

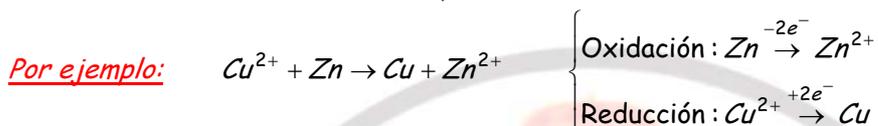


TEMA VIII: ELECTROQUIMICA

1.- Concepto De Oxidación- Reducción:

Llamamos **oxidación** a la pérdida de electrones por parte de un elemento, y **reducción** a la ganancia de electrones por parte de otro elemento.

Si un elemento gana electrones, es porque otro los pierde, por lo que no podemos hablar de reacciones de oxidación o de reacciones de reducción por separado, sino de reacciones de oxidación-Reducción, o mas bien de reacciones Red-Ox.



Oxidante es la sustancia capaz de oxidar a otra, es decir, capaz de captar los electrones que esa otra sustancia debe perder para oxidarse.

Reductor es la sustancia capaz de reducir a otra, es decir, capaz de ceder los electrones que esa otra sustancia debe ganar para reducirse.

- El **Oxidante** produce la oxidación del otro, pero él se reduce.
- El **Reductor** produce la reducción del otro, pero él se oxida.



2.- Números de Oxidación y normas de cálculo:

Se llama **número de oxidación** de un elemento dentro de un compuesto a la carga formal que se asigna al átomo en dicho compuesto. Para conocer el N° de oxidación de un átomo en un compuesto, hemos de seguir las siguientes normas:

- ✓ El n° de oxidación de los elementos en estado libre (sin combinar) es cero. Li, H₂, P₄, S₈.
- ✓ El n° de oxidación del oxígeno en sus compuestos es usualmente -2, H₂O, OCl₂, NO. Excepto en los peróxidos que tiene n° de oxidación -1: Na₂O₂, H₂O₂ y en el OF₂ que tiene +2.
- ✓ El n° de oxidación del hidrógeno en sus compuestos es +1. H₂O, NH₃, y HCl, excepto en los hidruros metálicos que tiene n° de oxidación -1, LiH, CaH₂,...
- ✓ El n° de oxidación de los metales coincide con su valencia.
- ✓ El n° de oxidación de los halógenos en los haluros es -1.
- ✓ La suma de los n° de oxidación de todos los átomos en un compuesto es cero, de esta forma conocidos todos menos uno, podemos calcular el n° de oxidación de este átomo:
 $H_2SO_4: 2(+2)+X+4(-2)=0 \rightarrow X=6$
- ✓ El n° de oxidación de los iones simples monoatómicos, es igual a la carga de ión: Cl⁻, F⁻, O²⁻, Na⁺.
- ✓ La suma de los números de oxidación de todos los átomos en un ión complejo es igual a la carga del ión: NO₃⁻: X-6=-1 → X=5

**Números de Oxidación de los distintos elementos****Metales**

ELEMENTO	SÍMBOLO	NUMEROS DE OXIDACIÓN
Litio	Li	1
Sodio	Na	1
Potasio	K	1
Rubidio	Rb	1
Cesio	Cs	1
Francio	Fr	1
Berilio	Be	2
Magnesio	Mg	2
Calcio	Ca	2
Estroncio	Sr	2
Bario	Ba	2
Radio	Ra	2
Cinc	Zn	2
Cadmio	Cd	2
Cobre	Cu	1, 2
Mercurio	Hg	1, 2
Aluminio	Al	3
Oro	Au	1, 3
Hierro	Fe	2, 3
Cobalto	Co	2, 3
Níquel	Ni	2, 3
Estaño	Sn	2, 4
Plomo	Pb	2, 4
Platino	Pt	2, 4
Iridio	Ir	2, 4
Cromo	Cr	2, 3, 6
Manganeso	Mn	2, 3, 4, 6, 7

No Metales

ELEMENTO	SÍMBOLO	NUMEROS DE OXIDACIÓN
Hidrógeno	H	-1, 1
Fluor	F	-1
Cloro	Cl	-1, 1, 3, 5, 7
Bromo	Br	-1, 1, 3, 5, 7
Yodo	I	-1, 1, 3, 5, 7
Oxígeno	O	-2, 2
Azufre	S	-2, 2, 4, 6
Selenio	Se	-2, 2, 4, 6
Telurio	Te	-2, 2, 4, 6
Nitrógeno	N	-3, 1, 2, 3, 4, 5
Fósforo	P	-3, 1, 3, 5
Arsénio	As	-3, 3, 5
Antimonio	Sb	-3, 3, 5
Boro	B	-3, 3
Bismuto	Bi	-3, 3, 5
Carbono	C	-4, 2, 4
Silicio	Si	-4, 4



Ejercicio 1: Hallar el nº de oxidación del manganeso en el permanganato de potasio y del carbono en el carbonato de sodio.

3.- Equivalente gramo:

Masa de oxidante (o reductor) igual a 1 mol, dividida por el nº de electrones que capta (o pierde) la molécula de dicho oxidante (o reductor) cuando se reduce (o oxida).

4.- Peso Equivalente Red-Ox:

Se llama peso equivalente Red-OX (P_{eq}) de un compuesto al cociente entre su peso molecular y el nº de electrones que se transfiere por cada molécula del compuesto:

Ejemplos:

$$\text{En el } \text{MnO}_4^- , P_{eq} = \frac{P_m}{5}$$

$$\text{En el } \text{I}^- : P_{eq} = \frac{P_{at}}{1}$$

5.- Ajuste de Reacciones Red-Ox:

El método del ión electrón es el más usado para el ajuste de las reacciones Red-Ox. Para poder entender bien como se aplica debemos seguir un orden:

- Una vez planteada la reacción, tenemos que ver cual es la especie que se oxida y cual es la que se reduce. Esto lo podemos saber por los cambios producidos en los números de oxidación.
- Se escriben las semirreacciones del oxidante y reductor.
- Se ajusta por tanteo el número de átomos de las especies, excepto el oxígeno y el hidrógeno.
- El oxígeno se ajusta añadiendo H_2O en el miembro de la semirreacción que sea necesario.
- El ajuste del hidrógeno se efectúa dependiendo de si la reacción se produce en medio ácido, o medio básico.

→ **En Medio ácido:** se adiciona el número apropiado de H^+ en el miembro de la reacción que se necesite.

→ **En Medio básico:** en vez de añadir H^+ en el miembro de la reacción que se necesite, se añade H_2O y se colocan en el miembro opuesto tantos OH^- como H^+ se necesiten.

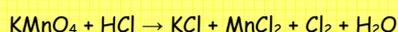
Residence ESSAADA, entrée 7, 1er étage, Av. Hassan II, Rabat

Tel: 037 20 12 21 6 037 20 47 43

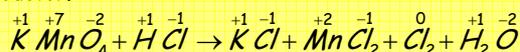
- Se ajusta la carga de los dos miembros poniendo tantos electrones como sean necesarios en el miembro que corresponda.
- Se multiplica cada semirreacción por el número adecuado para igualar el número de electrones en las dos.
- Se suman las dos semirreacciones y se anulan o simplifican las especies que se repiten en ambos miembros.
- Si existen especies que no intervienen, se ajustan por tanteo.



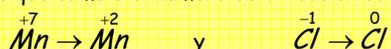
Ejemplo 1: Ajustar por el método del ión electrón la reacción siguiente: (Medio ácido)



a) Como nos dan la reacción planteada, ponemos sobre cada uno de los átomos el número de oxidación para ver cual es el oxidante y cual el reductor.



Vemos que los únicos elementos en los que cambia el número de oxidación son:

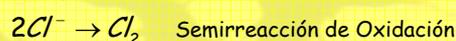
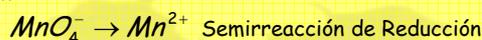


Luego el permanganato se ha reducido porque ha ganado electrones para pasar a Mn^{2+} , y por tanto es el oxidante. El Cl^- se ha oxidado porque ha perdido electrones y por tanto es el reductor.

Hay que tener en cuenta que la reacción se produce en disolución acuosa y que las sales y el ácido están disociados, luego en realidad la reacción, considerando solo las especies que se oxidan y reducen, es:



b) Las dos semirreacciones son:



c) En la primera semirreacción tenemos oxígeno a la izquierda, pero a la derecha no, por tanto como estamos en medio ácido, añadimos 4 H_2O , y como al añadir esto, introducimos 8 Hidrógenos, para igualarlo añadimos 8 H^+ en el primer miembro, quedando:



La semirreacción de oxidación se queda igual.

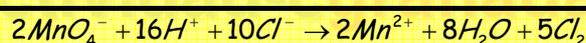
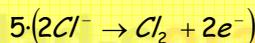
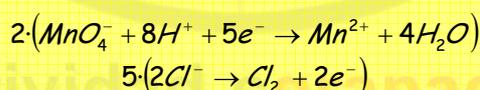
d) Una vez ajustas las especies químicas, ajustamos las cargas. En el primer miembro de la semirreacción de reducción hay una carga negativa y 8 positivas, en el segundo miembro solo 2 positivas, por tanto, tenemos que añadir 5 e^- en el primero para igualar las cargas:



Mientras que en la semirreacción de oxidación hay dos cargas negativas en el primer miembro y ninguna en el segundo, por tanto, tenemos que sumar 2 e^- en este último para igualarlo:

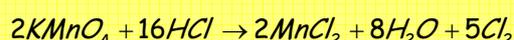


e) Como el número de electrones en las dos semirreacciones es distinto, lo igualamos multiplicando la primera por 2 y la segunda por 5, y después sumamos miembro a miembro:



En la reacción global, los electrones no se ponen por ser iguales en ambos miembros.

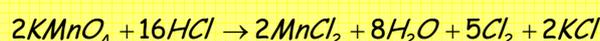
f) Se escribe la reacción en forma molecular:



Los 16 HCl se ponen teniendo en cuenta que el HCl vendría dado por el número de H^+ y Cl^- que hay en la reacción iónica pero, al no ser igual se toma el mayor.

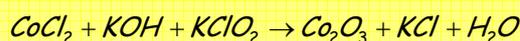
g) Como en la reacción anterior aparecen en el primer miembro potasio y Cl^- , que no están en el segundo miembro, se suman en este segundo miembro como KCl.

Luego la reacción global ajustada es:

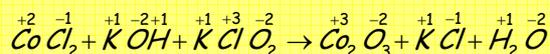




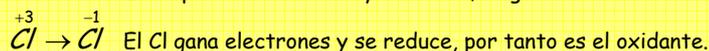
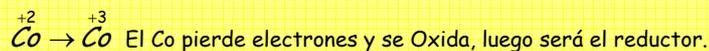
Ejemplo 2: Ajustar por el método del ión electrón la reacción siguiente: (Medio Básico)



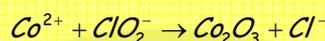
a) Lo primero es ver en que elementos varía el número de oxidación:



Los elementos que cambian son:



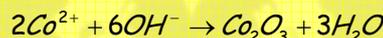
La reacción iónica será:



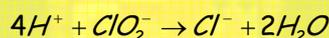
b) Las dos semirreacciones son:



c) Como la reacción es en medio básico, para ajustar el oxígeno en la semirreacción de oxidación, añadimos 3H₂O en el segundo miembro, de forma que en el primero tenemos que añadir 6 OH⁻



En la semirreacción de reducción, para ajustar el O añadimos 2 H₂O a la derecha, y para corregir el H, añadimos 4H⁺ a la izquierda.



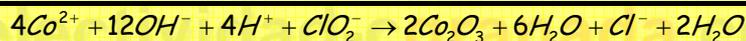
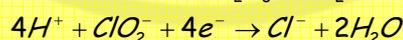
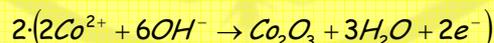
d) Ajustamos la carga de la semirreacción de oxidación añadiendo 2 electrones al segundo miembro:



En la Semirreacción de reducción, para ajustar la carga, sumamos 4 e⁻ al primer miembro

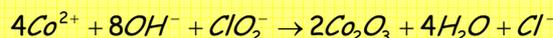


e) Para igualar la carga, multiplicamos la primera por 2, y al sumarlas queda:

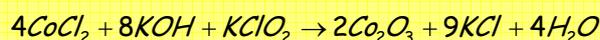


En el primer miembro, tenemos que $12\text{OH}^- + 4\text{H}^+ = 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{OH}^-$

Reduciendo el agua en los dos miembros nos queda:

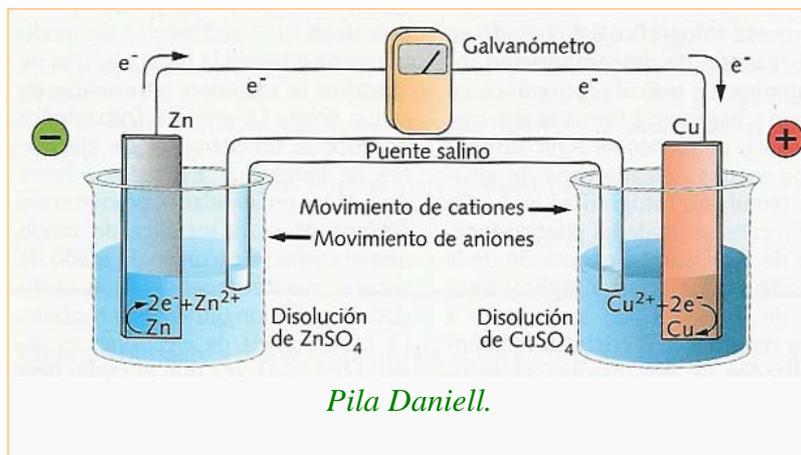


f) La reacción global en forma molecular ya ajustada:



6.- Pilas Galvánicas

Una Pila galvánica es un dispositivo que permite obtener energía eléctrica a partir de una reacción Redox espontánea. En ella los electrones se transfieren desde el agente reductor al oxidante.



Los Componentes de una pila son dos electrodos (ánodo (-) y cátodo (+)), un conductor externo (en el que normalmente hay un voltímetro) y un puente salino.

- **Electrodo:** Se compone de una lámina de metal sumergida en una disolución de una sal soluble del metal.
- **Puente Salino:** Es un tubo de vidrio que contiene una disolución concentrada de un electrolito inerte para la reacción redox de la pila, (normalmente KCl). Su misión es cerrar el circuito y mantener la neutralidad de la carga de las disoluciones.
- **Voltímetro:** Mide la diferencia de potencial entre los dos electrodos. Esta diferencia de potencial es la fuerza electromotriz (FEM) de la pila.

Un electrodo actúa como cátodo y el otro como ánodo. En cada electrodo se produce una semirreacción.

Los electrones circulan del ánodo al cátodo a través del conductor externo.

Electrodo	Semirreacción	Polaridad
Ánodo	Oxidación	(-)
Cátodo	Reducción	⊕

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

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

La reacción total, es la suma de ambas semirreacciones: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

En el **diagrama de una pila** se indica primero el proceso de oxidación y a continuación, el sistema que mantiene la neutralidad de las disoluciones, que suele ser el puente salino, representado por una doble barra. Por último, se indica el proceso de reducción. Se debe señalar la fase de las sustancias que intervienen y la concentración molar de las disoluciones (o la presión si intervienen gases).

En la Pila de Daniel, por convenio, las concentraciones de Cu^{2+} y Zn^{2+} , son de concentración 1M, y su diagrama en el siguiente:



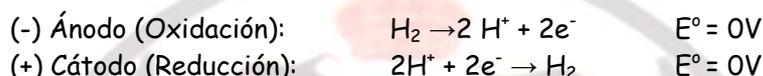


7.- Potencial estándar. Medida:

El potencial estándar de reducción de un electrodo (E°) es la diferencia de potencial medida en una pila formada por este electrodo y un electrodo de referencia, que es el electrodo del hidrógeno, ambos en condiciones estándar (1 atm. 25°C y concentración 1M). Su valor se expresa en voltios (V).

El Electrodo estándar del hidrógeno está formado por una lámina de platino que se encuentra dentro de un tubo de vidrio, sumergida en una disolución de ácido clorhídrico 1M a 25°C . Por el tubo se inyecta hidrógeno gas a presión de 1 atm. A este electrodo se le ha asignado el potencial estándar $E^\circ=0\text{V}$.

El electrodo estándar del hidrógeno puede actuar como ánodo o como cátodo.:



- Si el potencial estándar de reducción es negativo, el electrodo actúa como ánodo frente al hidrógeno (la sustancia se oxida).
- Si el potencial estándar de reducción es positivo, el electrodo actúa como cátodo frente al hidrógeno (la sustancia se reduce).

Algunos potenciales normales de reducción (25°C)		
Sistema	Semirreacción	E° (V)
Li^+ / Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,04
K^+ / K	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,92
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
Na^+ / Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,37
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,41
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
H^+ / H_2	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}$	$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Bi}$	0,20
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
Cu^+ / Cu	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,52
I_2 / I^-	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$	0,53
$\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,53
$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg}$	0,79
Ag^+ / Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0,80
$\text{Br}_2 / \text{Br}^-$	$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$	1,07
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$	1,36
$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1,50
$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,51



8.- Uso de los potenciales del electrodo estándar:

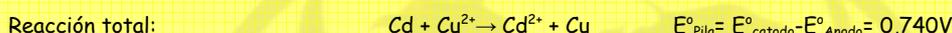
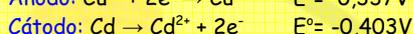
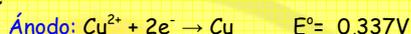
Si dos reacciones parciales se combinan y se calcula el potencial global correspondiente, un valor positivo indica que la reacción se produce de forma directa (tal y como está escrita), pero si el valor es negativo se producirá la reacción inversa. El potencial de la pila viene dado por:

$$E_{pila}^{\circ} = E_{Derecha}^{\circ} - E_{Izquierda}^{\circ} = E_{Cátodo}^{\circ} - E_{Ánodo}^{\circ}$$

En donde los subíndices izq y der representan, respectivamente a los electrodos de la derecha y de la izquierda, tal y como están indicados en el diagrama de la pila. El electrodo de la derecha será siempre el cátodo y el de la izquierda el ánodo.

Ejemplo 3 : ¿Podrá el cadmio reducir al Cu^{2+} ?

Escribimos las semirreacciones:



Como $E_{Pila}^{\circ} > 0$, entonces el cadmio puede reducir al Cu^{2+} .

9.- Ecuación de Nerst:

Los potenciales normales, o potenciales estándar, se refieren a condiciones estándar de presión y temperatura (1atm, 298K) y a concentraciones 1 Molar. Cuando alguna de las condiciones es diferente de estas, se utiliza la ecuación de Nerst.

Para una reacción general $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ es:

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = E^{\circ} - 2,3 \frac{RT}{nF} \log \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

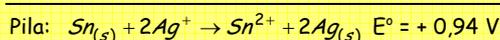
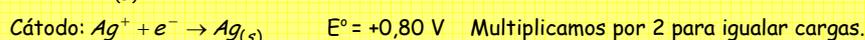
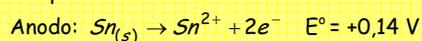
Donde E es el potencial en cualquier condición, E° el potencial estándar, R la constante de los gases perfectos, T la temperatura absoluta, n el número de electrones intercambiados, F el número de faraday = 96490 culombios y Q es el cociente de reacción (Expresión de la cte. Kc en cualquier momento).

A 298K: $E = E^{\circ} - \frac{0,059}{n} \log \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = E^{\circ} - \frac{0,059}{n} \log Q$

En un proceso en equilibrio, el potencial $E=0$.

Ejemplo 4: Calcular la fem de la pila: $Sn(s) | Sn^{2+} || Ag^{+} | Ag(s)$, siendo $[Sn^{2+}] = 0,01M$ y $[Ag^{+}] = 0,01M$

Los potenciales normales de las semirreacciones tomados de la tabla de la página 7 son:



Aplicando la ecuación de Nerst: $E = E^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Ag^{+}]^2} = 0,94 - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,01}{0,01^2} = 0,999V$



10.- Electrólisis:

Se llama electrólisis a la producción de una reacción redox no espontánea mediante el paso de corriente eléctrica a través de un electrolito.

Leyes de Faraday:

Relacionan las cantidades de sustancia que se depositan en los electrodos con la cantidad de corriente que se ha suministrado:

- La cantidad de electricidad necesaria para depositar un equivalente-gramo de cualquier elemento recibe el nombre de Faraday = 96490 C.

$$1F = q_e \cdot N_A$$

- La masa de distintas sustancias liberadas por la misma cantidad de electricidad, son directamente proporcionales a los pesos equivalentes de las mismas. Dicho en otros términos; de todas las sustancias liberadas en los electrodos obtenemos el mismo número de equivalentes.
- La masa que se libera de cualquier sustancia es directamente proporcional a la cantidad de electricidad o lo que es lo mismo al producto $I \cdot t$. (donde I es la intensidad y t el tiempo).

$$\frac{96490}{P_{eq}} = \frac{I \cdot t}{m} \quad \rightarrow \quad m = \frac{P_{eq} \cdot I \cdot t}{96500}$$

Ejemplo 5: Hallar qué cantidad de sodio se puede obtener en una hora con una corriente de 10 A en la electrólisis del cloruro de Sodio fundido.

Para hallar la cantidad de sodio que se obtiene basta con sustituir en la expresión: $m = \frac{P_{eq} \cdot I \cdot t}{96500}$ los valores de peso equivalente del sodio, la intensidad y el tiempo.

Como peso equivalente del sodio en el proceso $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$ es igual a 23. $P_{eq} = \frac{P_{at}}{n^\circ e^-} = \frac{23}{1} = 23$, y una hora son 3600 segundos, sustituyendo obtenemos:

$$m = \frac{P_{eq} \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{23 \text{ gr / eq} \cdot 10 \text{ A} \cdot 3600 \text{ seg}}{96500} = 8,58 \text{ g}$$

Luego en una hora se habrán obtenido 8,58 gramos de sodio.

11.- Ejercicios Resueltos

1.- Calcular la constante de equilibrio de la pila $\text{Sn}(s) | \text{Sn}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}(s)$ Sabiendo que su fem es de 0,965V.

Aplicando la ecuación de Nerst $E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \log Q$, como en el equilibrio el potencial es cero:

$$\log K = \frac{n \cdot E^\circ}{0,059} = \frac{2 \cdot 0,965}{0,059} = 32,71$$

$$\text{Luego } K = 5,12 \cdot 10^{32}$$



2.- El potencial normal de Fe^{3+}/Fe^{2+} es 0,77V. ¿Cómo se ve afectado este potencial cuando en una disolución la concentración de Fe^{3+} es doble que la de Fe^{2+} ?

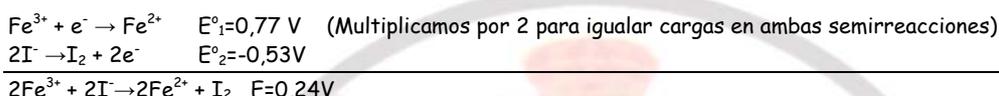
Como la semirreacción es: $Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}$, si aplicamos la ecuación de Nerst: $E = E^o - \frac{0,059}{1} \log \frac{[Fe^{2+}]}{[Fe^{3+}]}$

Como $[Fe^{3+}] = 2[Fe^{2+}]$, nos queda:

$$E = E^o - \frac{0,059}{1} \log \frac{[Fe^{2+}]}{[Fe^{3+}]} = E^o - \frac{0,059}{1} \log \frac{1}{2} = E^o + \frac{0,059}{1} \log 2 = 0,77 + 0,059 \cdot 0,30 = 0,787V$$

3.- Calcular el potencial y la constante de equilibrio de la reacción: $2Fe^{3+} + 2I^- \rightarrow 2Fe^{2+} + I_2$ sabiendo que los potenciales normales de Fe^{3+}/Fe^{2+} e I_2/I^- son 0,77V y 0,53V respectivamente.

Las dos semirreacciones son:



Luego el potencial de la pila es 0,24 V

Para hallar la constante, como $\log K = \frac{n \cdot E^o}{0,059} = \frac{2 \cdot 0,24}{0,059} = 8,13 \rightarrow K = 1,36 \cdot 10^8$

4.- Una cuba electrolítica contiene 1000 cc de una disolución de sulfato de cobre (II). Se hace pasar una corriente de 2 amperios durante una hora, al cabo de la cual se ha depositado completamente todo el cobre. ¿Cuál era la molaridad de la disolución inicial del sulfato de cobre (II)?

Aplicando las leyes de Faraday tenemos: $m = \frac{P_{eq} \cdot I \cdot t}{96500}$, sustituyendo los datos tenemos que:

$$m = \frac{63 \cdot 2 \cdot 3600}{96500} = 23,50 \text{ gr de Cu}$$

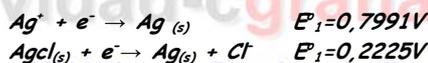
Para hallar la molaridad, calculamos el número de moles:

$$n = \frac{m}{p_{at}} = \frac{23,50 \text{ g}}{63 \text{ gr/mol}} = 0,37 \text{ mol}$$

Luego:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,37 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0,37 \text{ mol/l} = 0,37 M$$

5.- Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:

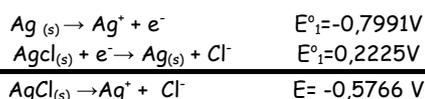


Residence ESSAADA, entrée 7, 1er étage, Av. Hassan II, Rabat

Tél: 037 20 33 31 - Fax: 037 20 47 43
info@selectividadcgranada.com

Calcular el valor del producto de solubilidad del cloruro de plata.

Como los dos potenciales son de reducción tenemos que dar la vuelta a la primera reacción, con lo que cambiará el signo del potencial:



Aplicando la ecuación de Nerst, la constante de equilibrio aquí coincide con la constante de solubilidad K_s , por tanto:

$$\log K = \frac{n \cdot E^o}{0,059} = \frac{1 \cdot -0,5766}{0,059} = -9,77 \rightarrow K_s = 1,68 \cdot 10^{-10}$$