

UNIDAD 6. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES. (REDOX)

1. INTRODUCCIÓN. CONCEPTOS PREVIOS.

Oxidación: Es el proceso mediante el cual una sustancia (**agente reductor**) pierde electrones.

Reducción: Es el proceso mediante el cual una sustancia (**agente oxidante**) gana electrones.

Así, una reacción de oxidación-reducción (redox) es aquella en la que un agente (reductor) se oxida al ceder electrones y un agente (oxidante) se reduce al aceptarlos.

Números de oxidación (n.o.): Número de cargas eléctricas que tendría ese átomo si los electrones del enlace covalente se asignasen al átomo más electronegativo.

La variación del n.o. permite identificar los elementos que se oxidan o se reducen, ya que:

- Los elementos que muestran un aumento en su n.o. se han oxidado.
- Los elementos que muestran una disminución en su n.o. se han reducido.

Reglas para asignar los números de oxidación:

1) A los elementos en estado libre se les asigna el número de oxidación 0.

Ejemplos: Na, Be, Ca, O₂, N₂, H₂, Cl₂, P₄ → n.o. = 0

2) El Hidrógeno (cuando se encuentra combinado) tiene el número de oxidación +1
Excepción: En Hidruros Metálicos (LiH, NaH...), que es -1.

3) El Oxígeno (cuando se encuentra combinado) tiene el número de oxidación -2
Excepción: En Peróxidos, que es -1 y en su combinación con el Flúor, que es +2.

4) Los metales de los grupos 1 y 2 tienen número de oxidación +1 y +2, respectivamente.

5) Los elementos del grupo 17, en los haluros, tienen el número de oxidación -1.

6) En iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga del ion.

Na⁺ → n.o. = +1 Mg²⁺ → n.o. = +2 S²⁻ → n.o. = -2 Cl⁻ → n.o. = -1

7) En un compuesto neutro, la suma algebraica de los números de oxidación multiplicados por los correspondientes subíndices, debe ser 0.

+1 +6 -2 → (+1·2 +6 -2·4 = 0) +1 +3 -2 → (+1 +3 -2·2 = 0) +2 -2 +1 → (+2 -2·2 +1·2 = 0)

H₂SO₄

KNO₂

Mn(OH)₂

8) En iones poliatómicos, dicha suma algebraica debe coincidir con la carga del ion.

+7 -2 → (+7 -2·4 = -1)

+6 -2 → (+6 -2·4 = -2)

+5 -2 → (+5 -2·4 = -3)

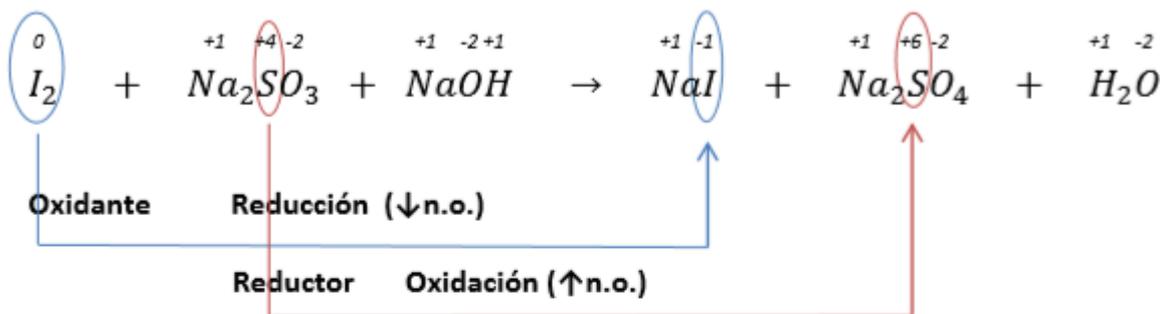
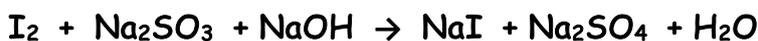
MnO₄⁻

SO₄²⁻

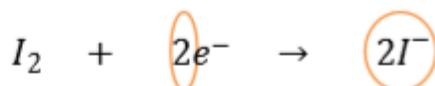
PO₄³⁻

En medio BÁSICO:

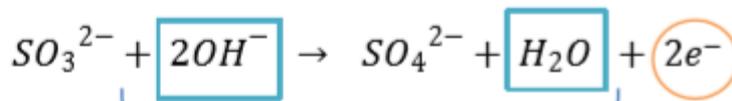
El ajuste en medio básico sigue las mismas reglas que en el medio ácido con la diferencia del punto d, ajustamos los átomos de H y O añadiendo moléculas de H₂O e iones OH⁻ (Las moléculas de agua se ponen en el lado donde hay exceso de O y tantos como exceso de O haya)



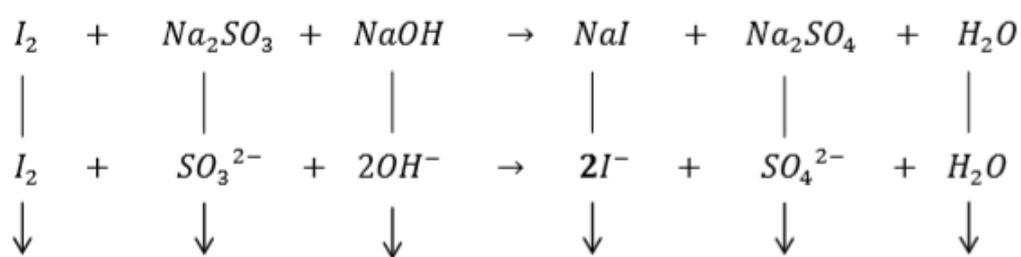
Semirreacción de reducción:



Semirreacción de oxidación:

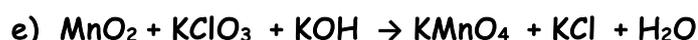
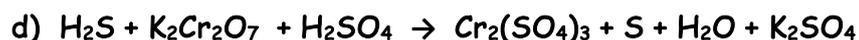
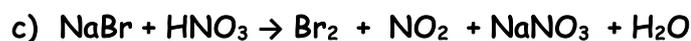


Reacción Iónica ajustada



Reacción Molecular ajustada

1) Ajusta las siguientes ecuaciones por el método ion-electrón.



3. PILAS O CELDAS ELECTROQUÍMICAS.

Una pila electroquímica es un dispositivo que permite obtener una corriente eléctrica a partir de una reacción redox espontánea. *Consta de las siguientes partes:*

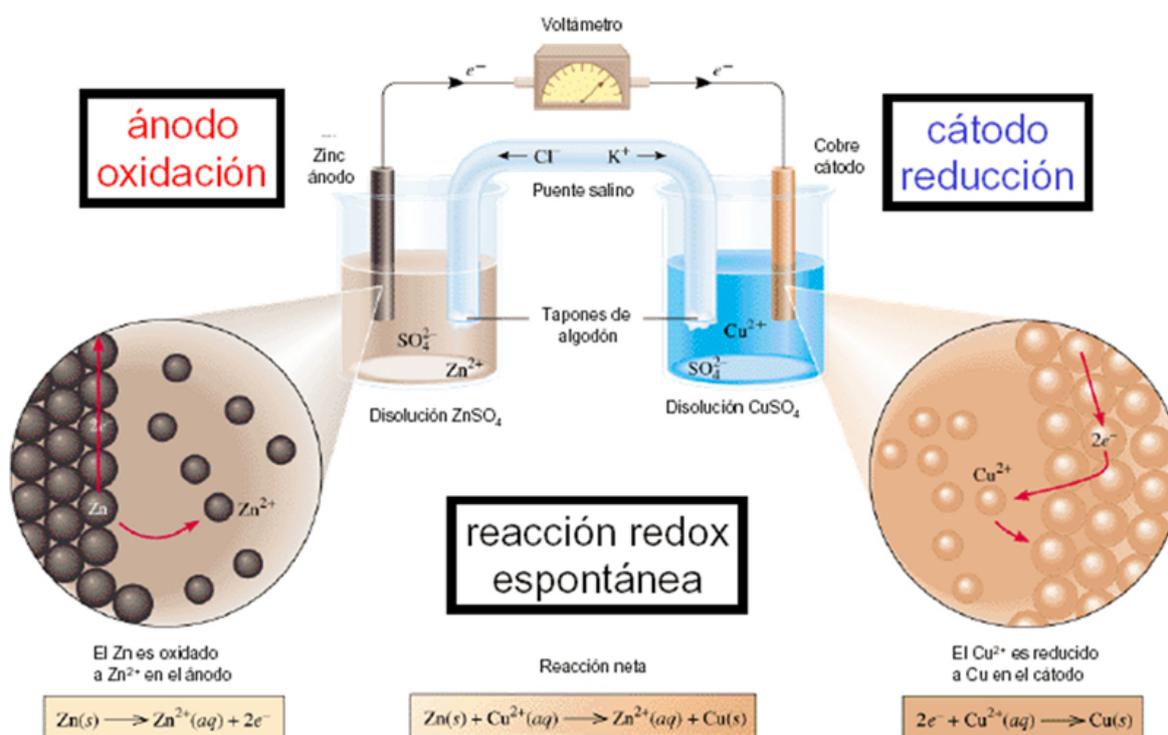
- Un electrodo donde se produce la **Oxidación**, llamado **Ánodo** (polo negativo)
- Un electrodo donde se produce la **Reducción**, llamado **Cátodo** (polo positivo)

Cada electrodo está formado por una **lámina de metal**, introducida en una **disolución de una sal de ese metal**.

Los dos electrodos se conectan externamente mediante un **hilo conductor** que permite el **paso de los electrones desde el ánodo hacia el cátodo**.

El circuito se cierra a través de un **tabique poroso** o **punto salino**, que conecta ambas disoluciones y evita la acumulación de cargas.

Ejemplo, funcionamiento de la Pila Daniell:

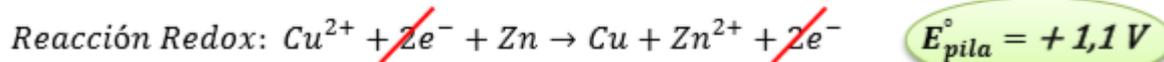
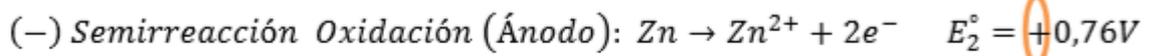
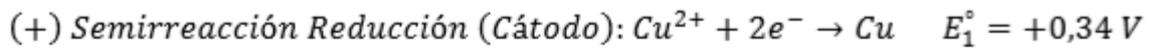


En el ánodo, se produce la oxidación del Zn metal a iones Zn²⁺ en disolución. Los electrones perdidos en esta oxidación son transferidos al cátodo (a través del hilo conductor) donde los iones Cu²⁺ de la disolución los aceptan para reducirse a Cu metal. De esta manera, la lámina metálica de Zn va disolviéndose mientras que la lámina metálica de Cu aumenta su masa.

Cada electrodo tiene un determinado potencial estándar de reducción (E°) que indica la tendencia que tiene una determinada especie a reducirse. Su valor se toma en referencia al E° del Hidrógeno al que se le asigna el valor de 0 Voltios.

Vamos a analizar los potenciales estándar de reducción de las especies en la pila Daniell: E° (Zn²⁺/Zn) = -0,76V y E° (Cu²⁺/Cu) = +0,34V. Recuerda que se trata de valores de reducción, por lo que se indicarán siempre en el orden oxidante/reductor y el que tenga mayor valor de E°, determinará la especie que se reducirá y por tanto la que estará situada en el cátodo (Cu²⁺/Cu) y la de menor valor será la especie que se oxidará en el ánodo (Zn²⁺/Zn).

Vamos a desarrollar las semirreacciones y determinar los potenciales de los electrodos:



-0,76 V es el potencial estándar de reducción de la especie Zn^{2+}/Zn , por lo tanto, al expresar el potencial en función del proceso de oxidación, debemos cambiarle el signo.

Los potenciales de los electrodos son magnitudes intensivas por lo tanto un cambio en la estequiometría de la semirreacción no afectaría al valor del potencial.

De esta manera, hemos determinado el potencial estándar de la pila (+1,1 V) también llamado fuerza electromotriz. Vamos a analizar el significado que tiene este potencial +:

La termodinámica indica que un proceso es espontáneo si $\Delta G < 0$.

En los procesos redox, $\Delta G = -n \cdot F \cdot E$ donde:

n es el número de electrones intercambiados (siempre positivo),

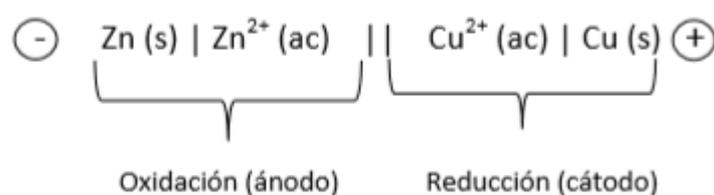
F es la constante de Faraday (96500 C)

E es la fuerza electromotriz de la pila.

Es decir que si E°_{pila} tiene signo positivo se cumplirá que $\Delta G < 0$ y así la reacción será espontánea y la pila funcionará en el sentido indicado por la ecuación.

Representación o notación de la pila:

Se empieza escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y en la derecha el proceso de reducción (cátodo) separado por una doble barra que indica que ambos compartimentos están separados y la línea vertical, una separación de fases. Se indica también el estado de agregación en el que se encuentran las especies. De esta manera:



Tomando como referencia el hidrógeno, se establecen los potenciales estándar de reducción de todas las especies químicas que se oxiden o se reduzcan.

Semirreacción producida en el electrodo	Potencial estándar reducción, E° (V)	Comportamiento de la especie o del electrodo
$F_2 + 2e \leftrightarrow 2F^-$	2,87	ESPECIES OXIDANTES FRENTE AL ELECTRODO DE HIDRÓGENO. PRODUCEN LA REACCIÓN $H_2 \leftrightarrow 2H^+ + 2e$ Y EN EL PROCESO SE REDUCEN (SEMIRREACCIÓN DE REDUCCIÓN: CÁTODO)
$Co^{3+} + 1e \leftrightarrow Co^{2+}$	1,82	
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow 2H_2O$	1,78	
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow MnO_2 + 2H_2O$	1,68	
$Ce^{4+} + 1e \leftrightarrow Ce^{3+}$	1,61	
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,49	
$ClO_4^- + 8H^+ + 8e \leftrightarrow Cl^- + 4H_2O$	1,37	
$Cl_2 + 2e \leftrightarrow 2Cl^-$	1,36	
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33	
$Au^{3+} + 3e \leftrightarrow Au$	1,31	
$O_2 + 4H^+ + 4e \leftrightarrow 2H_2O$	1,23	
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \leftrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1,21	
$2IO_3^- + 12H^+ + 10e \leftrightarrow I_2 + 6H_2O$	1,19	
$IO_3^- + 6H^+ + 6e \leftrightarrow I^- + 3H_2O$	1,08	
$Br_{2(l)} + 2e \leftrightarrow 2Br^-$	1,06	
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow NO + 2H_2O$	0,96	
$2Hg^{2+} + 2e \leftrightarrow Hg_2^{2+}$	0,90	
$ClO^- + H_2O + 2e \leftrightarrow Cl^- + 2OH^-$	0,90	
$Hg^{2+} + 2e \leftrightarrow Hg$	0,85	
$Ag^+ + e \leftrightarrow Ag$	0,80	
$Hg_2^{2+} + 2e \leftrightarrow 2Hg$	0,80	
$NO_3^- + 2H^+ + 1e \leftrightarrow NO_2 + H_2O$	0,78	
$Fe^{3+} + 1e \leftrightarrow Fe^{2+}$	0,77	
$O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2O_2$	0,68	
$MnO_4^- + 1e \leftrightarrow MnO_4^{2-}$	0,56	
$I_2 + 2e \leftrightarrow 2I^-$	0,53	
$Cu^+ + 1e \leftrightarrow Cu$	0,52	
$Cu^{2+} + 2e \leftrightarrow Cu$	0,34	
$Cu^{2+} + 1e \leftrightarrow Cu^+$	0,16	
$Sn^{4+} + 2e \leftrightarrow Sn^{2+}$	0,15	
$2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2$	0,00	Electrodo referencia hidrógeno Potencial 0,00V tomado arbitrariamente
$Fe^{3+} + 3e \leftrightarrow Fe$	-0,04	ESPECIES REDUCTORAS FRENTE AL ELECTRODO DE HIDRÓGENO. PRODUCEN LA REACCIÓN DE $2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2$ Y EN EL PROCESO SE OXIDAN (SEMIRREACCIÓN DE OXIDACIÓN, ÁNODO)
$Pb^{2+} + 2e \leftrightarrow Pb$	-0,13	
$Sn^{2+} + 2e \leftrightarrow Sn$	-0,14	
$Ni^{2+} + 2e \leftrightarrow Ni$	-0,23	
$Co^{2+} + 2e \leftrightarrow Co$	-0,28	
$Cd^{2+} + 2e \leftrightarrow Cd$	-0,40	
$Cr^{3+} + 1e \leftrightarrow Cr^{2+}$	-0,41	
$Fe^{2+} + 2e \leftrightarrow Fe$	-0,44	
$Cr^{3+} + 3e \leftrightarrow Cr$	-0,74	
$Zn^{2+} + 2e \leftrightarrow Zn$	-0,76	
$Mn^{2+} + 2e \leftrightarrow Mn$	-1,03	
$Al^{3+} + 3e \leftrightarrow Al$	-1,67	
$Ce^{3+} + 3e \leftrightarrow Ce$	-2,33	
$Mg^{2+} + 2e \leftrightarrow Mg$	-2,37	
$Na^+ + 1e \leftrightarrow Na$	-2,71	
$Ca^{2+} + 2e \leftrightarrow Ca$	-2,76	
$Ba^{2+} + 2e \leftrightarrow Ba$	-2,90	
$K^+ + 1e \leftrightarrow K$	-2,92	
$Li^+ + 1e \leftrightarrow Li$	-3,04	



- 2) Se construye una pila conectando dos electrodos formados introduciendo una varilla de cobre en una disolución 1M de Cu^{2+} y otra varilla de aluminio en una disolución de Al^{3+} 1M. Sabiendo que $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67\text{V}$ y $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{V}$:
- Indica cuál es el cátodo y cuál el ánodo y escribe las semirreacciones que ocurren en la pila.
 - Ajusta la reacción Redox y calcula el potencial de la pila o fuerza electromotriz.
 - Representa la notación de la pila.
- 3) Dados los siguientes potenciales de reducción estándar: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$ y $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40\text{V}$. Justifica:
- ¿Cuál es la especie más oxidante?
 - ¿Será espontánea la reacción entre el cadmio y el ion cobre (II)?
- 4) Se construye una pila electroquímica con los pares Hg^{2+}/Hg y Cu^{2+}/Cu cuyos potenciales normales de reducción (E°) son $+0,95\text{V}$ y $+0,34\text{V}$, respectivamente:
- Justifica cuál es el cátodo y cuál es el ánodo.
 - Escribe las semirreacciones de la pila y la reacción redox global.
 - Calcula la fuerza electromotriz o potencial de la pila.
- 5) Teniendo en cuenta el valor de los potenciales de reducción (E°), indique razonadamente, si las siguientes reacciones serán o no espontáneas y ajústalas.
- Reducción del Fe^{3+} a Fe por el Cu
 - Reducción del Fe^{2+} a Fe por el Ni
 - Reducción del Fe^{3+} a Fe^{2+} por el Zn .
 - $\text{Cu}^{2+} + \text{Cd} \rightarrow \text{Cu} + \text{Cd}^{2+}$
- Datos: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,41 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0,04 \text{ V}$;
 $E^\circ (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = +0,23 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$;
 $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$
- 6) En función de los potenciales de reducción dados, justifica:
- ¿Será espontánea la reacción entre el ion cobre (II) y el cadmio?
 - Al introducir una barra de Pb en una disolución de MgCl_2 ¿se depositará Mg en la barra?
 - ¿Cuál es la especie más oxidante?
- Datos: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = +0,14\text{V}$ y $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,34 \text{ V}$

4. ELECTRÓLISIS.

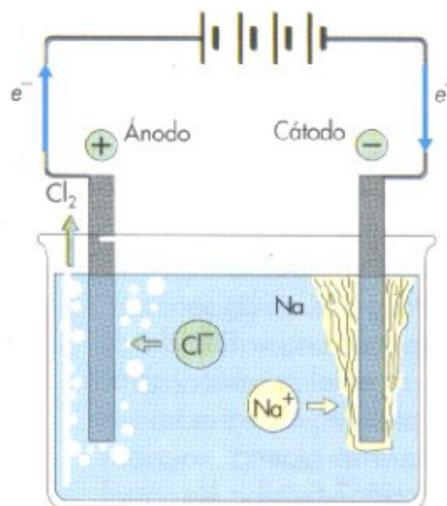
Es el proceso en el que, a través de una corriente eléctrica externa, tiene lugar una reacción redox no espontánea. Se lleva a cabo en una cuba o celda electrolítica que consta de:

Un recipiente que contiene una disolución o electrolito fundido. En él van sumergidos los dos electrodos conectados a una fuente de corriente continua que suministra los electrones para que transcurra la reacción redox no espontánea.

Al igual que en la pila, en el ánodo se produce la oxidación (ceden electrones), pero ahora es el polo + (conectado al polo + del generador) y atraerá a los iones cargados negativamente.

Al igual que en la pila, en el cátodo se produce la reducción (captan electrones), pero ahora es el polo - (conectado al polo - del generador) y atraerá a los iones cargados positivamente.

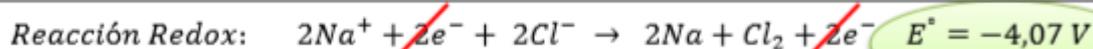
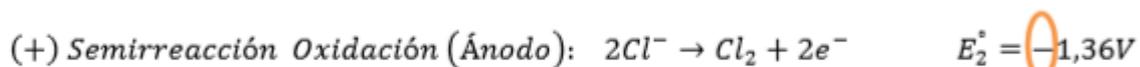
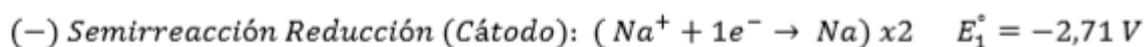
Ejemplo, electrolisis del NaCl fundido:



El ánodo (polo +) atrae a los iones negativos (Cl⁻) que al ceder electrones se oxidarán a Cl₂

El cátodo (polo -) atrae a los iones positivos (Na⁺) que al aceptar electrones se reducen a Na.

Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción: Na⁺/Na = -2,71 V y Cl₂/Cl⁻ = +1,36V, las dos semirreacciones y la reacción global serán las siguientes:



El potencial negativo indica que el proceso no se lleva a cabo de forma espontánea sino que son necesarios 4,07 V de aporte energético externo para que se produzca la reacción.

Para la realización de problemas y cálculos estequiométricos debemos saber que la **cantidad de electricidad (q)**, que ha estado circulando por una cuba electrolítica durante un cierto **tiempo (t)** y con una determinada **intensidad (I)**, están relacionados de la siguiente forma:

$$q = I \cdot t \quad \text{donde } q \text{ se mide en Culombios (C), } I \text{ en Amperios (A) y } t \text{ en Segundos (s)}$$

Por último, saber que carga de un mol de electrones equivale a 1 Faraday (96500Culombios).

LEYES DE FARADAY

1ª Ley: La cantidad de sustancia que se oxida o se reduce en los electrodos de una cuba electrolítica es proporcional a la cantidad de electricidad que la atraviesa.

2ª Ley: La cantidad de electricidad necesaria para liberar un equivalente de cualquier sustancia es 96500C (96487 C)

El proceso de deposición de un metal en electrólisis es : $X^{z+} (aq) + Z e^- \rightarrow X (s)$

Por cada mol de X depositado, circulan Z moles de electrones. Si hacemos circular una carga Q, se deposita una masa "m". En consecuencia:

$$n^{\circ} \text{ de moles de metal} = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad n^{\circ} \text{ de moles de } e^- = \frac{Z \cdot m}{M}$$

Como la carga transportada por un mol de e^- es igual a un Faraday \Rightarrow

$$Q = \frac{Z \cdot m}{M \cdot F} \quad \Rightarrow \text{Despejando la masa: } \Rightarrow m = \frac{M \cdot Q}{Z \cdot F}$$

PILA	CUBA ELECTROLÍTICA
Una reacción química produce energía eléctrica	La energía eléctrica produce una reacción química
Hay dos electrolitos	Hay un solo electrolito
La reacción redox es espontánea	La reacción redox no es espontánea
ÁNODO-OXIDACIÓN- polo NEGATIVO CÁTODO-REDUCCIÓN- polo POSITIVO	ÁNODO-OXIDACIÓN- polo POSITIVO CÁTODO-REDUCCIÓN- polo NEGATIVO

- 7) Calcula los gramos de Zn depositados en el cátodo al pasar una corriente de 1,87 amperios durante 42,5 minutos por una disolución acuosa de $ZnCl_2$. (masa atómica Zn = 65,4)
- 8) Calcula el tiempo necesario para producir 2,79 g de I_2 en el ánodo al pasar una corriente de 1,75 amperios por una disolución acuosa de KI. (masa atómica I = 127)
- 9) Calcula la masa atómica del Zn sabiendo que una corriente de 5 A circulando durante 30 minutos por una disolución de una sal de Zn deposita 3,048 g en el cátodo.
- 10) Se realiza la electrodeposición completa de la plata que hay en 2L de una disolución de $AgNO_3$. Si fue necesaria una corriente de 1,86 amperios durante 12 minutos. Calcula la molaridad de la disolución de $AgNO_3$
- 11) Se hace pasar una corriente eléctrica por una disolución acuosa de ácido sulfúrico.
- Calcula la corriente que hay que aplicar para obtener 1L de O_2 en condiciones normales.
 - ¿Cuántos moles de hidrógeno se obtienen en condiciones normales?
- 12) Calcula la cantidad de electricidad necesaria para depositar 322g de Na durante la electrólisis del NaCl fundido. (masa atómica Na = 23)
- 13) Una corriente de 8A atraviesa durante dos horas dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen sulfato de aluminio la primera y sulfato de cobre la segunda.
- Calcule la cantidad de aluminio depositada en la primera celda.
 - Sabiendo que en la segunda celda se han depositado 18,95g de cobre, calcule el estado de oxidación en que se encontraba el cobre. (masas atómicas Al = 27; Cu = 63,5)
- 14) a) ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en un litro de disolución 0,1M de cloruro de oro (III)?
- b) ¿Qué volumen de dicloro, medido a la presión de 740mmHg y 25°C, se desprenderá del ánodo? (masas atómicas Au = 197; Cl = 35,5)

5. APLICACIONES DE LA ELECTROLISIS.

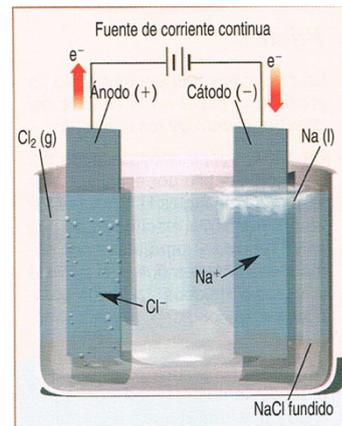
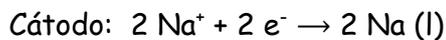
Se utiliza para obtener muchos elementos, tanto en el laboratorio como a nivel industrial, para recubrir objetos metálicos con pequeñas capas de otros metales (plateado, niquelado...), para proteger los objetos metálicos de la corrosión...

Electrólisis del NaCl fundido: El NaCl fundido a unos 800°C es el electrolito. Está disociado en sus iones. Los electrodos inertes se introducen en el electrolito y se conectan a la corriente continua.

Los aniones Cl^- se mueven

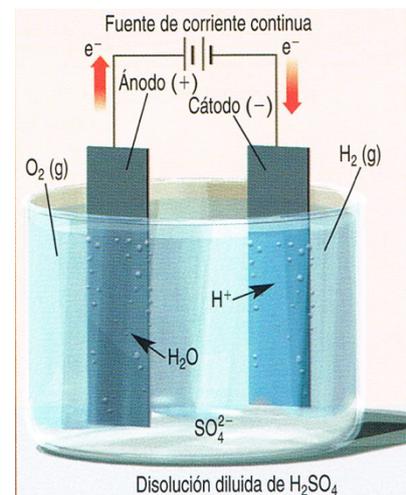
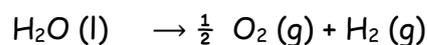
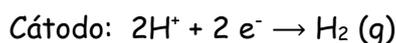
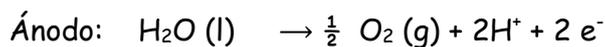
hacia el ánodo, y los cationes hacia el cátodo. El

sodio obtenido en el cátodo, menos denso que el fundido, flota en éste. El cloro gaseoso se recoge en el ánodo.



Electrólisis del agua:

El agua pura no contiene suficientes iones libres como para conducir la electricidad. Por ello se agrega una pequeña cantidad de Ácido sulfúrico 0,1 M. Se sumergen los electrodos inertes en la disolución acuosa, y se dan las siguientes reacciones:



Se obtiene el doble de H_2 que de O_2 . El H_2SO_4 no se consume (ya que para ello requiere más potencial que el agua).

Recubrimientos metálicos:

Mediante electrólisis es posible depositar una fina capa de un metal sobre otro. El baño electrolítico tiene muchas aplicaciones, entre otras:

Recubrimientos con oro o plata (dorado y plateado), se emplean para embellecimiento exterior de distintos objetos.

Recubrimientos con cinc, níquel, cromo, cobre, etc. tienen como finalidad la protección de objetos metálicos contra la corrosión (cincado, niquelado, cromado y cobreado)

Purificación electrolítica del cobre:

La utilidad del cobre como conductor depende en gran medida de su grado de pureza.

Para ello se introduce una barra de cobre puro (cátodo) y otra de cobre impuro (ánodo) en una disolución de $CuSO_4$. Manteniendo un potencial adecuado, se consigue su purificación (el Cu^{2+} pasa del ánodo al cátodo).

6. CORROSIÓN DE LOS METALES.

La corrosión es el deterioro que experimentan los metales debido a un proceso electroquímico:

Corrosión del hierro: El Fe se oxida a Fe^{2+} , y posteriormente, el Fe^{2+} se oxida a Óxido de hierro (III). Para ello es necesaria la presencia de agua y O_2 . El Fe_2O_3 se deposita sobre la superficie del hierro, formando una capa porosa que no está fuertemente adherida a la superficie metálica, por lo que no se detiene la oxidación y prosigue hacia capas más profundas.

Corrosión del aluminio: El aluminio se oxida fácilmente a Al_2O_3 en presencia de O_2 atmosférico. Pero a diferencia del Fe, la capa de óxido formada queda fuertemente adherida al metal, deteniendo así la corrosión posterior. La lluvia ácida pone en peligro al aluminio estructural porque disuelve su recubrimiento de Al_2O_3 .

7. MÉTODOS PARA PREVENIR LA CORROSIÓN DE LOS METALES.

Pasivación: Se trata al Fe con un agente oxidante fuerte como el HNO_3 , $K_2Cr_2O_7$. De este modo, el Fe se oxida directamente a Fe_2O_3 , sin que se forme Fe^{2+} , y se forma así una capa protectora fuertemente adherida al metal (la corrosión no prosigue en capas más profundas)

Protección catódica: Consiste en unir al metal que se quiere proteger (Fe) con un trozo de metal de menor potencial de reducción (Zn, Mg...). Así, se consigue una pila en la que el Fe es el cátodo y el metal protector es el que se oxida.

Este procedimiento se utiliza para evitar la corrosión de las tuberías y depósitos de Fe enterrados.

Recubrimiento metálico: (Visto en aplicaciones de la electrólisis)