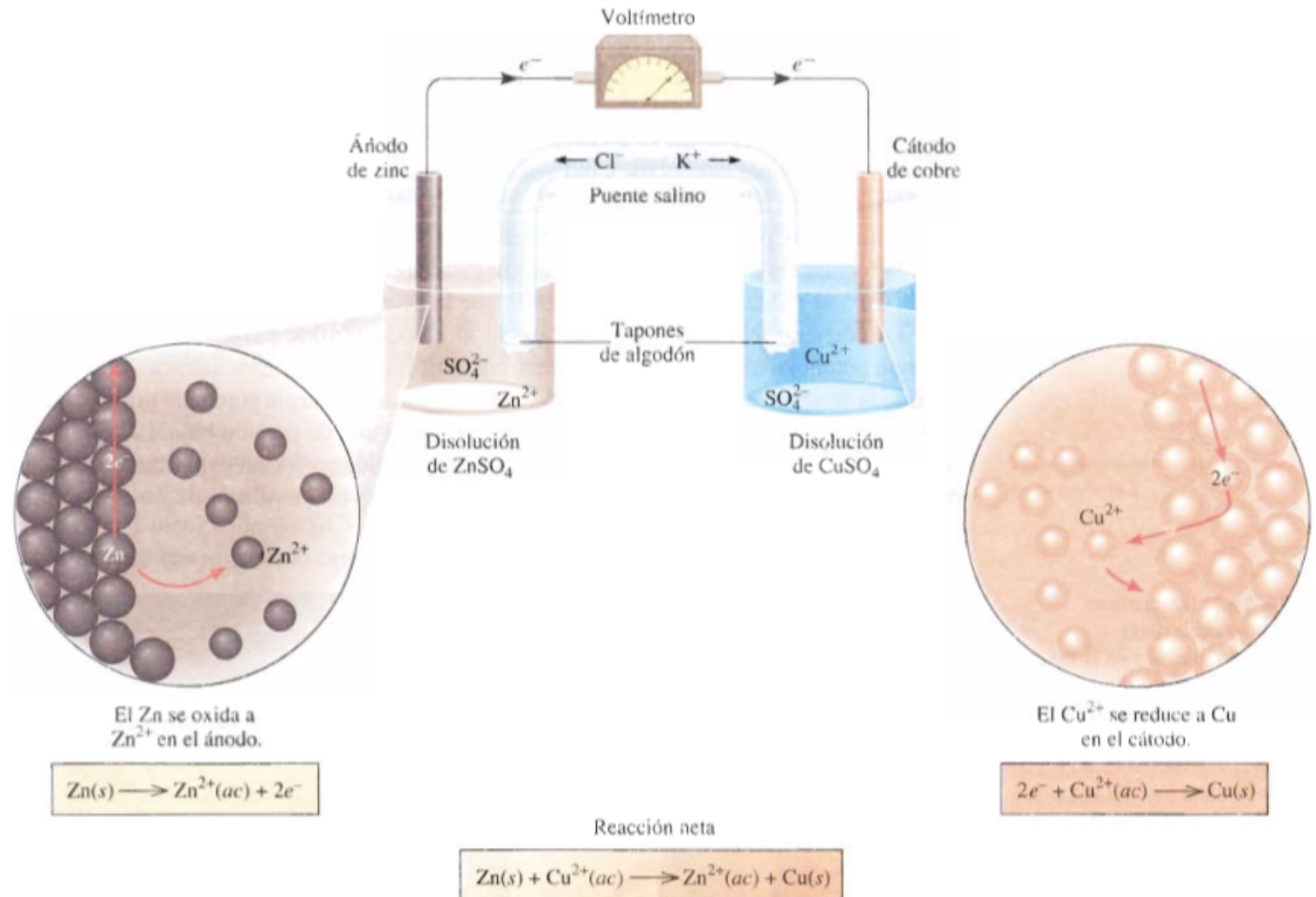
Ánodo: electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación.

Cátodo: electrodo donde se efectúa la reducción.

Puente salino: Es un tubo que conecta las soluciones y que contiene un electrolito inerte.

La corriente fluye desde el ánodo al cátodo porque existe una **diferencia de potencial eléctrico** entre los electrodos.

La diferencia de potencial eléctrico corresponde al voltaje de la celda, que se denomina **fuerza electromotriz o fem (E)** y potencial de celda.



Celdas Electroquímicas

La diferencia entre los potenciales de los electrodos de una celda electroquímica viene dada según los siguientes potenciales de reducción, como se muestra a continuación:

Potenciales Estándar de Reducción a 25 °C

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

Fuerza oxidante creciente

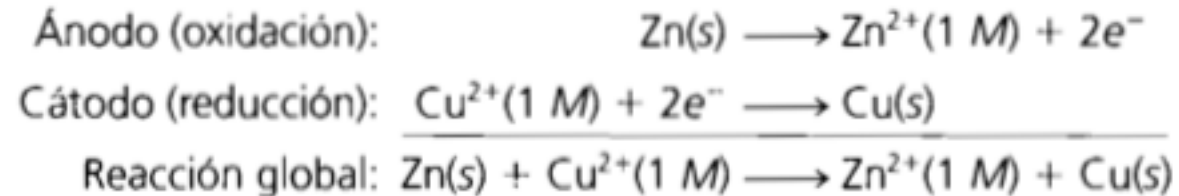
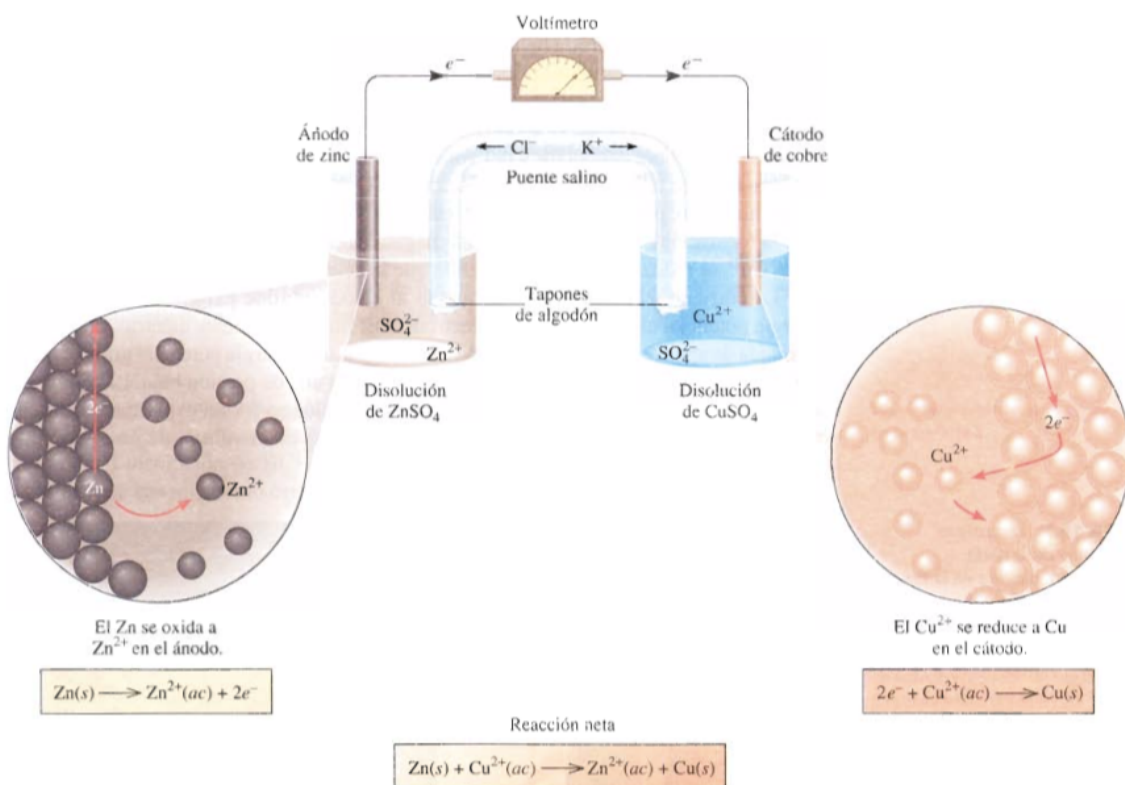
Fuerza reductora creciente

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

Por convención, la fem estandar de la celda (E°_{celda}), resulta de las contribuciones del ánodo y del cátodo y su expresión está dada por:

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

Donde $E^\circ_{\text{cátodo}}$ y $E^\circ_{\text{ánodo}}$ son los potenciales estándares de reducción de los electrodos. Si calculamos la FEM del caso anterior:



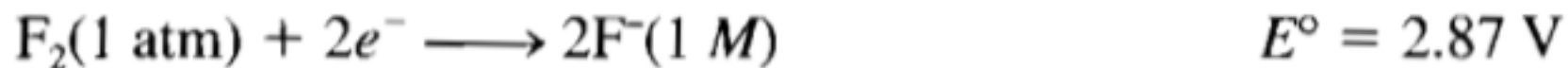
$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{celda}} &= E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} \\ &= E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} \\ &= 0.34\text{ V} - (-0.76\text{ V}) \\ &= 1.10\text{ V} \end{aligned}$$

Si la fem de la pila es positiva, se dice que la reacción es espontánea.

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

Aspectos generales a considerar:

Cuanto mas positivo sea el E° , mayor será la tendencia de la sustancia a reducirse. Por ejemplo, el E° de la reacción de semicelda:



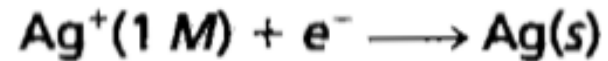
Es el valor de E° positivo más alto de todas las reacciones de semicelda. Así que el F_2 es el agente oxidante mas fuerte, porque es el que tiene más tendencia a reducirse. En el otro extremo, se encuentra la siguiente semirreacción:



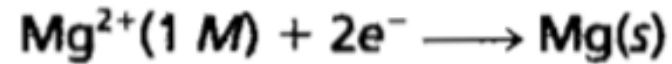
La que posee el valor de E° más negativo. Por ello que el Li^+ es el agente oxidante más débil, porque es la especie más difícil de reducir. Puesto de otro modo, se dice que el F^- es el agente reductor más débil y el Li metálico es el agente reductor más fuerte.

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

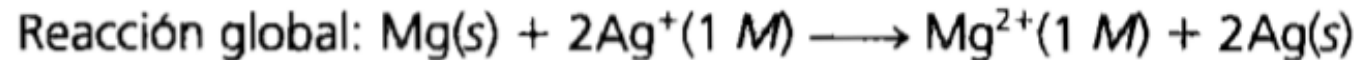
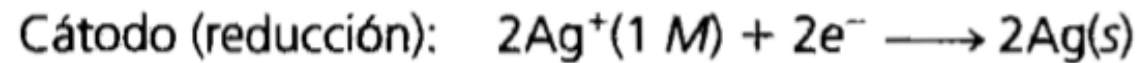
Una celda galvánica se compone de un electrodo de Mg en una disolución 1,0 M de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ y un electrodo de Ag en una disolución 1,0 M de AgNO_3 . Calcule la fem estándar de la celda electroquímica.



$$E^\circ = 0.80\text{ V}$$



$$E^\circ = -2.37\text{ V}$$



Observe que la reacción de reducción de la Ag^+ se multiplicó por dos para balancear la ecuación global. Esto es válido porque al ser E° una propiedad intensiva, su valor no se modifica con este procedimiento. La fem de la celda se calcula por medio de la ecuación (19.1) y la tabla 19.1:

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{celda}} &= E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} \\ &= E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} \\ &= 0.80\text{ V} - (-2.37\text{ V}) \\ &= 3.17\text{ V} \end{aligned}$$

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

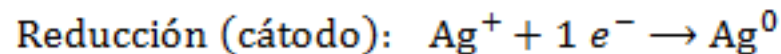
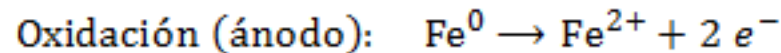
Se construye una pila galvánica con una barra de hierro sumergida en una disolución 1 M de cationes Fe^{2+} y una barra de plata sumergida en una disolución 1 M de cationes Ag^+ . Teniendo en cuenta que, a 25 °C:

$$\varepsilon_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0'44 \text{ V}, \quad \varepsilon_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0'80 \text{ V}$$

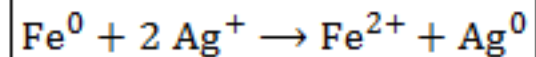
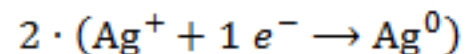
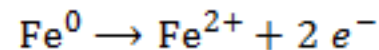
- ¿Qué electrodo actúa como ánodo? ¿Cuál es la especie oxidante?
- Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo y la reacción iónica global.
- En estas condiciones, calcule la fuerza electromotriz de la pila.

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

La reducción tendrá lugar en aquel electrodo con un potencial estándar de reducción mayor, es decir, corresponde al par Ag^+/Ag .



El Ag^+ se reduce por lo que es el que actúa como oxidante del Fe, que es el reductor. La reacción global será:

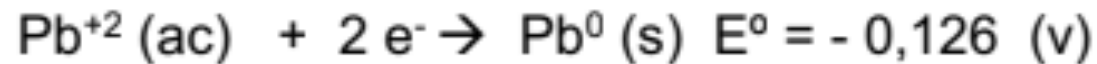


La fuerza electromotriz de la pila es igual a la diferencia de potencial entre los dos electrodos:

$$\varepsilon^{\circ}_{\text{pila}} = \varepsilon^{\circ}_{\text{cátodo}} - \varepsilon^{\circ}_{\text{ánodo}} = \varepsilon^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \varepsilon^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = 0'80 - (-0'44) = \boxed{1'24 \text{ V}}$$

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

II.- A partir de los siguientes datos de la serie de tensión dada:

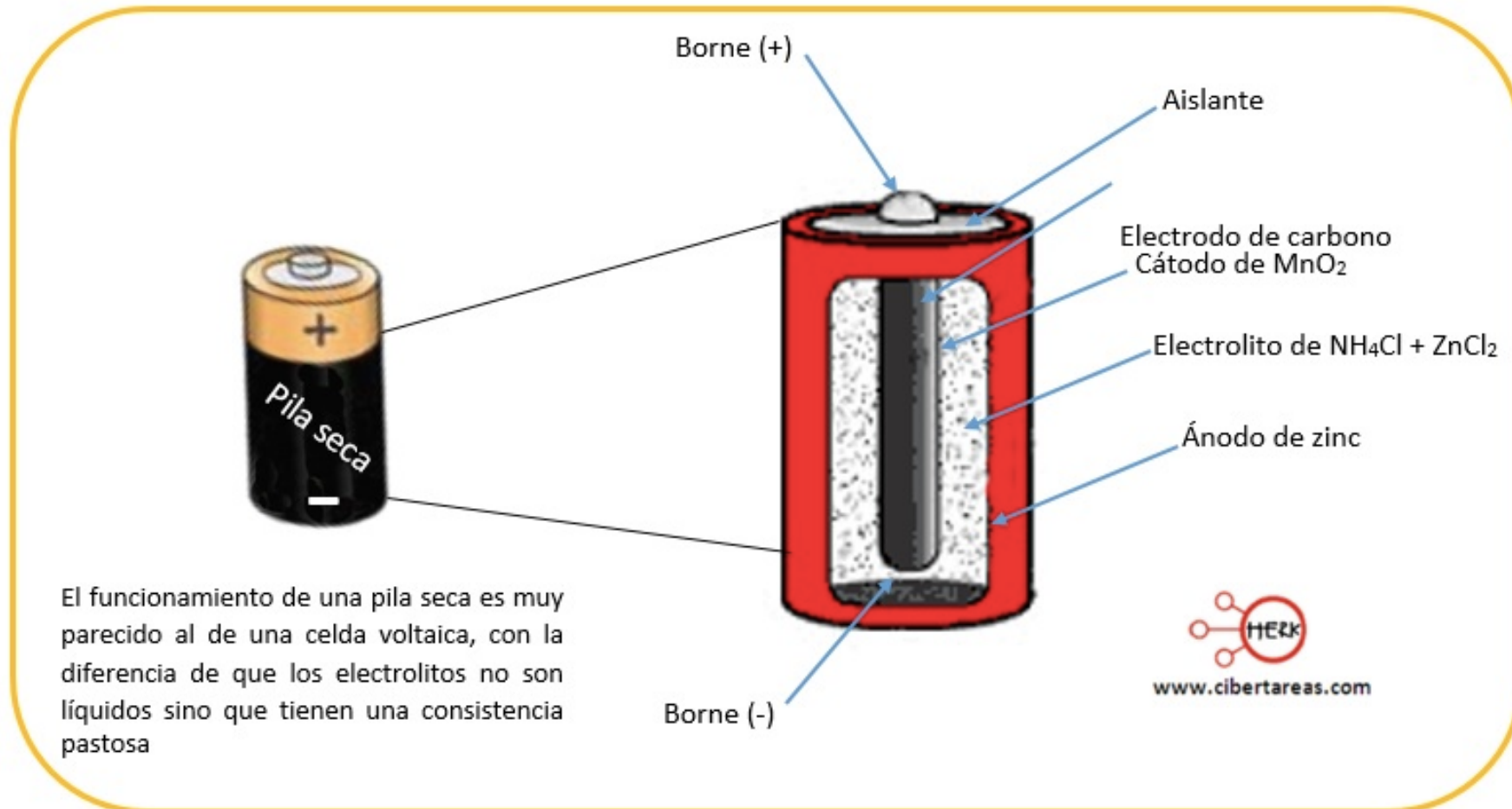


- a) Confeccione una pila en el **esquema dado**, con **todo** lo necesario, que permita encender una ampollita que requiere como mínimo 1,4 v.
- b) Indique y escriba en la pila confeccionada todos los componentes principales, que conforman la pila, además del flujo de electrones.
- c) Escriba la ecuación final de la pila que usted confeccionó, indicando la reacción anódica y catódica.
- d) Calcule el voltaje de la Pila



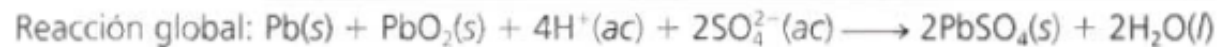
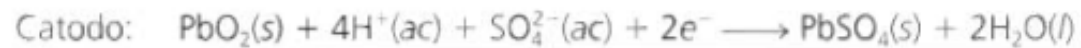
Pilas primarias

La **pila voltaica o pila primaria** es un tipo de pila electroquímica en la que se aprovecha el flujo de electrones desde el ánodo formado por una sustancia reductora (que se oxida), hacia el cátodo formado por una sustancia oxidante (que se reduce), para producir electricidad.

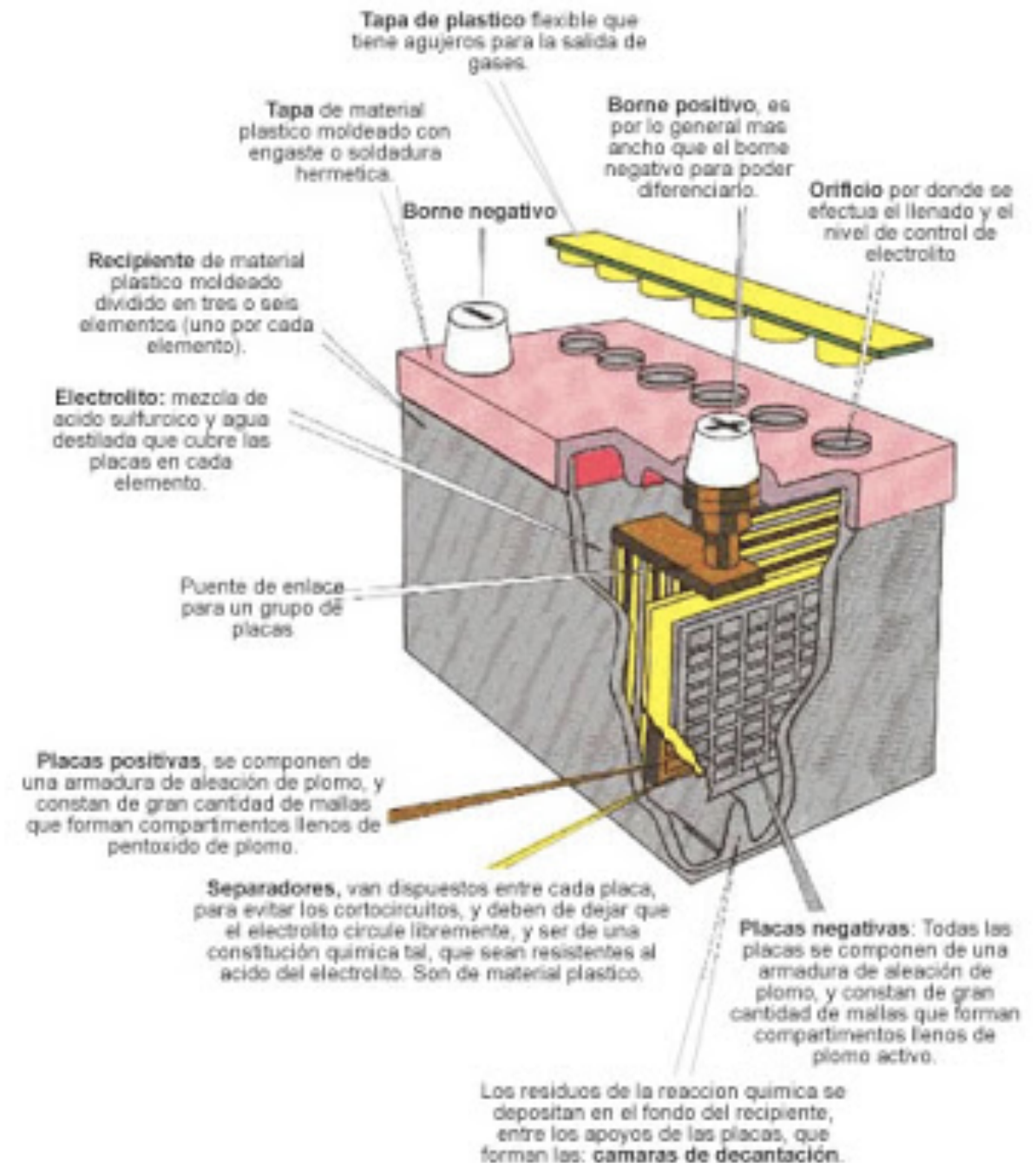


Pilas secundarias (baterías de plomo)

La batería o acumulador de plomo que se usa en automóviles está formado por 6 celdas idénticas ensambladas en serie. Cada celda tiene un ánodo plomo esponjoso y como cátodo dióxido de plomo (PbO_2) y los electrolitos son ácido sulfúrico disuelto en agua. Una característica importante es que esta batería es recargable, lo que significa que se invierte la reacción electroquímica normal al aplicar un voltaje externo (electrólisis).



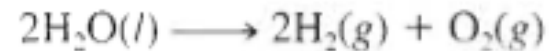
Otro aspecto relevante es que como la reacción electroquímica consume ácido sulfúrico, se puede saber qué tanto se ha descargado la batería midiendo la densidad del electrolito con un hidrómetro.



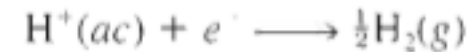
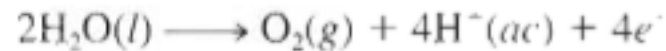
Electrólisis

A diferencia de las reacciones redox espontáneas, que convierten la energía química en energía eléctrica, en la **electrólisis** se utiliza la energía eléctrica para inducir una reacción química que no es espontánea. Este proceso se lleva a cabo en un dispositivo que se conoce como **celda electrolítica**.

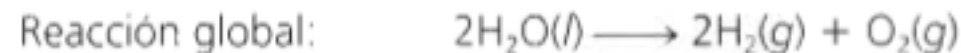
El agua contenida en un vaso en condiciones atmosféricas no se descompone de manera espontánea en hidrógeno y oxígeno:



Ánodo



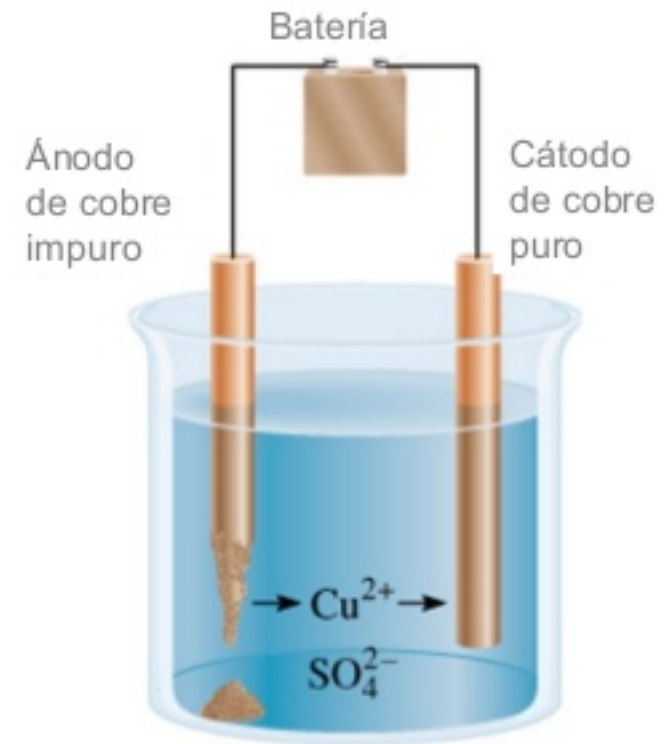
Cátodo



Purificación electrolítica del cobre

Después de la obtención de metales por diversos procesos metalúrgicos es conveniente someterlos a un proceso de purificación o refinado posterior. En el caso del cobre se lleva a cabo electrolíticamente. El electrolito es una sal de cobre como sulfato de cobre (CuSO_4), el ánodo es una barra de cobre impuro y el cátodo una lámina de cobre de alta pureza sobre la que se depositará el cobre.

Electrólisis



Corrosión....¿Qué es?

Es el deterioro de los metales debido a una reacción (ataque) químico que ocurre entre el metal y el medio ambiente. Es un proceso natural e inevitable, solo podemos controlar la velocidad con que el proceso ocurre.



¿por qué ocurre la corrosión?

¿Por qué ocurre la corrosión?

La mayoría de los metales, excepto los llamados nobles (oro, platino, plata) se encuentran en la naturaleza como minerales (formando óxidos o sales) y se requiere del esfuerzo del hombre para transformarlo al estado metálico.

Existe una tendencia natural de los metales a corroerse. Tendencia evaluada con su potencial de reducción.



Clasificación de los procesos de corrosión

1. Según la forma de ataque:

a) Corrosión uniforme: el ataque se extiende en toda la superficie, es la forma más benigna de corrosión. Permite calcular fácilmente la vida útil de los metales.



b) Corrosión en placas: el ataque se extiende en más de una zona.



Clasificación de los procesos de corrosión

1. Según la forma de ataque:

c) Corrosión localizada: Corrosión por picado, es una de las formas más peligrosas en que se puede presentar la corrosión. Afecta a superficies metálicas preciamente protegidas. Se propaga al interior formando verdaderos túneles.



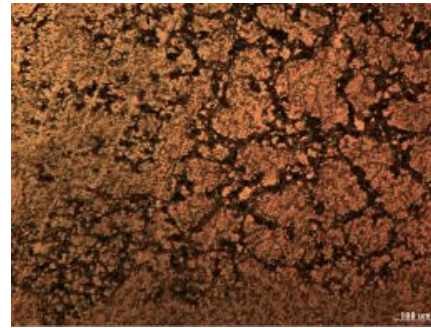
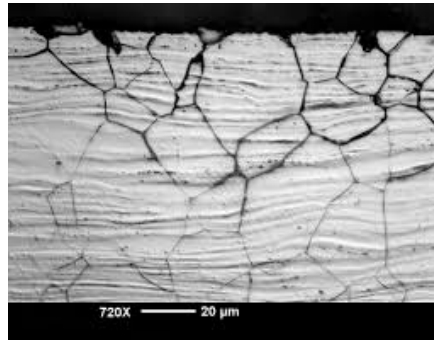
d) Corrosión de rendijas: afecta a intersticios.



Clasificación de los procesos de corrosión

1. Según la forma de ataque:

e) Corrosión intergranular: se extiende alrededor de los gránulos metálicos.



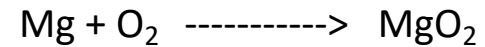
f) Corrosión figurante o bajo tensión: se presenta en metales que están sometidos simultáneamente a la acción de un medio corrosivo y a tensiones metálicas.



Clasificación de los procesos de corrosión

2. Según el medio en que ocurre:

a) Química: el metal se combina directamente con el reactivo a altas temperaturas

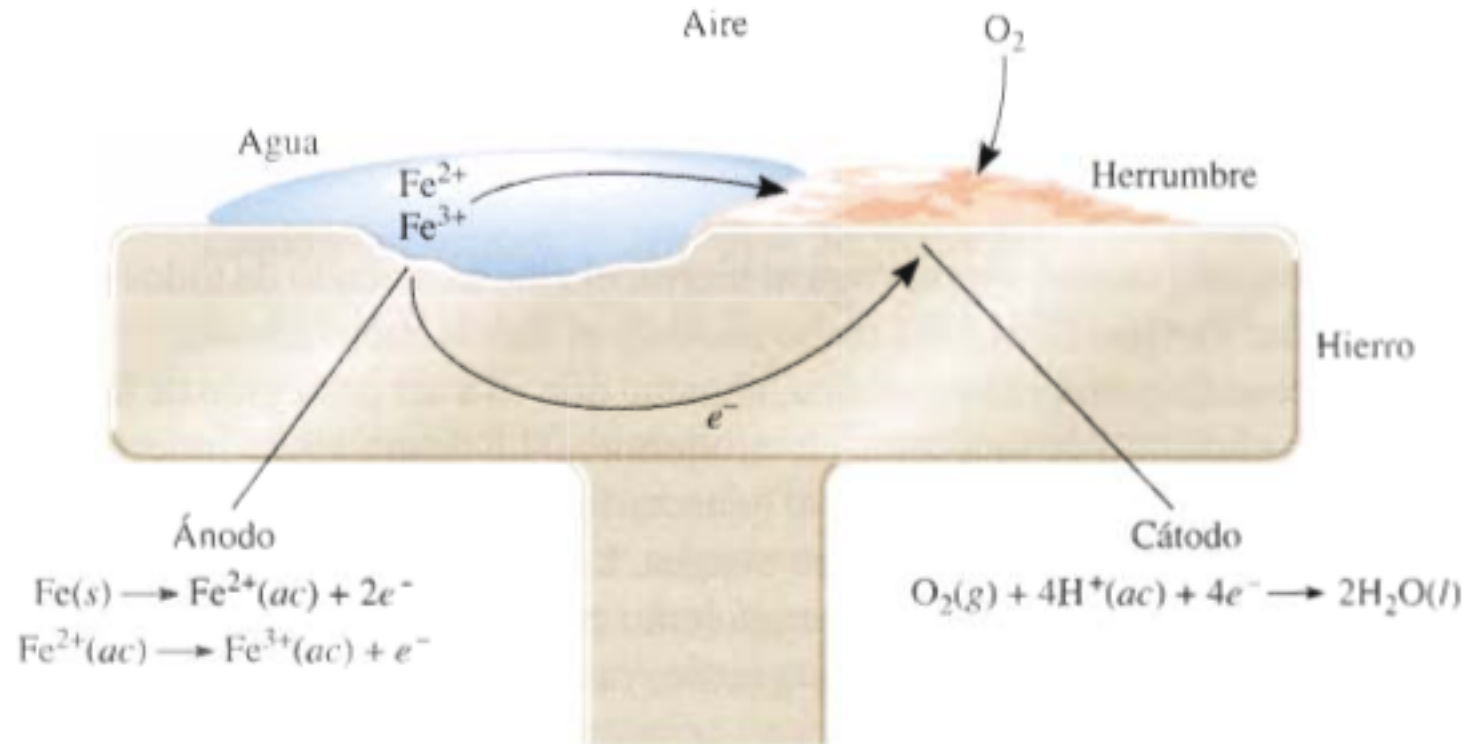


b) Electroquímica: Se produce en medios acuosos (agua de mar, atmósfera, cañerías, etc.); sobre la superficie del metal se produce una corriente eléctrica.

Clasificación de los procesos de corrosión

3. ¿Cómo se genera la corriente eléctrica en la corrosión electroquímica?

En las superficies que se corroen se producen 2 zonas. Una zona anódica, donde se produce el proceso de oxidación, es decir, el metal pierde electrones, y una zona catódica, donde se produce el proceso de reducción, es decir, se consumen los electrones y es el oxígeno el que los capta.



Factores que influyen en la corrosión

4. Factores que influyen en la corrosión

1. Naturaleza del metal: La tendencia natural que presenta el metal para oxidarse. Vamos a tener metales nobles, que no son susceptibles a corroerse y otros con una alta tendencia a corroerse, se corroen hasta consumirse completamente. Esta característica está tabulada en la serie de tensión.



Factores que influyen en la corrosión

2. Composición química del medio:

La corrosión se acelera en presencia de sales, medios ácidos y medios contaminados.

a) Temperatura: esta acelera todos los procesos químicos, por ejemplo, en los tubos de escape de los autos.

b) La naturaleza de los productos de corrosión: Existen metales que cuando se oxidan forman una película de óxido autoprotector que impide el avance de la corrosión, por ejemplo, aluminio y zinc.

c) Diferentes metales en contacto o par galvánico: Se crea una diferencia de potencial entre ellos y se produce rápidamente la corrosión del metal más corrosivo o más anódico.

d) Diferente aireación de la pieza metálica: aquella zona con menos cantidad de oxígeno se corroe rápidamente (Funciona como ánodo).

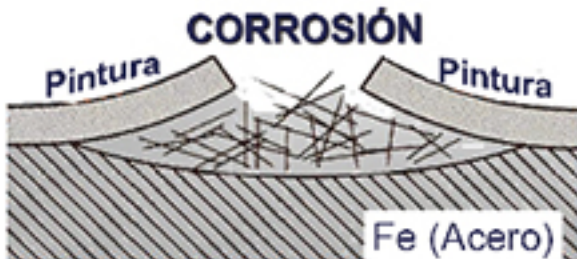
e) Presencia de microorganismos: Estos influyen, ya que pueden afectar cualquiera de los factores antes mencionados. Tienen la tendencia a adherirse a las superficies para crecer y multiplicarse, forman biopelículas, pueden comerse los inhibidores de corrosión, etc.

Métodos de protección de los metales frente a la corrosión

1. Selección del material adecuado, de acuerdo al medio y a la función requerida.
2. Autoprotección: algunos metales son protegidos por sus propios óxidos, como el aluminio y el zinc.
3. Tratamiento y modificación del medio: uso de inhibidores anticorrosivos, como ocurre en calderas, estanques de combustible, etc.
4. Usando recubrimientos que aíse la pieza metálica del medio corrosivo, por ejemplo, pinturas, cerámicos, metalizados (cromados, niquelados, galvanizados, dorados, etc.)

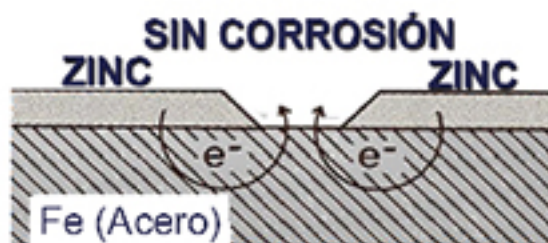
NO GALVANICOS

Sistema de pinturas
Sistemas PASIVOS



GALVANICOS

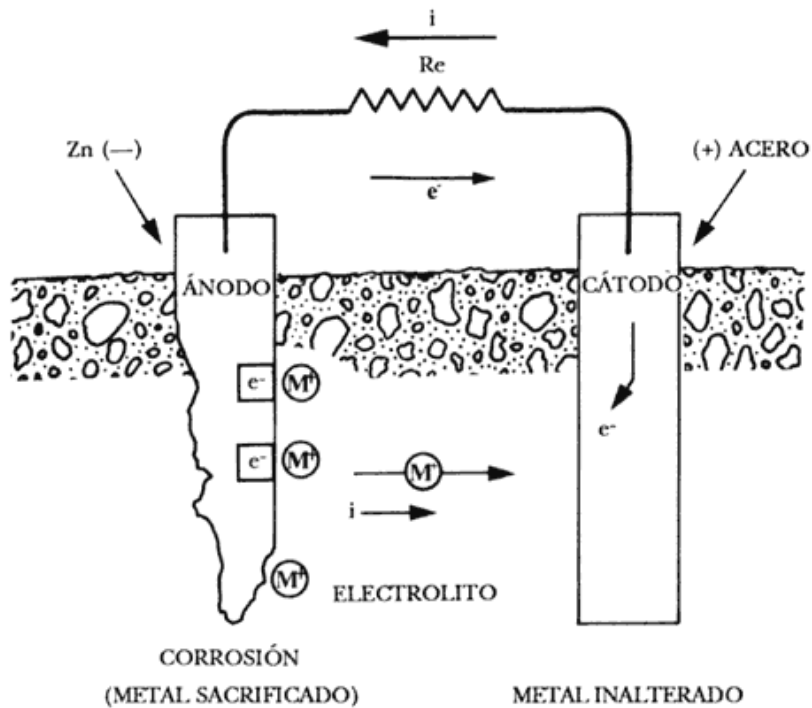
Sistemas en base a ZINC
Sistemas ACTIVOS



Métodos de protección de los metales frente a la corrosión

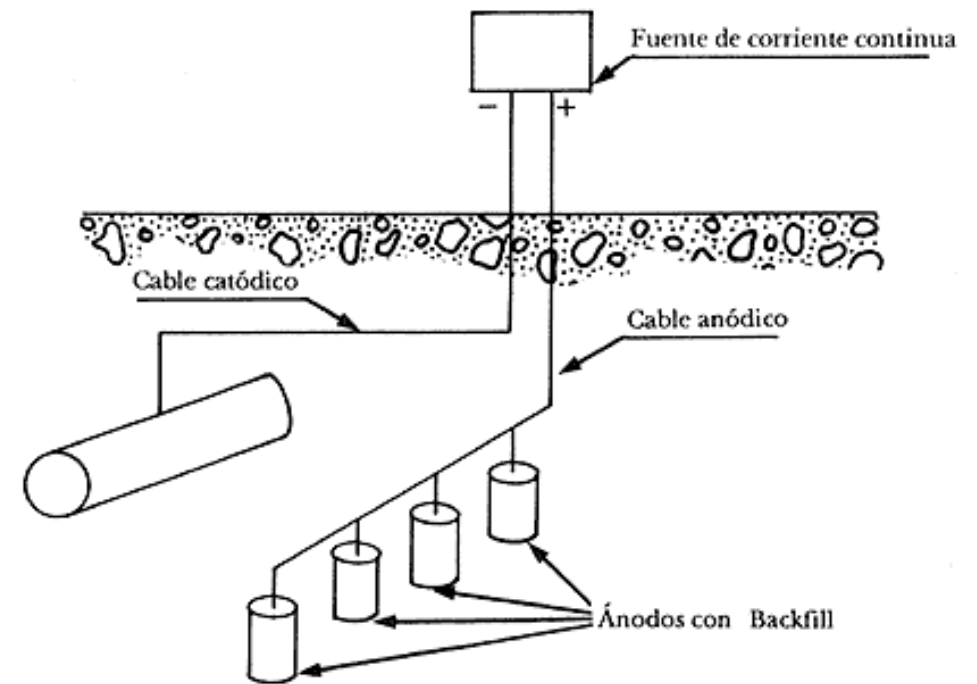
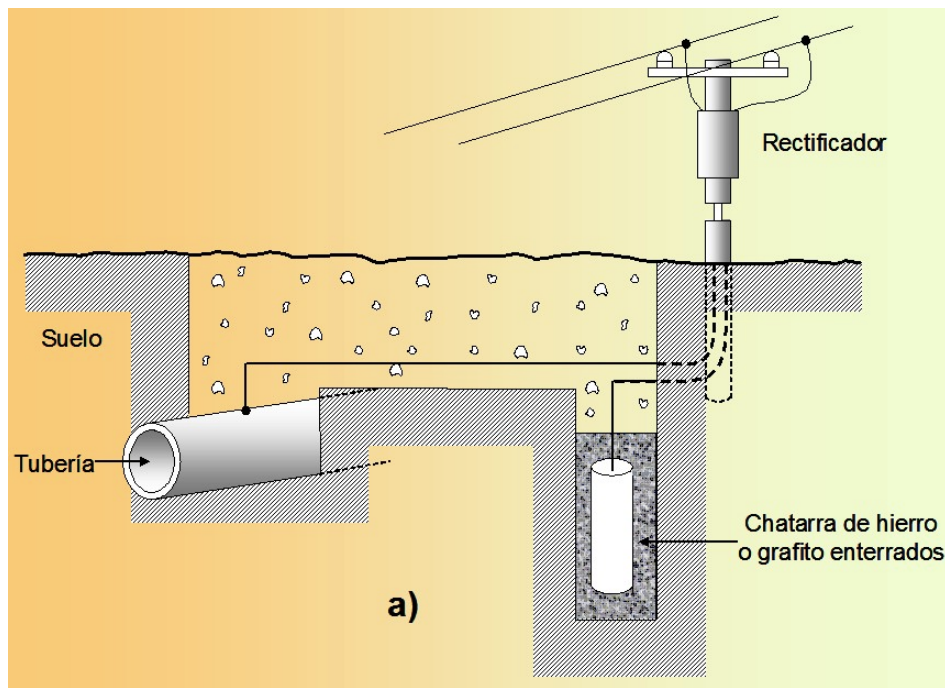
5. Protección catódica: consiste en transformar la superficie metálica en un cátodo que no se destruye. Esta protección incluye, ánodos de sacrificio el uso de corrientes impresa.

a) Ánodo de sacrificio: consiste en usar un metal con mayor tendencia a la corrosión (más anódico) que el metal a proteger. Por ejemplo, en los buques usan láminas de zinc para proteger el casco del buque. El tener zinc un potencial de reducción menor que el hierro, perderá con mayor facilidad los electrones evitando que los pierda el hierro.



Métodos de protección de los metales frente a la corrosión

b) Protección con corriente impresa: consiste en aplicar una corriente eléctrica al casco del buque para evitar que el metal que lo constituye pierda electrones. Es un método que protege toda la estructura del buque, casco y maquinarias. Puede interferir con algunos instrumentos, como por ejemplo, sonares.



Métodos de protección de los metales frente a la corrosión

c) Antifouling: El **antifouling o pintura antiincrustante** es un **recubrimiento especializado** que normalmente contiene una formulación de ingredientes bioactivos y compuestos organoestánicos solubles en agua, que luego se aplica al casco del barco, lo que **ralentiza el crecimiento de percebes, algas y organismos marinos que se adhieren al casco durante la experiencia náutica**.

