



**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL ESTADO DE MÉXICO  
FACULTAD DE PLANEACIÓN URBANA Y REGIONAL  
LICENCIATURA EN CIENCIAS AMBIENTALES**



**UNIDAD DE APRENDIZAJE: MATERIA Y ENERGÍA  
SEMESTRE 2017-B**



**UNIDAD V. ELECTROQUÍMICA**

**ELABORADO POR: DR. EDUARDO CAMPOS MEDINA**

# GUIÓN EXPLICATIVO

Esta presentación corresponde a la unidad de aprendizaje de Química del 2º semestre de la Licenciatura en Ciencias Ambientales. El contenido temático corresponde a lo establecido en la **Guía de Evaluación de Aprendizaje** concerniente a la unidad V que tiene por nombre **Electroquímica**

Con este material el alumno reafirmará lo visto en clase, asimismo tendrá un punto de referencia para realizar una búsqueda bibliográfica de los correspondientes temas en los cuales se generen dudas.

Asimismo le será útil para corroborar que el profesor de la asignatura cumple con la impartición de temas señalados en la guía de evaluación, que desde el inicio del curso debe de tener en sus manos.

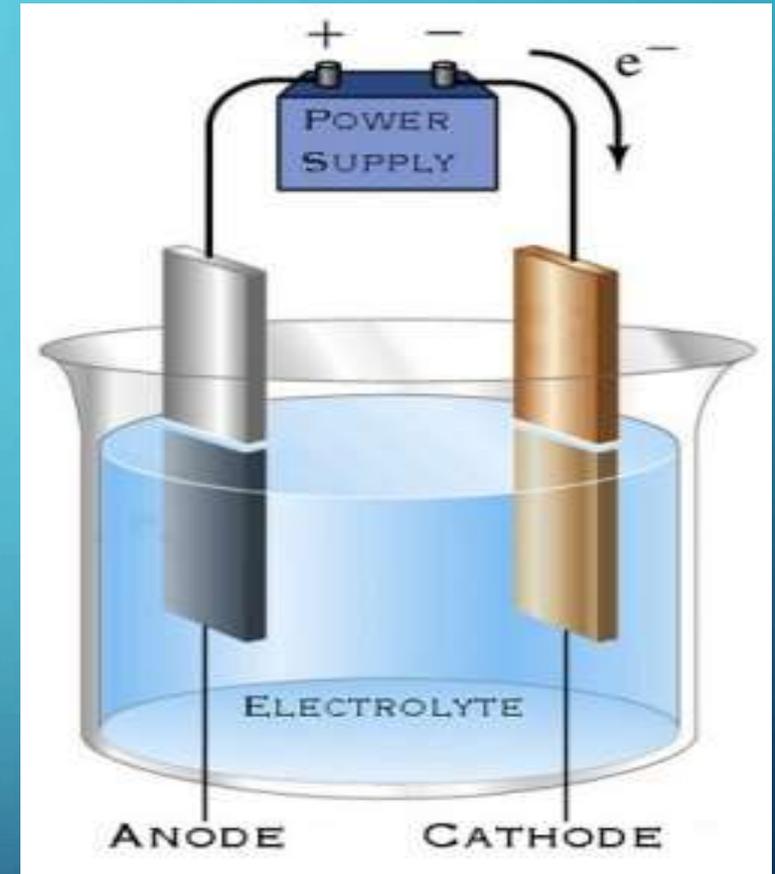
## **GUIÓN EXPLICATIVO**

Con base en el requisito señalado previamente, el alumno debe de comparar punto por punto el contenido de esta presentación con la finalidad de detectar si esta tiene omisiones de temas de química, que como se señalo están establecidos en la guía de evaluación correspondiente.

Finalmente esta presentación no debe de tomarse como el parámetro final para las evaluaciones de la unidad de aprendizaje de Química, por el contrario, el alumno tiene la responsabilidad de compararla contra su búsqueda bibliográfica para que si en dado caso sea necesario comentar y discutir con su profesor las dudas o discrepancias que se puedan generar de esta actividad.

# CONTENIDO

- 1.- Estados de oxidación
- 2.- Reacciones de Oxido-Reducción
- 3.- Celdas voltaicas
- 4.- Baterías



# Estados de Oxidación

En química, el estado de oxidación (EO) es indicador del grado de oxidación de un átomo que forma parte de un compuesto u otra especie química.

El EO es representado por números, los cuales pueden ser positivos, negativos o cero. En algunos casos, el estado de oxidación promedio de un elemento es una fracción, tal como  $+8/3$  para el hierro en la magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ).

El mayor EO conocido es  $+8$  para los tetróxidos de rutenio, xenón, osmio, iridio, hassio y algunos complejos de plutonios, mientras que el menor EO conocido es  $-4$  para algunos elementos del grupo del carbono .



La **oxidación** se da cuando un elemento o compuesto pierde uno o más electrones. Generalmente, cuando una sustancia se oxida (pierde electrones), otra sustancia recibe o capta dichos electrones reduciéndose.

Este es el mecanismo básico que promueve las reacciones de óxido-reducción o redox.

El **estado de oxidación o número de oxidación** se define como la suma de cargas positivas y negativas de un átomo, lo cual indirectamente indica el número de electrones que el átomo ha aceptado o cedido.

El estado de oxidación es una aproximación conceptual, útil por ejemplo cuando se producen procesos de oxidación y reducción (procesos rédox).

**Si el átomo cede un electrón las cargas positivas de los protones no son compensadas, pues hay insuficientes electrones.**

**De esta forma se obtiene un ion con carga positiva (catión),  $A^+$ , y se dice que es un ión monopositivo; su estado de oxidación es de +1.**

**En cambio, si el átomo acepta un electrón, los protones no compensan la carga de los electrones, obteniéndose un ión mononegativo,  $A^-$ .**

**El átomo puede ceder un mayor número de electrones obteniéndose iones dipositivos, tripositivos, etc. Y de la misma forma, puede aceptarlos, dando iones de distintas cargas.**

Tomando en consideración el proceso previamente señalado podemos predecir que va a suceder con los elementos. Para lo cual se analiza la familia de la Tabla Periódica (T. P.) en la cual se encuentran los elementos seleccionados. ( Seleccionar el Sodio (Na))

### TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

REFERENCIA DE COLORES

NUMERO ATÓMICO: 1

SÍMBOLO: H

PUNTO DE EBULLICIÓN °C: -252.7

PUNTO DE FUSIÓN °C: -255.2

NOMBRE DEL ELEMENTO: HIDRÓGENO

D. I. M.

REFERENCIA DE COLORES

MASA ATÓMICA

VALENCIA

METALLES / NO METALLES

METALLES DE TRANSICIÓN

METALLES SUPER PESADOS

LANTANIDOS

ACTINIDOS

SÓLIDOS

GASES

LÍQUIDOS

SINTÉTICOS

		I A										II A										III A										IV A										V A										VI A										VII A										VIII A		IX A		X A		XI A		XII A		I B		II B																																																																																																																																																													
		1		2		3		4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17		18		19		20		21		22		23		24		25		26		27		28		29		30		31		32		33		34		35		36		37		38		39		40		41		42		43		44		45		46		47		48		49		50		51		52		53		54		55		56		57		58		59		60		61		62		63		64		65		66		67		68		69		70		71		72		73		74		75		76		77		78		79		80		81		82		83		84		85		86		87		88		89		90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103		104		105		106		107		108		109		110		111		112		113		114		115		116		117		118		119		120	
PERIODOS		1		2		3		4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17		18		19		20		21		22		23		24		25		26		27		28		29		30		31		32		33		34		35		36		37		38		39		40		41		42		43		44		45		46		47		48		49		50		51		52		53		54		55		56		57		58		59		60		61		62		63		64		65		66		67		68		69		70		71		72		73		74		75		76		77		78		79		80		81		82		83		84		85		86		87		88		89		90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103		104		105		106		107		108		109		110		111		112		113		114		115		116		117		118		119		120	
		H		Li		Be		Na		Mg		K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr		Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe		Cs		Ba		La		Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu		Fr		Ra		Ac		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr																																																																																											

LANTANIDOS

SERIE DEL LANTANO		SERIE DEL ACTINIO	
57-71		89-103	

ACTINIDOS

SERIE DEL LANTANO		SERIE DEL ACTINIO	
57-71		89-103	

<http://trabajossecundaria.blogspot.com/>
<http://general1cordoba.blogspot.com/>
 Copyright © 2009

Por ejemplo:

Si se elige un elemento de la tabla periódica: el “Na (sodio)”

Se busca el dato del número atómico: 11..... este número indica que tiene 11 electrones en sus orbitas y 11 protones en el núcleo.

Recordar que los protones tienen carga (+) y los electrones carga (- )

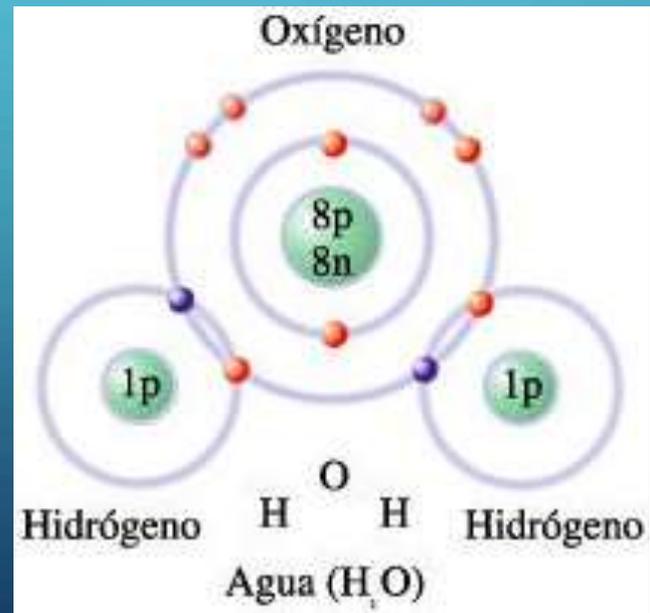
Podemos plantear la pregunta: ¿Cuántos electrones pierde el Na? La respuesta se puede obtener de la siguiente manera:

- Revisar en que familia de la tabla periódica se encuentra: “1A” ó Familia “1”.
- Esto significa que cuando este elemento reacciona con otro va a ceder (perder) 1 e-.
- De ahí la razón que si se ubica la valencia de este elemento en la Tabla Periódica se encontrara el valor de +1.

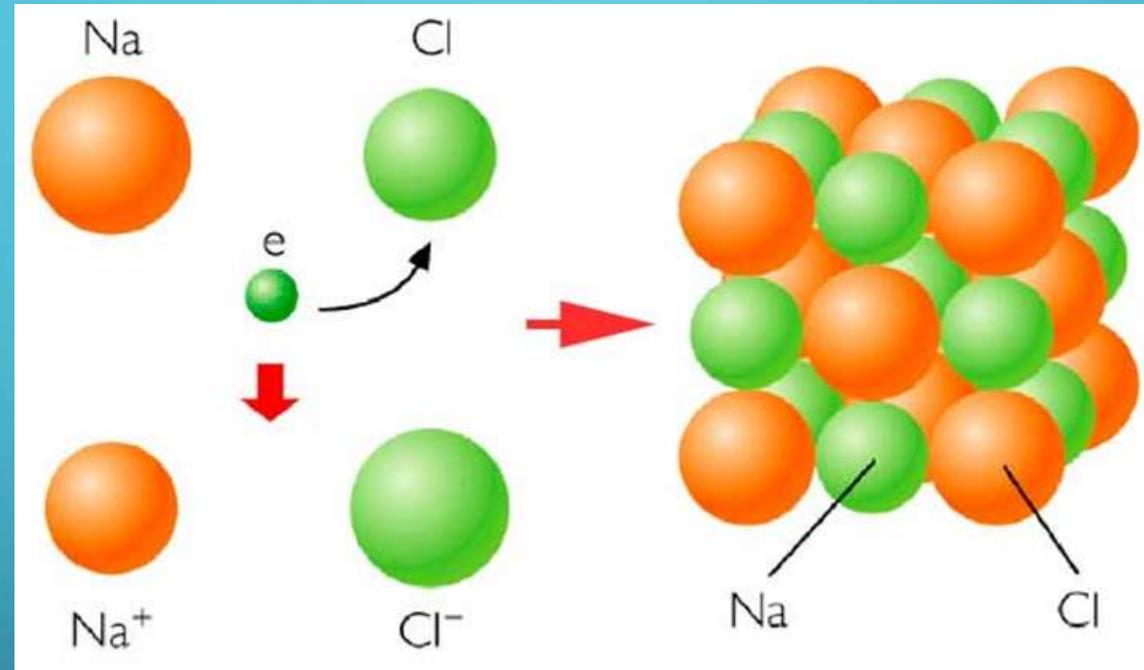
**Podríamos establecer una relación que el número de la familia da un indicio de como se va a comportar el elemento en una reacción química. Si pierde o gana!!**

**Regla del Octeto.** Dice que la tendencia de los átomos de los elementos del sistema periódico es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones tal que adquiere una configuración semejante a la de un gas noble, es decir que es muy difícil que reaccionen con algún otro elemento pese a que son elementos electroquímicamente estables, ya que cumplen con la estructura de Lewis.

La regla del octeto establece que los átomos de los elementos se enlazan unos a otros en el intento de completar su capa de valencia (última capa de la electrofera).



Para que los elementos logren la estabilidad sugerida por la regla del octeto, cada elemento precisa ganar o perder (compartir) electrones en los enlaces químicos, de esa forma ellos adquieren ocho electrones en la capa de valencia.



En este caso el Sodio (Na) pierde un electrón ( se oxida), a su vez este electrón se orienta al Cloro (Cl). Esto propicia la formación de iones, a su vez un enlace entre dichos elementos. Para formar finalmente cristales de NaCl (NaCl).

## Hay varias reglas para determinar el estado de oxidación de cada ión:

- El estado de oxidación de **átomos neutros** es igual a **cero**.
- En las **moléculas neutras**, la suma de los **estados de oxidación da cero**.
- El **flúor** siempre tiene un estado de oxidación de **-1** (se trata de un átomo muy electronegativo).
- El **oxígeno** suele tener un estado de oxidación de **-2**, excepto en varios casos:
  - En el caso de que haya **flúor**, que tendrá estado de oxidación **-1**.
  - Cuando hay enlaces entre dos átomos de oxígeno; un oxígeno neutraliza la carga del otro.
  - En **peróxidos**, por ejemplo, el agua oxigenada (peróxido de hidrógeno),  $\text{H}_2\text{O}_2$ , en donde tenemos  $\text{O}_2^{1-}$ , por lo que se considera que el átomo de oxígeno tiene un estado de oxidación de **-1**.
  - En **superóxidos**; **-1/2**.

- Los iones del **grupo 1** tienen un estado de oxidación de **+1** en sus compuestos.  
 **$\text{Na}^{+1}$ ,  $\text{Li}^{+1}$ ,  $\text{K}^{+1}$ , etc.**
- Los iones del **grupo 2** tienen un estado de oxidación de **+2** en sus compuestos.  
 **$\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Be}^{+2}$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ , etc.**
- Los **halógenos** tienen normalmente un estado de oxidación de **-1** (salvo cuando están con otros átomos tan electronegativos como ellos, como el oxígeno u otros halógenos).  
 **$\text{F}^{-1}$ ,  $\text{Br}^{-1}$ ,  $\text{Cl}^{-1}$ ,  $\text{I}^{-1}$**
- El **hidrógeno** tiene estado de oxidación de **+1**, excepto cuando forma hidruros metálicos.  
 **$\text{H}^{+1}$ , y a su vez el  $\text{H}^{-1}$**

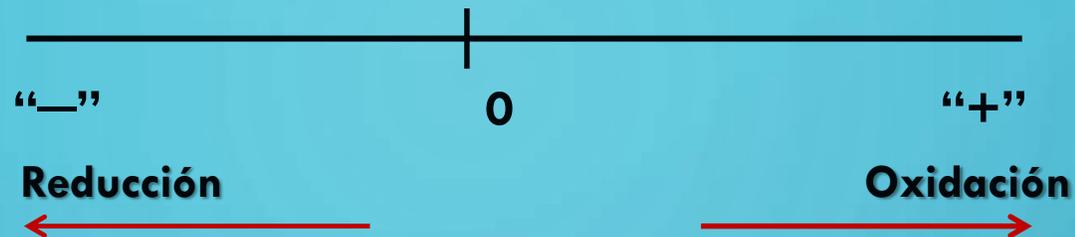
## Reacciones de Oxido-Reducción



También llamada de oxido reducción, este tipo de reacción se caracteriza porque se presentan dos procesos de transferencia de electrones:

- a) **Oxidación.** – Que se define como el proceso en el que un elemento pierde sus electrones y esto le confiere una carga positiva
- b) **Reducción.**– Se define como el proceso en el que un elemento gana electrones y esto le confiere una carga negativa.

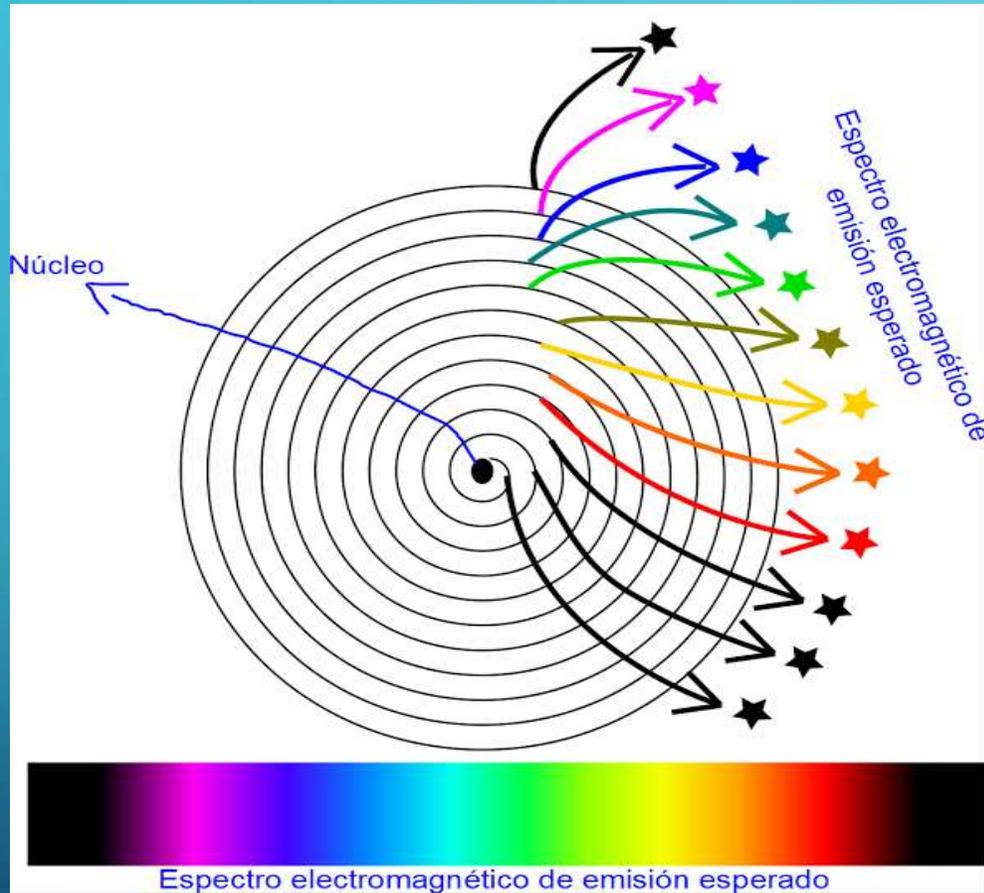
Si se tiene problema como cambian las valencias se puede apoyar uno con el siguiente ejemplo:



Esto significa que si la valencia del elemento **aumenta** es decir de "+2" a "+5", se da una **oxidación**. Ejemplo:  $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}^{+5}$

Por el contrario si la valencia del elemento **disminuye** es decir de "+3" a "0", se da una **reducción**. Ejemplo:  $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^0$

**¡Cuando estas reacciones se presentan, estas se detectan por un cambio de color en solución!**



## ¿Por qué hay cambio de coloración?

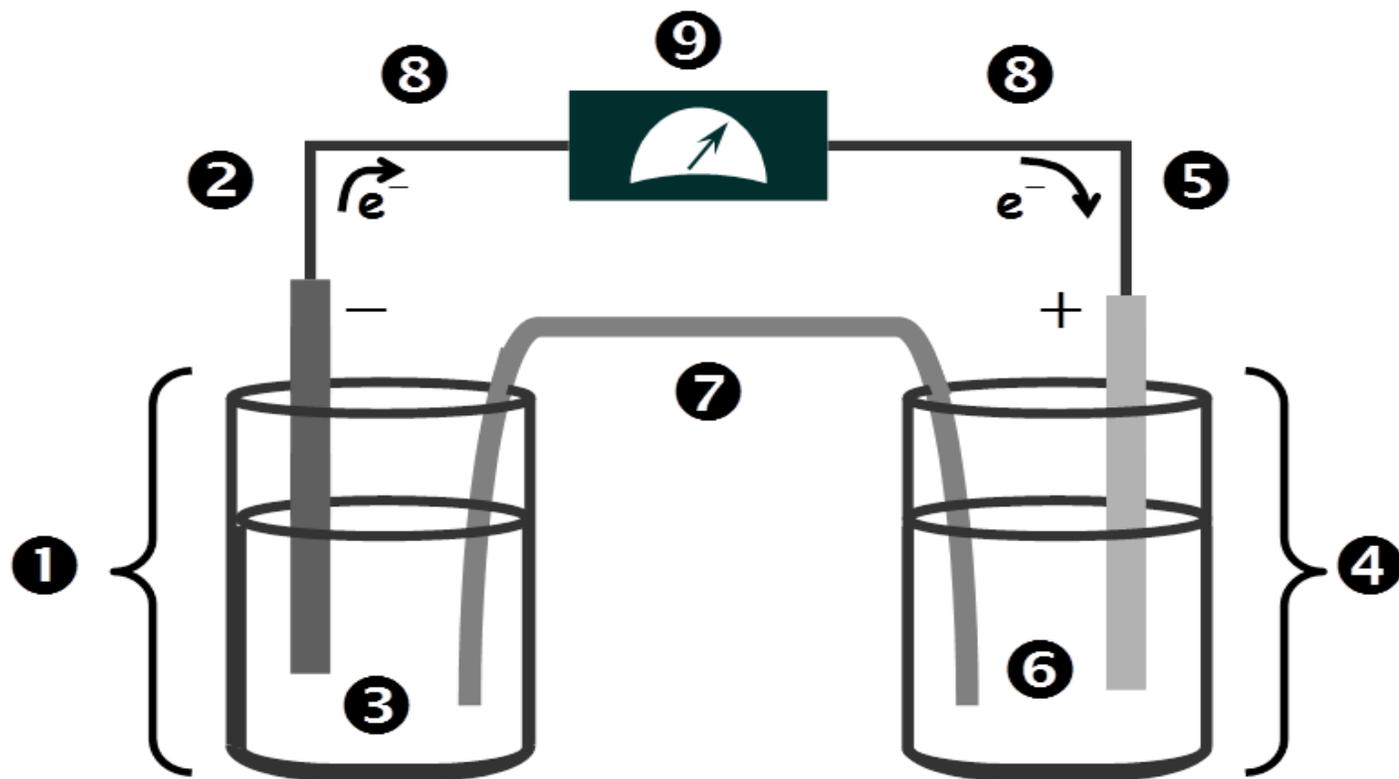
Porque cuando los "e" salen de los orbitales donde se encuentran, y generan el cambio de valencia, se detecta el color acorde al tipo de orbital

# CELDA VOLTAICAS

**Celdas Galvánicas o celdas voltaicas.** Cuando las reacciones redox, son espontáneas, liberan energía que se puede emplear para realizar un trabajo eléctrico. Esta tarea se realiza a través de una celda voltaica (o galvánica).

Las **Celdas galvánicas**, son un dispositivo en el que la transferencia de electrones, (de la semireacción de oxidación a la semireacción de reducción), se produce a través de un circuito externo en vez de ocurrir directamente entre los reactivos; de esta manera el flujo de electrones (corriente eléctrica) puede ser utilizado.

En la siguiente figura, se muestran los componentes fundamentales de una **celda galvánica o voltaica**:



- ❶ Semicelda anódica
- ❷ Electrodo anódico
- ❸ Solución anódica
- ❹ Semicelda catódica
- ❺ Electrodo catódico

- ❻ Solución catódica
- ❼ Puente salino
- ❽ Conductor metálico
- ❾ Voltímetro

Como se puede apreciar tenemos los componentes esenciales de la celda. Las principales correcciones de esta figura son la siguientes:

1.- La carga positiva del electrodo catódico se refiere a que los cationes migran hacia el, en si la carga del electrodo es “-”

2.- La carga negativa del electrodo anódico se refiere a que los aniones migran hacia el, en si la carga del electrodo es “+”

**Pero la pregunta que se plantea: ¿Cómo se genera los cationes y aniones?**

**Los compuestos químicos están conformados de cationes ( carga positiva) y aniones (carga negativa). Al estar en solución acuosa, se produce un proceso de ionización en la cual se separan el catión y anión como se muestra en el siguiente ejemplo:**

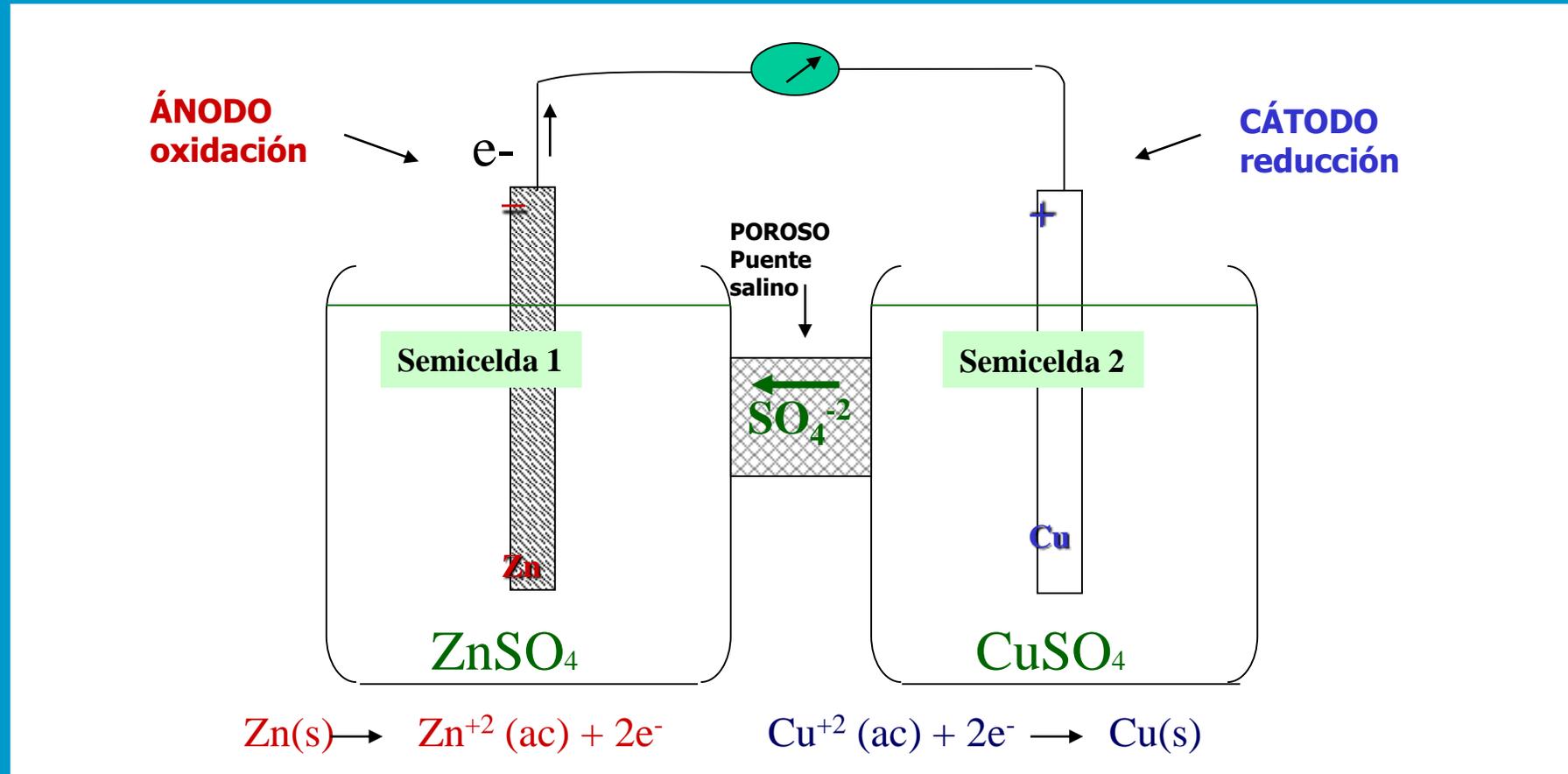


**Las valencias de cada ión, se pueden revisar en tablas reportadas.**

**Una vez separados los cationes y aniones se llevan a cabo las movilizaciones correspondientes.**

# CELDA VOLTAICA o GALVÁNICA

**Semicelda:** es 1 parte de la celda galvánica, donde ocurre solamente 1 de las rxn's, ya sea la oxidación o la reducción. Consiste de 1 par reductor/oxidante (metal sumergido en 1 disolución de sus iones)



**Puente salino:** es necesario e impide que las disoluciones se mezclen por completo, pero permite el flujo de iones (SO<sub>4</sub><sup>-2</sup>) y por tanto la corriente eléctrica.

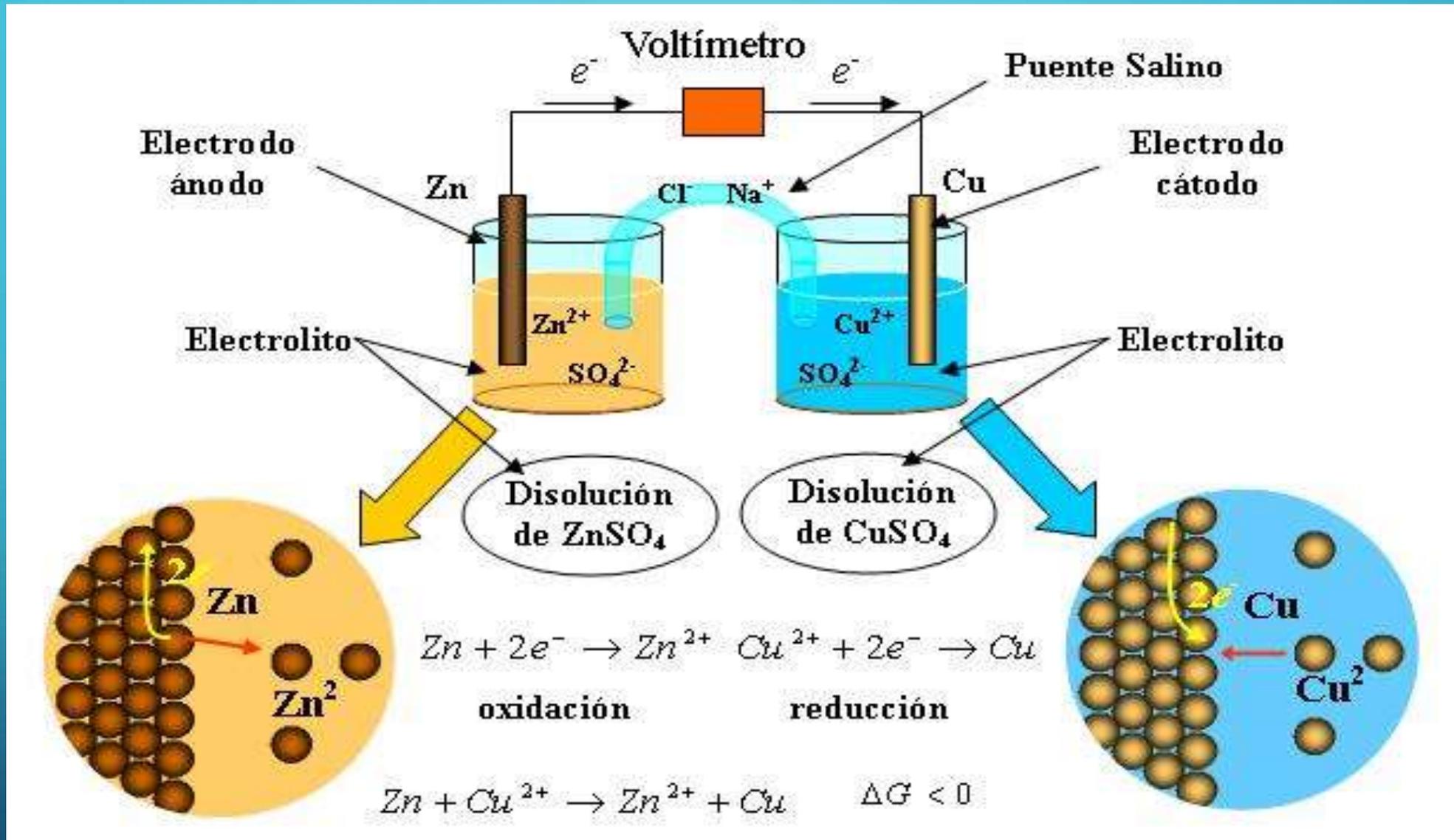
## ¿Cómo funciona una celda galvánica?

En la semicelda **anódica ocurren las oxidaciones**, mientras que en la semicelda **catódica ocurren las reducciones**.

El **electrodo anódico**, conduce los electrones que son liberados en la **reacción de oxidación**, hacia los conductores metálicos.

**Estos conductores eléctricos conducen los electrones y los llevan hasta el electrodo catódico**; los electrones entran así a la semicelda catódica **produciéndose en ella la reducción**.

En la siguiente Figura puedes observar el funcionamiento de una celda voltaica. Observa el video y da una interpretación simple del funcionamiento de una celda voltaica.



Para poder determinar el voltaje total de la celda, es necesario conocer los potenciales de reducción y oxidación de las especies que sufren proceso. Por lo cual es necesario contar la correspondiente tabla de potenciales que más adelante se muestra.

El ejemplo de la celda es el siguiente: De la barra metálica que es de Zn pasa la corriente eléctrica y entonces este material se oxida: la semireacción es

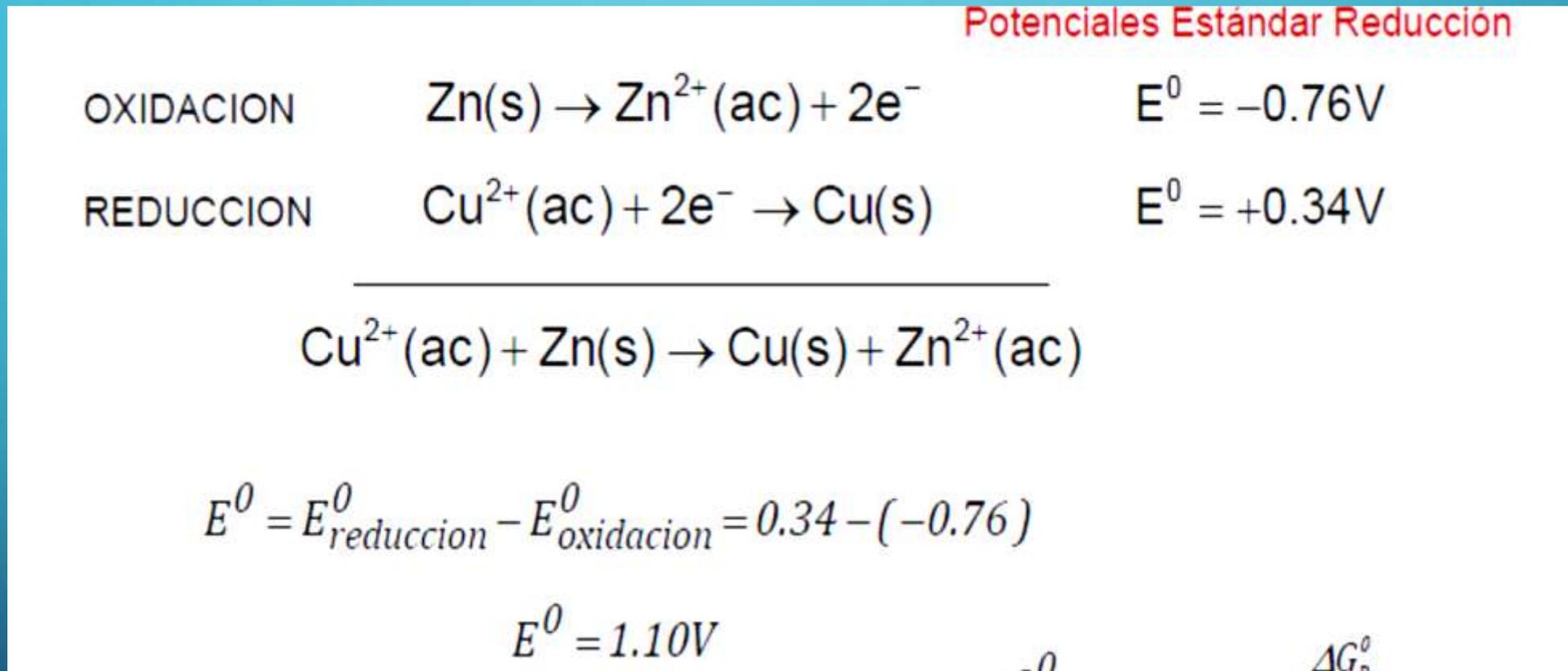


La otra semireacción el  $\text{Cu}^{2+}$  que se encuentra en la solución recibe electrones con lo cual se reduce, esto se muestra en la semireacción:

$\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{\circ}$  De estas dos semirreacciones se tiene que revisar los potenciales que se muestran en la Tabla siguiente:

Elemento	Reacción de electrodos	Potencial de reducción E°, en volts
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045
K	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,925
Ca	$\text{Ca}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,870
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714
Mg	$\text{Mg}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,370
Al	$\text{Al}^{+3} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,660
Zn	$\text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763
Cr	$\text{Cr}^{+3} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,740
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
Sn	$\text{Sn}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,140
Pb	$\text{Pb}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
H <sub>2</sub>	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
Cu	$\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,337
I <sub>2</sub>	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,535
Hg	$\text{Hg}^{+2} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,789
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,799
Br <sub>2</sub>	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,080
Cl <sub>2</sub>	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,360
Au	$\text{Au}^{+3} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,500
F <sub>2</sub>	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,870

Finalmente se suman los potenciales de ambas reacciones. Y se determina el potencial de la celda como a continuación se muestra:



## CELDAS ELECTROLÍTICAS

Se denomina celda electrolítica al dispositivo utilizado para la descomposición mediante corriente eléctrica de **sustancias ionizadas denominadas electrolitos**. Los electrolitos pueden ser ácidos, bases o sales.

Al proceso de disociación o descomposición realizado en la celda electrolítica se le llama **electrólisis**.

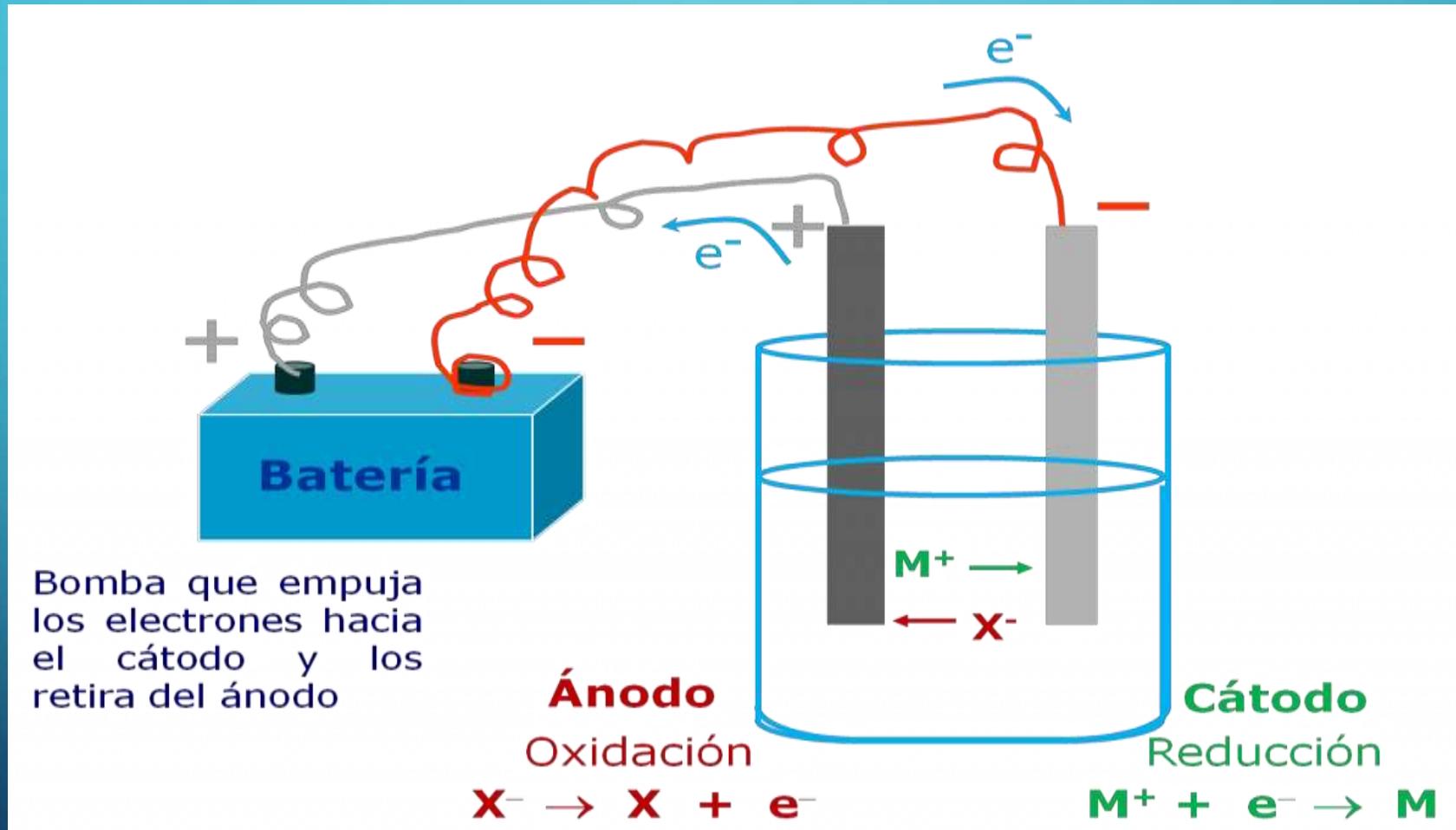
En la electrólisis se pueden distinguir tres fases:

**Ionización** - Es una fase previa antes de la aplicación de la corriente y para efectuar la sustancia a descomponer ha de estar ionizada, lo que se consigue disolviéndola o fundiéndola.

**Orientación** - En esta fase, una vez aplicada la corriente los iones se dirigen, según su carga eléctrica, hacia los polos (+) ó (-) correspondiente

**Descarga** - Los iones negativos o aniones ceden electrones al ánodo (-) y los iones positivos o cationes toman electrones del cátodo (+).

Estos tres pasos se observan que se llevan a cabo en la celda, cuando recibe energía externa al circuito.

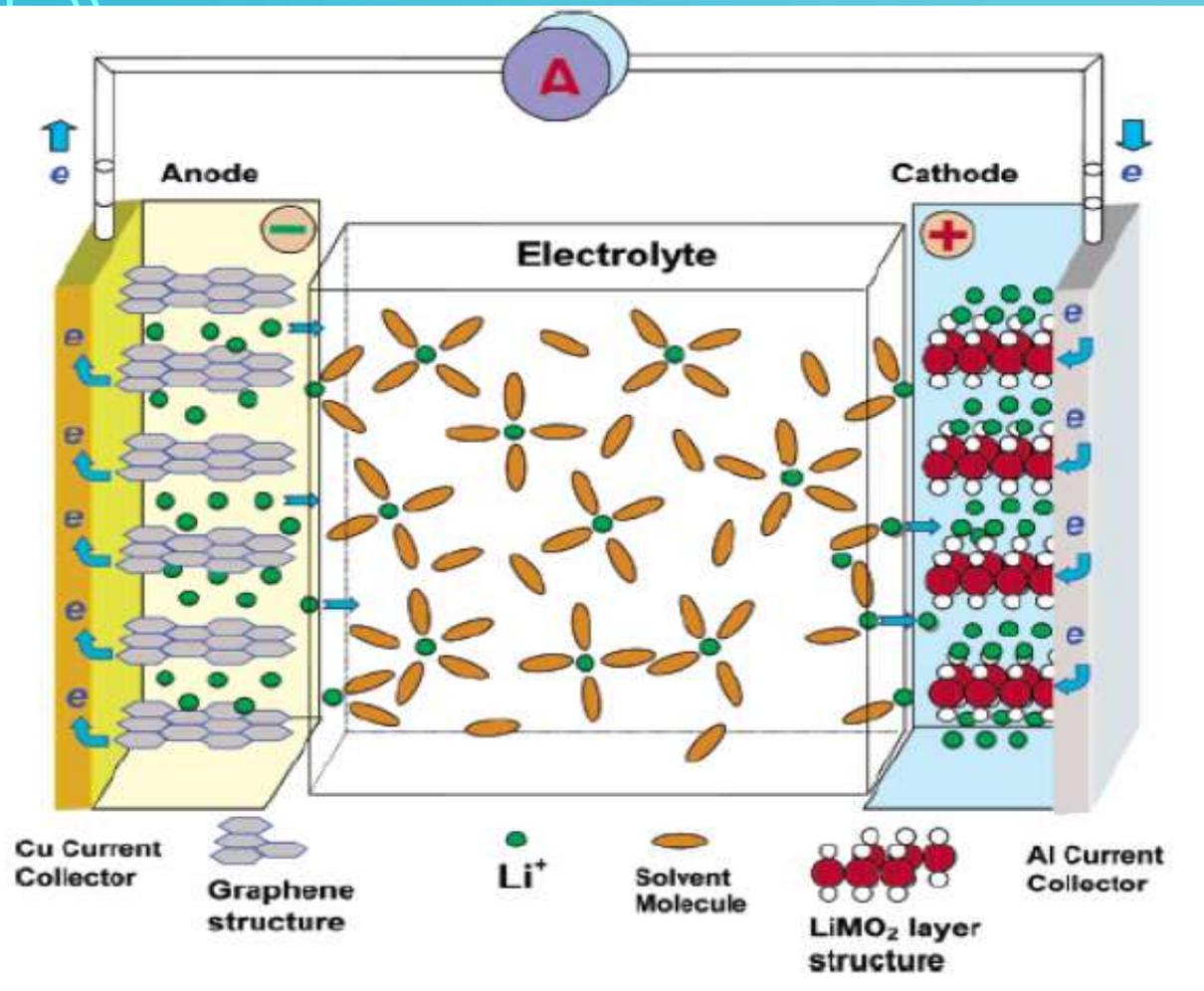


# Bateria

Una batería consiste en una o más celdas electroquímicas conectadas en serie o en paralelo para dar los requerimientos deseados de potencial o corriente.

Se necesita un **OXIDANTE y REDUCTOR** muy fuerte, y la  $E_0$  tiene que ser lo + grande posible para que sea buena

En el siguiente diagrama se muestran las partes de manera específica:



**Ánodo:** electrodo electropositivo donde los e<sup>-</sup> se generan

**Cátodo:** electrodo electronegativo donde los e<sup>-</sup> se aceptan

**Electrolito :** Permite el transporte de los iones

**Colectores de Corriente :** permite el transporte de los e<sup>-</sup> entre los electrodos.

**Separador :** permite aislar electrónicamente al ánodo y al cátodo (es permeable a los iones)

## BATERIAS

### •PRIMARIAS

(VOLTA, DANIELL...)

Zn/sal/Ag, Zn/ZnSO<sub>4</sub>//CuSO<sub>4</sub>/Cu

Gran densidad energética

Alto voltaje ya que solo hay una descarga

El precio es importantísimo

### •SECUNDARIAS

(RECARGABLES) empezamos cargandolas

Lead-acid(1860), Edison Cell (1900),

Ni-Cd cell, Zn-Cl (1970), Lii (1980)

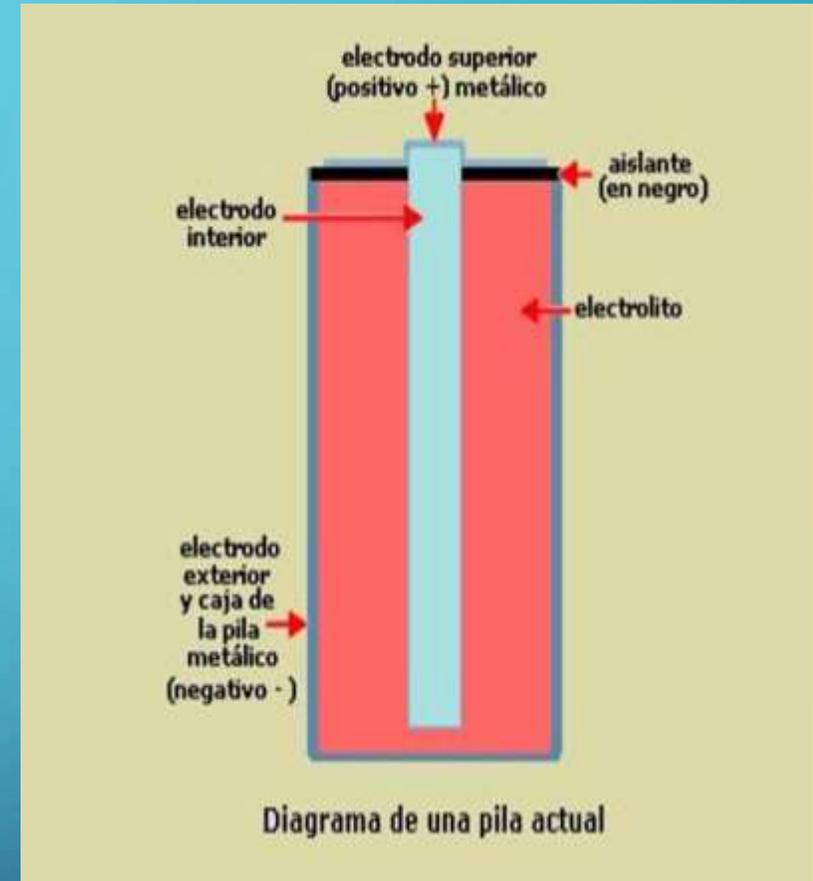
Buena ciclabilidad

El precio no es tan importante

# Baterías

## Mecanismo de reacciones en una pila

Al introducir un metal más activo que el hidrógeno en una disolución ácida ocurrirá una reacción redox: el metal se oxidará, pasando sus iones al seno de la disolución y los iones hidrógenos se reducirán sobre la superficie del metal desprendiéndose hidrógeno gaseoso.



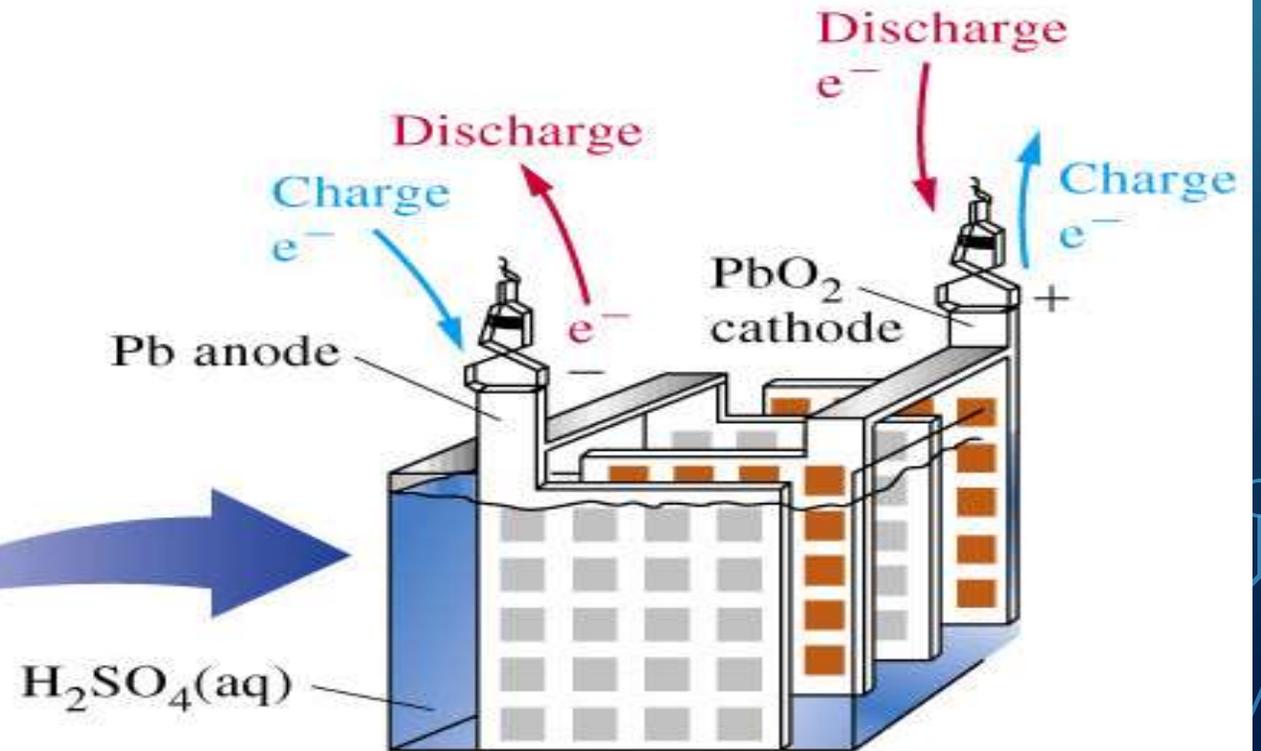
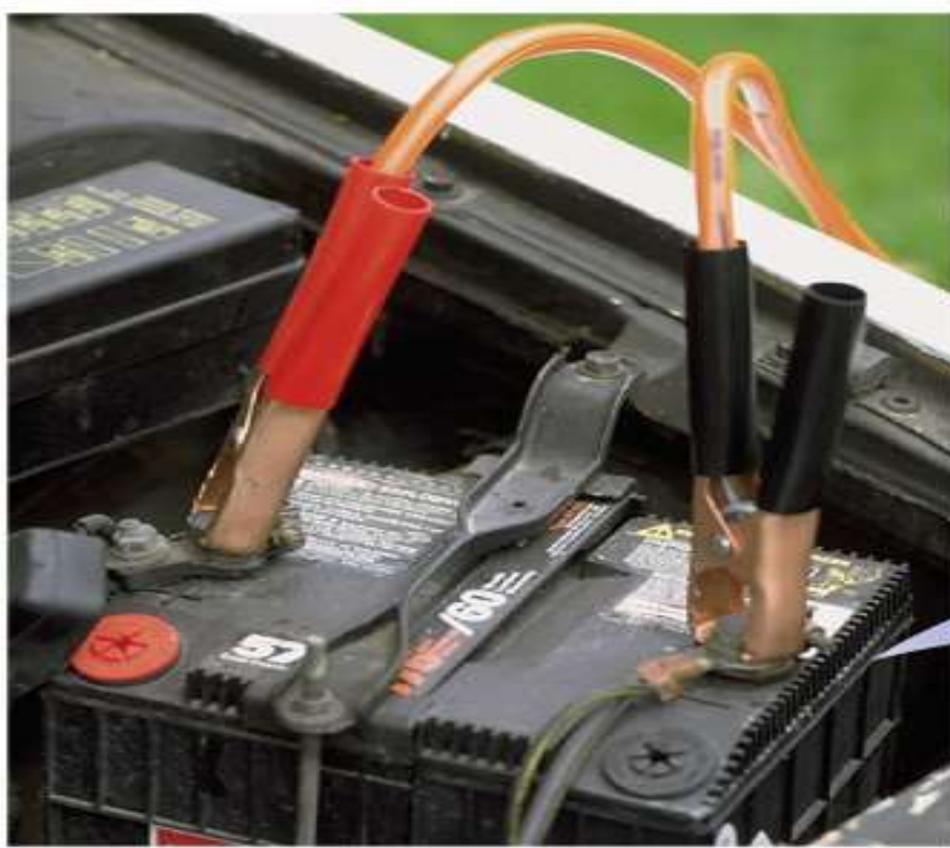
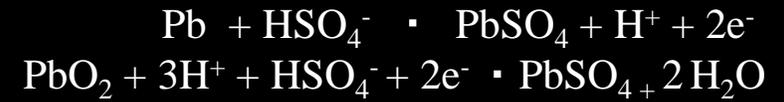
## **Mecanismo de reacciones en una pila**

Si en dicha disolución se introduce otro metal menos activo y ambos se conectan por medio de un conductor metálico, parte de los electrones, producidos por la oxidación del metal más activo circularán a través del conductor hacia el metal menos activo y en su superficie se reducirán buena parte de los iones hidrógenos.

**El flujo de electrones a través del conductor constituye una corriente eléctrica y puede emplearse para realizar un trabajo como encender un bombillo; alimentar una resistencia; efectuar una electrolisis.**

# Bateria Pb-PbO<sub>2</sub>

- **Es contaminante**
- **Dan gran potencia**
- **Densidad de energía pequeña**



## Referencias Bibliográficas

- <https://www.textoscientificos.com/quimica/numero-de-oxidacion-estado-de-oxidacion>
- <http://es-puraquimica.weebly.com/reacciones-redox.html>
- <https://definicion.de/regla-de-octeto/>
- <http://www.quimitube.com/teoria-redox/normas-determinacion-numero-oxidacion>
- <https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/reacciones-redox>
- <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/42-celdas-galvanicas-o-celdas-voltaicas.html>
- <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/43-celdas-electroliticas.html>
- [http://www.cempre.org.uy/index.php?option=com\\_content&view=article&id=85&Itemid=103](http://www.cempre.org.uy/index.php?option=com_content&view=article&id=85&Itemid=103)
- <https://blogingenieria.com/general/diferencia-pilas-baterias/>
- <http://www.quimicayalgomas.com/quimica-general/electrolisis-y-pilas/>
- <http://www.ifent.org/lecciones/electrodinamica/eldinami45.asp>