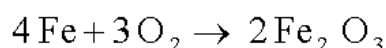
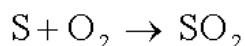


Reacciones redox

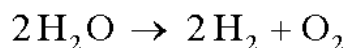
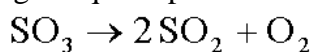
CONCEPTOS CLÁSICOS DE OXIDACIÓN- REDUCCIÓN

1ª Definición

Oxidación, es la combinación de una sustancia con el oxígeno.



Reducción, es la pérdida de oxígeno que experimenta una sustancia.

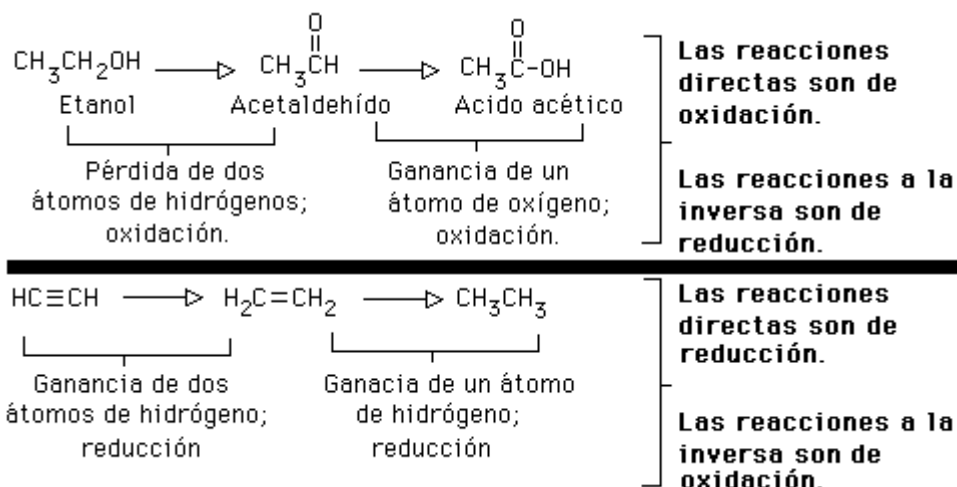


Según el concepto clásico oxidante es la sustancia que cede oxígeno, y por tanto se reduce, y reductor la que lo absorbe, de forma que se oxida.

2ª Definición

Oxidación, es la pérdida de hidrógeno que experimenta una sustancia.

Reducción, es la combinación de una sustancia con el hidrógeno.



3ª Definición

Oxidación, es la pérdida de electrones que experimenta una sustancia.



Reducción, es la ganancia de electrones que experimenta una sustancia.



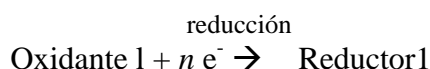
Es fácil comprender que no pueda haber reacciones de oxidación o de reducción independientemente unas de otras, ya que si una sustancia pierde electrones otra los tiene que ganar, y viceversa. Los procesos de oxidación y de reducción tiene que ir

ligados por eso se conoce a este tipo de reacciones como reacciones redox o de intercambio de electrones.

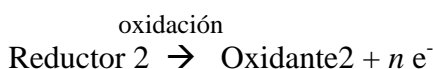
Pares redox

Las reacciones de transferencia de electrones constituyen la suma de un proceso de reducción y otro de oxidación. Propiamente, se denomina:

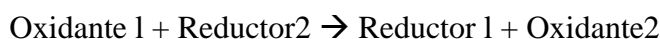
Oxidante, a la sustancia que produce la oxidación de otra sustrayéndole electrones. La ganancia de estos electrones produce la reducción del oxidante. Naturalmente, una vez ha ganado los electrones, tiene la posibilidad de perderlos y, por tanto, se ha convertido en un reductor.



Reductor, a la sustancia que produce la reducción de otra cediéndole electrones. La cesión de estos electrones produce la oxidación del reductor. La sustancia, una vez cedidos los electrones, puede recuperarlos y se vuelve, pues, un oxidante.



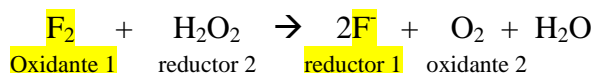
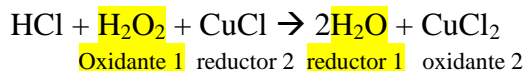
En esencia, una reacción redox se puede presentar como:



Este tratamiento es similar al que se adopta en las reacciones ácidobase, y de la misma manera que se habla de pares ácido-base conjugados, se puede afirmar que el par de sustancias oxidante 1 / reductor 1 y también el formado por reductor 2 / oxidante 2 son **pares redox conjugados**.

En general, si una sustancia es un reductor fuerte su oxidante conjugado es débil. Y viceversa, un oxidante fuerte tiene como conjugado un reductor débil.

La semejanza con las reacciones ácido-base va más allá. En efecto, al igual que el concepto de ácido o de base, el concepto de oxidante o de reductor es relativo y hay sustancias que pueden comportarse como oxidantes y como reductoras, actuando de una manera o de otra, según con qué otras sustancias reaccionen. Por ejemplo, el agua oxigenada puede actuar como oxidante o como reductor:



Existe una escala de fuerza relativa del poder oxidante deducida a partir del potencial de las pilas construidas con los diferentes pares redox, que se muestra más adelante.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

El número de oxidación se define como la carga que un átomo tendría si los electrones de cada uno de los enlaces que forma perteneciesen al átomo más electronegativo.

- Es cero para todos los elementos, cualquiera que sea la forma en que se presenten. Así ocurre con: He, H₂, N₂, O₂, Hg, Fe, P₄, S₈, etcétera.
- Para las especies iónicas mono atómicas coincide con la carga del ion. Por ejemplo, el del Al³⁺ es +3, el del S²⁻ es -2, el del Na⁺ es +1.
- Para el hidrógeno, en los hidruros metálicos, es -1; por ejemplo, AlH₃ LiH, etc. En todo el resto de compuestos el número de oxidación del hidrógeno es +1; por ejemplo: CH₄, H₂O, H₂SO₄.
- El número de oxidación del oxígeno en todos sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos, que es -1. Por ejemplo: H₂O₂.
- El de los metales alcalinos es siempre +1 y el de los alcalinotérreos es siempre +2.
- Para los halógenos, en los haluros, es -1.
- La suma de los números de oxidación de los átomos de una molécula neutra es igual a cero y en el caso de un ion es igual a su carga neta.

AJUSTE DE REACCIONES REDOX. MÉTODO DEL ION ELECTRÓN

Este método está especialmente indicado para reacciones que transcurren en disolución.

¿Cuáles son los pasos que tenemos que seguir?:

1. Se calculan los estados de oxidación para ver qué elemento se oxida y cuál se reduce.
2. Se escriben dos semiecuaciones iónicas, una con la molécula o ion que se oxida y la otra con el proceso de reducción.
3. Para el ajuste de estas semiecuaciones podemos añadir si es en medio ácido moléculas de agua para ajustar los oxígenos y protones H⁺, para ajustar los hidrógenos, si la reacción transcurre en medio básico, o bien, si se produce en medio básico, doble cantidad de iones hidroxilos, OH⁻ para ajustar los oxígenos y moléculas de agua para ajustar los hidrógenos.
4. Para conseguir el ajuste de las cargas tendremos que añadir electrones, e⁻.
5. Se multiplican ambos miembros de las semiecuaciones para conseguir que el nº de electrones que se pierden en la oxidación sea igual que los que se ganan en la reducción, y se suman ambas ecuaciones.

Como el paso donde se escriben las semiecuaciones por separado suele ser el paso clave te mostramos un pequeño cuadro que puede ayudarte para saber si el compuesto se disocia en disolución acuosa.

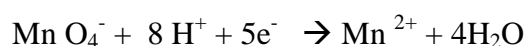
HIDRUROS METÁLICOS	$MH \rightarrow M^+ + H^-$
HIDRUROS COVALENTES	no se disocian
ÓXIDOS Y ANHÍDRIDOS	no se disocian
PERÓXIDOS	no se disocian
ÁCIDOS	liberan H^+
HIDRÓXIDOS	liberan OH^-
SALES	disocian el catión metálico

EQUIVALENTE GRAMO DE UN OXIDANTE O DE UN REDUCTOR

El equivalente-gramo de una sustancia es el cociente que resulta de dividir un mol de la misma por la valencia de la unión.

En una reacción redox, el equivalente gramo de una sustancia que se oxida o se reduce resulta de dividir la masa de un mol (Masa atómica o molecular) entre el número de moles de electrones que se ganan o se pierden en la reacción. Dicho de otra forma, la cantidad de sustancia que liberaría un mol de electrones, si se trata de una oxidación, o la que aceptaría dicho mol de electrones, para el caso de una reducción.

Ej.: Cuando en medio ácido el permanganato potásico pasa a ion manganeso el cambio en el número de oxidación es 5 (de +7 a +2).



$$Eq = \frac{\text{mol}}{\text{cambio n}^\circ \text{ oxidación}} = \frac{39,1 + 54,9 + 4 * 16}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ g}$$

ELECTROQUÍMICA

Pilas galvánicas

Una pila es un dispositivo capaz de producir corriente eléctrica a partir de una reacción química. Una pila consiste en la separación física de los dos componentes de una reacción redox, de modo que los electrones van de la sustancia que se oxida a la que se reduce a través de un circuito eléctrico externo, lo cual se puede aprovechar para producir trabajo (luz, calor, movimiento de motores, etc.). Los electrones circulan del electrodo negativo al positivo, aunque, como es sabido, el sentido de la intensidad eléctrica se toma desde el polo positivo al negativo.

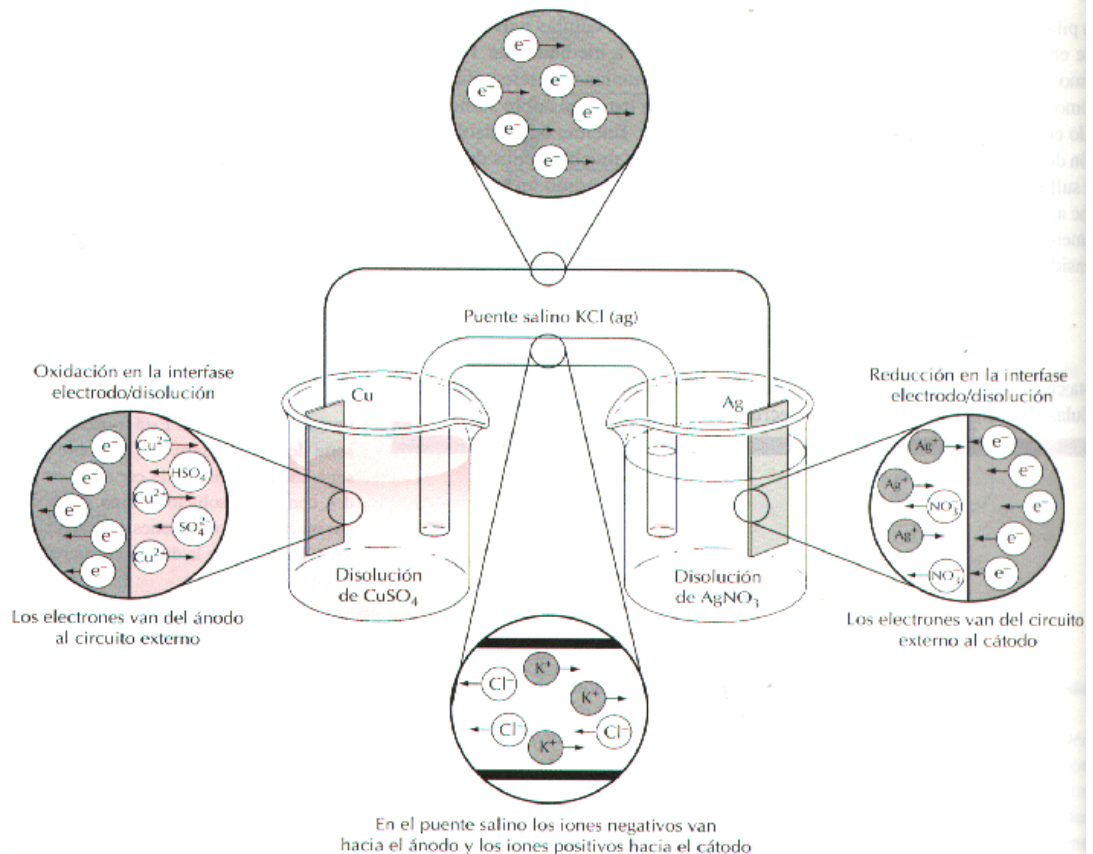
En las pilas, se denomina:

Ánodo al electrodo *negativo*, con una semirreacción de *oxidación*. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

Cátodo al electrodo *positivo*, con una semirreacción de *reducción*. $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Está formada por dos electrodos comunicados eléctrica e iónicamente. Esta comunicación consiste en:

- Un conductor sólido para que los electrones puedan ir de un electrodo a otro, desde el más negativo al más positivo.
- Un tabique poroso de porcelana o vidrio o un puente salino formado por un tubo en «U» taponado con algodón o lana de vidrio en lo extremos y que contiene una solución conductora de una sal inerte (por ejemplo KCl o KNO₃). Ambos sistemas permiten la difusión de los iones de una solución a otra, para igualar la carga neta de ambas. Esto evita que las reacciones de los electrodos lleguen al equilibrio de forma que el proceso continúa hasta el agotamiento de los reactivos.



Una pila se puede describir a partir de la notación de los electrodos que la forman separados por una doble barra «| |». Por convenio, se escribe el negativo a la izquierda y el positivo a la derecha. De acuerdo con su comportamiento, el electrodo negativo se escribirá en el sentido de la reacción de oxidación y el positivo, en el de reducción.

Potenciales de electrodo y de pila

La diferencia de potencial existente entre los electrodos y la disolución con la que están en contacto se denomina **potencial de contacto o potencial de electrodo** y es imposible de medir, ya que no se puede conectar la disolución a un instrumento eléctrico de medida si no es introduciendo en ella otro electrodo.

Se denomina **fuerza electromotriz (E), fem**, de una pila a la diferencia de potencial entre sus electrodos. Esta diferencia sí puede medirse con un voltímetro.

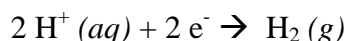
Electrodo de hidrógeno y potenciales normales de reducción

Para establecer una escala de potenciales de reducción se ha seguido un camino habitual en estos casos. Se ha adjudicado un valor arbitrario de referencia a un determinado electrodo y se han medido los potenciales de todos los demás electrodos en función de él. El electrodo escogido como referencia es el **electrodo normal de hidrógeno**.

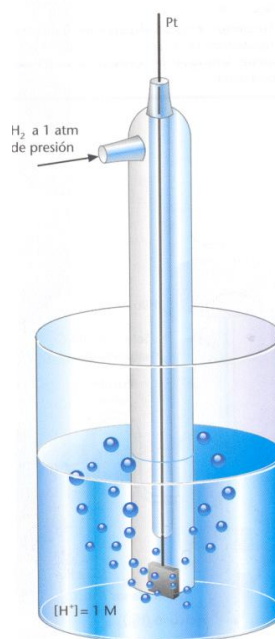
El **potencial normal o estándar** de un electrodo es el calculado a 25 °C de temperatura, a concentraciones 1 M de las especies en disolución y a una presión de 1 atm si en él intervienen gases.

El potencial de un electrodo de hidrógeno en condiciones normales o estándar se define como igual a 0,00 voltios.

Este **electrodo normal de hidrógeno** está constituido por una disolución de iones H^+ de concentración 1 M, a través de la cual, con la ayuda de una campana, burbujea gas H_2 a la presión de 1 atm. Una varilla o lámina de platino recubierta de negro de platino sirve para establecer el contacto eléctrico (el negro de platino adsorbe el H_2 y facilita el contacto con los H^+ de la disolución). La reacción en el electrodo es:



Y su notación es: (Pt) $2 H^+ (1 M) / H_2 (1 atm)$.



Si se conecta un electrodo normal de hidrógeno con otro electrodo cualquiera, se forma una pila cuya diferencia de potencial equivale a la diferencia de potencial del electrodo en cuestión, ya que el potencial del electrodo normal de hidrógeno se toma como cero:

Se ha tomado la diferencia de potencial en valor absoluto, pues, al unirlo a un electrodo normal de hidrógeno, puede ser que el electrodo X actúe como polo negativo o como polo positivo de la pila. En el primer caso, su potencial será negativo (más tendencia a la oxidación que el electrodo normal de hidrógeno). En el segundo caso será positivo (más tendencia a la reducción que el electrodo normal de hidrógeno).

Así se obtiene el potencial de cualquier electrodo o semipila. En la tabla se recogen los potenciales de algunos electrodos calculados en condiciones normales. Todos ellos son potenciales de reducción. Ordenados desde el más negativo al más positivo, constituyen la llamada *serie electromotriz o serie electroquímica*.

La serie electromotriz permite:

→ Calcular el potencial de una pila.

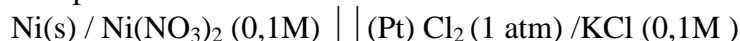
Por ejemplo: A 25° C se forma una pila con un electrodo de cloro Cl_2/Cl^- y un electrodo de níquel Ni^{2+}/Ni . Dado que la presión es de una atmósfera para el Cl_2 y que los iones Ni^{2+} y Cl^- son aportados por una disolución de nitrato de níquel (II) 0,1 M y otra de cloruro de potasio 0,1M escribe la notación para la pila y calcula su fuerza electromotriz. Datos: $E^\circ (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$ $E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

En el ánodo (-): $\text{Ni (s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

En el cátodo (+): $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- (\text{aq})$

El potencial de la pila será: $E^\circ = 0,23 + 1,36 = 1,59 \text{ V}$

La notación de la pila será:



→ Comparar fuerza de oxidantes y reductores.

Un electrodo reducirá a todos aquellos que estén situados por encima de él en la serie electromotriz y, en cambio, será reducido por todos los que estén por debajo. El par Li^+/Li es el más reductor, con una $E^\circ = -3,02 \text{ V}$, Y el par F_2/F^- es el más oxidante, con una $E^\circ = +2,87 \text{ V}$, lo cual no es extraño dada la electronegatividad de estos elementos y su situación en la tabla periódica.

→ Predecir reacciones espontáneas.

Sabiendo que $\Delta G^\circ = -n.F.E^\circ$, se puede relacionar los valores del potencial de una reacción con los de la espontaneidad de la misma.

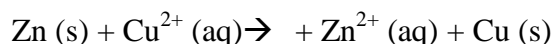
POTENCIALES DE REDUCCIÓN		
Electrodo	Proceso catódico de reducción	E°(volt)
Li ⁺ Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,045
K ⁺ K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,925
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866
Na ⁺ Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,662
Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179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

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

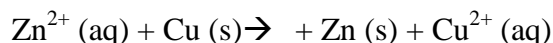
Electrólisis

La espontaneidad de los procesos químicos depende del signo de ΔG . En el caso de los procesos redox también se puede deducir a partir de la diferencia entre los potenciales de ambas semirreacciones, ΔE° . Cuando $\Delta E^\circ > 0$, la reacción es espontánea ($\Delta G < 0$); cuando $\Delta E^\circ = 0$, está en el equilibrio ($\Delta G = 0$) Y cuando $\Delta E^\circ < 0$ resulta no espontánea ($\Delta G > 0$). Se debe insistir en que un proceso no espontáneo no significa un proceso imposible, sino, simplemente, que no ocurrirá por sí solo o que su realización necesitará el aporte de trabajo externo.

Por ejemplo, el proceso que tiene lugar en una pila *Daniell*:



transcurre espontáneamente en el sentido en que está escrito. Si la reacción se produce en condiciones normales (temperatura de 25 °C y concentraciones 1 M de las especies iónicas), la pila produce una diferencia de potencial de: 0,34 V - (-0,76 V) = 1,10 V, actuando el electrodo de cinc como polo negativo (ánodo) y el electrodo de cobre como polo positivo (cátodo). El proceso inverso:



es un proceso no espontáneo, pero posible si se establece una diferencia de potencial superior a 1,10 voltios entre ambos electrodos. Tendría lugar en sentido contrario al que se produciría con el funcionamiento espontáneo de la pila, es decir, si se obligase a que el electrodo de cinc actuara de polo positivo y al electrodo de cobre de polo negativo. Se trata de un ejemplo de **electrólisis**.

En general, la electrólisis consiste en una reacción química desencadenada por el paso de corriente eléctrica a través de un electrólito o disolución conductora de la electricidad. El sistema de reacción junto con la fuente de potencial externa se conoce como celda electrolítica. Los electrodos serán:

- El electrodo negativo, denominado cátodo, donde se produce una semirreacción de *reducción*.
- El electrodo positivo, denominado ánodo, donde se produce una semirreacción de *oxidación*.

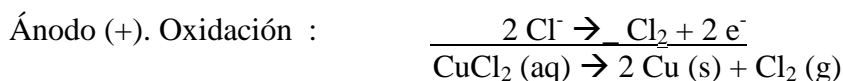
Como puede observarse, las denominaciones de los polos de una celda electrolítica, así como las reacciones que se producen en ellos, son inversas de las que corresponden a una pila.

	Pilas galvánicas	Celdas electrolíticas
Electrodo positivo	Cátodo reducción	Ánodo oxidación
Electrodo negativo	Ánodo oxidación	Cátodo reducción
Espontaneidad	Proceso espontáneo	Proceso no espontáneo
Cambio energético	Energía química ↓ Energía eléctrica	Energía eléctrica ↓ Energía química

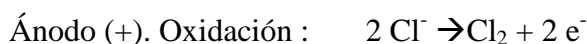
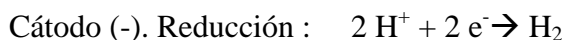
En realidad, los nombres de ánodo y cátodo no están ligados a la positividad o negatividad de un electrodo. Ánodo designa el electrodo por el cual las cargas negativas salen al circuito eléctrico exterior y cátodo designa aquel por el cual llegan del circuito exterior. Este criterio es válido tanto en el caso de pilas como en el de celdas electrolíticas y en el de válvulas electrónicas.

Electrólisis de una sal disuelta

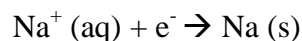
Si en una celda electrolítica se dispone una solución de una sal como CuCl_2 y se hace pasar una corriente eléctrica con la diferencia de potencial adecuada (superior a 1,013 V en este ejemplo), se observará que en los electrodos se producen sendas reacciones. En este caso, en el ánodo se desprenderá un gas (cloro) mientras que el cátodo se recubrirá de una película metálica brillante de cobre:



En algunos casos, la electrólisis conduce a resultados aparentemente inesperados. Por ejemplo, en una electrólisis de una disolución de NaCl las semirreacciones que se producen en los electrodos son:



En el cátodo, pues, se produce la reducción de los iones H^+ en lugar de la semirreacción:

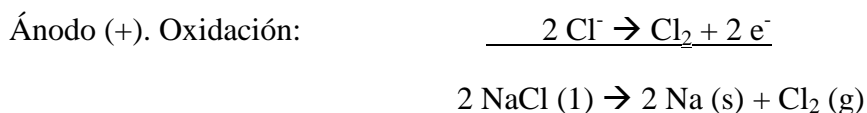


Esto es debido a que el potencial de reducción del sodio ($E^\circ = -2,71 \text{ V}$) es menor que el del hidrógeno ($E^\circ = 0,00 \text{ V}$). Es decir, los iones H^+ tienen una avidez por los electrones superior a la de los iones Na^+ y, consecuentemente, se reducen aquellos y no éstos.

En general, en los electrodos de una celda electrolítica se descargarán primero aquellos iones de la disolución que tengan el potencial de reducción más elevado, en el caso de los cationes, y más bajo, en el caso de los aniones.

Electrólisis de una sal fundida

Si en una celda electrolítica con electrodos inertes (como el grafito o el platino) se introduce un compuesto iónico fundido, como el NaCl , los iones positivos se dirigirán hacia el cátodo, donde captarán electrones y se reducirán, mientras que los iones negativos se dirigirán hacia el ánodo donde cederán electrones, oxidándose:



Este proceso es de interés industrial tanto para la obtención de sodio metálico como de gas cloro (de amplio uso en la producción de blanqueadores y desinfectantes).

Leyes de Faraday

Michael Faraday (1791-1867) fue un brillante químico inglés discípulo de Humphry Davy.

Faraday destinó gran parte de su labor al estudio de los efectos químicos de la corriente eléctrica y formuló las leyes fundamentales de la electrólisis:

+ *Primera ley de Faraday:*

Las masas de las sustancias depositadas o liberadas en cada electrodo durante una electrólisis son proporcionales a la cantidad de electricidad que ha pasado a través de la celda electrolítica.

+ *Segunda ley de Faraday:*

Para una misma cantidad de corriente eléctrica, las masas depositadas en los electrodos son proporcionales a los equivalentes químicos de las sustancias.

El significado de ambas leyes se puede resumir en la expresión:

$$m = Eq\text{-gramo} \cdot I \cdot t$$

Donde:

m = masa depositada (en gramos)

Eq gramo = equivalente electroquímico (g/e)

I = intensidad de la corriente (A)

t = tiempo (s)

El equivalente electroquímico es típico de cada sustancia y representa la masa de sustancia liberada por el paso de 1 C de electricidad.

Por otro lado, se denomina equivalente-gramo de una sustancia a la masa de dicha sustancia que se deposita por el paso de 1 mol de electrones.

La cantidad de electricidad que corresponde a 1 mol de electrones se denomina faraday y equivale, aproximadamente, a 96 500 C:

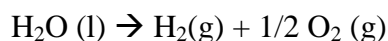
$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ electrones} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1 \text{ electrón}} = 96472 \text{ C} = 1 \text{ F}$$

Aplicaciones de los procesos electrolíticos

Entre las aplicaciones de la electrólisis, se deben tener presentes las siguientes:

- *Los procesos de obtención de elementos.*

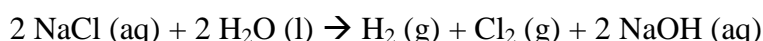
Por ejemplo, la obtención de hidrógeno y oxígeno por electrólisis del agua.



Los elementos muy electronegativos o muy electropositivos se prestan bien a la obtención de sus sales por electrólisis. Es el caso de metales como el sodio, el potasio o el magnesio, que deben obtenerse de sus sales fundidas, ya que, como se ha explicado, en disolución acuosa lo que se obtendría sería gas hidrógeno, que tiene un potencial redox mayor. Así, la electrólisis de cloruro sódico fundido proporciona:



En cambio, la electrólisis de una disolución acuosa proporcionaría:



- *La purificación de metales, especialmente cobre, plata, oro y aluminio.*

El metal que se quiere purificar se coloca como polo positivo (ánodo). El paso de la corriente hace que dicho metal, como el cobre y las impurezas menos nobles que él (por ejemplo, Zn o Fe), se oxide y pase a la disolución en forma de cationes. Las impurezas constituidas por metales más nobles (como Ag o Au) no se oxidan y se acumulan en el fondo de la celda electrolítica. Los iones Cu^{2+} son reducidos en el cátodo, pero no ocurre así con las impurezas de los metales más activos, que quedan en disolución. El cobre se recupera, pues, con un grado de pureza más elevado.

- *La galvanostegia.*

Consiste en el recubrimiento de objetos con una capa metálica depositada electrolíticamente. Generalmente se recubre con metales más nobles y estables. El cromado y niquelado son habituales en las piezas de acero que se exponen a la intemperie (coches, motos, piezas de máquinas, etc.). Los recubrimientos de oro y plata también son muy habituales en relojería y joyería. La pieza que debe recubrirse se coloca como cátodo de la celda electrolítica y es muy conveniente que sea metálica, lo cual le asegura la conductividad eléctrica, aunque actualmente existen procedimientos para recubrir piezas no metálicas.

- *La galvanoplastia.*

Consiste en reproducir objetos utilizando la deposición electrolítica de metales sobre moldes, bien metálicos, bien de cera, plástico, yeso, etc. Los moldes que no sean metálicos se hacen conductores extendiendo sobre su superficie polvos de grafito. Finalmente, el depósito metálico se separa del molde y se rellena del material que convenga (yeso, plástico, plomo, etc.). Es un proceso utilizado para reproducir medallas, figuritas, etcétera.