

Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada

Consumo

Calderas

Baterías

Refrigerantes

¿Estos tipos de agua, poseen las mismas características físicas y químicas?

¿En qué se asemejan?

¿En qué se diferencian?

Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: Introducción

El **agua para consumo** no debe contener bacterias dañinas para la salud, no necesita estar totalmente desprovista de sustancias disueltas, especialmente oxígeno.



El **agua de caldera** no deberá contener sustancias que ataquen metales, sólidos disueltos, ni gases oxígeno y dióxido de carbono.



El **agua para baterías** precisa de un mayor grado de pureza que las anteriores.



Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada

I. Agua para consumo a bordo



¿Qué características no debe tener el agua para el consumo humano?

Todas las aguas frescas son filtradas y cloradas

¿Por qué?

Eliminan material particulado en suspensión y elimina bacterias dañinas.

Existen dos maneras por las cuales se suministra el agua a una nave de mar.

Por suministro desde tierra o un buque tanque.

Agua preparada por destilación de agua de mar

Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: Agua para consumo

Por limitaciones de paso y tamaño de los estanques de reservas, el consumo de agua fresca suele ser restringido

El agua de mar NO puede ser consumida por seres humanos, ya que produce una sed incontrolable.

Para referirse a la cantidad total de sólidos disueltos en agua, se emplea el concepto de **salinidad**.

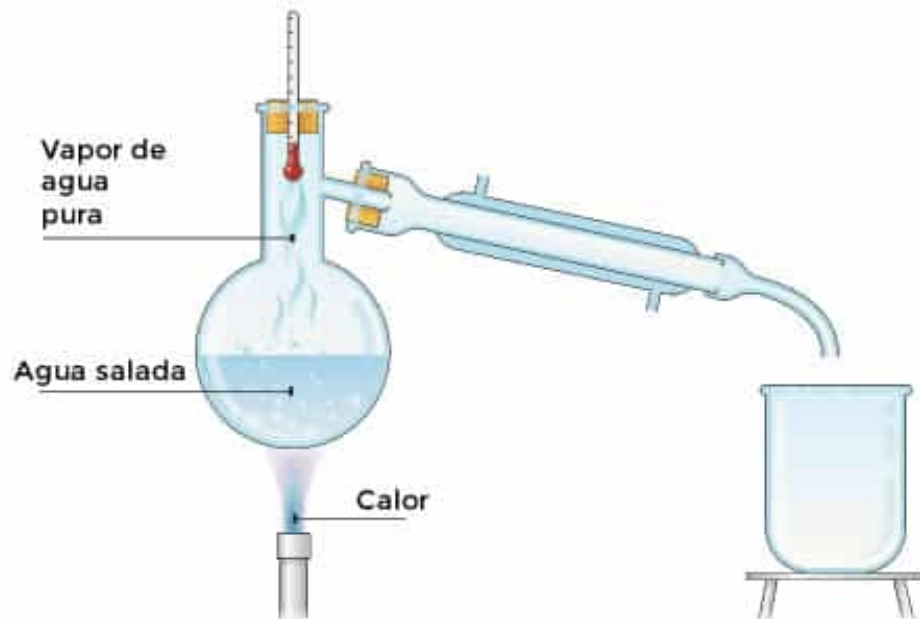
La salinidad promedio del agua de mar es 35000 ppm; es decir, posee un 3,5% de sólido, del cual un 75% corresponde a NaCl.

Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: Métodos para purificar el agua

Debido a que algunas fuentes de agua no son aptas para el consumo humano, existen algunos métodos físicos y químicos que son capaces de limpiar el agua de algunos contaminantes, entre ellos podemos mencionar los siguientes:

1. Destilación



El método mas simple de destilación es la evaporación natural del agua de mar y su condensación como lluvia, pero este proceso es incierto y lento y la cantidad de agua menor a la requerida.

Existen destiladores de agua de mar que funcionan con alguna fuente de calor, obteniéndose entre 2 y 4 litros de agua por hora.

Agua en la Armada

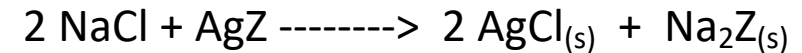
Tipos de agua que se utilizan en la Armada: Métodos para purificar el agua

2. Precipitación

Es uno de los métodos para precipitar las sales del agua y hacerla potable adoptado por la Navy Bureau of Aeronautics and Air Force. Es el desarrollado por la Permutit Company, denominado “proceso de la permutita, para desmineralizar el agua de mar.

En un recipiente de plástico se agrega agua de mar y posteriormente se mezcla con una tableta de zeolita de plata, se agita y se espera a que la zeolita reaccione con el cloruro de sodio.

Esta reacción permite eliminar aproximadamente el 80% de los sólidos disueltos en el agua, dejándola apropiada para ser consumida.



Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: Métodos para purificar el agua

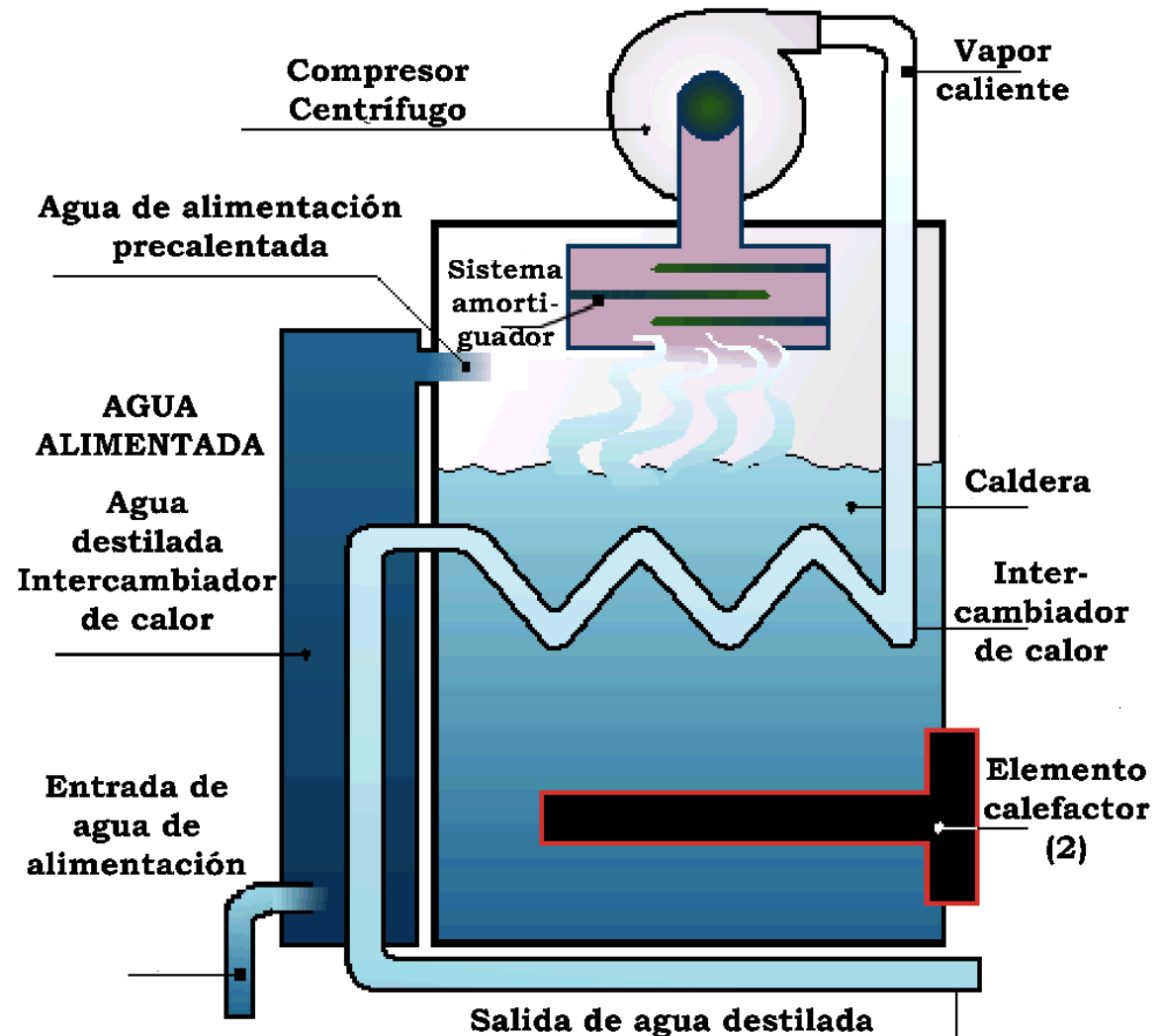
3. Osmosis Reversa

Osmosis: Fenómeno natural en el cual el agua pasa a través de una membrana semipermeable, desde una solución menos concentrada a una mas concentrada.

Osmosis Reversa: Proceso en el cual se fuerza al agua a pasar a través de una membrana semipermeable, desde una solución mas concentrada a una solución menos concentrada, mediante la aplicación de presión.

Presión Osmótica: Presión que se desarrolla en una solución salina dependiente de la diferencia de concentración de iones presentes en ambos lados de la membrana





Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: agua de caldera

Las impurezas presentes en el agua de alimentación y de caldera son las siguientes:

Sustancias minerales disueltas

Cuando se hierve agua de mar, parte de las sustancias minerales son arrastradas mecánicamente por el vapor. La máxima salinidad permitida en el agua de alimentación para calderas es 0,5 equivalentes por un millón (test de salinidad).



Sólidos suspendidos

Los sólidos suspendidos, sustancias minerales u orgánicas insolubles pueden ser producidos por la corrosión (óxidos de hierro), por este motivo los tubos deben estar completamente limpios.



Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: agua de caldera

Las impurezas presentes en el agua de alimentación y de caldera son las siguientes:

Exceso de iones hidronio
(H_3O^+)

Se forman cuando el agua de alimentación tiene cloruro de magnesio (MgCl).

Gases disueltos

Los que producen un mayor problema son el O_2 y CO_2 . El primero de ellos produce oxidación de los metales, mientras que el segundo produce un aumento de los protones, fomentando la corrosión. Ambos gases se eliminan mediante desaireadores, para eliminar el O_2 también se agrega hidracina o sulfito de sodio.



Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: agua de caldera

Efectos dañinos de las impurezas del agua de caldera

a) Formación de incrustaciones

Una incrustación es una sustancia mineral insoluble que precipitan en el agua de caldera y que pueden ser de dos tipos: blandas y duras.

Las incrustaciones duras son las mas peligrosas y difíciles de combatir, está constituida de sulfato de calcio prácticamente insoluble a la temperatura de trabajo de una caldera.

Este tipo de incrustaciones disminuye la conductividad térmica de los tubos, dilata irregularmente el metal y puede producir explosiones por obstrucción.



Agua en la Armada

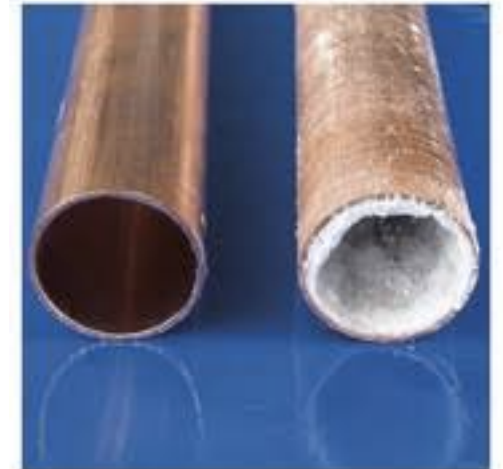
Tipos de agua que se utilizan en la Armada: agua de caldera

Efectos dañinos de las impurezas del agua de caldera

a) Formación de incrustaciones

Las incrustaciones blandas están constituidas por fosfatos y carbonatos de calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ y CaCO_3)

Estas sustancias no se adhieren a los tubos de la caldera, forman sedimentos y pueden ser evacuados de la caldera mediante lavados



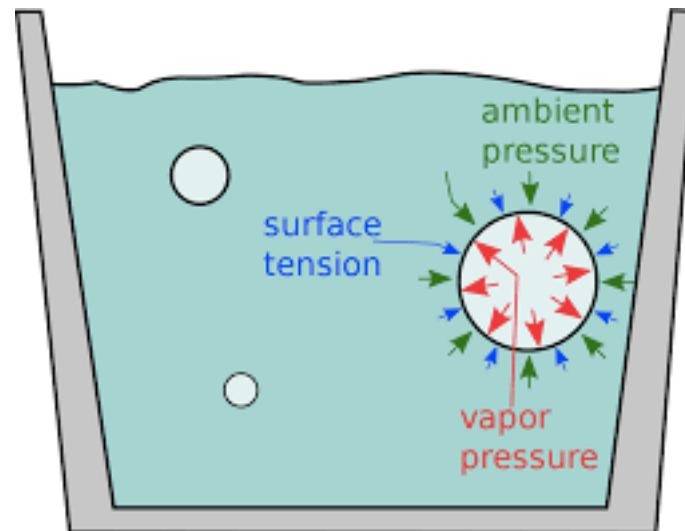
Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: agua de caldera

Efectos dañinos de las impurezas del agua de caldera

b) Espumas y ebulliciones

Los sólidos disueltos y suspendidos en el agua pueden producir espumas y ebulliciones bruscas.



Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: agua de caldera

Efectos dañinos de las impurezas del agua de caldera

c) Corrosión

Para eliminar los peligros de incrustaciones, la corrosión y la ebullición espumante y suponiendo que el agua esté ligeramente contaminada con agua de mar, se agrega a la caldera una mezcla de sustancias conocidas con el nombre de Navy Boiler Compound (NBC).

Fosfato monoácido de sodio (Na_2HPO_4), carbonato de sodio (Na_2CO_3) y almidón de maíz.

Los dos primeros compuestos eliminan las incrustaciones duras, mientras que el carbonato de sodio elimina los protones. Finalmente el almidón ayuda a la fluidez de los sedimentos, que no se formen capas y atrapa los sólidos en suspensión.

Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada: agua de caldera

Test para establecer la calidad del agua para alimentación y del agua de calderas

1. Test de alcalinidad: se mide determinando la concentración de iones hidroxilo (OH^-), con una solución de ácido nítrico 0,05 M. Se hace diariamente para calderas productoras de vapor y una vez a la semana para calderas de baja presión. La alcalinidad aceptable es 2,4 a 3,5 equivalentes por millón.

2. Test de salinidad: se determina la concentración de iones cloruro.

3. Test e dureza: se determina la concentración de iones calcio (Ca^{+2}) y magnesio (Mg^{+2}), los cuales debe ser 0.

4. Pruebas para detectar oxígeno (O_2), el cual debe ser 0.

Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada

III. El agua para baterías y acumuladores

Esta agua debe ser de elevada pureza para evitar que reaccione con el dióxido de plomo (PbO_2) y el plomo de las placas del acumulador, produciendo una eventual descarga.

Después de destilar el agua se pasa por unos intercambiadores de cationes (resinas de intercambio iónico)

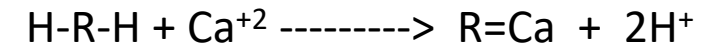


Agua en la Armada

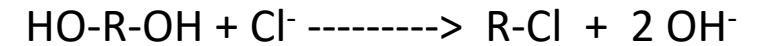
Tipos de agua que se utilizan en la Armada

El tratamiento del intercambiador iónico se realiza en 3 etapas:

1. Intercambiador catiónico: en esta etapa se eliminan cationes como el calcio (dureza) Ca^{+2} , magnesio (dureza) Mg^{+2} , hierro (Fe^{+2}), sodio (Na^{+}) y potasio (K^{+}). Al finalizar el proceso el pH del agua es ácido.



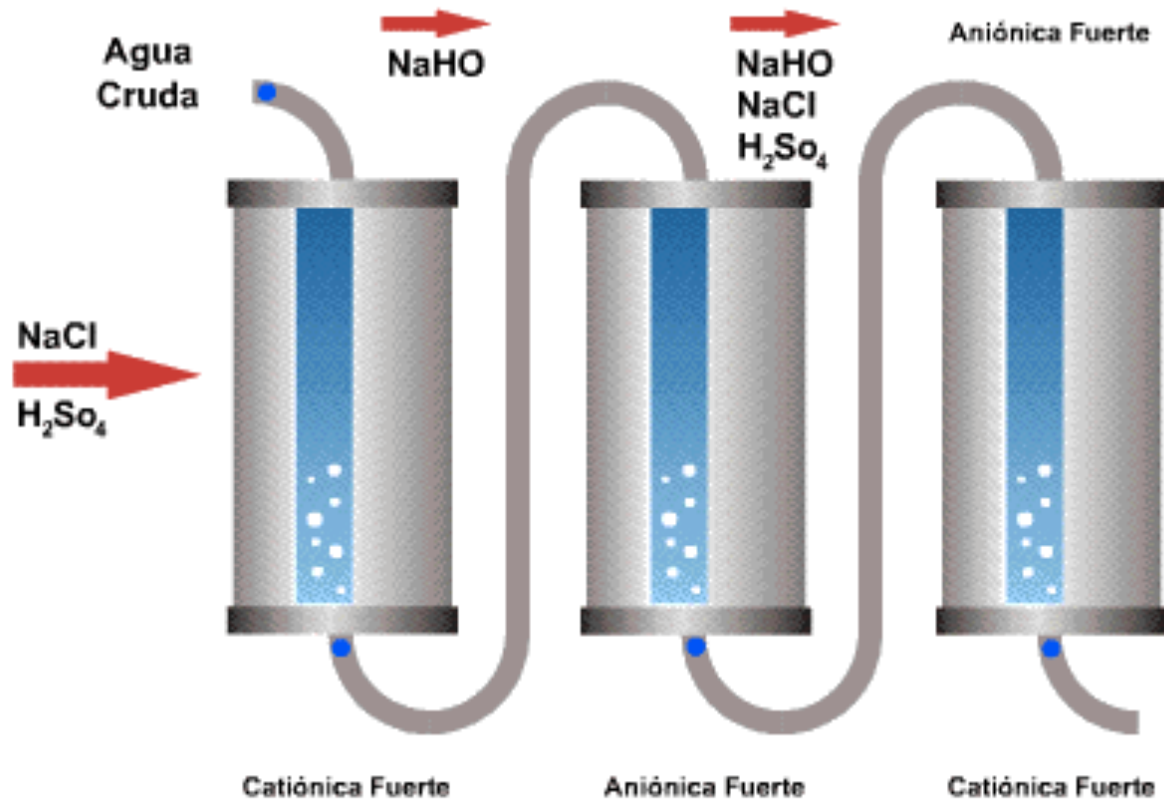
2. Intercambiador aniónico: en esta etapa se eliminan aniones como los sulfatos (SO_4^{-2}), cloruros (Cl^{-}), sílice (SiO_2^{-2}) y carbonatos (CO_3^{-2}). Al finalizar el proceso, el agua sale con pH alcalino.



3. Lecho de ajustes: en esta etapa se realiza el ajuste de pH del agua.

Agua en la Armada

Tipos de agua que se utilizan en la Armada



Objetivos de la clase

Estudiar los procesos electroquímicos y las reacciones químicas de óxido reducción.

Relacionar los aspectos de estequiometría con los procesos de óxido reducción.

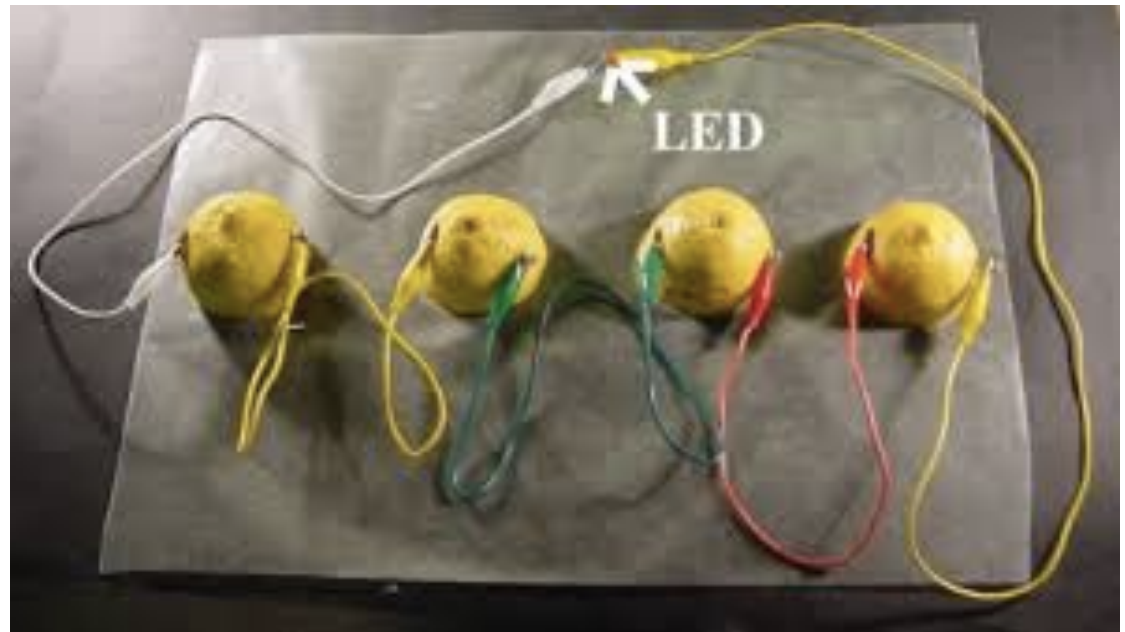
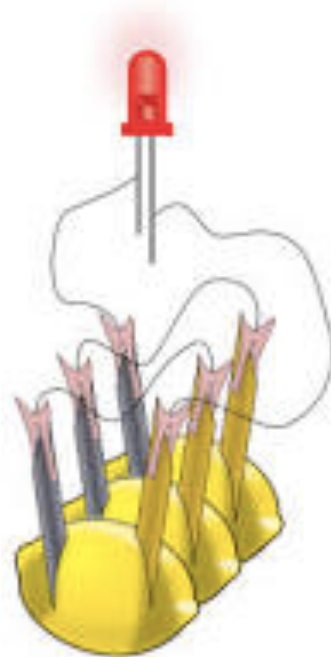
Realizar el equilibrio de las reacciones de óxido reducción a través del método del ion electrón.

Relacionar la electroquímica con la corrosión.

Identificar y reconocer los tipos de corrosión que existen y los mecanismos de prevención.

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.



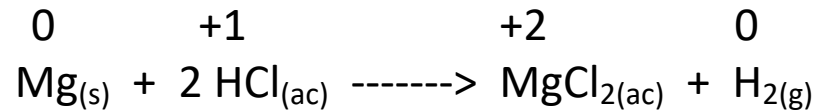
Pero, ¿cómo es posible que este fenómeno ocurra? ¿Cómo te imaginas que está ocurriendo?

¿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.

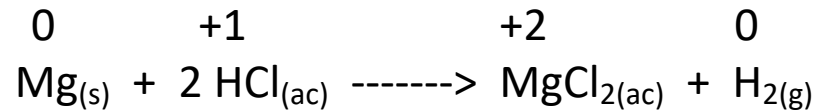
Por lo tanto....¿qué elementos se están oxidando y reduciendo en la ecuación anterior?

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.



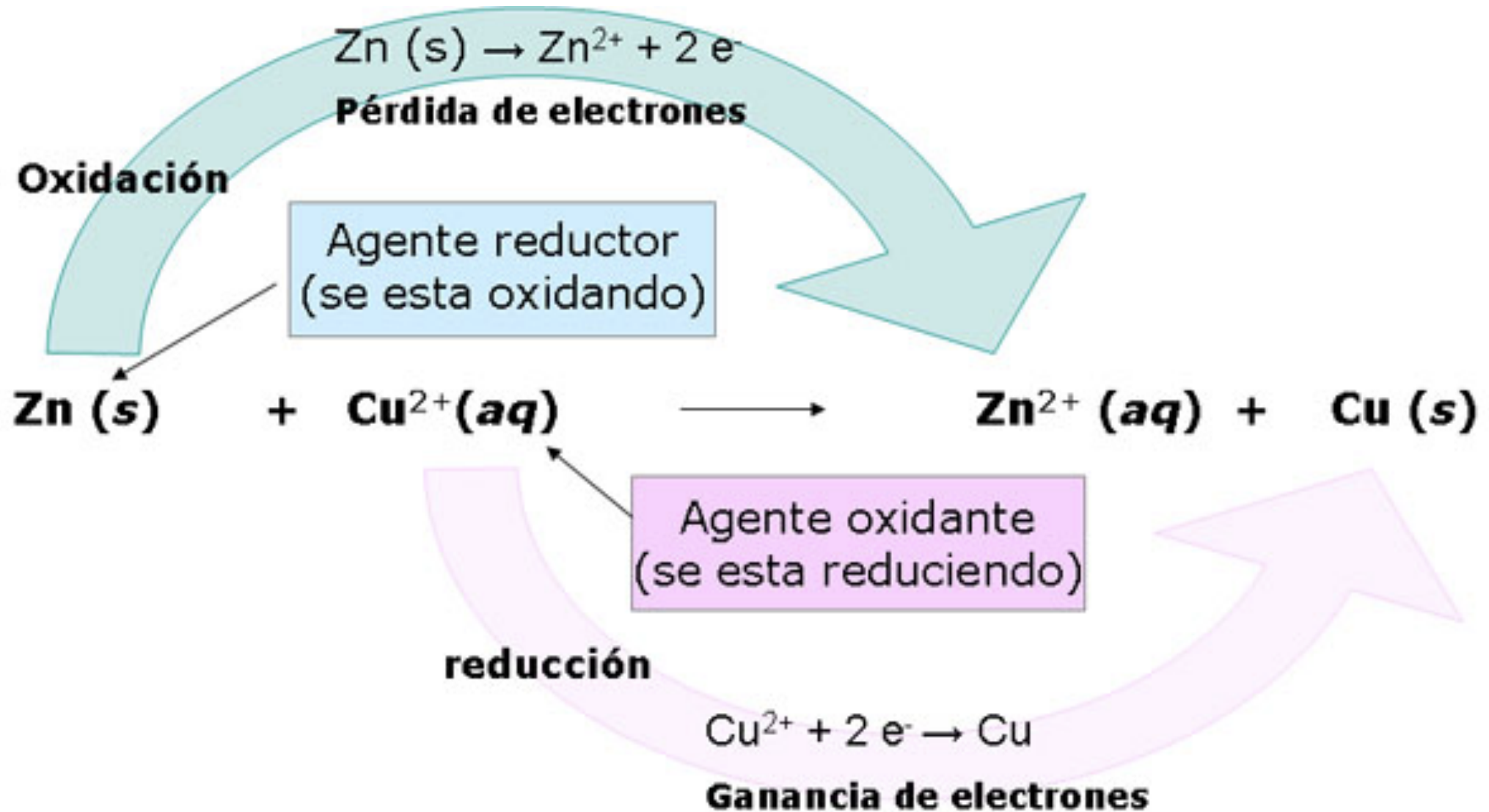
Por otra parte, existen otras especies en la reacción, por ejemplo, el ion cloruro, que corresponde a un ion espectador, ya que su estado de oxidación no cambia durante la reacción.

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



Electroquímica

Para determinar el estado de oxidación de los átomos se pueden seguir las siguientes reglas:

En los elementos libres cada átomo tiene un estado de oxidación 0, por ejemplo, H_2 , Br_2 , Na, Be, K, O_2 y P_4 .

Para los iones constituidos por un solo átomo, el estado de oxidación es igual a la carga del ion, por ejemplo, Fe^{+2} , Fe^{+3} , Ba^{+2} , Cl^- , I^- O^{2-} .

El estado de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos, por ejemplo, MgO y H_2O . Pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y en el ion peróxido (O_2^{2-}) es 1.

El estado de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios, por ejemplo, LiH , NaH , CaH_2 , donde su estado de oxidación es -1.

El estado de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios, por ejemplo, LiH , NaH , CaH_2 , donde su estado de oxidación es -1.

El fluor tiene un estado de oxidación de -1 en todos los compuestos. Los otros halógenos (Cl, Br y I) tienen estados de oxidación negativos cuando se encuentran como iones halogenuro en los compuestos. Cuando están combinados con oxígeno, tienen estados de oxidación positivos.

Electroquímica

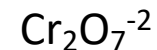
Para determinar el estado de oxidación de los átomos se pueden seguir las siguientes reglas:

En una molécula neutra, la suma de los estados de oxidación de todos los átomos debe ser 0.

En un ion poliatómico, la suma de los estados de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion, por ejemplo, en el ion amonio NH_4^+ , el estado de oxidación del N es -3 y el del H es +1. Por lo tanto la suma de los estados de oxidación es $-3 + 4(+1) = +1$, que es igual a la carga neta del ion.

Los estados de oxidación en general son números enteros, no obstante, hay casos en que es un número fraccionario, como por ejemplo en el ion superóxido, O_2^- , donde es $-1/2$.

En base a estas reglas, asigne el estado de oxidación a todos los elementos en los siguientes compuestos:



¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Las ecuaciones como la anterior son relativamente fáciles de balancear, no obstante, en la práctica nos encontramos con reacciones redox mas complejas en donde participan diversas especies que presentan carga eléctrica, como por ejemplo:

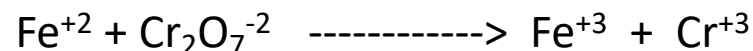
ClO^- Hipoclorito	SO_3^{2-} hiposulfito	PO_3^{3-} fosfito	MnO_4^- Permanganato	CN^- cianuro
ClO_2^- clorito	SO_3^{2-} sulfito	PO_4^{3-} fosfato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ oxalato	SCN^- Tiocianato
ClO_3^- clorato	SO_4^{2-} sulfato	NO_2^- Nitrito	IO_4^- periyodato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ Dicromato
ClO_4^- perclorato	CO_3^{2-} Carbonato	NO_3^- Nitrato		CrO_4^{2-} Cromato

En principio, una ecuación redox se puede balancear tal como se hace con una ecuación química clásica, pero este procedimiento se puede simplificar visualizando las transferencias de electrones. Uno de estos métodos es el denominado como el método del ion – electrón.

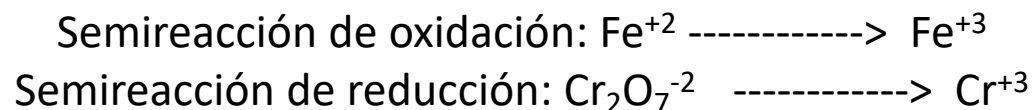
¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

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:

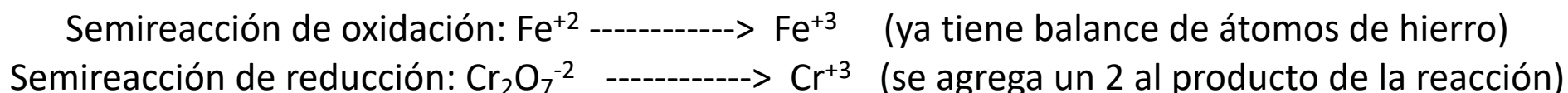
Paso 1: Escriba la ecuación no balanceada de la reacción en su forma iónica



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:

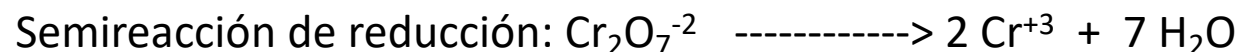


¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

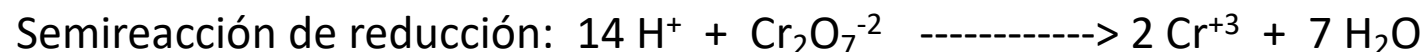
Supongamos que se pide balancear la ecuación que representa la oxidación de los iones Fe^{+2} a Fe^{+3} por iones dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$) en medio ácido, si se sabe que los iones dicromato se reducen a iones Cr^{+3} . Para balancear la ecuación se siguen los siguientes pasos:

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:



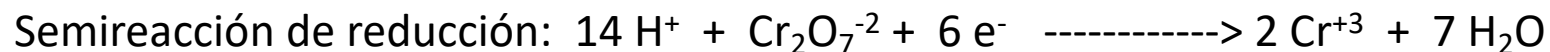
¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

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.



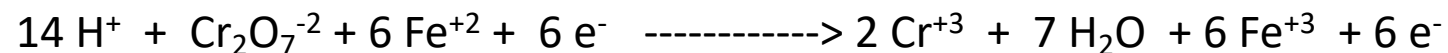
Para igualar el número de electrones en ambas semirreacciones, la semirreacción de oxidación se multiplica por 6:



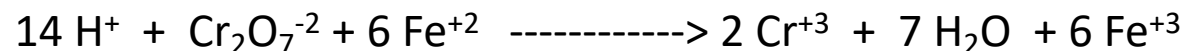
¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

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:



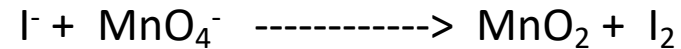
Los electrones se cancelan y queda únicamente la ecuación iónica neta balanceada:



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?

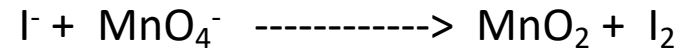
Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)



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

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

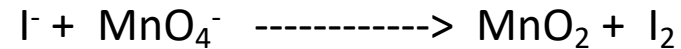
Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)



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

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

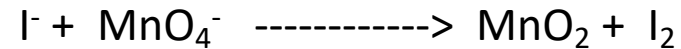
Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)



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

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

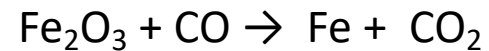
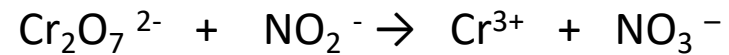
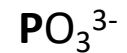
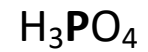
Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (MnO_2)



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

¿Cómo balancear las ecuaciones redox?

Determine los estados de oxidación y balancee la siguiente ecuación en medio ácido por el método del ion electrón:



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:

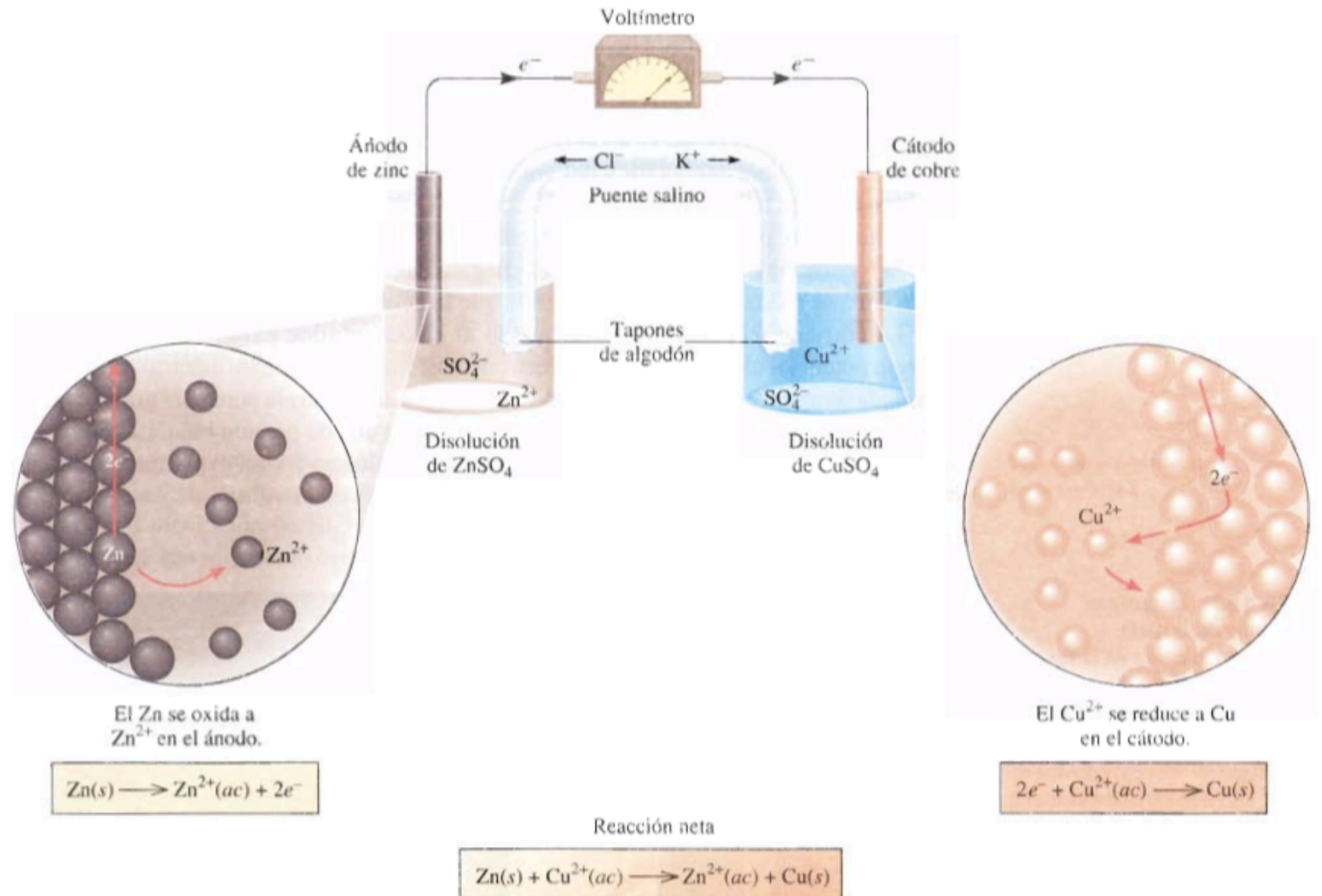
Ánodo: electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación.

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)
$\text{Li}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3.05
$\text{K}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2.93
$\text{Ba}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2.90
$\text{Sr}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sr}(s)$	-2.89
$\text{Ca}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2.87
$\text{Na}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2.37
$\text{Be}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Be}(s)$	-1.85
$\text{Al}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1.66
$\text{Mn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(ac)$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.44
$\text{Cd}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0.40
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(ac)$	-0.31
$\text{Co}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Co}(s)$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0.14
$\text{Pb}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0.13
$2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(ac)$	+0.13
$\text{Cu}^{2+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Cu}^+(ac)$	+0.15
$\text{SO}_4^{2-}(ac) + 4\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.20
$\text{AgCl}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(ac)$	+0.22
$\text{Cu}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0.34
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(ac)$	+0.40
$\text{I}_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-(ac)$	+0.53
$\text{MnO}_4^-(ac) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-(ac)$	+0.59
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(ac)$	+0.68
$\text{Fe}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(ac)$	+0.77
$\text{Ag}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0.80
$\text{Hg}_2^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Hg}(l)$	+0.85
$2\text{Hg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(ac)$	+0.92
$\text{NO}_3^-(ac) + 4\text{H}^+(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96
$\text{Br}_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(ac)$	+1.07
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + 14\text{H}^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(ac) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(ac)$	+1.36
$\text{Au}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Au}(s)$	+1.50
$\text{MnO}_4^-(ac) + 8\text{H}^+(ac) + 5e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Ce}^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(ac)$	+1.61
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(ac) + \text{SO}_4^{2-}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{H}_2\text{O}_2(ac) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{Co}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(ac)$	+1.82
$\text{O}_3(g) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2.07
$\text{F}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}^-(ac)$	+2.87

Fuerza oxidante creciente

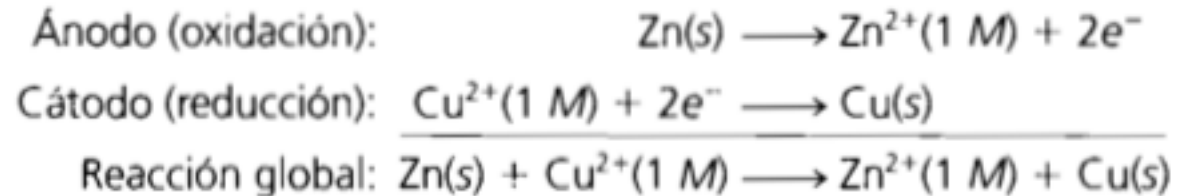
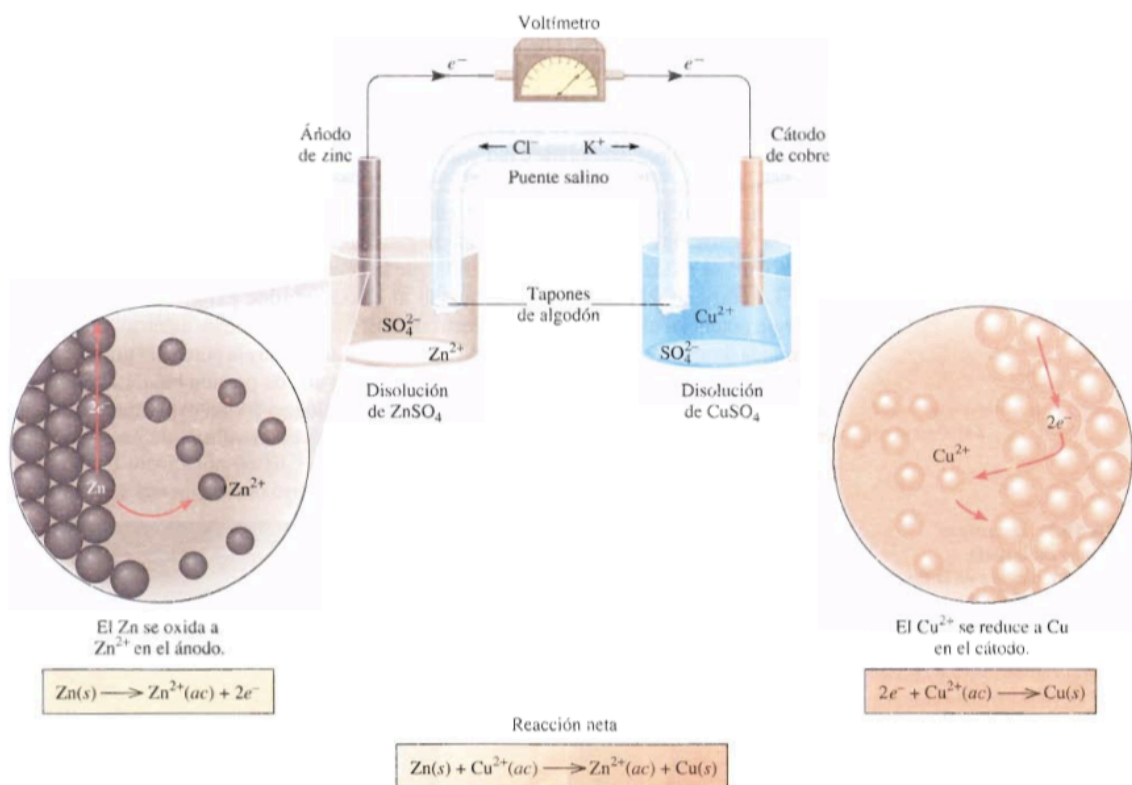
Fuerza reductora creciente

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:



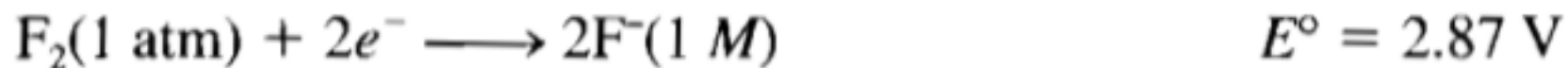
$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{celda}} &= E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} \\ &= E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} \\ &= 0.34\text{ V} - (-0.76\text{ V}) \\ &= 1.10\text{ V} \end{aligned}$$

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:



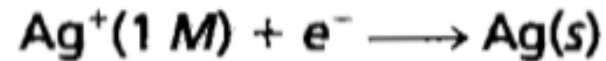
Es el valor de E° positivo más alto de todas las reacciones de semicelda. Así que el F_2 es el agente oxidante mas fuerte, porque es el que tiene más tendencia a reducirse. En el otro extremo, se encuentra la siguiente semirreacción:



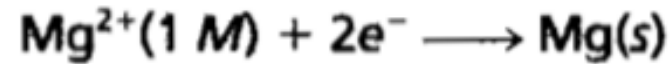
La que posee el valor de E° más negativo. Por ello que el Li^+ es el agente oxidante más débil, porque es la especie más difícil de reducir. Puesto de otro modo, se dice que el F^- es el agente reductor más débil y el Li metálico es el agente reductor más fuerte.

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

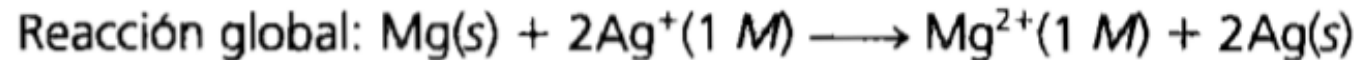
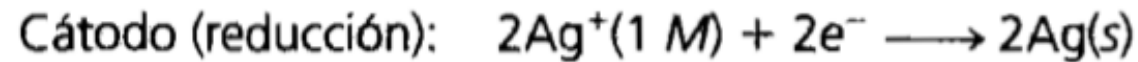
Una celda galvánica se compone de un electrodo de Mg en una disolución 1,0 M de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ y un electrodo de Ag en una disolución 1,0 M de AgNO_3 . Calcule la fem estándar de la celda electroquímica.



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



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



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})

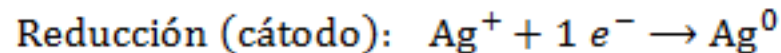
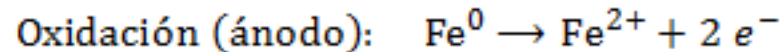
Se construye una pila galvánica con una barra de hierro sumergida en una disolución 1 M de cationes Fe^{2+} y una barra de plata sumergida en una disolución 1 M de cationes Ag^{+} . Teniendo en cuenta que, a 25 °C:

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

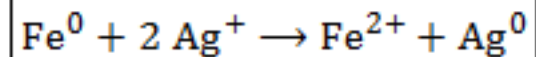
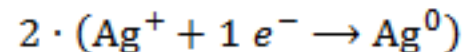
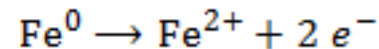
- ¿Qué electrodo actúa como ánodo? ¿Cuál es la especie oxidante?
- Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo y la reacción iónica global.
- En estas condiciones, calcule la fuerza electromotriz de la pila.

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:

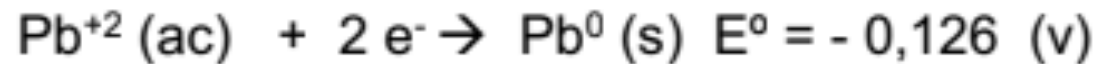


La fuerza electromotriz de la pila es igual a la diferencia de potencial entre los dos electrodos:

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

FEM estándar de la celda (E°_{celda})

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

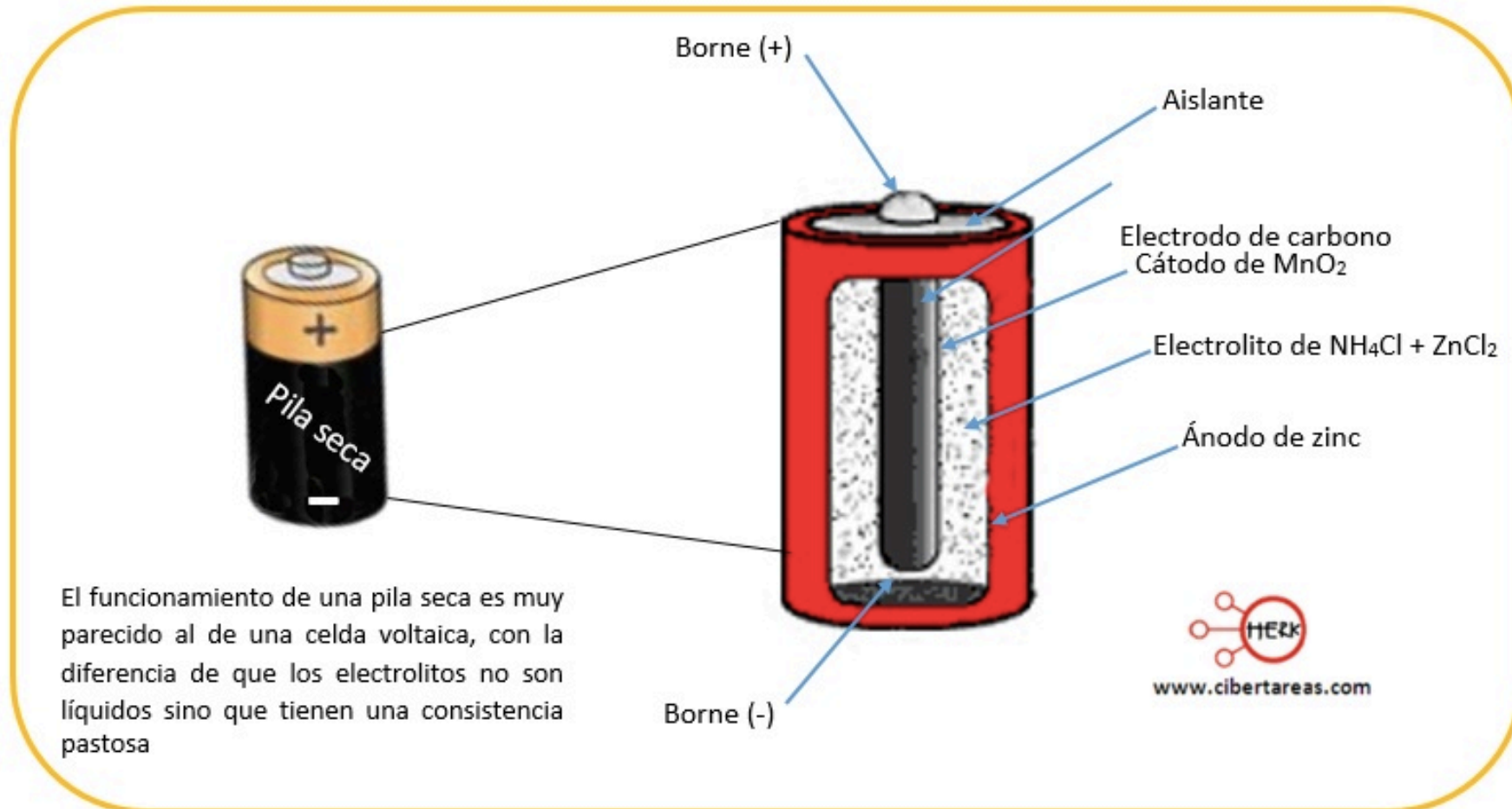


- a) Confeccione una pila en el **esquema dado**, con **todo** lo necesario, que permita encender una ampolleta que requiere como mínimo 1,4 v.
- b) Indique y escriba en la pila confeccionada todos los componentes principales, que conforman la pila, además del flujo de electrones.
- c) Escriba la ecuación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



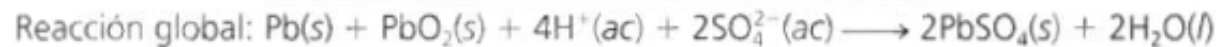
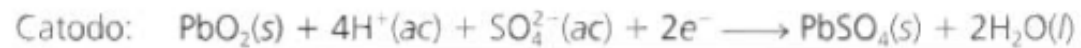
Pilas primarias

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.

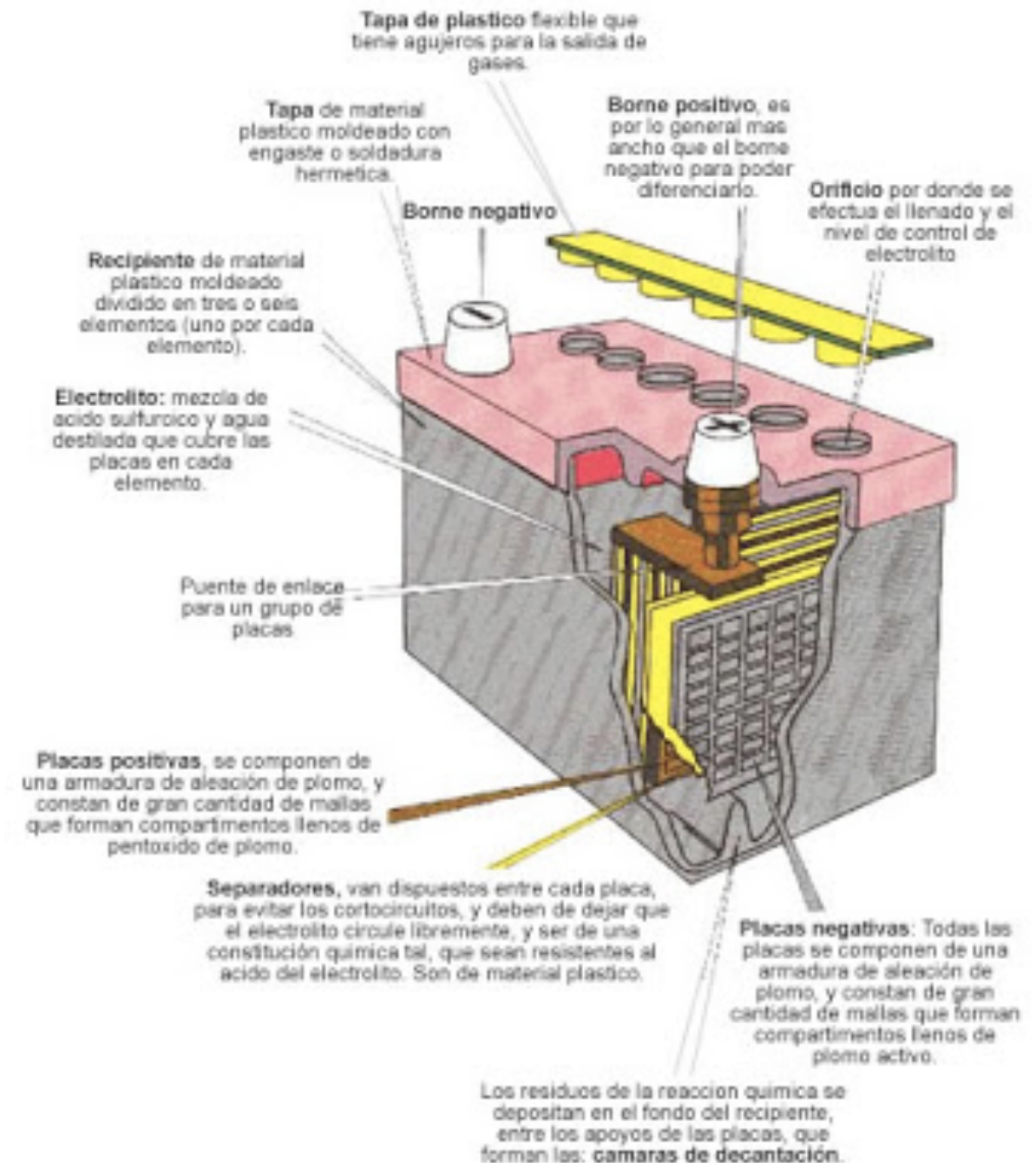


Pilas secundarias (baterías de plomo)

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).



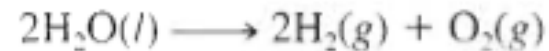
Otro aspecto relevante es que como la reacción electroquímica consume ácido sulfúrico, se puede saber qué tanto se ha descargado la batería midiendo la densidad del electrolito con un hidrómetro.



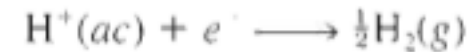
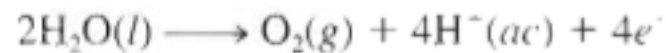
Electrólisis

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**.

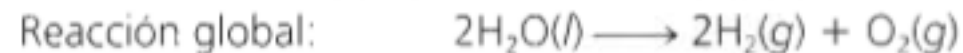
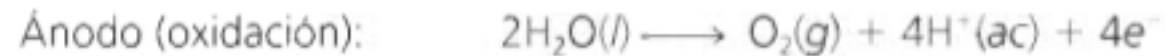
El agua contenida en un vaso en condiciones atmosféricas no se descompone de manera espontánea en hidrógeno y oxígeno:



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

