

Electroquímica

Práctico

Prof. Laura C. Lerici

Electroquímica

Estudia la conversión entre la energía eléctrica y la energía química.

Los procesos electroquímicos son reacciones redox.

Ejes temáticos de Electroquímica

1. Reacciones oxido-reducción (Redox)
2. Espontaneidad de las Redox
3. Celdas galvánicas
4. Electrolisis y corrosión

1. Reacciones Redox

- Consta de 2 semi reacciones:

OXIDACIÓN: Pérdida de electrones (aumento en el número de oxidación).



Agente Reductor: Sustancia capaz de reducir a otra, por lo tanto ella se oxida

REDUCCIÓN: Ganancia de electrones (disminución del número de oxidación)



Agente Oxidante : Sustancia capaz de oxidar a otra, por lo tanto ella se reduce.

Siempre que se produce una oxidación debe producirse simultáneamente una reducción.

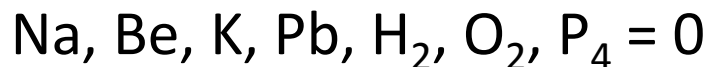
Número de oxidación o estado de oxidación (E.O.)

Es la carga que un átomo tendría en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente.

¿Cómo determinar los E.O.?



- Los elementos libres (sin combinar) en su estado mas estable tienen un número de oxidación igual a cero.



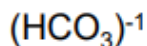
- En iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion: Li^+ , $\text{Li} = +1$; Fe^{3+} , $\text{Fe} = +3$; O^{2-} , $\text{O} = -2$
- El número de oxidación del oxígeno es por lo general -2, excepto en peróxidos (ej. H_2O_2) donde es -1

¿Como determinar los E.O.?



- El número de oxidación del hidrógeno es +1 excepto cuando esto es vinculado a metales en compuestos binarios. En estos casos, su número de oxidación es -1.
- Los metales del grupo IA tienen +1, los metales del IIA tienen +2 y el del flúor es siempre -1.
- La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula es igual a cero y en un ión es igual a la carga.

¿Cuales son los números de oxidación de todos los átomos en el $(\text{HCO}_3)^{-1}$?

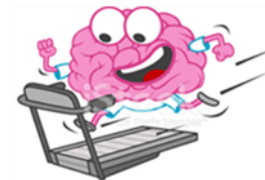


$$\text{O} = -2 \quad \text{H} = +1$$

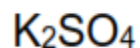
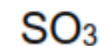
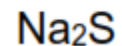
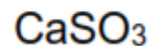
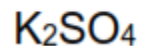
$$3 \times (-2) + 1 + \text{C} = -1$$

$$\text{C} = +4$$

Ejercitamos!!



2.- Señale el número de oxidación del S en los siguientes compuestos:

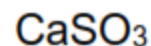


$$\text{K}=+1$$

$$\text{O}=-2$$

$$1*2-2*4+\text{EO}=0$$

$$\text{EO}=+6$$

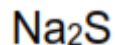


$$\text{Ca}=+2$$

$$\text{O}=-2$$

$$2*1-2*3+\text{EO}=0$$

$$\text{EO}=+4$$



$$\text{Na}=+1$$

$$2*1+\text{EO}=0$$

$$\text{EO}=+2$$



$$\text{O}=-2$$

$$-2*3+\text{EO}=0$$

$$\text{EO}=+6$$

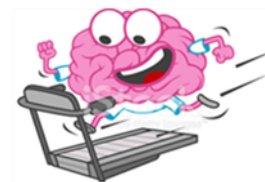
Ejercitamos!!



3.- Distinga cuáles de las siguientes ecuaciones representan a reacciones redox, J.S.R:

- | | | | | | | | | |
|----|--------------------|---|-------------------------|---------------|----------------------------|---|-------------------|----------|
| a) | 3 AgNO_3 | + | K_3PO_4 | \rightarrow | Ag_3PO_4 | + | 3 KNO_3 | No redox |
| b) | 2 CO | + | O_2 | \rightarrow | 2 CO_2 | | | redox |
| c) | CaCO_3 | | | \rightarrow | CaO | + | CO_2 | No redox |
| d) | 2 KClO_3 | | | \rightarrow | 2 KCl | + | 3 O_2 | redox |
| e) | Fe | + | 3 O_2 | \rightarrow | $2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$ | | | redox |
| f) | C | + | O_2 | \rightarrow | CO_2 | | | redox |

Ejercitamos!!



- Los compuestos que se disocian en una reacción de oxido reducción son los ACIDOS, HIDROXIDOS y SALES.
- Los óxidos, peróxidos y sustancias simples (ej. O_2) no se disocian.

Resolver!!

Disociar cuando corresponda y encontrar el EO de cada elemento.

- $KMnO_4 \rightarrow K^+ + MnO_4^-$ sal
- Cl_2 elemento libre, no se disocia
- $Na_2Cr_2O_7 \rightarrow Na^+ + Cr_2O_7^{-2}$ sal
- ZnO óxido, no se disocia
- $CuS \rightarrow Cu^{2+} + S^{2-}$ sal
- Fe_2O_3 óxido, no se disocia

BALANCES REDOX - Medio Acido

Método ion -electrón

1. Escribir la ecuación sin balancear en forma iónica.



2. Identificar las especies que se oxidan y reducen separar la ecuación en dos semireacciones:

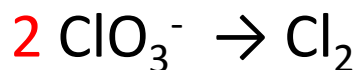
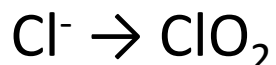


Aumento del EO, pérdida de e-



Disminución del EO, ganancia de e-

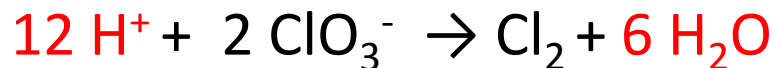
3. Balancear por inspección todos los elementos que no sean ni oxígeno ni hidrógeno en las dos semireacciones.



BALANCES REDOX - Medio Acido

Método ion -electrón

4. Para reacciones en medio ácido, agregar H_2O para balancear los átomos de O. Para balancear los átomos de H, agregamos H^+ .



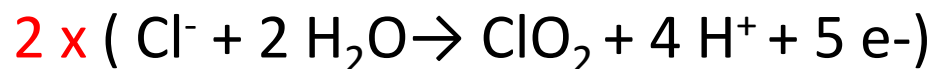
5. Agregar electrones en el lado apropiado de cada una de las semireacciones para balancear las cargas.



6. Si es necesario, igualar el número de electrones en las dos semireacciones multiplicando cada una de las reacciones por un coeficiente apropiado.

BALANCES REDOX - Medio Acido

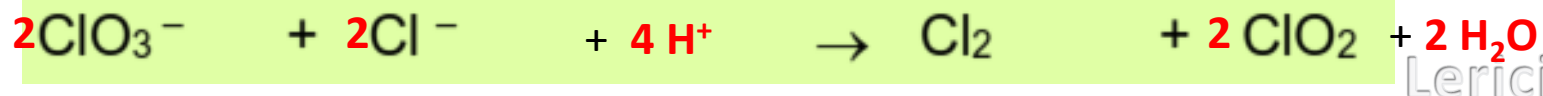
Método ion -electrón



7. Se cancelan los electrones en ambas partes. Se suman los reactivos y productos de ambas semirreacciones.



8. Trasladar los coeficientes estequiométricos a la reacción molecular (si correspondiera).



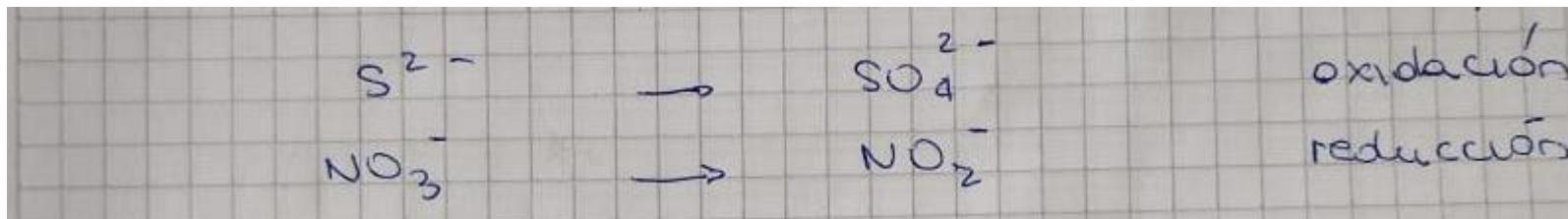
Ejercitamos!!



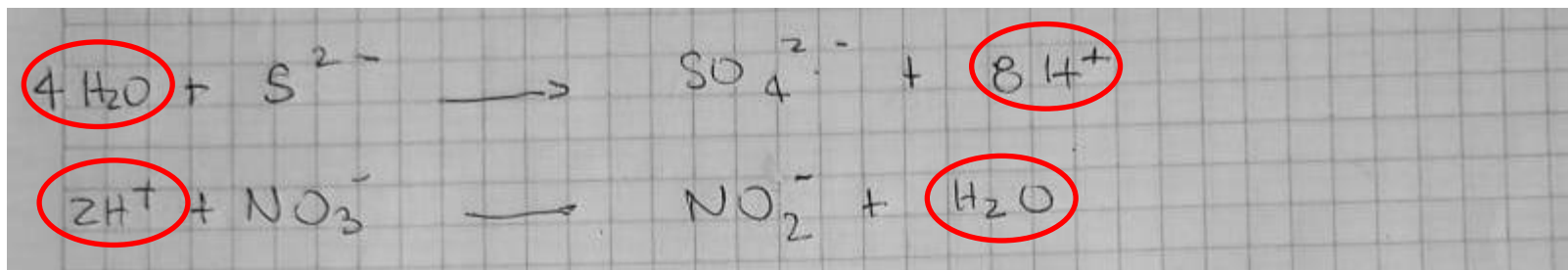
8.- Balancee las siguientes ecuaciones redox por el método del ión-electrón, e identifique en cada caso el agente oxidante y el agente reductor.



Paso 1 y 2: Identificar especies que se oxidan y reducen y escribirlas en forma iónica



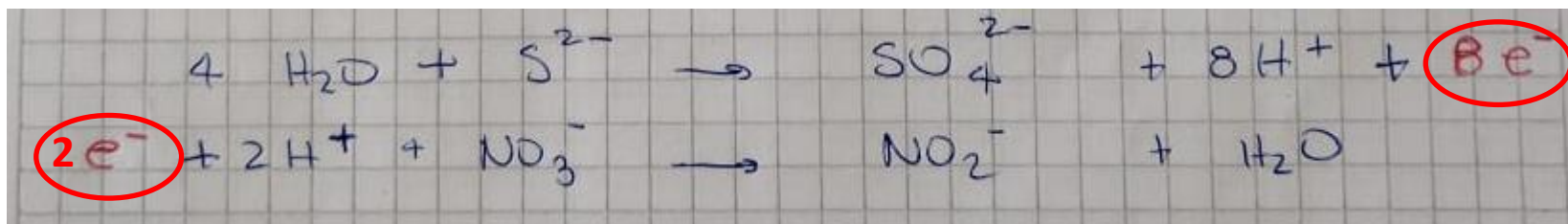
Paso 3 y 4: Balancear átomos.



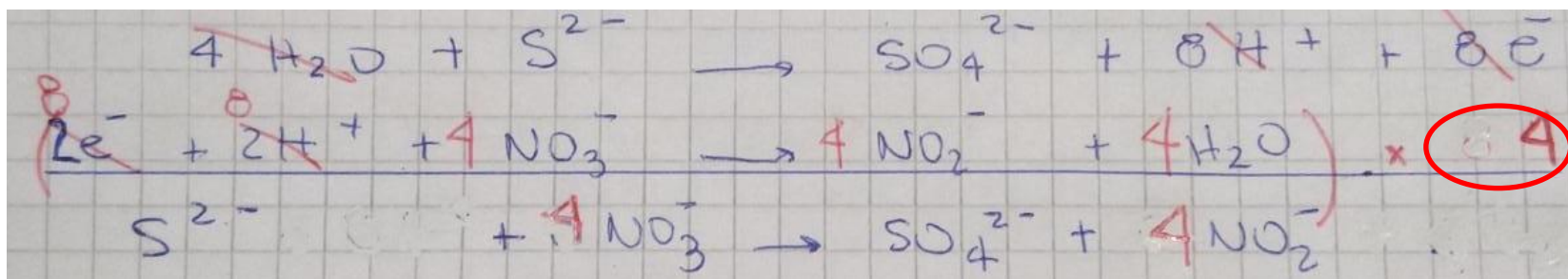
Ejercitamos!!



Paso 5: Balancear cargas



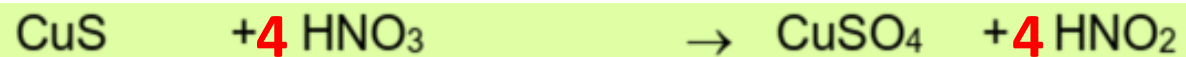
Paso 6 y 7: Igualar electrones de ambos lado y sumar la semirreacciones



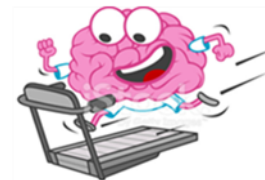
Ejercitamos!!



Paso 8: Trasladar coeficientes estequiométricos a la reacción.



Ejercitamos!!



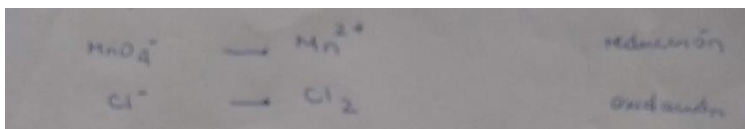
10.- Para la reacción de óxido-reducción:



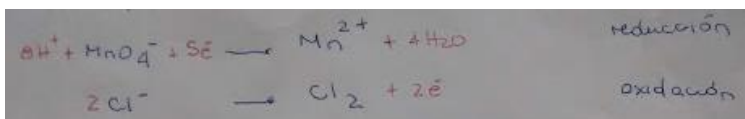
- Calcule los gramos de cloro que pueden formarse por reacción de 100 g de KMnO_4 .
- Calcule cuántos gramos de KMnO_4 se necesitan para preparar 500 mL de una solución 0,05 M.

Primero! Balacear la reacción empleando el método del ión-electrón

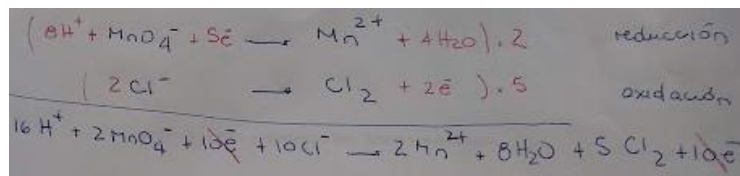
Paso 1 y 2



Paso 3, 4 y 5



Paso 6 y 7



Paso 8



Ejercitamos!!



a.

316,06 g permanganto ---- 354,5 g cloro gaseoso

100 g permanganato ----- $x=112,16$ g

b.

0,05 mol permanganto ---- 1000 mL solución

$x=0,025$ mol permanganato ----- 500 mL

$M= 0,025$ mol permanganato $\times 158,03$ g/mol

$M= 3,95$ g

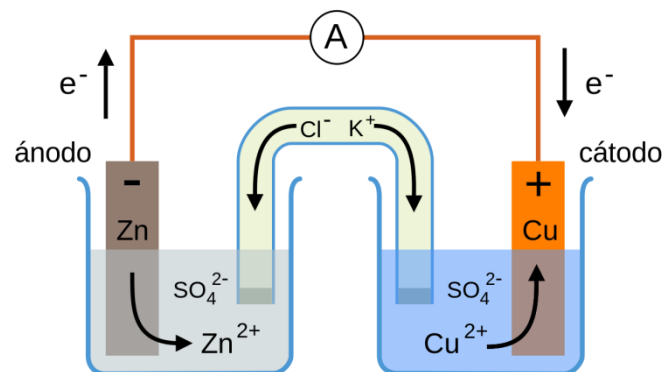
3. Celdas galvánicas o voltaicas

Son aquellas en las cuales las reacciones químicas *espontáneas* producen energía eléctrica (electricidad) la cual sale a un circuito eléctrico.

En el ánodo: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

En el cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$;

Reacción global: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$



Pila de Daniell

Oxidación se lleva a cabo en el Ánodo

Por convención el ánodo es el polo negativo (-). Los e^- salen de él.

Reducción se lleva a cabo en el Cátodo

Por convención el cátodo es el polo positivo (+). Los e^- van hacia él.

3. Celdas galvánicas o voltaicas

La diferencia de potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo se llama:

- Voltaje de la celda
- Fuerza electromotriz (fem) o
- Potencial de la celda.

El potencial estándar de reducción (E°) es el voltaje asociado con una reacción de reducción en un electrodo cuando todos los solutos se encuentran a 1 M y todos los gases están a 1 atm.

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

Tabla de potenciales de reducción estándar

Sistema	Semirreacción	E° (V)
Li ⁺ / Li	Li ⁺ + 1 e ⁻ → Li	-3,04
K ⁺ / K	K ⁺ + 1 e ⁻ → K	-2,92
Ca ²⁺ / Ca	Ca ²⁺ + 2 e ⁻ → Ca	-2,87
Na ⁺ / Na	Na ⁺ + 1 e ⁻ → Na	-2,71
Mg ²⁺ / Mg	Mg ²⁺ + 2 e ⁻ → Mg	-2,37
Al ³⁺ / Al	Al ³⁺ + 3 e ⁻ → Al	-1,66
Mn ²⁺ / Mn	Mn ²⁺ + 2 e ⁻ → Mn	-1,18
Zn ²⁺ / Zn	Zn ²⁺ + 2 e ⁻ → Zn	-0,76
Cr ³⁺ / Cr	Cr ³⁺ + 3 e ⁻ → Cr	-0,74
Fe ²⁺ / Fe	Fe ²⁺ + 2 e ⁻ → Fe	-0,41
Cd ²⁺ / Cd	Cd ²⁺ + 2 e ⁻ → Cd	-0,40
Ni ²⁺ / Ni	Ni ²⁺ + 2 e ⁻ → Ni	-0,25
Sn ²⁺ / Sn	Sn ²⁺ + 2 e ⁻ → Sn	-0,14
Pb ²⁺ / Pb	Pb ²⁺ + 2 e ⁻ → Pb	-0,13
H ⁺ / H ₂	2 H ⁺ + 2 e ⁻ → H ₂	0,00
Cu ²⁺ / Cu	Cu ²⁺ + 2 e ⁻ → Cu	0,34
I ₂ / I ⁻	I ₂ + 2 e ⁻ → 2 I ⁻	0,53
MnO ₄ ⁻ / MnO ₂	MnO ₄ ⁻ + 2 H ₂ O + 3 e ⁻ → MnO ₂ + 4 OH ⁻	0,53
Hg ²⁺ / Hg	Hg ²⁺ + 2 e ⁻ → 2 Hg	0,79
Ag ⁺ / Ag	Ag ⁺ + 1 e ⁻ → Ag	0,80
Br ₂ / Br ⁻	Br ₂ + 2 e ⁻ → 2 Br ⁻	1,07
Cl ₂ / Cl ⁻	Cl ₂ + 2 e ⁻ → 2 Cl ⁻	1,36
Au ³⁺ / Au	Au ³⁺ + 3 e ⁻ → Au	1,500
MnO ₄ ⁻ / Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8 H ⁺ + 5 e ⁻ → Mn ²⁺ + 2 H ₂ O	1,51

- El valor de E° para cada semirreacción de reducción aparece en la tabla de Potenciales de Reducción.
- Cuanto mayor es E° mayor tendencia reducirse.
- Las semirreacciones son reversibles. Se cambia el signo del potencial cuando se invierte.

2. Espontaneidad de las reacciones Redox

$$\Delta G = -nFE_{\text{celda}}$$

n = número de moles de electrones en la reacción

$$\Delta G^0 = -nFE^0_{\text{celda}}$$

$$F = 96500 \text{ J/(V mol)} = 96500 \text{ C/mol}$$

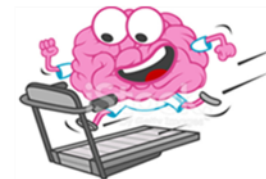
$$\Delta G^0 = -RT \ln K = -nFE^0_{\text{celda}}$$

Ecuación de Nerst

$$E = E^0 - \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln Q$$

$$E = E^0 - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

Ejercitamos!!



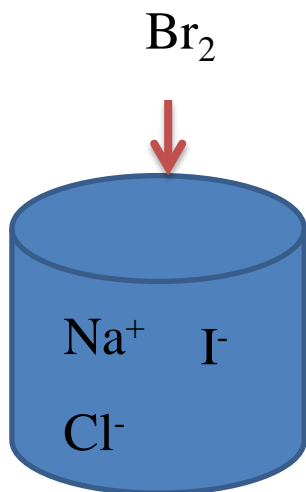
18.- De acuerdo a los potenciales normales de reducción, selecciona cuál es el mejor agente oxidante y cuál es el mejor agente reductor: Cl_2 , MnO_4^- , Fe^{2+} , Sn^{2+} .

	MnO_4^-	Cl_2	Sn^{2+}	Fe^{2+}
ε°	1,507	1,360	-0,14	-0,41
	Se reduce más fácilmente . Mejor Ag. Oxidante			Se oxida más fácilmente . Mejor Ag. Reductor

Ejercitamos!!



20.- Indique J.S.R. si se producirá una reacción espontánea al añadir bromo molecular a una solución que contenga NaCl y NaI a 25 °C, considerando que todas las especies se encuentran en estado estándar.



$\text{Na}^+/\text{Na} \quad E_{\text{red}}^\circ = -2,714 \text{ V}$

$\text{Br}_2/\text{Br}^- \quad E_{\text{red}}^\circ = 1,08 \text{ V}$

$\text{Cl}^-/\text{Cl}_2 \quad E_{\text{oxid}}^\circ = -1,360 \text{ V}$

$\text{I}^-/\text{I}_2 \quad E_{\text{oxid}}^\circ = -0,535 \text{ V}$

El bromo molecular se reduce y el yoduro se oxida a I_2

Ejercitamos!!



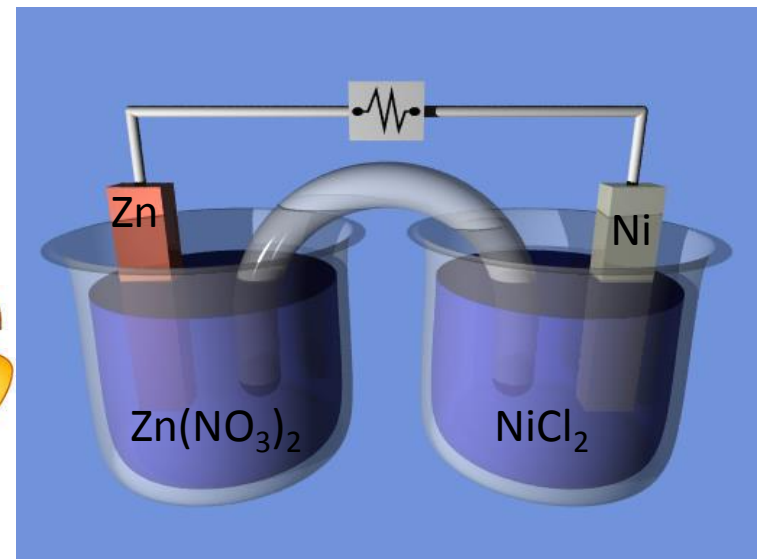
- 24.- Se construye una celda voltaica, donde un compartimiento de electrodo se compone de una tira de zinc inmersa en una solución de nitrato de zinc, y el otro contiene una tira de níquel colocada en una solución de NiCl_2 .
- Dibuje un esquema de la celda voltaica e indique cuál es el ánodo, cuál es el cátodo y el sentido en que migran los electrones y los iones.
 - Explique por qué los electrones fluyen en el sentido señalado.
 - Indique las funciones que cumple el puente salino en la celda.
 - Escriba las hemi-reacciones que se llevan a cabo en los compartimentos de los electrodos y la reacción global de la celda.



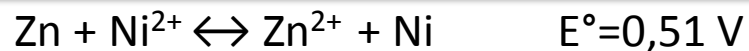
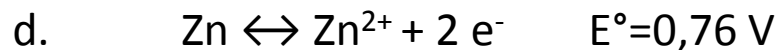
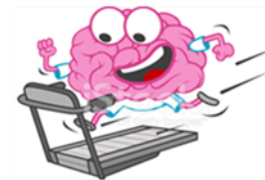
-0.76

-0.25

a. ¿Quien se oxida y quien se reduce??



Ejercitamos!!



Zn se oxida ----- ánodo

Ni^{2+} se reduce ---- cátodo

b. Los e^- salen del ánodo y van hacia el cátodo

c. El puente salino tiene la función de compensar las cargas

Ejercitamos!!



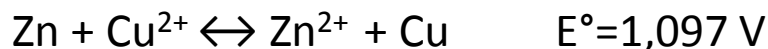
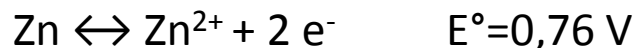
29.- Se tiene una pila formada por un electrodo de cobre y otro de zinc introducido en soluciones acuosas de sus respectivos iones.

a) Indique cuál es el polo positivo y el polo negativo.

b) Calcule el valor de la fem de la pila si la concentración de ambos iones es 1 M en sus respectivas soluciones.

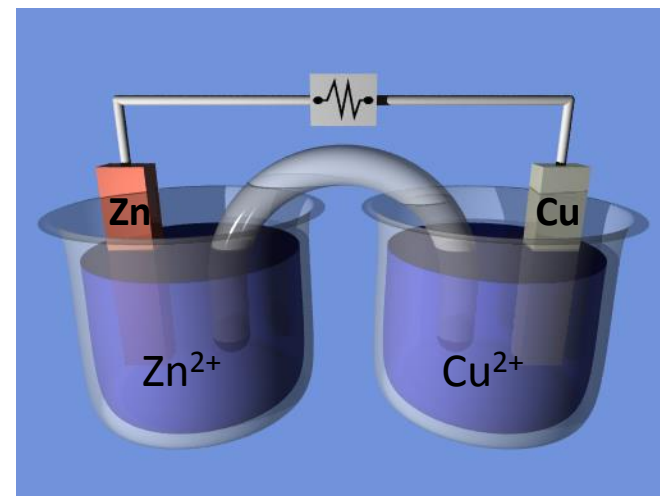
c) Calcule la fem de la pila si la $[Cu^{2+}] = 2\text{ M}$ y $[Zn^{2+}] = 0,3\text{ M}$.

a y b.

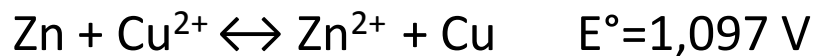


Zn se oxida ----- ánodo (polo negativo)

Cu^{2+} se reduce ---- cátodo (polo positivo)



Ejercitamos!!



$$E = E^\circ - \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln Q$$

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

$$Q = 0,3/2$$

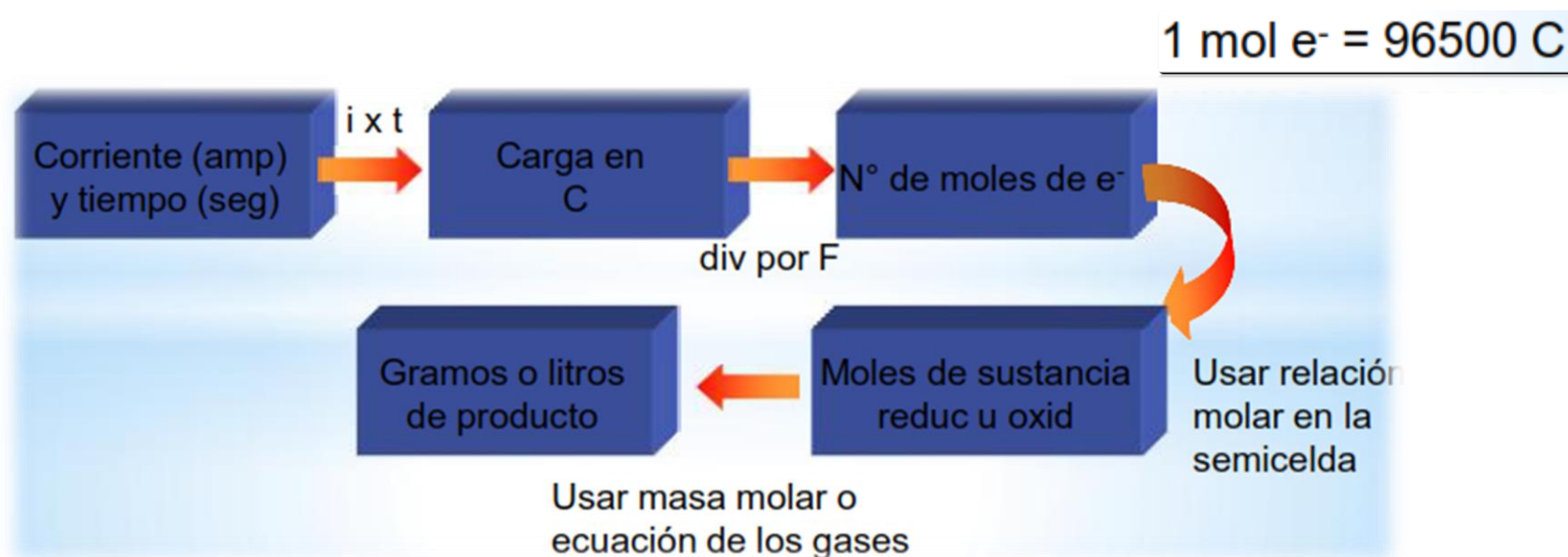
$$Q = 0,15$$

$$E = 1,097 \text{ V} - 0,0257/2 * \ln (0,3/2)$$

$$E = \mathbf{1,12 \text{ V}}$$

4. Electrólisis y corrosión

Electrólisis es el proceso en el que se usa energía eléctrica para hacer que una reacción química no espontánea tenga lugar.



La cantidad de sustancia que experimenta oxidación o reducción en cada electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por ella.

Ejercitamos!!



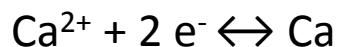
40.- Para cada uno de los siguientes procesos de electrólisis, calcule:

- a) Los gramos de calcio metálico que pueden obtenerse al pasar 0,5 A a través de cloruro de calcio fundido durante 30 minutos.
- b) La masa de plata metálica depositada en el cátodo al pasar por una solución acuosa de Ag^+ una corriente de 2 A durante 42,5 minutos.
- c) El tiempo (en horas) necesario para que una corriente de 4 A deposite 127 g de cobre de una solución acuosa de CuSO_4 .
- d) Los Faraday que se necesitan para producir 1,5 L de cloro molecular a 750 mmHg y 20°C a partir de NaCl fundido.

a. $q = i \times t$

$$q = 0,5 \text{ A} \times 30 \text{ min} \times 60 \text{ seg/min}$$

$$q = 900 \text{ C}$$



$$40 \text{ g/mol Ca}^{2+} \text{ — } 2 \times 96500 \text{ C}$$

$$x = 0,18 \text{ g Ca — } 900 \text{ C}$$

c. $63,54 \text{ g/mol Cu}^{2+} \text{ — } 2 \times 96500 \text{ C}$

$$127 \text{ g Cu — } x = 3,85 \times 10^5 \text{ C}$$

$$q = i \times t \equiv t = q/i$$

$$t = 3,85 \times 10^5 \text{ C} / 4 \text{ A}$$

$$t = 9,64 \times 10^4 \text{ s}$$

$$t = 26,79 \text{ h}$$

Par redox	E°
$F_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons 2HF(aq)$	3.06
$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	2.87
$O_3 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons O_2 + H_2O$	2.07
$S_2O_8^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	2.01
$Co^{3+} + e \rightleftharpoons Co^{2+}$	1.82
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons 2H_2O$	1.77
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons MnO_2 + 2H_2O$	1.70
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$	1.69
$Au^+ + e \rightleftharpoons Au$	1.68
$HClO_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons HClO + H_2O$	1.64
$HClO + H^+ + e \rightleftharpoons \frac{1}{2}Cl_2 + H_2O$	1.63
$Ce^{4+} + e \rightleftharpoons Ce^{3+}$	1.61
$Bi_2O_4 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons 2BiO^+ + 2H_2O$	1.59
$BrO_3^- + 6H^+ + 5e \rightleftharpoons \frac{1}{2}Br_2 + 3H_2O$	1.52
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1.51
$PbO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2H_2O$	1.46
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	1.36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	1.23
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	1.23
$IO_3^- + 6H^+ + 5e \rightleftharpoons \frac{1}{2}I_2 + 3H_2O$	1.20
$ClO_4^- + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons ClO_3^- + H_2O$	1.19
$Br_2(aq) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1.09
$Br_2(liq) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1.07
$Br_3^- + 2e \rightleftharpoons 3Br^-$	1.05
$VO_2^+ + 2H^+ + e \rightleftharpoons VO^{2+} + H_2O$	1.00
$AuCl_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Cl^-$	1.00
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0.96
$NO_3^- + 3H^+ + 2e \rightleftharpoons HNO_2 + H_2O$	0.94
$2Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	0.92
$AuBr_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Br^-$	0.87
$Cu^{2+} + I^- + e \rightleftharpoons CuI$	0.86
$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg$	0.85
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	0.80
$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftharpoons 2Hg$	0.79
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0.77
$PtCl_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Pt + 4Cl^-$	0.73
$Q + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2Q$	0.70
$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2O_2$	0.68
$PtBr_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Pt + 4Br^-$	0.58
$MnO_4^- + e \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	0.56
$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons HAsO_2 + 2H_2O$	0.56
$I_3^- + 2e \rightleftharpoons 3I^-$	0.54
$I_2(s) + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	0.54
$Cu^+ + e \rightleftharpoons Cu$	0.52
$4H_2SO_3 + 4H^+ + 6e \rightleftharpoons S_4O_6^{2-} + 6H_2O$	0.51

Par redox	E°
$2H_2SO_3 + 2H^+ + 4e \rightleftharpoons S_2O_3^{2-} + 3H_2O$	0.40
$Fe(CN)_6^{3-} + e \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{4-}$	0.36
$VO^{2+} + 2H^+ + e \rightleftharpoons V^{3+} + H_2O$	0.36
$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	0.34
$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$	0.28
$IO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftharpoons I^- + 6OH^-$	0.26
$AgCl + e \rightleftharpoons Ag + Cl^-$	0.22
$HgBr_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Hg + 4Br^-$	0.21
$Cu^{2+} + e \rightleftharpoons Cu^+$	0.15
$Sn^{4+} + 2e \rightleftharpoons Sn^{2+}$	0.15
$S + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2S$	0.14
$CuCl + e \rightleftharpoons Cu + Cl^-$	0.14
$AgBr + e \rightleftharpoons Ag + Br^-$	0.10
$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}$	0.08
$CuBr + e \rightleftharpoons Cu + Br^-$	0.03
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0.00
$HgI_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Hg + 4I^-$	-0.04
$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0.13
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftharpoons Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0.13
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0.14
$AgI + e \rightleftharpoons Ag + I^-$	-0.15
$CuI + e \rightleftharpoons Cu + I^-$	-0.19
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0.25
$V^{3+} + e \rightleftharpoons V^{2+}$	-0.26
$PbCl_2 + 2e \rightleftharpoons Pb + 2Cl^-$	-0.27
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0.28
$PbBr_2 + 2e \rightleftharpoons Pb + 2Br^-$	-0.28
$PbSO_4 + 2e \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	-0.36
$PbI_2 + 2e \rightleftharpoons Pb + 2I^-$	-0.37
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0.40
$Cr^{3+} + e \rightleftharpoons Cr^{2+}$	-0.41
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0.44
$2CO_2(g) + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2C_2O_4(aq)$	-0.49
$Cr^{3+} + 3e \rightleftharpoons Cr$	-0.74
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0.76
$H_2O + e \rightleftharpoons \frac{1}{2}H_2 + OH^-$	-0.83
$Cr^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cr$	-0.91
$Mn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mn$	-1.18
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1.66
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2.37
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2.71
$Ca^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ca$	-2.87
$Sr^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sr$	-2.89
$Ba^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ba$	-2.90
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2.93
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3.05