

Tema 6. Reacciones redox y electroquímica

Un tipo muy importante de reacciones son las denominadas de **oxidación-reducción**, también llamadas **redox** o de **transferencia de electrones**. Hay que destacar el interés teórico de estas reacciones, ya que gracias al desarrollo de esta parte de la Química se establecieron los primeros indicios de la relación entre electricidad, estructura atómica y enlace químico.

Un ejemplo de las mismas son las reacciones de combustión, cuya importancia energética ya has estudiado, y también hay reacciones redox de tanto interés industrial como la obtención de metales (hierro mediante la reducción con carbón en un horno alto o aluminio por electrolisis), o la obtención de energía eléctrica de bajo voltaje en pilas o acumuladores. La corrosión de metales, así como los procesos biológicos de la respiración y la fotosíntesis o los procesos que suceden en las pilas son también reacciones de oxidación-reducción.

Fíjate en la imagen: se está "quemando" el magnesio. En realidad, se está oxidando al reaccionar con el oxígeno del aire, formando óxido de magnesio y desprendiéndose una gran cantidad de energía en forma de luz y calor.



El litio es un metal muy reactivo. Tanto, que reacciona violentamente con el agua, produciendo una disolución de hidróxido de litio, en la que hay iones Li^+ . En el vídeo puedes ver la llamarada producida en la reacción.

El magnesio no reacciona con agua, pero sí lo hace con ácido clorhídrico, dando lugar a una disolución de cloruro de magnesio, MgCl_2 , en la que hay iones Mg^{2+} , desprendiéndose gas hidrógeno. La simulación muestra el proceso a escala de partículas.

El hierro se oxida por acción del aire y del agua, dando lugar a óxido e hidróxido de hierro, en los que hay iones Fe^{2+} o Fe^{3+} . Observa el puente oxidado por la acción de los agentes atmosféricos.



¿Cómo puedes explicar que se produzcan estas reacciones redox? ¿Es posible predecir si una reacción redox se va a producir o no?

Y una vez que sabes que una reacción redox se produce, ¿cómo se puede aprovechar para obtener energía eléctrica? Es decir, ¿cómo se monta una pila? En la imagen tienes una pila de las que más se utilizan.

Y al revés, ¿cómo se pueden producir reacciones químicas no espontáneas utilizando corriente eléctrica?

La **Electroquímica estudia la relación entre reacciones químicas y corriente eléctrica**, como vas a ver en este tema.

1. Reacciones de transferencia de electrones

La primera forma de entender las reacciones de oxidación y reducción proponía que la oxidación era la combinación de una sustancia con el oxígeno y la reducción el proceso inverso, esto es, la disminución del contenido de oxígeno de una sustancia. Por ejemplo:

Oxidación	Combinación de una sustancia con el oxígeno	$C + O_2 \rightarrow CO_2$ $2 FeO + 3/2 O_2 \rightarrow Fe_2O_3$	$M_1 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow M_1O$
Reducción	Disminución del contenido de oxígeno de una sustancia	$2 MgO + C \rightarrow 2 Mg + CO_2$ $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$	$M_2O + C \rightarrow 2 M + CO$

Con ese planteamiento, se dice que el metal M_1 se ha oxidado, mientras que el metal M_2 se ha reducido. El término reducción proviene precisamente de que, al perder oxígeno, disminuye (se "reduce") la masa de los óxidos metálicos.



En las imágenes puedes ver óxido de hierro en estado puro, así como el óxido formado al oxidarse la chapa de hierro de un automóvil.

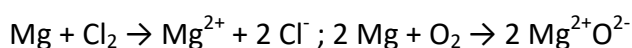
Generalización de los conceptos de oxidación y reducción

Pero de la misma forma que has visto en el tema de transferencia de protones para los términos ácido y base, este concepto, tan restringido en un principio, se ha ido generalizando.

En primer lugar se vio que, muchas veces, cuando el oxígeno reacciona con un compuesto que contiene hidrógeno, en lugar de combinarse con el compuesto, lo que hace es quitarle hidrógeno para formar agua. Por ejemplo: $HCl + O_2 \rightarrow Cl_2 + H_2O$.

Por ello, el concepto de oxidación se extendió para incluir también la eliminación de hidrógeno (deshidrogenación) y, a la inversa, la reducción como la adición de hidrógeno (hidrogenación). En este sentido, es una oxidación el proceso $CH_3-CH_2OH \rightarrow CH_3-CHO + H_2$ y una reducción la reacción $CO + 2 H_2 \rightarrow CH_3OH$.

Años después, los químicos se dieron cuenta de que casi todos los elementos no metálicos producían reacciones análogas a las del oxígeno. Así, la combinación entre magnesio y cloro es $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$. Una vez conocida la estructura electrónica de los átomos y la naturaleza del enlace químico, se pudo ver que esta reacción es análoga a $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$. En efecto, utilizando los diagramas de Lewis de los iones formados en cada caso:



En los dos casos, el metal pierde sus dos electrones de valencia y se transforma en su catión. Puesto que el metal experimenta el mismo cambio en ambos procesos, es necesario ampliar el **concepto de oxidación, relacionándolo con la ganancia o pérdida de electrones.**

Los electrones en las reacciones redox

Oxidación: pérdida de electrones.

Reducción: ganancia de electrones.

Transferencia de electrones

De esta nueva definición se deduce inmediatamente que no puede haber procesos de oxidación o de reducción aislados, porque si una especie química pierde electrones, otra debe ganarlos. Esto es lo que ocurre en los ejemplos anteriores: tanto el oxígeno como el halógeno ganan electrones (los cedidos por el metal) y se transforman en sus respectivos aniones.

Por tanto, **todo proceso de oxidación va unido necesariamente a otro de reducción.** Se ha de hablar, pues, de reacciones de oxidación-reducción, de **reacciones redox.** En ellas hay una transferencia de electrones desde la sustancia que se oxida, perdiendo electrones, a la que se reduce, ganándolos.

Muchas veces es difícil deducir si una reacción es redox, especialmente cuando intervienen compuestos con enlaces covalentes. Por ejemplo, fíjate en la reacción $\text{Si} + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4$. No hay ni pérdida ni ganancia de electrones, puesto que se forman enlaces covalentes. Sin embargo los enlaces son polares, al ser un átomo más electronegativo que otro, y por tanto hay una ganancia parcial de electrones por parte del elemento más electronegativo, a costa de una pérdida parcial por parte del elemento más electropositivo.

Para resolver el problema de qué átomos ganan o pierden electrones (total o parcialmente) se utilizan los llamados **números de oxidación.**

2. Número de oxidación

Seguro que recuerdas que cada átomo de un compuesto se caracteriza por un estado de oxidación, debido a los electrones ganados o perdidos (totalmente en los enlaces iónicos, parcialmente en los enlaces covalentes) con respecto al átomo aislado. El número que indica este estado se llama **número de oxidación** (estado de oxidación o índice de oxidación) del elemento en dicho compuesto.

El número de oxidación se puede definir como la carga eléctrica formal (es decir, que puede no ser real) que se asigna a un átomo en un compuesto. Su asignación se hace teniendo en cuenta que el número de oxidación de:

- un elemento libre (H_2 , I_2 , Al, P_4 , S_8) es cero.
- un ión monoatómico (Cl^- , Na^+ , Al^{3+} , S^{2-}) es igual a la carga del ión.
- los metales alcalinos es +1 y de los metales alcalinotérreos es +2.
- los halógenos en los haluros es -1.

- el hidrógeno en la mayoría de los compuestos (H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4) es +1, excepto en los hidruros metálicos (NaH , CaH_2), en los que es -1.
- el oxígeno en la mayoría de los compuestos (H_2O , HNO_3 , CO_2) es -2, excepto en los peróxidos (H_2O_2), en los que es -1.

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser:

- cero en una sustancia neutra (MnO_2 , HNO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).
- igual a la carga del ion en un ion poliatómico (SO_3^{2-} , NH_4^+).

Estas reglas no son del todo arbitrarias. Están basadas en la suposición de que un enlace polar se puede extrapolar a un enlace iónico. Con esta idea, se supone que en los compuestos con enlaces covalentes los electrones de enlace pertenecen formalmente al átomo más electronegativo (lo que no es real). En el caso de sustancias simples moleculares (Cl_2 , O_2), como los átomos tienen la misma electronegatividad la carga formal de cada uno debe ser cero.

En la tabla tienes los números de oxidación más habituales de los elementos. Están relacionados con su situación en la tabla periódica y con las características de los enlaces que forman: por ejemplo, en los alcalinotérreos -grupo 2- es +2 porque como tienen dos electrones en la capa más externa tienen tendencia a perderlos para alcanzar la estructura de gas noble.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
Periodo																
1	H +1, -1															
2	Li +1	Be +2											B +3	C +4,-4	N -3, +2,+3,+4,+5	O -2,-1
3	Na +1	Mg +2											Al +3	Si +4,-4	P -3,+3,+5	S -2, +2,+4,+6
4	K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +4	V +5	Cr +6	Mn +7	Fe +2,+3	Co +2,+3	Ni +2,+3	Cu +1,+2	Zn +2	Ga +3	Ge +4,-4	As -3,+3,+5	Se -2,+4,+6
5	Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +4	Nb +5	Mo +6	Tc +7	Ru +2	Rh +2	Pd +2,+4	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +4,+2	Sb -3,+3,+5	Te -2,+4,+6
6	Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +4	Ta +5	W +6	Re +7	Os +2	Ir +2	Pt +2,+4	Au +1,+3	Hg +1,+2	Tl +1,+3	Pb +4,+2	Bi +3,+5	Po +2
7	Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh

Valencia y número de oxidación

Por otra parte, hay que distinguir valencia de número de oxidación. Fíjate en el NaNO_2 y en el NH_3 . En ambos el nitrógeno tiene valencia III (forma tres enlaces covalentes), pero su número de oxidación es +3 en el nitrito de sodio y -3 en el amoníaco.

El número de oxidación en las reacciones redox

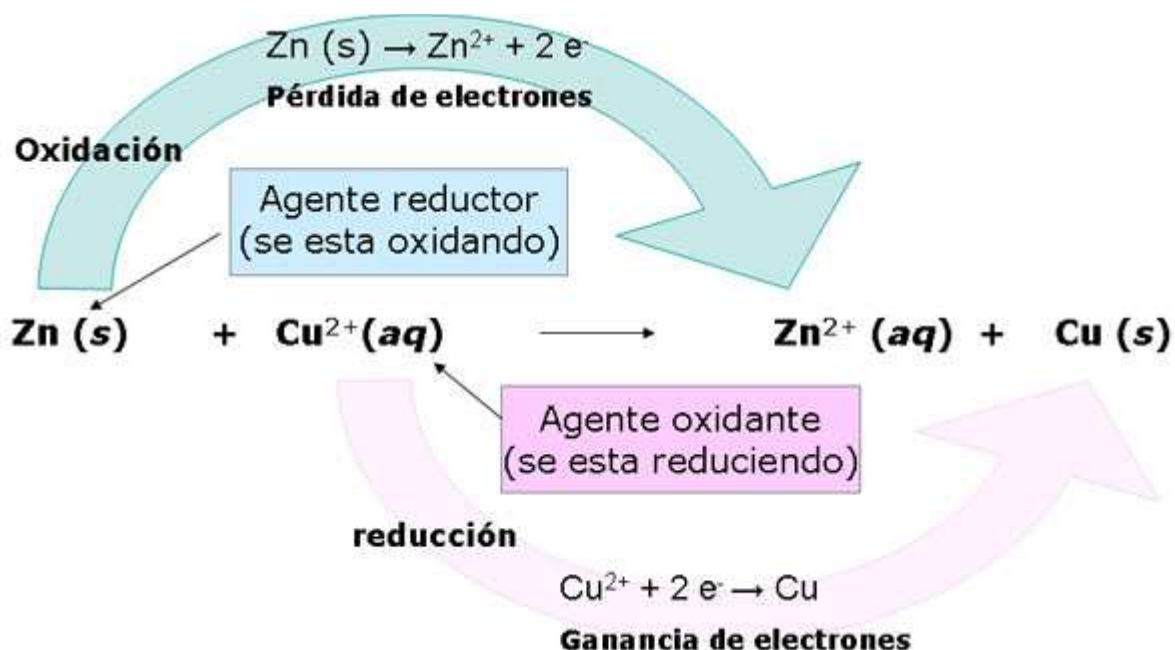
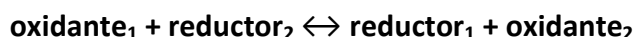
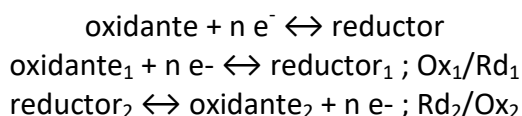
Un elemento se oxida cuando aumenta su número de oxidación y se reduce cuando disminuye (esto es, se reduce) su número de oxidación, por lo que se puede afirmar que:

Oxidación	Reducción
Ganancia de oxígeno	Pérdida de oxígeno
Pérdida de hidrógeno	Ganancia de hidrógeno
Pérdida de electrones	Ganancia de electrones
Aumento del nº de oxidación	Disminución del nº de oxidación

3. Oxidantes y reductores. Pares redox

Un oxidante es una especie química (átomo, molécula o ión) que produce la oxidación de otra, llamada reductor.

Ahora bien, para que una sustancia oxide a otra tiene que captar electrones, que provienen de esa otra sustancia, por lo que disminuirá su número de oxidación y por tanto, ella misma se reducirá. Y a la inversa, el reductor tiene que ceder electrones y, por tanto, se oxida. Las reacciones redox ocurren, pues, entre parejas de oxidación-reducción, llamadas **pares conjugados de oxidación-reducción** o, simplemente, pares redox:



Seguro que todo esto te recuerda a las reacciones ácido-base. El paralelismo entre los pares conjugados ácido-base (según la teoría de Brønsted-Lowry) y los pares redox se ve claramente en el cuadro siguiente:

	Ácido - base	Redox
Transferencia de	protones	electrones
Donor	ácido	reductor
Aceptor	base	oxidante

Oxidantes y reductores

Oxidante: sustancia que oxida a otra, por lo tanto se reduce y contiene un elemento cuyo número de oxidación disminuye.

Reductor: sustancia que reduce a otra, por lo tanto se oxida y contiene un elemento cuyo número de oxidación aumenta.

El aluminio

Este metal tiene una característica muy particular. Observa la olla de aluminio de la imagen. Su superficie es metálica, brillante y dura. Pero es que lo que ves no es aluminio, sino óxido de aluminio, ya que el metal se oxida en contacto con el aire, formándose una película de un espesor muy pequeño. Esa capa protege al metal, evitando que se oxide totalmente, y le proporciona mayor resistencia, al ser un material más duro que el aluminio.



Si tienes oportunidad, raya una superficie de aluminio con una llave y verás que la raya es mucho más brillante (¡aparece el aluminio!), pero en muy poco tiempo toma el color del resto del objeto, al formarse la capa de óxido.

3.1 Fuerza oxidante y reductora

Lo mismo que en el caso de ácidos y bases, **el concepto de oxidante o reductor es relativo**: una sustancia se oxida o se reduce dependiendo de con qué sustancia se enfrente. Por ejemplo, el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada), H_2O_2 , que actúa habitualmente como oxidante, puede hacerlo como reductor frente a oxidantes más potentes que él, como el permanganato de potasio, $KMnO_4$.

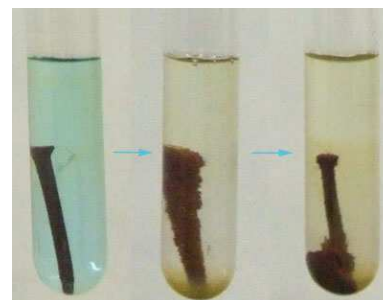
La fuerza oxidante y reductora es fácil de interpretar en casos sencillos. Por ejemplo, los átomos de Na tienen tendencia a ceder un electrón, para estabilizarse según el modelo del octete electrónico, con lo que se oxidan; los átomos de cloro tienden a ganar un electrón (por la misma razón), reduciéndose. Por tanto, al hacer reaccionar ambas sustancias se transfiere un electrón de un átomo de Na a uno de Cl, ionizándose ambos (Na^+ y Cl^-) en un proceso redox.

Es decir, los átomos muy electronegativos son oxidantes, mientras que los poco electronegativos son reductores.

De la misma forma, puedes entender fácilmente que si un reductor es fuerte, su oxidante conjugado será débil, y a la inversa, un oxidante fuerte tiene como conjugado un reductor débil.

Más adelante verás cómo se establece una escala cuantitativa que permite comparar la capacidad oxidante o reductora de las sustancias.

En el vídeo puedes ver la reacción entre el hierro y los iones cobre (II). La reacción es $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$. En el proceso se oxida el Fe a Fe^{2+} , desapareciendo hierro del clavo y formándose iones hierro en disolución, mientras que se reduce el Cu^{2+} a Cu, desapareciendo iones Cu^{2+} de la disolución (que por esa razón pierde el color azul) y se forma cobre metálico sobre el clavo de hierro. Este proceso lo puedes ver con más detalle en la imagen.



Oxidantes y reductores de uso habitual

En la tabla siguiente puedes ver los oxidantes y reductores más habituales.

Oxidantes	Halógenos: F_2 , Cl_2 , Br_2 y I_2 Oxígeno: O_2 Oxoaniones: NO_3^- , IO_3^- , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Reductores	Metales alcalinos y alcalino-térreos: Li, Na, Mg, Ca Metales de transición: Zn, Fe, Sn Oxoaniones: $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, SO_3^{2-} No metales: H_2 , C

La tendencia a oxidarse o reducirse

Se puede **establecer una escala de la fuerza relativa** de los pares redox: cuanto mayor es la tendencia de una sustancia a ceder electrones, más fácilmente se oxida y mayor es su poder reductor, mientras que cuanto mayor es la tendencia a captarlos, mejor se reduce y mayor es su poder oxidante.

4. Ajuste de reacciones redox

El ajuste estequiométrico de los equilibrios redox implica a veces una gran dificultad cuando se pretende hacerlo mediante el método clásico, que es el que conoces (ir ajustando elemento a elemento entre reactivos y productos). Hay que tener presente que en un equilibrio redox no sólo existe una transformación de sustancias, sino también una transferencia electrónica de unas a otras.

El método de ajuste que vas a utilizar se llama **método del ión electrón**. Se basa en que la reacción redox puede ser separada en dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción, algo que realmente se puede hacer experimentalmente, como comprobarás al ver cómo funcionan las pilas.

Etapas en el ajuste:

1. Escribir la disociación iónica para detallar las sustancias tal como intervienen en la reacción redox.

2. Determinar la variación de los números de oxidación e identificar las sustancias que se oxidan y que se reducen.
3. Plantear las semirreacciones redox indicando los reactivos y productos en ambas y el número de electrones que se pierde en la oxidación y que se gana en la reducción
4. Ajustar la masa y la carga eléctrica en las semirreacciones, utilizando, si es necesario, los iones H^+ en medio ácido o los iones OH^- en medio básico, además de agua.
5. Igualar el número de electrones cedidos y tomados, buscando el mínimo común múltiplo del número de electrones intercambiado en los dos procesos, para que se cedan en la oxidación los mismos que se ganan en la reducción.
6. Sumar las semirreacciones y compensar las sustancias que aparecen en reactivos y productos.
7. Escribir la reacción inicial, ajustando las especies químicas que no intervienen en la reacción redox (espectadoras).
8. Comprobar elemento a elemento que la reacción está bien ajustada.

Con mucha frecuencia se invierten los pasos 3 y 4, pero se llega al mismo resultado. La secuencia de pasos indicada sigue un planteamiento más químico.

5. Volumetrías redox

Al igual que sucede con los ácidos y las bases, se puede conocer la concentración de una disolución al hacerla reaccionar en un proceso redox con otra cuya concentración esté determinada con exactitud. Este método se denomina **valoración redox**.

Las valoraciones redox requieren el mismo tipo de cálculos que has realizado en las reacciones ácido-base, e igualmente es necesario **determinar el punto final de la valoración** mediante indicadores redox.

Un **indicador redox** es una sustancia cuyo color es intenso, bien definido, y distinto en sus estados oxidado y reducido. Como en las reacciones ácido-base, se añaden unas gotas de disolución de indicador al erlenmeyer. Cuando se realiza la reacción redox y se alcanza el punto final, la siguiente gota añadida desde la bureta supone un exceso de reactivo, que reacciona con el indicador y produce un cambio de color observable.

En la siguiente tabla tienes una lista de algunos indicadores redox, y sus respectivos colores en las formas reducida y oxidada:

Indicador	Color reducido	Color oxidado
Azul de Metileno	Azul	Incoloro
Difenilamin-Sulfato de Bario	Incoloro	Púrpura
Nitro-Ferroína	Rojo	Azul-Pálido
Rojo neutro	Rojo	Incoloro
Tionina	Violeta	Incoloro
Ferroína	Rojo	Azul-Pálido

Algunas sustancias sirven como **autoindicadores**. Por ejemplo, el permanganato de potasio puede ser usado como oxidante y como indicador redox al mismo tiempo. Esta sustancia tiene un color rosa muy pálido cuando está reducido, y un color violeta fuerte cuando está oxidado. De esta forma, cuando se hace una valoración con permanganato de potasio, la primera gota en exceso de oxidante causará la aparición de este color violeta, indicando el final de la valoración.

En el vídeo puedes ver cómo se va decolorando el permanganato al añadirlo a una disolución con la que reacciona. En el momento en que ya no haya reacción, permanecerá el color violeta.

Otros indicadores son específicos, reaccionando con uno de los reactivos, como sucede por ejemplo con el almidón, que produce un color azul intenso cuando reacciona con el yodo, o el ion tiocianato (SCN^-), que reacciona con el hierro (III) produciendo un color rojo.

5.1 Cálculos en las reacciones redox

Energética de las reacciones redox

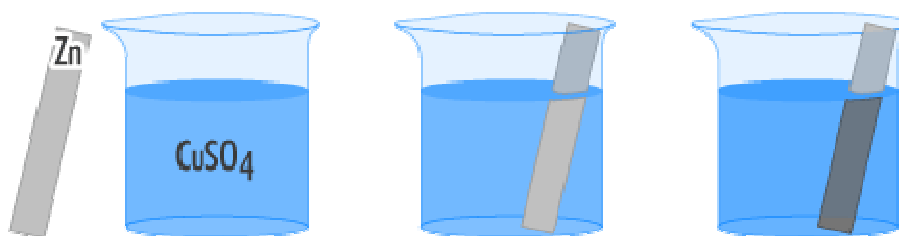
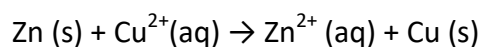
Cuando se produce una reacción redox también hay intercambios energéticos apreciables, que pueden originar incrementos de temperatura muy notables, por lo que es interesante hacer un análisis energético de estas reacciones.

Cálculos estequiométricos

Al igual que ocurre con cualquier otro tipo de reacciones, con las reacciones de oxidación-reducción también puedes realizar cálculos estequiométricos después de ajustarlas.

6. Pilas electroquímicas

Observa la reacción redox producida al sumergir una lámina de cinc en una disolución de sulfato de cobre (II), que se encuentra formando iones $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ y $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$. El color azul de la disolución va desapareciendo y la lámina de cinc queda recubierta por un depósito rojizo-negruzco de cobre metálico. Se produce espontáneamente la reacción:



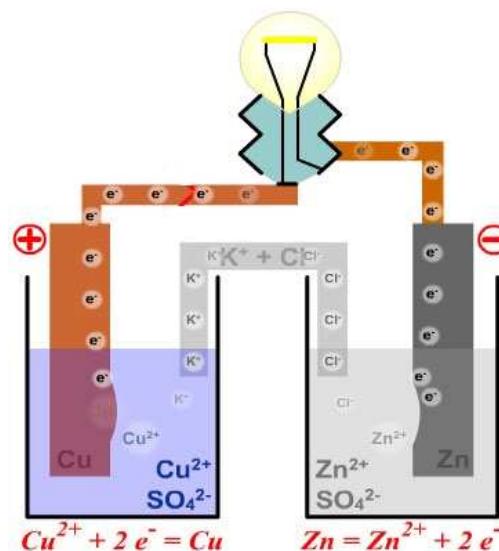
La diferencia de energía entre reaccionantes y productos de una reacción redox que se produce espontáneamente se desprende en forma de calor, pero se puede aprovechar convirtiéndola en energía eléctrica. Para ello es necesario forzar a los electrones a pasar por un circuito eléctrico externo. Esto se consigue separando físicamente los dos procesos de la reacción de tal forma que tengan lugar en dos compartimentos distintos. De esta forma se obliga a los electrones que se liberan en el **ánodo, donde se produce la oxidación**, a pasar a través de un hilo conductor u otro

circuito eléctrico (lámpara, amperímetro, etc.) por el que circulará entonces una corriente eléctrica, antes de que se capturen en el **cátodo**, en el que se produce la reducción.

Estos sistemas en los que se transforma energía química en energía eléctrica se llaman **pilas electroquímicas**, **pilas galvánicas** o sencillamente pilas.

La imagen de la izquierda muestra la **pila Daniell**, en la que la reacción es: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

Pulsando en la imagen podrás ver la simulación, con los electrones circulando que hacen que se encienda la bombilla.



Descripción de una pila

Las dos láminas metálicas se llaman **electrodos**. Aquél en el que se produce la oxidación, que por convenio se sitúa a la izquierda, recibe el nombre de **ánodo**, y **cátodo** el otro electrodo, en el que se produce la reducción.

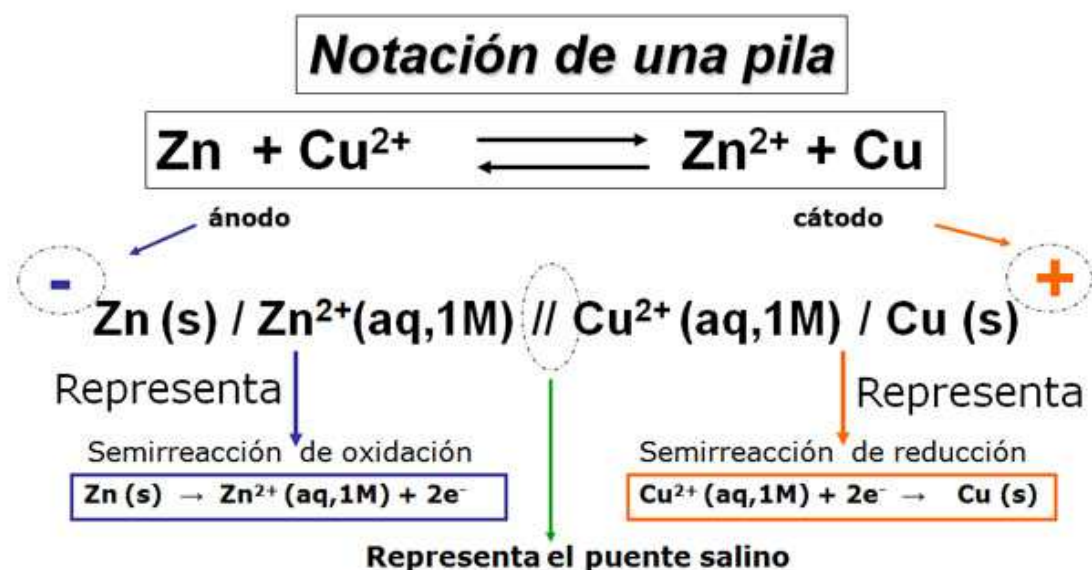
La separación de los dos procesos puede efectuarse mediante:

- un **tabique poroso** (por ejemplo, de porcelana).
- realizándolos en dos recipientes distintos, unidos por un **punte salino**, que es un tubo de vidrio que contiene una disolución concentrada de un electrólito inerte respecto al proceso redox.

Por ambos métodos se impide que se mezclen las disoluciones anódica y catódica, pero se permite la conducción de los iones.

El puente salino o el tabique poroso tienen **dos funciones**:

- Cerrar el circuito**, ya que permite la circulación de iones a través de ellos.
- Mantener la neutralidad eléctrica de las disoluciones** de cada parte de la pila: la cantidad de iones cinc va aumentando, con lo que el recipiente de la derecha quedaría con carga positiva, impidiendo la salida de los electrones, que quedarían atraídos; por tanto, pasan iones negativos desde el puente salino para mantenerlo neutro. Además, en el recipiente de la izquierda va disminuyendo la cantidad de iones cobre, por lo que pasan iones positivos del puente salino para que la disolución se mantenga neutra y no repela a los electrones que deben llegar al electrodo de cobre.



La primera pila

Alejandro Volta estudió los efectos del entonces llamado "galvanismo" (la corriente eléctrica) y en 1800 comunicó por carta al presidente de la Royal Society de Londres la primera noticia de su invento: la pila o columna. Su nombre está relacionado con la forma del aparato, como puedes ver en la imagen.

Volta apiló discos de igual tamaño de cobre y de cinc, colocados de forma alterna, que llevan intercalados entre cada uno de ellos un paño humedecido. Esta "pila de discos" empieza y termina con discos de diferente tipo. Se produce un flujo eléctrico conectando con un alambre los discos situados en los extremos.

Impregnando el paño en determinadas sales la corriente obtenida era mucho mayor, y también se producía diferente corriente utilizando otras combinaciones de metales.

Sus investigaciones le llevaron a obtener la conclusión de que algunas combinaciones de metales producían mayor efecto que otras y, con sus mediciones, hizo una lista del orden de eficacia. Precisamente ése es el origen de la serie electroquímica que se utiliza hoy en día en química y que verás más adelante.



7. Potenciales de electrodo

Una de las propiedades más importantes de las pilas es su **voltaje**, o **diferencia de potencial entre sus electrodos**, porque **mide la energía eléctrica que suministra la pila a través de la reacción química que en ella se produce**.



El voltaje o potencial de una pila, E , depende de las reacciones del electrodo, de las concentraciones de las sustancias que intervienen en la pila y de la temperatura. Cuando las concentraciones son iguales a 1 M y la temperatura de 25 °C se habla de potencial estándar, E° .

Para calcular el potencial de una pila, resulta adecuado y simplifica el problema dividir la reacción total de la pila en las dos semirreacciones que la forman: el electrodo en el que se produce la oxidación, llamado ánodo, tiene un determinado potencial (o energía potencial eléctrica), debido a la carga negativa adquirida por los electrones producidos, mientras que en el cátodo, donde se produce la reducción, también existe un determinado potencial debido a la carga positiva adquirida.

En general, estos potenciales se llaman potenciales de electrodo, y están originados por las reacciones redox producidas en la interfase electrodo-disolución.

El potencial de referencia

Como siempre que se habla de energías potenciales, el problema estriba en definir el nivel de energía potencial cero. Sin embargo, hay que recordar que no es necesario conocer el valor absoluto de la energía potencial de los sistemas, porque lo que siempre interesa es medir diferencias de energía potencial. En el caso de las pilas, **lo que interesa es conocer la diferencia de potencial entre los electrodos como medida de la energía que puede suministrar.**

Por otro lado, aunque necesitásemos medir potenciales absolutos, tampoco lo podríamos hacer, puesto que los aparatos de medida únicamente miden diferencias de potencial.

La solución adoptada consiste en asignar arbitrariamente potencial cero a un semisistema redox concreto y comparar el potencial de los demás semisistemas con el de ese electrodo de referencia. Este electrodo debe ser de fácil construcción y reversible (reacción realizable en los dos sentidos). El electrodo usado universalmente con este fin es el **electrodo estándar de hidrógeno**.

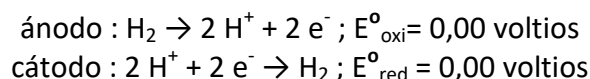
Como es un **electrodo de gas**, con una ampolla dentro de la cual se inyecta gas hidrógeno a la presión de 1 atmósfera, resulta de manejo muy incómodo, por lo que se utilizan otros más consistentes, como el de la figura, de Ag y AgCl.



7.1 El electrodo estándar de hidrógeno

Consta de una pieza de platino sumergida en una disolución de concentración unidad de iones hidronio; además, se burbujea hidrógeno gas a través de la superficie de platino en una corriente ininterrumpida, de modo que la presión de hidrógeno se mantiene constante a 1 atmósfera. Es decir, se trata de un electrodo de gas: $(\text{Pt}) \text{H}_2 (1 \text{ atm}) / \text{H}^+ (1 \text{ M})$

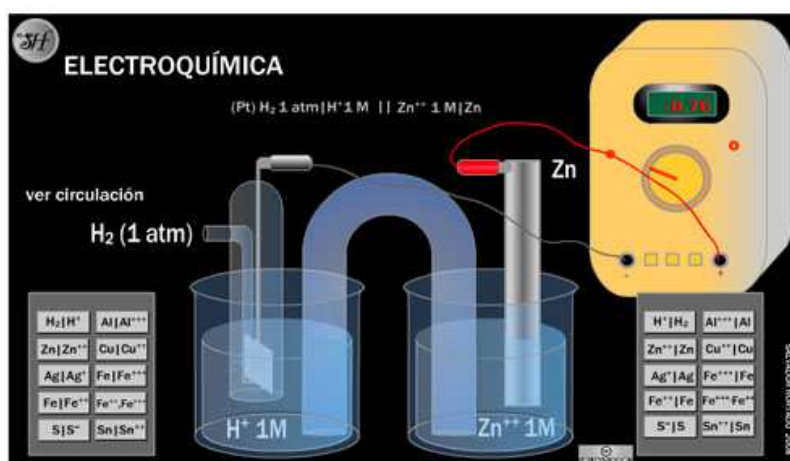
Según que actúe como polo negativo o positivo en una pila, la reacción que tiene lugar en el electrodo de hidrógeno es:



Este electrodo tiene como inconveniente su difícil manejo. Por esta razón, se usan otros electrodos, más cómodos y que tienen un potencial fijo frente al hidrógeno. El más usado es el electrodo de calomelanos, constituido por mercurio líquido y una disolución saturada de Hg_2Cl_2 y KCl 1 M, cuyo potencial a 25 °C es 0,28 voltios frente al electrodo de hidrógeno.

Para determinar el potencial estándar de un electrodo o semipila determinado (es decir, cuando las concentraciones de las sustancias que intervienen en la reacción son la unidad), **se forma una pila entre este electrodo y el de hidrógeno y se mide la diferencia de potencial entre los electrodos de la pila.**

Activa en el simulador "Ver circulación de electrones", y recuerda que **los electrones se mueven desde puntos de menor potencial eléctrico a puntos de mayor potencial.** Por tanto, **el electrodo negativo (de menor potencial) es en el que se produce la oxidación, ya que en él se generan los electrones que van al electrodo en el que se produce la reducción, que es el de mayor potencial.**



Potenciales de reducción

Por convenio, se miden potenciales de reducción; es decir, si en un electrodo que forma una pila con el electrodo de hidrógeno se produce la reducción, se asigna a ese semisistema redox **potencial de reducción positivo**, ya que hay **más tendencia a la reducción que en el semisistema del electrodo de hidrógeno.**

Por el contrario, si en el electrodo se produce la oxidación, su potencial de reducción es negativo, ya que en ese electrodo hay menos tendencia a la reducción que en el de hidrógeno, por lo que en este último se produce la reducción.

8. Escala de potenciales estándar de reducción

Si al electrodo de hidrógeno se le asigna arbitrariamente el potencial cero, el potencial de la pila coincide con el potencial del otro electrodo. Por ejemplo, si se monta una pila en la que la reacción de pila es $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$ y la pila tiene un potencial experimental de 0,34 V,

significa que el potencial de reducción en el semisistema del cobre es de 0,34 V, que es el valor que aparecerá en la tabla de potenciales normales o estándar de reducción.

Es importante señalar que el potencial de oxidación de un semisistema es igual en valor absoluto al de reducción, pero de signo contrario, ya que se refiere a la reacción contraria.

Los **potenciales normales se indican en la forma $E^{\circ} (M^{n+}/M)$ siempre en el sentido de reducción.**

Variación del potencial estándar de reducción en la tabla periódica

Como puedes ver en la tabla, los valores más positivos se encuentran a la derecha (oxidantes) y los más negativos a la izquierda (reductores): los metales tienen tendencia a perder electrones (uno los metales alcalinos, dos los alcalinotérreos, dada su estructura electrónica, etc), con lo que se oxidan y son reductores, mientras que los no metales tienen tendencia a ganarlos para completar su última capa electrónica, reduciéndose, por lo que son oxidantes.

Grupo Período	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H 0,00							He
2	Li -3,05	Be -1,85	B	C	N	O +1,23	F +2,87	Ne
3	Na -2,71	Mg -2,36	Al -1,66	Si	P	S -0,48	Cl +1,36	Ar
4	K -2,92	Ca -2,87	Ga -0,49	Ge	As	Se -0,67	Br +1,09	Kr
5	Rb -2,93	Sr -2,89	In -0,34	Sn -0,14	Sb	Te -0,84	I +0,54	Xe
6	Cs -2,92	Ba -2,91	Tl -0,34	Pb -0,13	Bi +0,20	Po	At	Rn
7	Fr	Ra -2,92						

Capacidad oxidante y reductora

Cuanto más positivo es el potencial estándar de reducción, mayor tendencia hay a que se produzca la reducción. Por tanto, cada semisistema provoca la oxidación de cualquier otro con menor potencial de reducción, situado en la tabla por encima de él, y también la reducción de cualquier otro con mayor potencial de reducción, situado en la tabla por debajo de él.

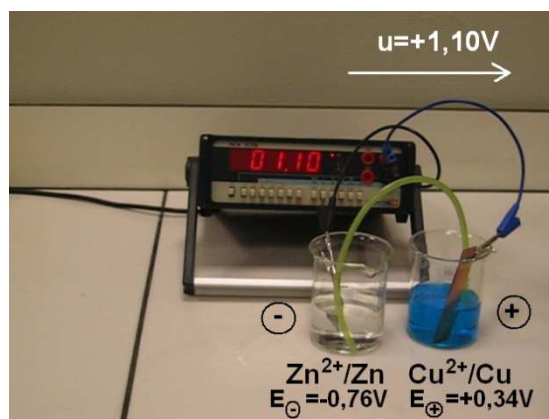
Es decir, cuanto mayor es el potencial de reducción de un semisistema, mayor es su capacidad oxidante, y cuanto menor es su potencial de reducción, mayor es su capacidad reductora.

Escala de potenciales estándar de reducción

Electrodo	Semirreacción de reducción	E° / V	Poder
Li ⁺ / Li	Li ⁺ + e ⁻ → Li (s)	-3,05	R E D U C T O R
K ⁺ / K	K ⁺ + e ⁻ → K (s)	-2,92	
Ca ²⁺ / Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca (s)	-2,76	
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ → Na (s)	-2,71	
Mg ²⁺ / Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg (s)	-2,36	
Al ³⁺ / Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al (s)	-1,68	
H ₂ O/ H ₂ ,OH ⁻ , Pt	2 H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ (g) + 2 OH ⁻ (aq)	-0,83	
Zn ²⁺ / Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn (s)	-0,73	
Cr ³⁺ / Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr (s)	-0,74	
Fe ²⁺ / Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe (s)	-0,44	
Co ²⁺ / Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co (s)	-0,28	
Ni ²⁺ / Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni (s)	-0,25	
Sn ²⁺ / Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn (s)	-0,14	
Pb ²⁺ / Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb (s)	-0,13	
H ⁺ /H ₂ , Pt	2 H ⁺ + 2 e ⁻ → H ₂ (g)	0,00	
S, H ⁺ /H ₂ S, Pt	S (s) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → H ₂ S (s)	+0,14	O X I D A N T E
Cu ²⁺ /Cu ⁺ , Pt	Cu ²⁺ (aq) + e ⁻ → Cu ⁺ (aq)	+0,15	
Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺ , Pt	Sn ⁴⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sn ²⁺ (aq)	+0,15	
AgCl/Ag, Cl ⁻ , Pt	AgCl (s) + e ⁻ → Ag (s) + Cl ⁻ (aq)	+0,22	
Cu ²⁺ / Cu	Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cu (s)	+0,34	
O ₂ ,H ₂ O/OH ⁻ ,Pt	O ₂ (g) + 2 H ₂ O + 4 e ⁻ → 4 OH ⁻ (aq)	+0,40	
Cu ⁺ / Cu	Cu ⁺ (aq) + e ⁻ → Cu (s)	+0,52	
I ₂ /I ⁻ , Pt	I ₂ (s) + 2e ⁻ → 2 I ⁻ (aq)	+0,54	
Pt, Fe ³⁺ / Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⁻ → Fe ²⁺	+0,77	
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	+0,80	
Br ₂ /Br ⁻ , Pt	Br ₂ (l) + 2e ⁻ → 2 Br ⁻ (aq)	+1,08	
O ₂ ,H ⁺ /H ₂ O,Pt	O ₂ (g) + 4 H ⁺ (aq) + 4 e ⁻ → 2 H ₂ O	+1,23	
Cl ₂ /Cl ⁻ , Pt	Cl ₂ (g) + 2e ⁻ → 2 Cl ⁻ (aq)	+1,36	

8.1 Potencial de una pila

Con los datos de la tabla de potenciales normales de reducción puede calcularse el voltaje que proporciona una pila formada por cualquier pareja de electrodos, y predecir la polaridad de los mismos. Para ello, no tienes más que escribir las reacciones del electrodo y sus respectivos potenciales, con los signos adecuados. El polo negativo será el electrodo de menor potencial, esto es, el más negativo (o menos positivo), que tenderá a ceder electrones; mientras que el polo positivo será el de mayor potencial (más positivo), que tenderá a captar electrones.



El voltaje de la pila será la diferencia de ambos potenciales, y la reacción global de la pila la suma de las correspondientes reacciones.

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{mayor}} - E^{\circ}_{\text{menor}}$$

Fíjate en que solamente debes tener en cuenta que se mantiene el signo del dato del potencial estándar en el proceso en el que se produce la reducción, y se cambia en el caso en el que se produce la oxidación.

En la imagen puedes ver cómo se aplica a la pila Daniell.

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{mayor}} - E^{\circ}_{\text{menor}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

Potencial de una pila

Para calcular el potencial estándar de una pila, al potencial estándar mayor (reducción en el cátodo) se le quita el potencial estándar menor (oxidación en el ánodo), calculándose así la diferencia entre ambos valores, la diferencia de potencial.

Espontaneidad de las reacciones redox

Cuanto más tendencia a producirse tenga una reacción redox, ya que la diferencia de potenciales de reducción es mayor y más positivo es el potencial de la pila que se puede construir, más espontánea es y más negativa es la entalpía libre de reacción ΔG .

Hay una relación directa entre el potencial de pila y la entalpía libre de reacción: $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$ donde n es el número de electrones intercambiados en la reacción ajustada de la pila, F es el Faraday (96540 culombios) y E° el potencial normal de la pila.

Además, hay que tener en cuenta que el potencial de la pila depende de las concentraciones iónicas en disolución. La ecuación de Nernst relaciona el potencial de una pila en condiciones estándar (E°) con el potencial si las concentraciones son diferentes (E), donde Q es el cociente de reacción:

$$E = E^{\circ} - \frac{2,303 RT}{nF} \log Q$$

¿Por qué se agotan las pilas?

Conforme se va produciendo la reacción de la pila, va disminuyendo la cantidad de reactivos y aumentando la de productos, con lo que el cociente de reacción aumenta y, de acuerdo con la ecuación de Nernst, el potencial de la pila E disminuye.

En consecuencia, las pilas van dando un voltaje menor a medida que se van utilizando, su espontaneidad va siendo menor (al disminuir E , aumenta ΔG) y la pila se agota.

Para medir concentraciones iónicas

El potencial de los electrodos depende de las concentraciones iónicas en disolución. De esta forma, el potencial de un electrodo de cobre es 0,34 voltios si la $[Cu^{2+}] = 1 \text{ mol/L}$, pero diferente en el resto de casos.

La ecuación de Nernst relaciona el potencial de una pila en condiciones estándar (E^0) con el potencial si las concentraciones son diferentes (E):

$$E = E^0 - \frac{2,3030RT}{nF} \log Q$$

donde Q es el cociente de reacción.

Por ejemplo, en la pila Daniell $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \leftrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$, se cumple que:

$$Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

Por tanto, si se sabe la $[Cu^{2+}]$ y se mide el potencial de la pila, se puede determinar la $[Zn^{2+}]$.

Este hecho permite disponer de **electrodos selectivos, cuyo potencial depende de la concentración de un ión concreto**. Si es sensible a la concentración de los iones hidrógeno y la escala de medida es logarítmica, se tiene un medidor de pH, un pHmetro, como el que tienes en la imagen.



8.2 Predicción de reacciones redox

Una de las aplicaciones más interesantes de la serie de potenciales estándar de reducción es la posibilidad de predecir si una reacción redox puede ocurrir espontáneamente o no. Con ese fin utilizarás la tabla de potenciales de reducción.

Una reacción redox es espontánea si es positivo el valor del potencial estándar de la pila que podrían formar las dos semirreacciones que constituyen la reacción redox tal como aparece en la reacción correspondiente.

Como ya viste en termoquímica, la espontaneidad de una reacción se relaciona con la variación de energía libre de la misma (ΔG). Debe existir, pues, una relación entre la ΔG de la reacción redox y el potencial que produce.

	Proceso espontáneo	Proceso no espontáneo	Equilibrio
ΔG^0	< 0	> 0	0
E^0	> 0	< 0	0

¿Cuándo se produce una reacción redox?

Se puede generalizar que si un semisistema tiene un potencial de reducción mayor que el de otro semisistema, en el primero se produce la reducción y en el segundo la oxidación. Por tanto, los semisistemas con potenciales muy positivos se usan como oxidantes y los que lo tienen muy negativo, como reductores.

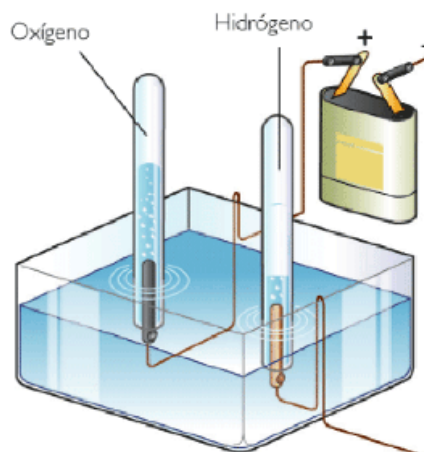
9. Procesos electrolíticos

En las cubas electrolíticas se producen reacciones redox no espontáneas. La energía necesaria se aporta en forma de energía eléctrica. Es decir, se trata del proceso inverso de las pilas electroquímicas.

En la tabla puedes ver la comparación de las características de una pila y de una cuba electrolítica:

Pila voltaica	Cuba electrolítica
La reacción redox es espontánea	La reacción redox no espontánea
La reacción química produce una corriente eléctrica	La corriente eléctrica produce una reacción química
Se convierte la energía química en eléctrica	Se convierte la energía eléctrica en química
El ánodo es el polo negativo	El ánodo es el polo positivo
El cátodo es el polo positivo	El cátodo es el polo negativo
Hay dos electrolitos	Hay un solo electrolito

Uno de los procesos electrolíticos más conocidos es la descomposición del agua en sus elementos. Para ello, se añade un poco de ácido sulfúrico al agua para que conduzca la corriente eléctrica, y se hace el montaje de la figura. Fíjate en que el volumen de H_2 desprendido es el doble que el de O_2 , con lo que se demuestra la composición de la molécula de agua (doble cantidad de sustancia de un elemento que del otro).



Electrolisis del NaCl fundido

En el cátodo, que en la cuba es el polo negativo, se produce la reducción del Na^+ a $Na(s)$, y en el ánodo, el polo positivo en la cuba, la oxidación del Cl^- a cloro gas. Esta reacción no es espontánea, ya que a la temperatura de la experiencia ($600\text{ }^\circ\text{C}$) ΔG tiene un valor de 323 kJ/mol , energía que se debe suministrar por medio de la corriente eléctrica si se quiere descomponer 1 mol de $NaCl$. Como los productos obtenidos, $Na(s)$ y $Cl_2(g)$, se recombinarían espontáneamente, se deben obtener por separado.

Electrolisis del NaCl disuelto

Si se electroliza una disolución de NaCl, los productos obtenidos son distintos, como puedes ver en el vídeo, ya que además de los iones Cl^- y Na^+ hay también iones H^+ y OH^- , que intervienen en el proceso redox total.

En estos casos en los que hay varias posibilidades de reacción, se descargan en los electrodos los iones que menor energía eléctrica necesitan para hacerlo. En el caso anterior, se descargan Cl^- y H^+ , formándose $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$, como se comprueba experimentalmente, ya que es más fácil reducir H^+ que Na^+ , dados sus potenciales estándar (el potencial de reducción H^+/H_2 es de 0 V, mientras que el de Na^+/Na es de -2,71 V).

9.1 Ley de Faraday

El proceso en que un metal X se deposita en un electrodo por procedimientos electrolíticos se puede representar mediante la ecuación $\text{X}^{n+}(\text{aq}) + n e^- \rightarrow \text{X}(\text{s})$, lo que significa que por cada mol de X depositado habrán circulado n moles de electrones.

La carga eléctrica contenida en un mol de electrones se obtiene multiplicando la carga del electrón (**e**) por el número de Avogadro (**N_A**). La nueva constante obtenida se denomina Faraday (**F**).

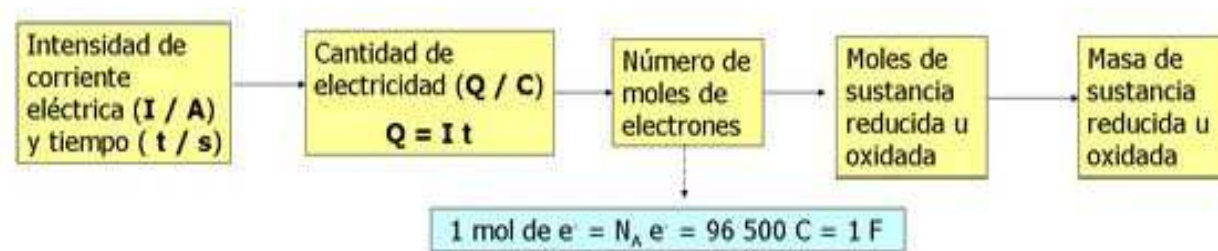
$$1F = eN_A = 1,602 \cdot 10^{-19} \frac{\text{C}}{e^-} 6,023 \cdot 10^{23} \frac{e^-}{\text{mol}}$$

$$1F = 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \approx 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

Es decir, para depositar un mol de X se necesitan n faradays (96500 C). Como la proporción de reacción es constante, si circula una intensidad de corriente **I** durante un tiempo **t**, la carga eléctrica **Q** será **Q = I t** y depositará una masa **m** del metal de masa molar **M**. En consecuencia:

$$\frac{M}{nF} = \frac{m}{It} \Rightarrow \frac{m}{M} = \frac{It}{nF}$$

Esta relación fue descubierta hacia 1832 por el físico inglés M. Faraday y recibe el nombre de **ley de Faraday**. Esta ley se aplica al desprendimiento de cualquier elemento, tanto en el cátodo, caso de la deposición de metales, como en el ánodo, caso de los gases. En el esquema puedes ver la ley de Faraday, indicándose en cada caso la magnitud y su unidad.



$$m \text{ g de } X \frac{1 \text{ mol de } X}{M \text{ g de } X} \frac{n \text{ mol de } e^-}{1 \text{ mol de } X} \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol de } e^-} = I t \text{ culombios}$$

10. Aplicaciones de las reacciones redox

Tipos de pilas

Evidentemente, interesan pilas que tengan una diferencia de potencial elevada, para que puedan realizar el máximo trabajo eléctrico posible. Además, su construcción debe ser sencilla y han de resultar de fácil manejo.

La **pila Daniell** es un ejemplo de pila húmeda y no posee estas características, ya que es frágil e incómoda (¿imaginas tener que llevar semejante dispositivo de un sitio a otro?). Igual sucede con la **pila Leclanché**, que usa un electrodo de cinc y otro de carbono, rodeado este último por dióxido de manganeso con cloruro amónico como electrólito.

Las pilas que más se usan y que ya conoces son las **pilas secas**, que son una modificación de la pila Leclanché en la que la disolución se ha sustituido por una pasta sólida. El potencial de esta pila es de 1,5 voltios y es independiente del tamaño o cantidad de reactivos que lleve, ya que con el tamaño aumenta la corriente eléctrica que produce, pero no el voltaje entre los electrodos. Por supuesto, como los reactivos se van transformando con el uso, llega un momento en que la pila se agota (está descargada).

Otras pilas de este tipo son las **pilas alcalinas** de manganeso-cinc ($\text{MnO}_2\text{-Zn}$) y de cadmio-mercurio (Cd-HgO), en las que las reacciones se producen en medio básico, caracterizadas por mantener un voltaje más elevado durante un tiempo mayor.

Existen otras pilas, llamadas secundarias, **acumuladores** o **baterías**, capaces de regenerar los reactivos por aplicación de corriente eléctrica. Cuando se descargan, la energía química se transforma en eléctrica, mientras que se produce el proceso contrario en la carga. Un ejemplo muy utilizado es la batería del teléfono móvil.

En la simulación siguiente tienes un panorama general de los tipos de pilas que hay en el mercado. Es importante que diferencies los tipos que hay, además de alguna de sus ventajas e inconvenientes, así como su uso.



Para que la Torre Eiffel no se oxide

Como sabes, la Torre Eiffel es una enorme estructura de hierro considerada como el símbolo de París. Se construyó en poco más de dos años y se inauguró en 1889, con motivo de la Exposición Universal que ese año tuvo lugar en París. Tiene 325 metros de altura hasta la punta de la antena, y durante más de cuarenta años fue el edificio más alto del mundo.



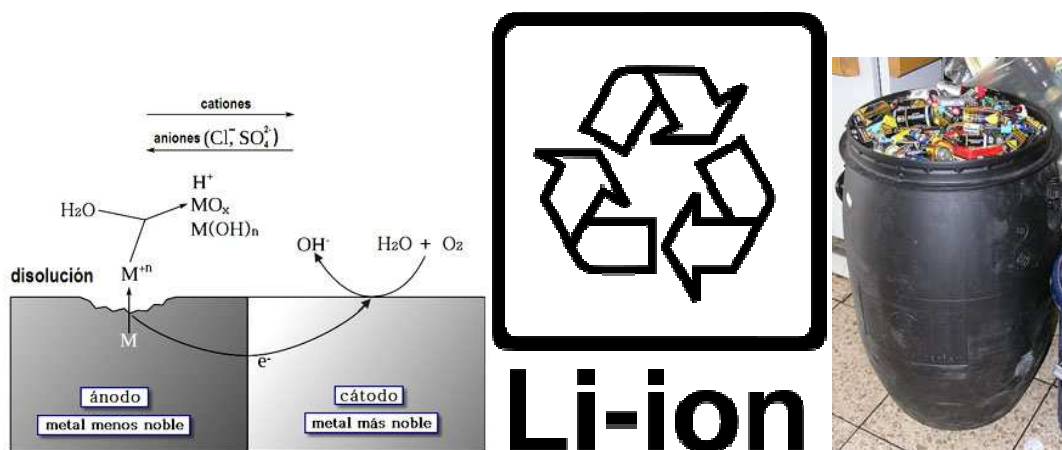
Para evitar que el hierro se oxide y se debilite, necesita un mantenimiento global cada 7 años, en que se gastan nada menos que 70 toneladas de pintura, ya que se debe pintar una superficie de 200 000 m².

Si se hubiera pintado después de un galvanizado (tratamiento anticorrosión), se ahorrarían 10 millones de euros cada 7 años, porque no haría falta más que retocar la pintura.

Prevención de la corrosión

Es imprescindible que los metales no se oxiden para que mantengan sus propiedades mecánicas: si se oxidasen las vigas de hierro, los edificios podrían caer. Existen muchos tipos de tratamiento: pintar el metal, recubrirlo con una capa de otro metal más resistente, o bien protegerlo de la forma que puedes ver en la imagen.

Fíjate en que el metal más noble no se oxida, sino que lo hace el menos noble (el más reactivo). Por ejemplo, las conducciones de hierro se pueden proteger con ánodos de cinc, que se van oxidando y que cada cierto tiempo hay que reemplazar.

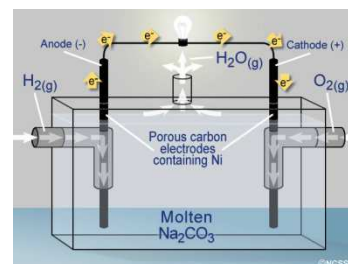


Reciclaje de pilas

En España se consume anualmente una enorme cantidad de pilas, así que puedes hacerte una idea de las que se utilizan en el mundo. Es necesario reciclarlas (fíjate en el símbolo de reciclado de las pilas de litio), llevándolas a contenedores que se tratan en plantas especializadas. De esta forma se evita que los metales pasen a las corrientes de agua y al terreno si se depositan en vertederos.

Pilas de combustible

Son dispositivos en los que la fuente de energía química que produce la corriente eléctrica se almacena en depósitos externos, que se pueden recargar. Actualmente ya hay autobuses de hidrógeno circulando por muchas ciudades. En el simulador puedes ver su funcionamiento.



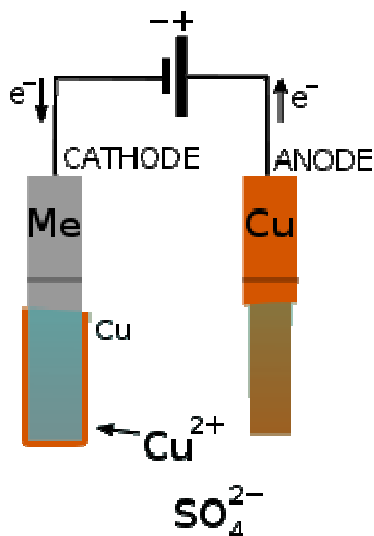
Síntesis electrolítica del aluminio

Una gran cantidad de metales y productos químicos industriales importantes se obtienen por electrolisis (aluminio, sodio, cloro, hidróxido de sodio, etc).

El método de producción del aluminio no es precisamente moderno, ya que el método industrial utilizado es el proceso Bayer, que fue patentado por Karl Bayer en 1889. La bauxita, utilizada como materia prima, se transforma en alúmina, Al_2O_3 , que se utiliza para producir aluminio mediante electrólisis según el proceso denominado de Hall-Heroult. Para ello se disuelve en un baño fundido de criolita (Na_3AlF_6) y se electroliza en una celda electrolítica usando electrodos de carbono, siendo la reacción producida:



Por el elevado punto de fusión, el consumo energético necesario para obtener aluminio es muy elevado y lo convierte en uno de los metales más caros de obtener, resultando mucho más rentable el reciclado del mismo (¡hay que reciclar las latas de refrescos!).



Recubrimientos metálicos

La galvanoplastia es una de las aplicaciones más importantes. Consiste en aplicar una delgada capa de metal sobre una superficie conductora de corriente: el cromado da a los metales una superficie brillante, el acero se galvaniza con cinc para protegerlo de la corrosión, los metales se platan o doran por galvanoplastia, etc.

El objeto que va a recubrirse hace de cátodo en el circuito, y se sumerge en un baño electrolítico que contiene los iones que se desea depositar. Controlando la intensidad de la corriente y el tiempo de electrolisis se puede fijar el espesor y cantidad de capa depositada.

En la imagen puedes ver el cobreado de un metal: se oxida el cobre del ánodo, que pasa en forma de iones a la disolución, y se deposita en el cátodo sobre el metal a recubrir de cobre.

La batería de los coches

El modelo de acumulador más tradicional es el de plomo: la batería de acumuladores de los coches está formada por seis acumuladores de plomo asociados en serie, siendo su voltaje de 12 voltios.

El electrodo positivo es de dióxido de plomo, y el negativo de plomo, sumergidos en una disolución de ácido sulfúrico.

El estado de la batería se comprueba por la densidad del electrolito: una densidad baja indica que la concentración de sulfúrico es pequeña y la batería está parcialmente descargada (la disolución de sulfúrico es más densa que el agua). También lo indica la aparición de un precipitado blanco de sulfato de plomo en los electrodos.

En la simulación tienes una información sencilla y completa del funcionamiento de la batería de los coches.

CONSUMER.es EROSKI
Información útil para la vida cotidiana



Baterías de coche

