

SESIÓN 8

ELECTRO QUÍMICA

I. CONTENIDOS:

1. Electrólisis.
2. Leyes de Faraday.
3. Magnitudes eléctricas.
4. Potencial estándar de reducción.
5. Fuerza electromotriz.

II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Analizará y comprenderá el proceso de la electrólisis.
- Conocerá y aplicará las leyes de Faraday.
- Investigará las magnitudes eléctricas.
- Conocerá el funcionamiento de las pilas eléctricas.
- Calculará el voltaje producido por una celda voltaica.

III. PROBLEMATIZACIÓN:

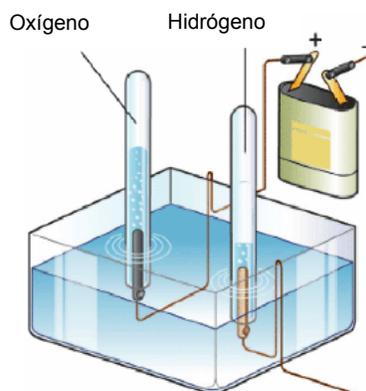
Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.

- ¿Es posible recuperar el oro disuelto en el mar?
- ¿Qué importancia tiene el voltaje y amperaje en un proceso de cromado?
- ¿Cuánto voltaje es capaz de generar una pila y como se puede calcular?
- ¿Cómo funciona el acumulador de tu automóvil?

IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

1.1. Electrólisis.

Es un proceso en el que se usa energía eléctrica para separar los elementos de un compuesto. Una celda electrolítica utiliza energía eléctrica para producir una reacción. La celda consta de un líquido conductor que se llama electrolítico y dos electrodos conectados a una fuente eléctrica o batería. Un electrodo es negativo y recibe el nombre de cátodo ya que atrae los cationes hacia él. El otro electrodo es positivo y se llama ánodo porque atrae los aniones. La batería se encarga de suministrar electrones al cátodo.

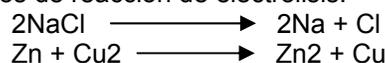


Un ejemplo es la electrolisis del agua, que se descompone en sus elementos: gas hidrogeno y gas oxigeno, se observa en la figura un recipiente con agua y cloruro de sodio disueltos, se colocan dos tubos de ensayo invertidos con alambres de cobre y éstos se conectan a una batería de 9 o 12 V, y después se observa la acumulación de cada gas en un tubo, el flujo de electrones rompe los enlaces covalentes O-H, generando protones H⁺, y O₂, los portones son atraídos hacia el polo negativo y ahí se le aportan los electrones para unirse a otro hidrogeno, formando H₂, y el oxigeno se dirige al polo positivo y allí se forma el O₂.

La oxidación ocurre en el ánodo y la reducción en el cátodo, Por lo tanto en el electrodo negativo se produce una semirreacción de reducción, y en el electrodo positivo se produce una semirreaccion de oxidación.

Cátodo:

Ejemplos de reacción de electrolisis:



2.1. Leyes de Faraday

Primera Ley de Faraday:

“La masa de un producto obtenido o de reactivo consumido durante la reacción en un electrodo, es proporcional a la cantidad de carga (corriente x tiempo) que ha pasado a través del circuito”.

Segunda Ley de Faraday:

“Las masas de diferentes sustancias producidas por el paso de la misma cantidad de electricidad, son directamente proporcionales a sus equivalentes gramos”.

El equivalente químico se obtiene dividiendo la masa atómica del elemento entre su valencia. Ejemplo Ca = 40 grs-mol/ 2 = 20

La masa del calcio es 40 grs-mol y su valencia es dos así que nos queda 20 grs/equivalente como si deseamos el equivalente electroquímico, nuestro resultado deberá ser dividido por la constante de faraday de 96500

3.1. Magnitudes eléctricas

Magnitud	Símbolo	Unidad	Relación
Resistencia	R	Ohms	R=V/I
Intensidad de Corriente	I	Amperes	I=V/R
Voltaje (fuerza electromotriz)	V	Volts	V=R*I
Potencia	P	Watts	P=V*I

4.1. Potencial estándar de reducción

Es la espontaneidad o tendencia a que se efectuó una función redox, en este caso a la reacción de los electrodos con el ácido.

Energía de la pila = energía de reducción – energía de oxidación

Se considera que en una pila uno de los electrodos se reduce mientras que otro se oxida.

Tabla de potencial estándar de reducción:

Nº	Reacción	Eº (V)	Nº	Reacción	Eº (V)
1	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3.02	21	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^-$	0.15
2	$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}$	-3.02	22	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0.34
3	$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Rb}$	-2.99	23	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0.52
4	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2.92	24	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0.53
5	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	-2.90	25	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0.57
6	$\text{Sr}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Sr}$	-2.89	26	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.77
7	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2.87	27	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0.80
8	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2.71	28	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0.81
9	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2.34	29	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0.96
10	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1.57	30	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1.00
11	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1.05	31	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1.07
12	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0.76	32	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1.21
13	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.44	33	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.36
14	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0.40	34	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1.36
15	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	-0.28	35	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1.42
16	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0.25	36	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1.52
17	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0.14	37	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1.77
18	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0.18	38	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-$	2.86

Consultado el 1 de abril de www.prepafacil.com

5.1. Fuerza electromotriz

Se reconoce como la fuerza que causa o tiende a causar el movimiento de electricidad en un conductor y mantiene una diferencia de potencial entre los terminales de una fuente eléctrica. En su nivel básico es la fuerza necesaria para impulsar una carga eléctrica en un campo. Entre dos placas cargadas eléctricamente. Su unidad es el volt. En el caso de las pilas es la diferencia de potencial entre las dos terminales.

Para resolver los problemas

- Identifica los datos : voltaje, resistencia interna, tiempo y material depositado
- Divide el voltaje entre la resistencia interna para obtener los amperes
- Los amperes se multiplican por el tiempo en segundos para obtener los coulombs
- Los coulombs se dividen entre 96500 para obtener los equivalentes electroquímicos
- Los equivalentes electroquímicos se multiplican por la masa atómica del material utilizado como electrodo para calcular los gramos depositados

Ejemplo

Determina el material depositado en una pila de 24 volts si tiene una resistencia interna de 100 ohms, la pila tiene un electrodo de plata y funciona por 2 horas.

Paso 1 datos

V= 24 volts

R = 100 ohms

I =

T = 2 horas = 7200 segundos

Ag masa atómica 107 grs/mol

Paso 2

$$\text{Amperes} = 24 \text{ volts} / 100 \text{ ohms} = .24 \text{ amperes}$$

Paso 3

$$\text{Coulomb} = .24 \text{ amperes} * 7200 \text{ segundos} = 1728 \text{ coulomb}$$

Paso 4

$$\text{Equivalentes} = 1728 \text{ coulomb} / 96500 = .0179 \text{ equivalente /mol}$$

Paso 5

$$\text{Gramos de plata} = .0179 \text{ equivalente/mol} * 107 \text{ grs/mol} = \underline{1.91 \text{ gramos de plata}}$$

Al revés:

Si se depositan 1.8 gramos de litio en una pila que trabaja por 5 horas, determine el voltaje de la pila si su resistencia interna es de 23 ohms

Paso 1

Los datos

V

R 23 ohms

I

T=5 horas = 18000 segundos

Li masa atómica 7

Gramos depositados 1.8 gramos

Paso 2

Se dividen los gramos entre la masa atómica para obtener los equivalentes electroquímicos

$$\text{Equivalente} = 1.8 \text{ gramos} / 7 \text{ gramos/mol} = .2571 \text{ equivalente}$$

Paso 3

Los equivalentes se multiplican por 96500 para obtener los coulombs

$$\text{Coulomb} = (.2571)(96500) = 24,814.2871 \text{ coulomb}$$

Paso 4

Los coulombs se dividen entre los segundos para obtener los amperes

$$\text{Amperes} = 24814.2871 / 18000 = 1.3785 \text{ amperes}$$

Paso 5

Los amperes se multiplican por la resistencia para obtener el voltaje

$$\text{Volts} = (1.3785)(23 \text{ ohms}) = 31.7 \text{ volts}$$