

QUÍMICA APLICADA



ELECTROQUÍMICA

Es una rama de la química que estudia la transformación entre la energía eléctrica y la energía química.

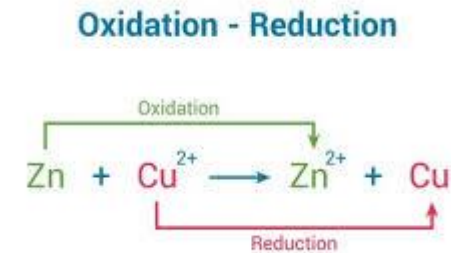
Los procesos electroquímicos son reacciones **redox**, en las cuales, la energía liberada por una reacción espontánea se convierte en electricidad o viceversa, la energía eléctrica se aprovecha para provocar una reacción química no espontánea.

En las reacciones redox hay transferencia de electrones.

Hay especies que se oxidan y otras que se reducen (al mismo tiempo).

La especie que se oxida aumenta su estado de oxidación, pierde electrones.

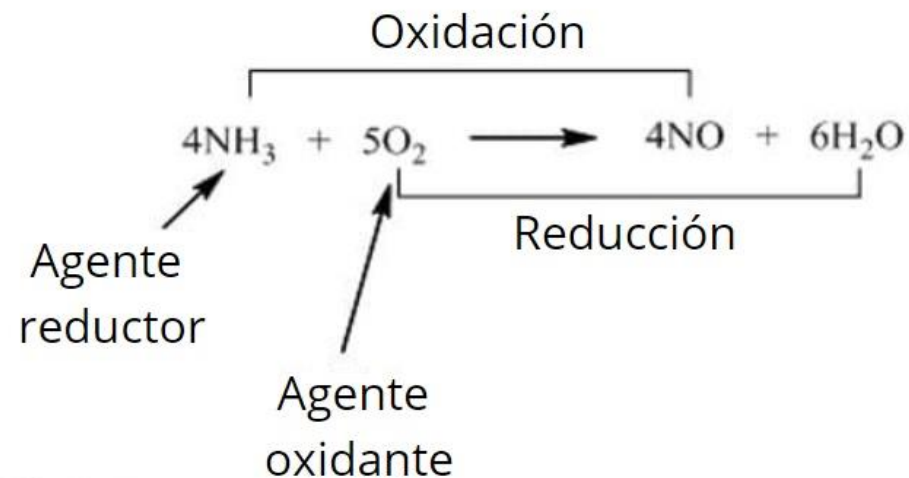
La especie que se reduce disminuye su estado de oxidación, gana electrones.



ELECTROQUÍMICA

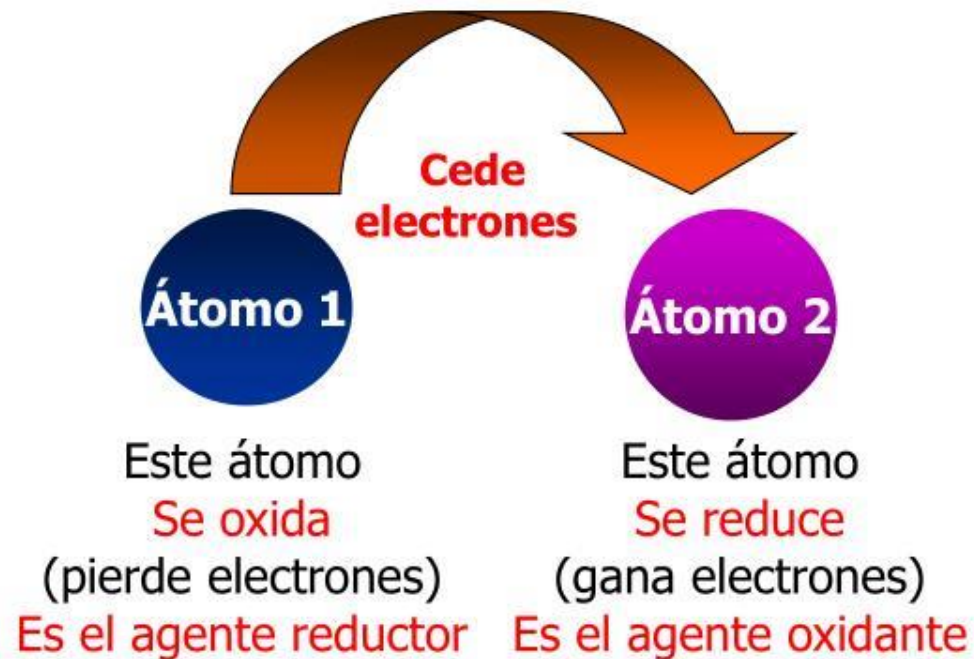
AGENTE REDUCTOR: ESPECIE QUE DONA ELECTRONES A OTRA ESPECIE O DISMINUIR LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN DE LA OTRA ESPECIE.

AGENTE OXIDANTE: ESPECIE QUE PUEDE ACEPTAR ELECTRONES DE OTRA SUSTANCIA O AUMENTAR EL ESTADO DE OXIDACIÓN DE OTRA ESPECIE.

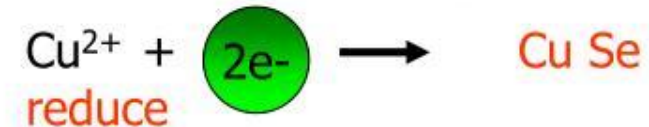
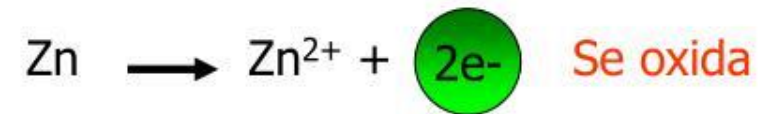


ELECTROQUÍMICA

Reacciones Redox

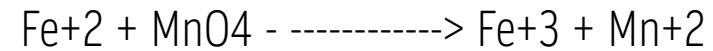
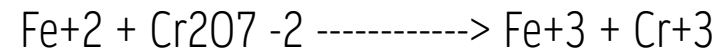


Ejemplo:



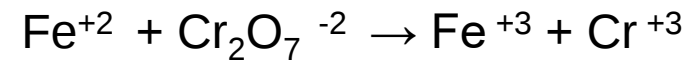
ELECTROQUÍMICA

Balance de ecuaciones Redox



ELECTROQUÍMICA

Paso 1: se tiene la ecuación no balanceada:



Paso 2: se divide en dos semirreacciones:



ELECTROQUÍMICA

Paso 3: balanceo de átomos:

Semi reacción de oxidación: $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ (ya esta balanceada 1 átomo de hierro a cada lado)

Semi reacción de reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \rightarrow \underline{2}\text{Cr}^{+3}$ (se agrega un 2 al producto cromo Cr)

Paso 4: balance con moléculas de agua

Semi reacción de reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \rightarrow 2\text{Cr}^{+3} + 7 \text{H}_2\text{O}$ (se agrega de acuerdo a la cantidad de oxígenos presentes en la semirreacción)

Semi reacción de oxidación: $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ (en este caso no hay oxígenos presentes en la semirreacción)

ELECTROQUÍMICA

Paso 5: balance de cargas

Semi reacción de oxidación: $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{e}^-$ (se balancea con electrones como carga negativa)

Semi reacción de reducción: $6 \text{e}^- + 14 \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \rightarrow 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}$ (se balancean primero los iones H^+ y luego los electrones)

ELECTROQUÍMICA

Paso 6: igualar el número de electrones

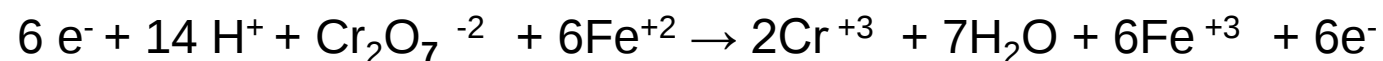
Semi reacción de oxidación: $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{e}^-$ / **x 6** (se multiplica para eliminar los electrones de la ecuación general como en un sistema de ecuación.)



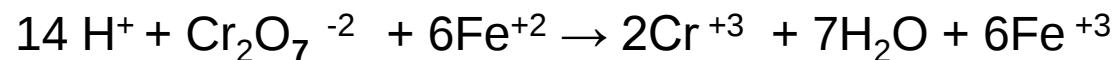
Semi reacción de reducción: $6\text{e}^- + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \rightarrow 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}$

ELECTROQUÍMICA

Paso 7: se suman las semirreacciones



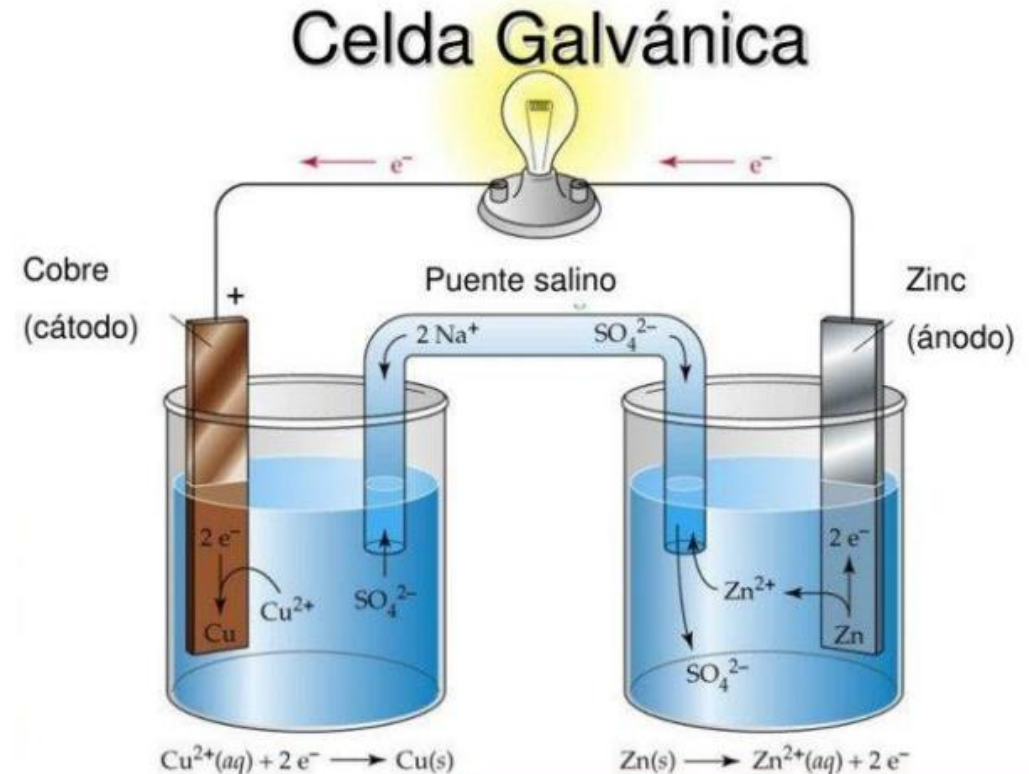
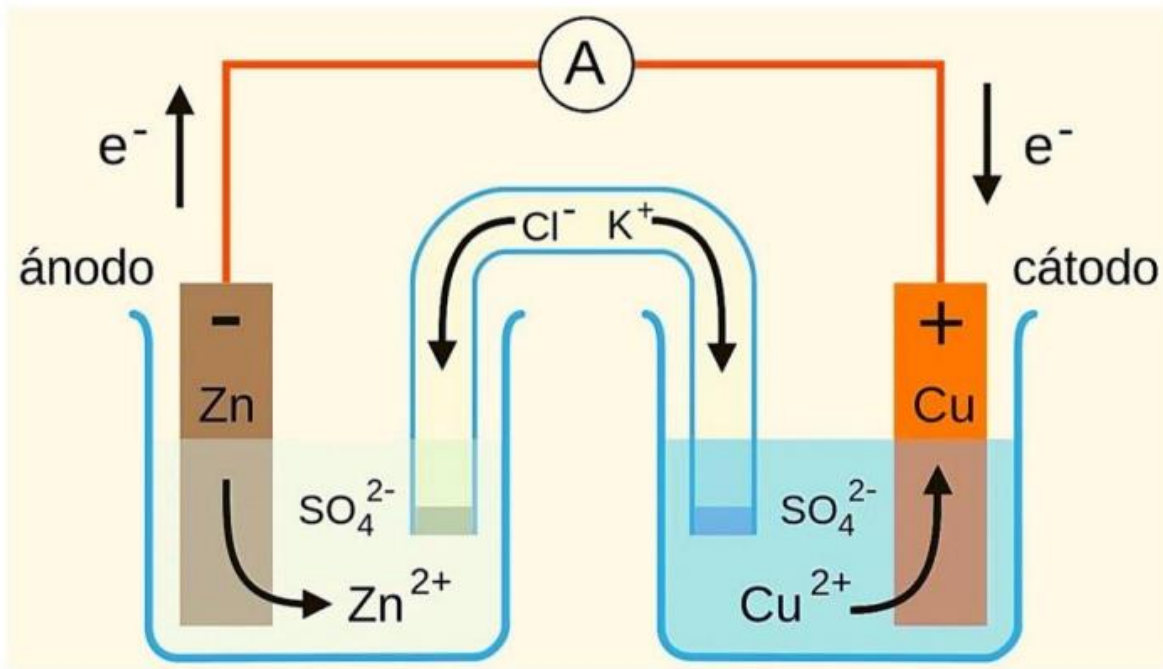
Paso 8: se eliminan los electrones



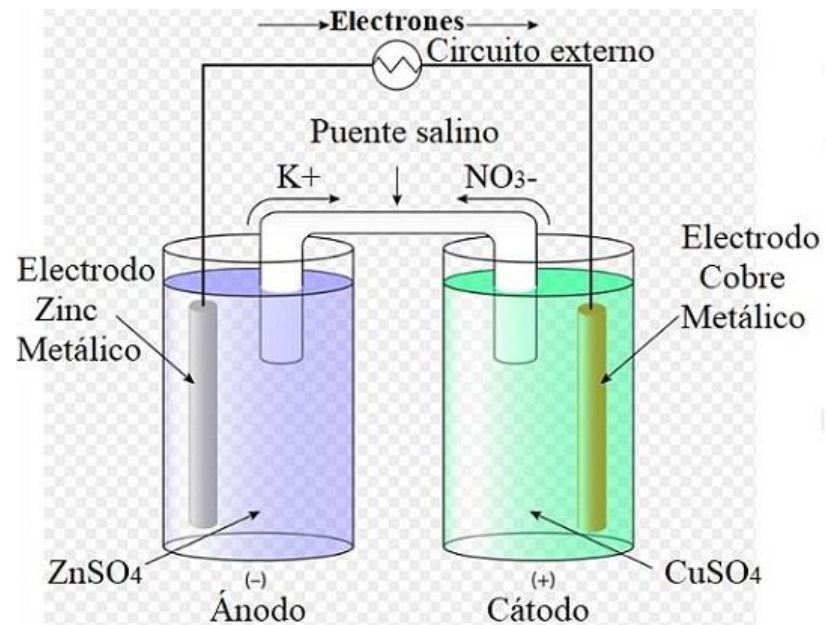
ELECTROQUÍMICA

Celda electroquímica

Una celda electroquímica es un dispositivo para generar electricidad mediante una reacción redox (celda galvánica o voltaica). En una celda, el ánodo es el electrodo donde se lleva a cabo la oxidación, y el cátodo es el electrodo donde se lleva a cabo la reducción.



ELECTROQUÍMICA



Ánodo: electrodo donde ocurre la oxidación.

Cátodo: electrodo donde ocurre la reducción.

Puente salino: permite mantener el equilibrio de cargas de ambas semiceldas, cerrando el circuito eléctrico y permitiendo que la reacción redox continúe.

La corriente va desde el ánodo al cátodo existiendo una **diferencia de potencial** entre los electrodos.

Fuerza electromotriz: corresponde al voltaje de la celda dada por la diferencia de potencial.

ELECTROQUÍMICA

$\text{Au} = \text{Au}^{3+} + 3\text{e}$	+ 1.498
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1.229
$\text{Pt} = \text{Pt}^{2+} + 2\text{e}$	+ 1.200
$\text{Pd} = \text{Pd}^{2+} + 2\text{e}$	+ 0.987
$\text{Ag} = \text{Ag}^+ + \text{e}$	+ 0.799
$2\text{Hg} = \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}$	+ 0.788
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	+ 0.771
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	+ 0.401
$\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}$	+ 0.337
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	+ 0.150
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0.000
$\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}$	- 0.126
$\text{Sn} = \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}$	- 0.136
$\text{Ni} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}$	- 0.250
$\text{Co} = \text{Co}^{2+} + 2\text{e}$	- 0.277
$\text{Cd} = \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}$	- 0.403
$\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}$	- 0.440
$\text{Cr} = \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}$	- 0.744
$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}$	- 0.763
$\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3\text{e}$	- 1.662
$\text{Mg} = \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}$	- 2.363
$\text{Na} = \text{Na}^+ + \text{e}$	- 2.714
$\text{K} = \text{K}^+ + \text{e}$	- 2.925

La diferencia entre los potenciales de los electrodos de una celda electroquímica viene dada según los siguientes potenciales de reducción, como se muestra en la tabla.

Mientras más positivo el potencial mayor es la tendencia a reducirse.

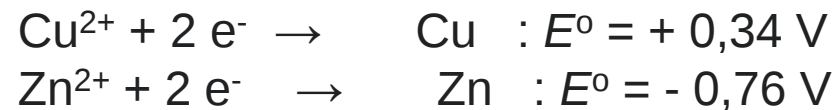
Mientras más negativo el potencial mayor es la tendencia a oxidarse.

ELECTROQUÍMICA

Potencial de una celda (también llamada fuerza electromotriz **fem**. E°_{celda}): Se calcula mediante los potenciales estándar de las semirreacciones de reducción y oxidación. El cálculo nos permite saber si la reacción es espontánea o no.

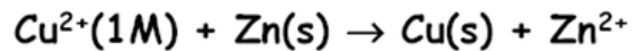
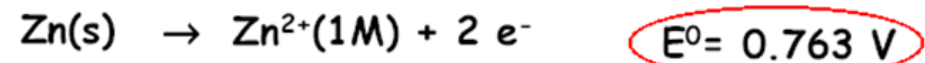
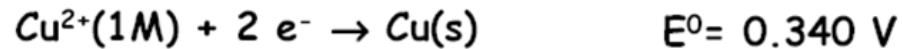
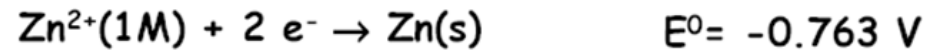
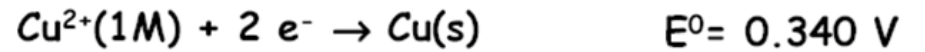
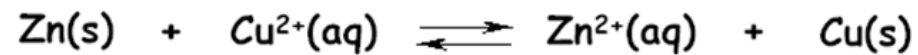
$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

Pila de Daniels



ELECTROQUÍMICA

Para la reacción:



$$E^{\circ} = E(\text{cátodo}) - E(\text{ánodo}) = 0.34 - (-0.763) = 1.103 \text{ V}$$

Reacción espontánea $E^{\circ}_{\text{celda}} > 0$ 

ELECTROQUÍMICA

Se construye una pila galvánica conectando una barra de cobre sumergida en una disolución de Cu^{2+} 1 M con una barra de cadmio sumergida en una disolución de Cd^{2+} 1 M. Halla la fem de esta pila.

Datos $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0 (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

Representa la pila voltaica formada por un electrodo de Zn en una disolución de ZnSO_4 y un electrodo de plata en disolución de AgNO_3 1,0 M. Las disoluciones están a 25°C . Determina cuál es el cátodo y cuál es el ánodo, escribe las reacciones de la pila, indica el sentido de flujo de los electrones y calcula la fem de la pila.

Datos: $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

ELECTROQUÍMICA

