

Escuela Técnico Obrero Argentino

Área curricular: LABORATORIO

Curso: 4º 3º división

Ciclo Orientado Química

Turno: Tarde

Docente: Prof. Claudia Garcías

Título: Armado de celdas electrolíticas

Electrolitos. Neutralización, indicadores naturales y sintéticos. Medición de pH

Guía N°11

Objetivos:

Comprender el proceso químico que se produce en una celda electrolítica.

Interpretar las reacciones Redox.

Contenidos:

Reacciones de oxidación y reducción. Celdas electrolíticas. Funcionamiento.

Capacidades:

Interpreta el funcionamiento de una celda electrolítica mediante las reacciones químicas que se producen.

Introducción:

Para conocer qué es y cómo funciona una celda electrolítica es necesario conocer previamente conceptos básicos del tema, que son las reacciones Redox.

Reacciones de oxidación y reducción o simplemente Redox:

Las reacciones redox se encuentran a nuestro alrededor a diario. La oxidación de los metales, la combustión del gas en la cocina o incluso la oxidación de la glucosa para obtener ATP en nuestro organismo son ejemplos de ello.

En la mayoría de los casos, involucran una importante cantidad de **energía liberada**, así como un cambio permanente en la naturaleza química de los materiales involucrados.

El **estado de oxidación** es la tendencia de un átomo de un elemento a ceder o tomar electrones cuando forma parte de una reacción química. También se denomina números de oxidación o valencias.

Se expresa en número enteros alrededor del cero (para elementos neutros), pudiendo alcanzar niveles de +1, +2 o +6, por ejemplo, o por el contrario, -1, -2 o -6. Algunos átomos tienen, además, estados de oxidación variables según la reacción.

De esta manera, en toda reacción redox hay dos tipos de reactivos que se influyen de manera recíproca:

- **Un agente oxidante**
- **Un agente reductor**

Se denomina **reacción de reducción y oxidación**, o simplemente como **reacción redox**, a toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación.

Para que exista una reacción de **reducción-oxidación**, en el sistema debe haber un elemento que ceda electrones, y otro que los acepte:

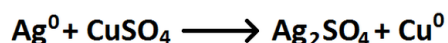
- **El agente oxidante** es aquel elemento químico que tiende a captar esos electrones, quedando con un estado de oxidación inferior al que tenía, es decir, **siendo reducido**.
- **El agente reductor** es aquel elemento químico que suministra electrones de su estructura química al medio, aumentando su estado de oxidación, es decir, **siendo oxidado**.

*El elemento que tiene la capacidad de oxidar es decir que toma electrones del otro elemento, es el que tiene **mayor potencial de reducción** respecto del otro elemento con el que está reaccionando. Este parámetro está tabulado, y suelen figurar en las tablas periódicas.

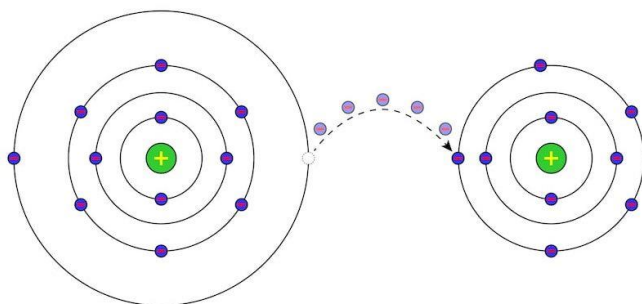
POTENCIALES DE REDUCCIÓN ESTÁNDAR			
Semirreacción de reducción	ϵ^0 (V)	Semirreacción de reducción	ϵ^0 (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}$	-3,05	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}$	-2,87	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}$	-2,71	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$	+0,80
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-$	+1,06
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$	-0,44	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}$	-0,13	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$	0,00	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{F}^-$	+1,36

Observando la tabla podemos deducir que el **Cu** puede reducir al **Zn** en una reacción redox, ya que el potencial de reducción del **Cu** es de **+0,34** volt, mientras que el del **Zn** es de **-0,76** volt.

Un ejemplo: Si tuviéramos en una celda, un electrodo de Ag inmerso en una solución acuosa de sulfato de cobre (CuSO_4). Se produce una reacción redox, donde la Ag^0 se oxida (pierde electrones) y pasa a Ag^{1+} , esos electrones los gana el Cu^{2+} (reduce) y se transforma en Cu^0 . Este proceso de pérdida y ganancia de electrones, puede desglosarse en las dos semirreacciones correspondientes a estos elementos:



Representación del pasaje de electrones de un átomo de un elemento al átomo de otro elemento.

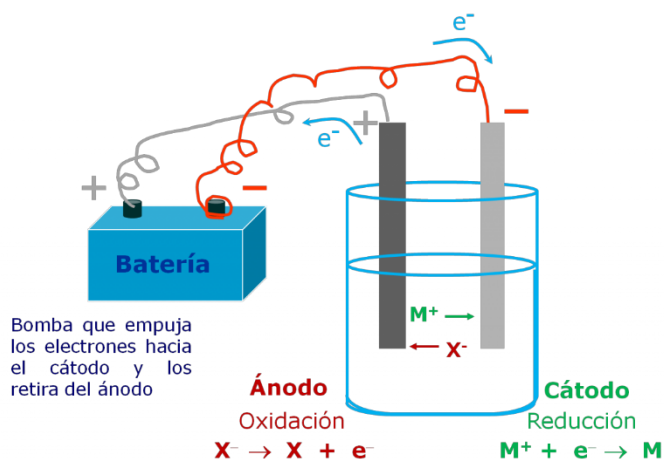


Electrólisis:

Es el proceso que utiliza energía eléctrica para inducir una reacción **redox** que **no es espontánea**, y que produce la disociación de una sustancia o compuesto.

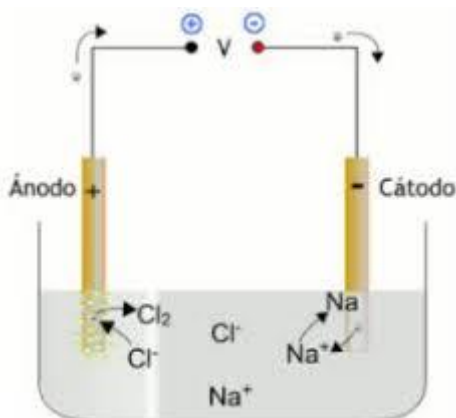
Se denomina **celda electrolítica** al dispositivo utilizado para la descomposición mediante corriente eléctrica de sustancias ionizadas, denominadas electrolitos. Los electrolitos pueden ser ácidos, bases o sales. Al proceso de disociación o descomposición realizado en la **celda electrolítica** se le llama **electrólisis** (lisis: ruptura).

En conclusión la **electrólisis** se lleva a cabo en **celdas electrolíticas**, que son impulsadas por una fuente externa, (una batería u otra fuente de corriente eléctrica), que actúa como una bomba de electrones, como se muestra en el siguiente esquema:



En la celda electrolítica la batería u otra fuente de corriente eléctrica, empuja los electrones hacia el **cátodo**, por lo que éste tiene signo **negativo** (–) y los toma del **ánodo**, por lo que éste es **positivo** (+). Recuerda que los electrones son partículas de carga negativa.

*A continuación el esquema de una celda electrolítica que contiene solución acuosa de cloruro de sodio NaCl (salmuera), donde están inmersos los electrodos de material inerte conectados a la fuente de corriente eléctrica. Los iones negativos o aniones Cl^- de la solución de NaCl se disocian y van hacia el polo positivo (ánodo). Y los iones positivos o cationes de Na^+ , van hacia el electrodo negativo (cátodo). Y así se produce la **electrólisis del NaCl**.



🔗 En el siguiente tutorial está la explicación del funcionamiento de una celda electrolítica:
https://www.youtube.com/watch?v=o_QnSqI9W7s

Otro ejemplo: **Electrólisis del agua**: es la descomposición del agua (H_2O) en los gases oxígeno(O_2) e hidrógeno (H_2) por medio de una **corriente eléctrica continua**,

suministrada por una fuente de alimentación, una batería o una pila, que se conecta mediante electrodos al agua.

Para disminuir la resistencia al paso de corriente a través del agua esta se suele acidular añadiendo pequeñas alícuotas de ácido sulfúrico o bien añadiendo un electrolito fuerte como el hidróxido de sodio, NaOH.

La fuente de energía eléctrica se conecta a dos electrodos de algún metal inerte como el platino o el acero inoxidable, los cuales son puestos en el agua.

En una celda electrolítica diseñada, el hidrógeno aparecerá en el cátodo (electrodo negativo), donde los electrones son bombeados al agua, y el oxígeno aparecerá en el ánodo (el electrodo positivo).

La electrólisis de **agua pura** requiere una gran cantidad de energía extra en forma de sobrepotencial, con respecto al teóricamente necesario para llevarla a cabo (+1,229 V) puesto que se han de sobrepasar varias barreras de activación. Esto se debe en parte a la escasa disociación del agua pura. Téngase en cuenta que la conductividad del agua pura es de una millonésima de la del agua de mar siendo la conductividad típica del agua pura del orden de $0.055 \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$.

Las reacciones que tienen lugar en los electrodos son:

Reducción en el cátodo: $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$

Oxidación en el ánodo: $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4\text{e}^-$

Sumando las semireacciones anteriores se obtiene la reacción global:



**Así se obtienen por medio de la electrólisis los gases que forman el agua; en una relación de 1 volumen de Oxígeno por 2 volúmenes de Hidrógeno.*

Actividades:

A-Visualizando el vídeo: Responde las siguientes preguntas:

- 1- ¿Qué entiendes por electrólisis?
- 2- ¿Qué necesitas para preparar una celda electrolítica?
- 3- ¿Cómo se llama la reacción química que se produce dentro de una celda electrolítica?

4- Nombra ambos electrodos de la celda, e identifica qué reacción se produce en cada uno de ellos.

5- Se pueden producir reacciones de oxidación y no de reducción simultáneamente.

6- Nombra reacciones de oxidación y reducción de sustancias que puedas apreciar en la vida cotidiana.

7- ¿La solución de una **celda electrolítica** según lo visto en la guía anterior sería o no un electrolito? Si es así define el concepto.

Nota: Las guías resueltas enviar a: anastaciagarcias@gmail.com

Bibliografía:

- Didáctica de las ciencias Experimentales y Práctica de la Enseñanza de las Ciencias. Perales Palacios, F.J. y Cañal de León, P. (2000).

Directivo: Jorge Grosso