UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE COLOMBIA

Camilo Alfonso Navas Díaz

Uso del experimento de la electrólisis del agua para la enseñanza de conceptos básicos de electroquímica y la introducción al nuevo sistema internacional de unidades a estudiantes de grado once: un enfoque basado en la Enseñanza para la Comprensión.

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá, Colombia

2018

UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE COLOMBIA

Camilo Alfonso Navas Díaz

Uso del experimento de la electrólisis del agua para la enseñanza de conceptos básicos de electroquímica y la introducción al nuevo sistema internacional de unidades a estudiantes de grado once: un enfoque basado en la Enseñanza para la Comprensión.

Trabajo de grado presentado como requisito parcial para optar al título de:
Magister en la Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales.

Director

Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá, Colombia

2018

Agradecimientos

Quiero expresar mis más profundos agradecimientos a la junta directiva, coordinadores profesores y estudiantes del Gimnasio Colombo Británico por el apoyo incondicional para la realización de este proyecto.

Así mismo, quiero agradecer infinitamente al profesor Marco Fidel Suárez por su apoyo y dedicación para dirigir y orientar la consecución del proyecto.

Resumen

En el presente trabajo se plantea una secuencia didáctica para la enseñanza de la electroquímica, mediante la electrólisis del agua para hacer una estimación del número de Avogadro y con este hacer una introducción del nuevo sistema internacional de unidades que se implementó a partir de 2018. Todo esto de acuerdo con el enfoque de la enseñanza para la comprensión (EpC). Para tal fin, se determinaron los conceptos fundamentales requeridos, se aplicaron una serie de experimentos encaminados a identificar las concepciones previas, generar motivaciones y expectativas en los estudiantes. Posteriormente se diseñaron y aplicaron las actividades para generar la comprensión de la electroquímica en los estudiantes de grado once del Gimnasio Colombo Británico (GCB).

Palabras clave: Electroquímica, electrólisis, sistema de unidades internacional.

Abstract

In this work a didactic sequence for teaching electrochemistry is presented, where the experiment of water electrolysis is used to explain the main concepts needed to understand electrochemistry, to measure the Avogadro's number and to do an introduction of the new international system of units that was implemented in 2018. This work is under the framework of teaching for understanding. In this sense, the fundamental concepts required to understand electrochemistry were revised and a sequence of experiments was designed in order to identify the previous conceptions, to generate motivation and expectation on the students. After that, a sequence of activities were designed and applied to generate the understanding of electrochemistry to the students of grade eleven of the Gimnasio Colombo Británico (GCB).

Keywords: Electrochemistry, electrolysis, international system of units.

CONTENIDO

Pág

Resumen ……... IV

Lista de figuras …… VIII

Lista de tablas ……. ...……. IX

Lista de gráficas ……. ...……. X

1. INTRODUCCIÓN ……. 1

1.1 Objetivo general ……. 4

1.2 Objetivos específicos ……..... 4

2. MARCO TEÓRICO ……..... 5

2.1 Referente epistemológico ……. 5

2.2 Marco conceptual y disciplinario ……..... 15

2.2.1 Secuencia didáctica …… 15

2.2.2 Elementos de la enseñanza para la comprensión (EpC) 15

2.2.2.1 Hilos conductores ……... 16

2.2.2.2 Metas de comprensión …….. 16

2.2.2.3 Desempeños de comprensión ……. 17

2.2.2.3.1 Desempeños de exploración ……. 17

2.2.2.3.2 Desempeños de investigación guiada ……. 17

2.2.2.3.3 Desempeños de síntesis …….. 17

2.2.2.3.4 Valoración contínua …….. 17

2.2.2.3.5 Dimensiones de la comprensión …… 17

2.2.2.3.5.1 Dimensión de contenido …….. 18

2.2.2.3.5.2 Dimensión de método …….. 18

2.2.2.3.5.3 Dimensión de propósito …… 18

2.2.2.3.5.4 Dimensión comunicativa …….. 18

2.2.3 Conceptos básicos de electroquímica …… 18

2.2.3.1 Conductancia …… 19

2.2.3.2 Conductor metálico …….. 19

2.2.3.3 Conductor electrolítico ……. 19

2.2.3.4 Celda electroquímica o Galvánica …….. 19

2.2.3.5 Electrólisis …….. 20

2.2.3.6 Reacciones redox en la electrólisis …… 21
2.2.3.7 La constante de Faraday ……. 22
2.2.3.8 Cantidades de electricidad …….. 22
2.2.3.9 Electrólisis de soluciones acuosas ……. 23
2.2.3.10 Productos de electrólisis y potenciales de electrodo ……. 23
2.2.3.11 Productos de electrólisis y concentración de las soluciones ……... 25
2.2.3.12 Ecuación de Butler – Volmer …… 26
2.2.3.13 Potenciales de electrodo ……... 27
2.2.3.14 La ecuación de Nernst …… 28
2.2.3.15 Celdas y baterías …… 29
2.2.3.16 Celdas de estado sólido ……. 31
2.2.3.17 Celdas de combustible de hidrógeno – oxígeno …… 31
2.2.4 Nuevo Sistema Internacional de Unidades …… 34
3. MARCO METODOLÓGICO …… 37
3.1 Objetivo 1 …… 37
3.2 Objetivo 2 …… 37
3.3 Objetivo 3 …… 37
3.4 Objetivo 4 …… 38
3.5 Objetivo 5 …… 38
4. RESULTADOS Y DISCUSIÓN ……. 39
4.1 Revisión y diseño conceptual de la estrategia …….. 39
4.2 Etapa exploratoria ……. 43
4.2.1 Resultados de la aplicación de los experimentos …….. 43
4.2.2 Conclusiones generales etapa exploratoria …… 45
4.3 Etapa de Indagación guiada …… 46
4.3.1 Desempeños generados …….. 46
4.3.2 Resultados para la constante de Avogadro …….. 51
4.3.2.1 Calculo de la constante de Avogadro …… 51
4.4 Etapa de síntesis …… 52
5. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES ……. 54

5.1 Conclusiones …….. 54
5.2 Recomendaciones ……. 55
A. ANEXO 1: Experimentos Etapa Exploratoria …….. 56
Bateria de Limón …….. 56
Ladrón de Julios ……... 58
Convirtiendo Cobre en Oro ……. 61
Electrólisis del Cloruro de Sodio Acuoso …….. 64
B. ANEXO 2: ETAPA GUIADA …….. 66
Guía de video …… 66
Taller electrólisis …….. 69
Guía de Laboratorio ……. 86
C. ANEXO 3. ANÁLISIS ESTADÍSTICO …… 91
D. ANEXO 4: UNIDAD DIDÁCTICA …….. 96
E. ANEXO 5: EVIDENCIAS ETAPA DE SÍNTESIS …… 102
Informe de laboratorio……. 102
Afiches ……... 117
Folletos …….. 119
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS ……. 121

Lista de figuras

Pág

Figura 1. Máquina eléctrica de Otto von Guericke …… 6
Figura 2. Experimentos de Galvani con ancas de rana …… 7
Figura 3. La pila voltáica …… 8
Figura 4. La corona de copas …… 8
Figura 5. Montaje de electrólisis de Nicholson ……. 9
Figura 6. Bateria recargable de Planté …….. 12
Figura 7. Fases del enfoque pedagógico …….. 16
Figura 8. Partes principales de una celda de electrólisis …….. 20
Figura 9. Celda de almacenamiento utilizada en un automóvil …… 30
Figura 10. Bateria de botón …….. 31
Figura 11. Celda de combustible de hidrógeno-oxígeno …… 32
Figura 12. Minicelda electrolizadora …….. 33
Figura 13. Evidencias etapa exploratoria ……... 44
Figura 14. Guía de video completada por una estudiante …… 47
Figura 15. Evidencia guía de trabajo ……... 48
Figura 16. Montaje experimental ……..... 49
Figura 17. Evidencia laboratorio de electrólisis …….. 50
Figura 18. Esquema procedimiento experimental ……. 50
Figura 19. Evidencia presentación proyecto feria pedagógica …… 53

Lista de tablas

Pág

Tabla 1. La facilidad de descarga de iones en el cátodo en la electrólisis … 24
Tabla 2. Unidades básicas del sistema internacional (SI) ……. 35
Tabla 3. Objetivos de aprendizaje del programa internacional IGCSE …….. 42
Tabla 4. Datos de la electrólisis y constante de Avogadro …… 91

Lista de Gráficas

Pág

Gráfica 1. Correlación entre la carga total y la cosntante de Avogadro…….. 94

Gráfica 2. Correlación entre las moles de electrones y la constante de Avogadro …… 95

Gráfica 3. Correlación entre la constante de Faraday y la constante de Avogadro ……..……. 95

1. INTRODUCCIÓN

La educación actual requiere que los estudiantes adquieran el conocimiento suficiente para convertirse en ciudadanos que puedan interactuar en un contexto basado cada vez más en teorías más abstractas y en el uso de tecnologías cada vez más complejas. Es por esto, que las instituciones educativas deben formar estudiantes que demuestren comprensión del conocimiento, utilicen de forma adecuada la información en la resolución de problemas y tengan habilidades en la investigación científica.

El Gimnasio Colombo Británico (GCB), es la institución educativa donde se llevó a cabo el presente estudio. Es una entidad privada ubicada en la localidad 11 de Suba, brinda servicios educativos a estudiantes de los estratos 4, 5 y 6. El GCB ofrece un proyecto educativo bilingüe con proyección internacional, concibiendo la educación como un proceso cuyo objetivo fundamental es la formación en la pluridimensionalidad del ser humano.

Para proporcionar experiencias agradables y con alto valor para los estudiantes se pretende utilizar la Enseñanza para la Comprensión como el marco pedagógico basando el aprendizaje en el desarrollo del pensamiento, la aplicación de los conocimientos adquiridos y el desarrollo de competencias, de tal forma que como lo indica David Perkins “los estudiantes den explicaciones, debatan, argumenten resuelvan problemas, tomen decisiones pensantes, descubran lo desconocido, ofrezcan explicaciones y logren conocerse como aprendices, con sus debilidades y fortalezas” (Barrera, 2014, p.26).

En el contexto actual de la sociedad existe un proceso de transición del uso masivo de combustibles fósiles a una sociedad que debe hacer uso de otras fuentes de energía renovables con menor impacto en el medio ambiente. La electroquímica juega un papel central en las nuevas tecnologías de trasporte eléctrico, en los sistemas de síntesis fotoelectroquímicos (como la síntesis de H2 a partir de la electrólisis del agua), en los sistemas de almacenamiento de energía (baterías), en los dispositivos electrónicos portátiles, etc. De este modo, es indispensable que los ciudadanos de este mundo

globalizado entiendan las implicaciones de la actividad humana en el planeta, la biodiversidad, la disponibilidad de agua, etc. y las posibilidades que existen para hacer un uso más racional de los recursos naturales.

La enseñanza de la electroquímica se hace con frecuencia de forma superficial, haciendo énfasis en conceptos empíricos como el estado de oxidación y electronegatividad y en las reacciones de oxido – reducción. (Matute, Pérez, & Di' Baco, 2009). Es importante anotar que no existe una orientación clara de los temas específicos de la electroquímica que se deben trabajar ni en los estándares básicos de competencias ni en los derechos básicos de aprendizaje emitidos por el MEN.

Vale la pena resaltar que existen varios trabajos cuyos objetivos buscan mejorar o implementar estrategias para la enseñanza de la electroquímica. Dentro de estos trabajos se pueden mencionar, entre otros:

Enseñanza de la Electroquímica mediante Aprendizaje Basado en Problemas en Bachillerato. (Delgado, A. 2017). En este trabajo se realizó una propuesta de una unidad didáctica de electroquímica basada en problemas.

.

Estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica a estudiantes de ciclo 5. Instituto San Juan de Dios Bogotá. (Pintor, J. 2015). En este trabajo se propuso una estrategia en la que se plantearon algunos módulos de aplicación de experimentos interdisciplinares basados en el aprendizaje activo.

Estrategia basada en investigación orientada para la enseñanza del tema oxidación. (Rojas, J. 2012). La estrategia se findamenta en la investigación y el uso de la parte experimental para la la consolidación de el conepto de oxidación y procesos electroquímicos.

Propuesta metodológica para mejorar el aprendizaje del tema de electroquímica en estudiantes de 10 grado de la institución educativa Cañaveral a través del estudio de sus ideas previas (Martínez, 2013)

Estrategias que utilizan las concepciones previas de los estudiantes y que se basan en el desarrollo histórico y epistemológico de la electroquímica (Camacho, 2011)

El experimento de la electrólisis del agua permite introducir de manera trasversal conceptos como las leyes de la termodinámica, la cinética química, estequiometria, ley de los gases, circuitos eléctricos, etc. Por otro lado, ya que este experimento requiere la captura y análisis de datos se puede aprovechar para aplicar y enseñar los conceptos básicos de estadística como promedio, desviación estándar, incertidumbre, error experimental, ajuste lineal de datos, etc.

Otra parte fundamental de este trabajo es aprovechar el experimento de la electrólisis del agua para hacer una estimación del número de Avogadro y con este hacer una introducción del nuevo sistema internacional de unidades que entró en vigencia a partir de 2018. En el nuevo sistema de unidades ellas se derivarán de un total de siete constantes (incluida la constante de Avogadro) (Scharf y Middelmann, 2016), por lo que es importante familiarizar y acercar a los estudiantes a estas nuevas definiciones mediante experiencias como la electrólisis del agua que permite de manera holística una integración de saberes de muchas disciplinas (la física y la química)

De la situación descrita anteriormente se puede plantear la siguiente pregunta de investigación: **¿Cuál puede ser una secuencia didáctica para la enseñanza - aprendizaje de la electroquímica y el nuevo sistema de unidades a partir del estudio de la electrólisis del agua con los estudiantes de grado once del GCB, teniendo en cuenta el marco pedagógico de la enseñanza para la comprensión?**

1.1 Objetivo general:

Diseñar una secuencia didáctica utilizando la electrólisis del agua para la enseñanza - aprendizaje de la electroquímica y el nuevo sistema de unidades con los estudiantes de grado once del GCB, de acuerdo con el enfoque pedagógico de la enseñanza para la comprensión.

1.2 Objetivos específicos:

- Seleccionar los conceptos de electroquímica que harán parte de la secuencia didáctica.
- Identificar los saberes previos de los estudiantes sobre los conceptos de la electroquímica.
- Analizar como introducir los principios básicos del nuevo sistema de unidades mediante el experimento de la electrólisis del agua.
- Establecer la estructura y el contenido de la secuencia didáctica.
- Desarrollar la secuencia didáctica con los estudiantes del Gimnasio Colombo Británico.
- Realizar una evaluación de los resultados del proceso.

2. MARCO TEÓRICO

2.1 Referente Epistemológico

En la antigüedad Thales de Mileto comprobó que una roca de ámbar cuando se fortaba adquiría características para atraer ciertos objetos; los griegos llamaron a esta piedra como elektron, marcando así la etimologia de la palabra electricidad. Solo hasta el siglo XVIII durante la ilustración la electroquímica adquiere mayor relevanciacuando Luigi Galvani empieza a mostrar las propiedades y características de la electricidad. Este desarrollo permitió que científicos como Alessandro Volta, Faraday, Davy, Nicholson y Arrhenius entre otros adelantaran investigaciones contribuyendo de esta manera a afinzar la electroquímica como una parte fundamental de la química.

A continuación, se realiza una reseña de los principales avances en el desarrollo de la electroquímica, lo que llevó a que la química se fortaleciera y consolidara como una ciencia que permite entender muchos procesos que ocurren en la vida diaria y a nivel industrial.

Aproximadamente en el año 1600 D.C Gilbert comprobó las observaciones de Thales e introdujo el término de atracción eléctrica y de esta manera explicar el fenómeno que presentaba el ambar de atraer pequeños cuerpos; para hacer esta comprobación creó un dispositivo que permitía determinar la presencia de cargas eléctricas (hoy lo conocemos como electroscopio). Con este aparato descubrió que muchas otras sustancias se comportaban de forma similar y las clasificó como conductores y aislantes.

Cincuenta años más tarde Otto von Guericke inventó la primera máquina eléctrica para producir efectos de atracción y repulsión, sin embargo, aún no se sabía de la trasmisión de electricidad por medio de conductores. La máquina constaba de un globo de vidrio que contenía azufre, cuando este globo giraba se generaba electricidad estática produciéndose chispas (figura 1.) A partir de este descubrimiento se crearon varias máquinas eléctricas, que fueron difundidas por Francis Hauksbee.

Figura 1. Máquina eléctrica de Otto von Guericke. Recuperada de http://www.maquinascientificas.es/04otto-guericke.htm

Stephen Gray en 1727 contribuyó con el desarrolló de la electroquímica demostrando que los materiales conductores podían ser electrizados si estaban aislados y de esta manera no perdían las cargas eléctricas. Junto con J T Desaguliers clasificaron los cuerpos en “eléctricos (aislantes, electrificados por fricción) y en “no eléctricos” (conductores, aparentemente no electrificados) (PARTINGTON, 1994). Las primeras observaciones de los efectos químicos que produce la electricidad se atribuyen a Giovanni Beccaria, quien descubrió que un gas se producía al pasar chispas eléctricas a través del agua en un tubo; esto le permitió a Priestley realizar algunos experimentos y descubrir que el amoníaco gaseoso se expande cuando se producen chispas que entran en contacto con el gas, de la misma manera Berthollet se dio cuenta que este gas se descompone de nitrógeno e hidrógeno.

Una visión mucho más destacada de la electroquímica como ciencia surge cuando en 1780 el médico y científico italiano Luigi Galvani se encontraba manipulando ancas de rana y por accidente hizo pasar electricidad estática a través de estas provocando la

contracción de los músculos. Galvani supuso entonces, que estos movimientos eran causados por algo que él llamó como “electricidad animal”. Este hallazgo le permitió profundizar en el estudio de la naturaleza y las propiedades de la electricidad, además, marcó el camino para que más adelante científicos como Volta, Nicholson y Wilhelm implementarán una técnica conocida como Galvanaplastia.

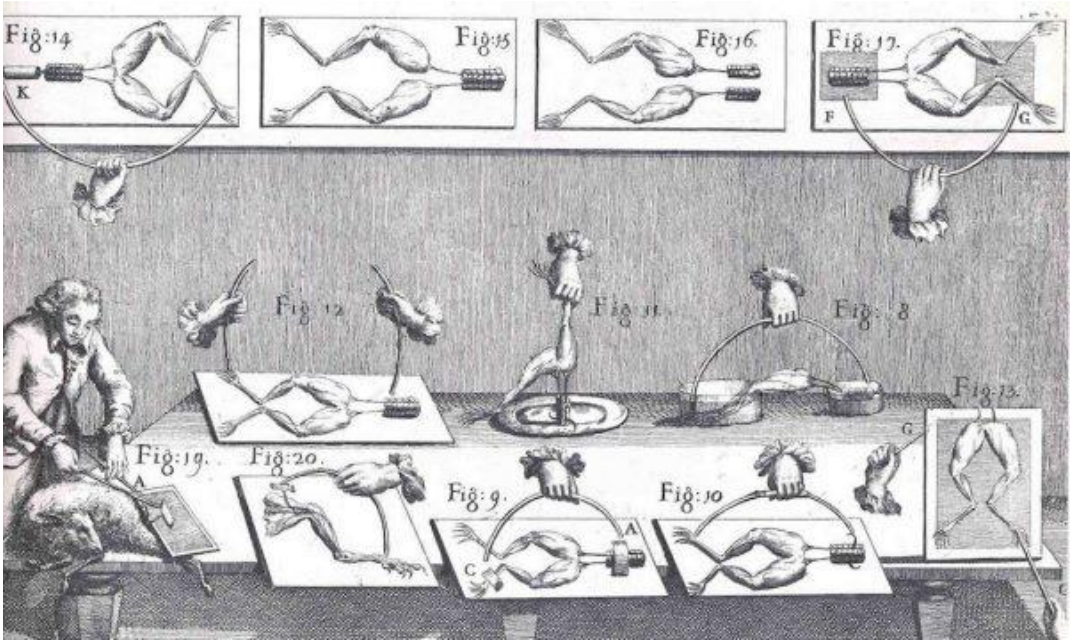


Figura 2. Experimentos de Galvani con ancas de rana. Recuperada de http://alef.mx/luigi-galvani-descubridor-de-la-electricidad-en-el-sistema-nervioso-de-los-animales/.

Interesado en los estudios de Galvani, Alessandro Volta en 1800 realizó experimentos similares y concluyó que para la generación de electricidad no era necesario el tejido animal y que el contacto entre metales diferentes era la causa de la generación de estos movimientos. Por otro lado, Volta también descubrió el gas metano, el perfeccionamiento del electróforo (un aparato que produce electricidad estática) y la pila Voltaica (figura 3), que es uno de los pilares de la electroquímica y que permitió el posterior desarrollo de aplicaciones útiles de la electricidad.

En 1800 Volta comunicó a la Royal Society su gran descubrimiento, la primera batería o celda electroquímica, que consistía en discos de cobre o plata intercalados con

discos de estaño o zinc, cada par estaba separado por pedazos de papel o cuero humedecido con agua u otro líquido.

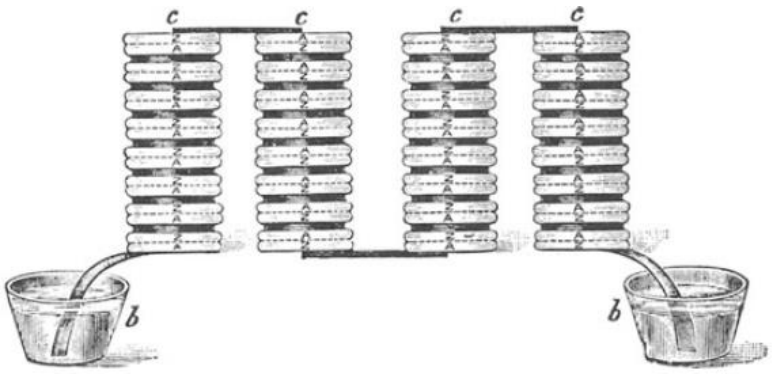


Figura 3. La pila voltaica. Partintong, J. (1994). Los pares de los discos de zinc y de plata están separados por discos de papel o cuero humedecidos. Las pilas están conectadas por tiras de metal y las terminales se sumergen en tazas de agua. Recuperado de A-History of Chemistry VolumeFour.pdf

Otra forma de la batería era la "corona de copas" que no era más que un círculo de vasos que contenían agua o solución salina, cada uno con una placa de zinc y uno de plata o cobre, el zinc de una celda se unía al cobre de la otra, con placas terminales de un metal unidas a la placa del otro metal en los vasos (Fig. 4). De esta manera el efecto de un solo contacto se multiplicaba muchas veces, ya que celdas en paralelo producen un potencial total que es la suma de los potenciales de cada celda.. (PARTINGTON, 1994)

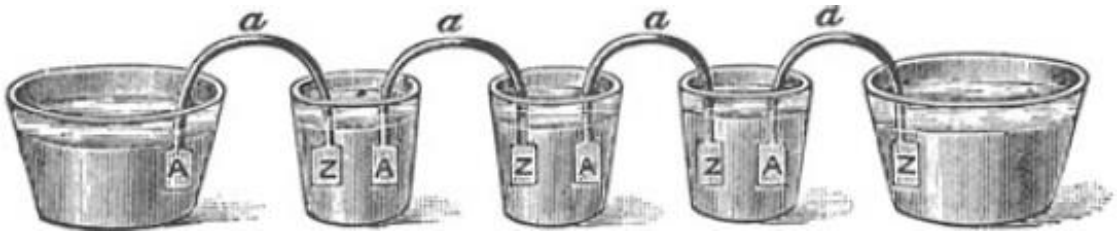


Figura 4. La corona de las copas. Partintong, J. (1994). Recuperado de A-History of Chemistry VolumeFour.pdf

En estas celdas, el zinc se oxida y los iones hidronio del agua se reducen. Con el descubrimiento de la pila se crean nuevas formas de realizar experimentos. Uno de ellos

fue publicado por Nicholson y Carlisle. Carlisle puso una gota de agua en la placa superior y notó la producción de un gas, que Nicholson pensó que olía a hidrógeno. Nicholson propuso entonces un experimento en el que utilizaba alambres de platino en una pila hecha con 36 pares de discos de plata y zinc insertadas a través de corchos en tubos de vidrio llenos con agua; hicieron pasar una corriente y observaron la producción de burbujas de hidrógeno en un tubo y en el otro tubo burbujas de oxígeno. También observaron que se producían 72 unidades de oxígeno y 142 de hidrógeno. De esta forma, descubrieron la reacción química generada por la corriente eléctrica que descompone el agua, hoy conocida como electrólisis del agua.

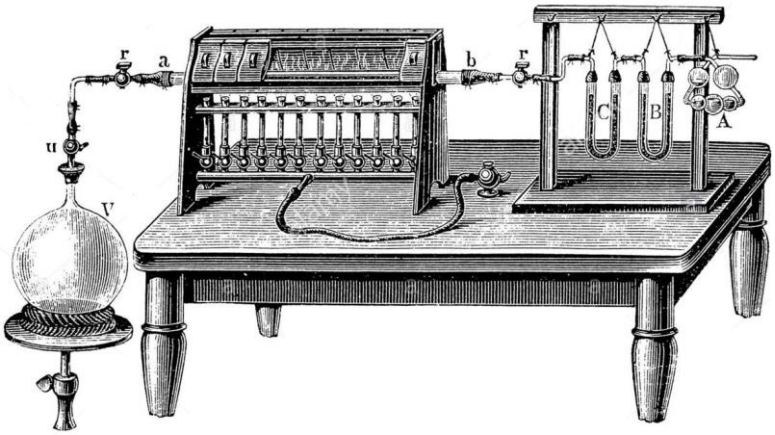


Figura 5. Descomposición del agua mediante electrólisis realizada por Nicholson. Recuperado de https://www.alamy.es/imagenes/early-chemistry.html

A partir de los aportes de Volta, la industria electroquímica adquiere cada vez más importancia a nivel industrial, es por esto por lo que, en 1806 Humphry Davy empieza a aplicar electricidad a diversas sustancias, esto lo llevó a crear una pila mucho más grande que le permitió obtener una corriente con mayor potencia, y a aislar elementos como el sodio, potasio y calcio. Posteriormente, descubrió el boro y demostró que el diamante está compuesto de carbono. (Shukla & Prem, 2008).

Hacia 1820 André Marie Ampere un físico francés y pionero del electromagnetismo postuló las leyes que establecen el desvío de una aguja magnética por una corriente

eléctrica, lo que hizo posible el funcionamiento de los actuales aparatos de medida. Descubrió las acciones mutuas entre corrientes eléctricas, al demostrar que dos conductores paralelos por los que circula una corriente en el mismo sentido se atraen, mientras que si los sentidos de la corriente son opuestos se repelen (ARAUJO, 2008, p.28). Sus leyes le permitieron explicar muchos de los hechos que se conocían hasta ese momento y también predecir algunos fenómenos que aún no se conocían en esa época, por sus aportes al desarrollo de los instrumentos de medida la unidad de intensidad de corriente eléctrica, el amperio (A), recibe este nombre en su honor.

Otro de los personajes que realizó aportes importantes al desarrollo de la electroquímica fue Berzelius, en especial en el estudio de la electrólisis y sus aplicaciones en la medicina. Propuso una teoría electroquímica de la materia y clasificó las sustancias en electropositivas y electronegativas, justificando de esta manera porqué unas sustancias reaccionaban con otras, obtuvo ácido perclórico por electrólisis de una solución de dióxido de cloro. Georg Simon Ohm (1787-1854), estudio la relación existente entre la intensidad de una corriente eléctrica, su fuerza electromotriz y la resistencia, encontrando en 1827 una ley fenomenológica (solo válida a bajas resistencias e intensidades de corriente) que hoy lleva su nombre ($V = I*R$). También trabajó sobre la polarización de las pilas y las interferencias luminosas. La unidad de resistencia eléctrica, el ohmio, recibe este nombre en su honor.

Otro aporte muy importante lo hizo Michael Faraday en 1834. Faraday descubrió que una carga eléctrica transferida en una electrólisis producía cantidades constantes de los productos de la electrólisis. Este valor es conocido como constante de Faraday, hoy sabemos que la carga eléctrica asocida a un mol de electrones es 96484,56 coulombs.

Otro aporte muy importante lo hizo Michael Faraday en 1834. Faraday descubrió que una carga eléctrica transferida en una electrólisis producía cantidades constantes de los productos de la electrólisis. Este valor es conocido como constante de Faraday, hoy sabemos que la carga eléctrica asociada a un mol de electrones es 96484,56 coulombs.

Por otro lado, Faraday argumentó que el transporte de electricidad se realiza por medio de fragmentos de materia disueltos que tienen carga eléctrica y los llamó iones, sin embargo, no logró explicar la forma como se originan estos iones, esto solo fue posible hasta que Arrhenius afirmó que se debía a fenómenos de disociación. A Faraday se deben los conceptos de iones, electrolito, ánodo y cátodo.

Un aporte significatrivo para el avance de la electroquímica fue la cosntrucción y el perfeccionamiento de las baterias y su aplicación en la electrólisis. Antoine-Cesar Becquerel quien es considerado uno de los padres de la electroquímica realizó estudios con la conductibilidad de metales, utilizando electrolitos y haciendo pasar corriente eléctrica en minerales disueltos logró separar los metales. En 1829 construyó una pila que suministraba corriente por más de una hora, esto permitió le permitió a John Daniell en 1836 crear sus baterias de corriente constante. William Grove en 1839 creó prototipos de pilas de combustible (llamadas por él mismo como baterias de gas), utilizando para ello cuatro celdas con H2 y O2 para generar energía eléctrica y a su vez la reacción inversa produciría hidrógeno y oxígeno. Las primeras celdas contenían una placa de zinc y un cilindro de platino.

Un periodo bastante interesante fue en la aplicación de la electrólisis para el aislamiento y purificación de muchos metales, cabe resaltar que durante esta etapa se dan los siguientes hechos: hacia el año de 1841 Robert Wilhem Bunsen logró la separación de metales como magnesio, aluminio, sodio, bario y litio; para esta misma época Adolf Wilhelm Hermann Kolbe utilizando ácidos carboxílicos obtuvo sales metálicas y a partir de estas sintetizó algunos hidrocarburos. John Wrigth en Inglaterra perfeccionó la técnica de electrodeposición en la industria de la joyeria, utilizando para ello cianuro de potasio como electrolito realizó la galvanoplastia del oro y la plata.

Ya en el año de de 1845 Gustav Robert Kirchoff realizó aportes en el campo de los circuitos eléctricos, propuso una primera ley (ley de nodos), que establece que las corrientes que ingresan y salen en un nodo suman cero. Posteriormente en 1859 postuló

su segunda ley (ley de mallas), estableciendo que en todo circuito que forme un bucle la suma de todas las diferencias de potencial a lo largo del bucle es igual a cero. (Álvarez, Pacual y Ferrero, 2007, p. 23)

Johann Wilhelm Hittorf en 1853 describió fenómenos de migración de iones debido a la conductividad eléctrica de los electrolitos. Identificó los electrolitos como sales y dedujo que la corriente eléctrica puede disociar estas sales.

La construcción de baterias fue un periodo en el cual muchos personajes intervinieron, por ejemplo, en 1859 Gaston Planté construyó la primera batería recargable (figura 6), utilizó láminas de plomo que actuaban como electrodos y una disolución de ácido sulfúrico como electrolito. Posteriormente en 1881 Camille Faure perfeccionó esta batería cubriendo las placas con capas de óxido de plomo, obteniendo mejores resultados. Las baterias que se conocen actualmente tienen su origen en 1885 cuando Carl Gassner, utilizó zinc para construir una cuba electrolizadora, así mismo actuaba como cátodo, una barra de carbón colocada en el centro, el ánodo era de dióxido de manganeso y utilizó cloruro de zinc como electrolito.

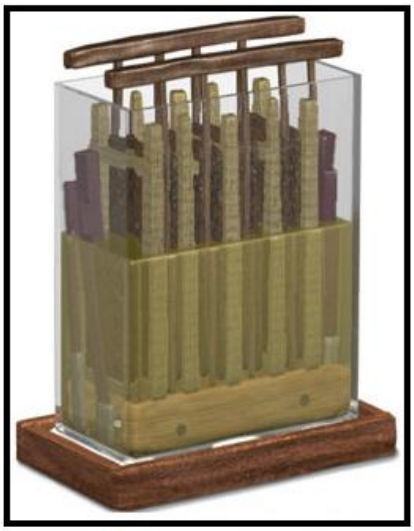


Figura 6. Primera batería recargable de Planté. Recuperado de de https://www.youbioit.com/es/article/25619/bateria-recargable-de-gaston-plante-del-ano-1859?size=_original

Para 1874 Friedrich Wilhelm Georg Kohlrausch demostró que los electrolitos tienen una cantidad definida y constante de energía eléctrica. Determinó que las velocidades de transferencia de iones en una solución que dependía de la conductividad eléctrica. Posteriormente demostró que la conductividad eléctrica de las soluciones incrementaba con el aumento de la temperatura. Para esta época, Josiah Willard Gibbs formuló una teoría cuantitativa de la fuerza electromotriz de una celda y utilizó los principios de la termodinámica para determinar el trabajo eléctrico.

Paul Louis Héroult en 1886 encontró que podía obtener aluminio haciendo la electrólisis de una disolución de óxido de aluminio (más conocido como alúmina), en fluoruro de aluminio y sodio (criolita), ese mismo año Charles Martin Hall trabajando de forma independiente también obtuvo los mismos resultados.

Walther Nernst en 1889 y basado en los aportes hechos por Arrhenius propuso la teoría de las celdas galvánicas argumentando que existe una presión electrolítica de disolución que provoca que los iones formen una disolución, esta presión electrolítica se opone a la presión osmótica de los iones disueltos, esto lo llevo a fórmular la ecuación de Nernst para calcular el potencial estándar de reacción.

La idea de como la electricidad se comporta en una solución solo logró explicarse en 1887 cuando Arrhenius propuso la hipótesis de que algunas sustancias como el cloruro de sodio existen en solución como iones independientes permitiendo así el paso de la corriente eléctrica.

En 1896 Julius Tafel descubrió que las reacciones de la superficie del electrodo están controladas por la velocidad, a diferencia de las reacciones termodinámicas que están controladas por el equilibrio (Runge, 2018). Tafel planteó la ecuación que lleva su nombre, relacionando la intensidad de corriente de la reacción electroquímica y el potencial para determinar la corriente de corrosión.

Waldemar Jungner en 1899 reemplazó los electrodos de hierro en las baterias por electrodos de cadmio haciendolás más eficientes, ya que al utilizar un electrolito se podía cargar y descargar electrodos bajo un simple transporte de oxígeno o de iones hidroxilo de un electrodo al otro sin cambiar la composición o la densidad aparente del electrolito. (Barak, 1980). Para esta misma época a Thomas Alva Edison se le atribuye la invención del acumulador de Edison (acumulador de níquel-hierro), que permitía acumular energía eléctrica en su interior.

Durante el siglo XX la electroquímica tuvo un desarrollo significativo, por ejemplo, en el año de 1909 Robert Millikan determinó la carga del electrón, obteniendo un valor de 1,5924 (17) × 10-19 C. A partir de 2014 el valor aceptado es 1,602 176 565 × 10-19 C. En 1923 Bronsted y Lowry propusieron la teoría ácido – base mediante el uso de celdas electroquímicas. Así mismo, se realizaron avances principalmente en el fundamento de conceptos como la transferencia de electrones, la forma en que se produce la corrosión de los metales (asociada a procesos de oxidación y reducción), y como evitarla. Se crearon celdas de combustible con mayor rendimiento, algunas se emplearon en las misiones espaciales.

En el siglo XX y XXI la electroquímica ha jugado un papel fundamental en desarrollo tecnológico. Tan solo traten de imaginar si no se hubieran desarrollado las baterías de ion Li^+, los biosensores de glucosa, los polímeros conductores de electricidad, los automóviles que funcionan con celdas de combustible, las celdas solares electroquímicas, etc. Por otro lado, los avances en bioelectricidad han permitido entender cómo el cerebro transmite información al cuerpo a través de los impulsos eléctricos, o cómo ocurren las reacciones químicas en las membranas biológicas ya que todas ellas tienen una diferencia de potencial a través que es fundamental para que estas reacciones puedan suceder.

2.2 Marco conceptual y disciplinar

2. 2.1 Secuencia Didáctica:

> La secuencia didáctica es el resultado de establecer una serie de actividades de aprendizaje que tengan un orden interno entre sí, con ello se parte de la intención docente de recuperar aquellas nociones previas que tienen los estudiantes sobre un hecho, vincularlo a situaciones problemáticas y de contextos reales con el fin de que la información a la que va acceder el estudiante en el desarrollo de la secuencia sea significativa, esto es que tenga sentido y pueda abrir un proceso de aprendizaje. La secuencia demanda que el estudiante realice cosas, no ejercicios rutinarios o monótonos, sino acciones que vinculen sus conocimientos y experiencias previas con algún interrogante que provenga de lo real y con información sobre un objeto de conocimiento. (Díaz-Barriga, 2013, p.19)

2.2.2 Elementos de la Enseñanza para la Comprensión (EpC)

De acuerdo con Martha Stone el marco conceptual de la enseñanza para la comprensión es una corriente constructivista en el cual el estudiante es protagonista de su propio proceso de aprendizaje y el docente actúa como un guía del proceso. Se puede afirmar que la EpC se fundamenta en cinco aspectos importantes: los hilos conductores, las metas de comprensión, los tópicos generativos, los desempeños de comprensión y la valoración continua. (Stone, 1999)

La implementación del enfoque pedagógico de la Enseñanza para la Comprensión y su aplicación dentro de un contexto investigativo puede dividirse en las fases mostradas en la figura 7.

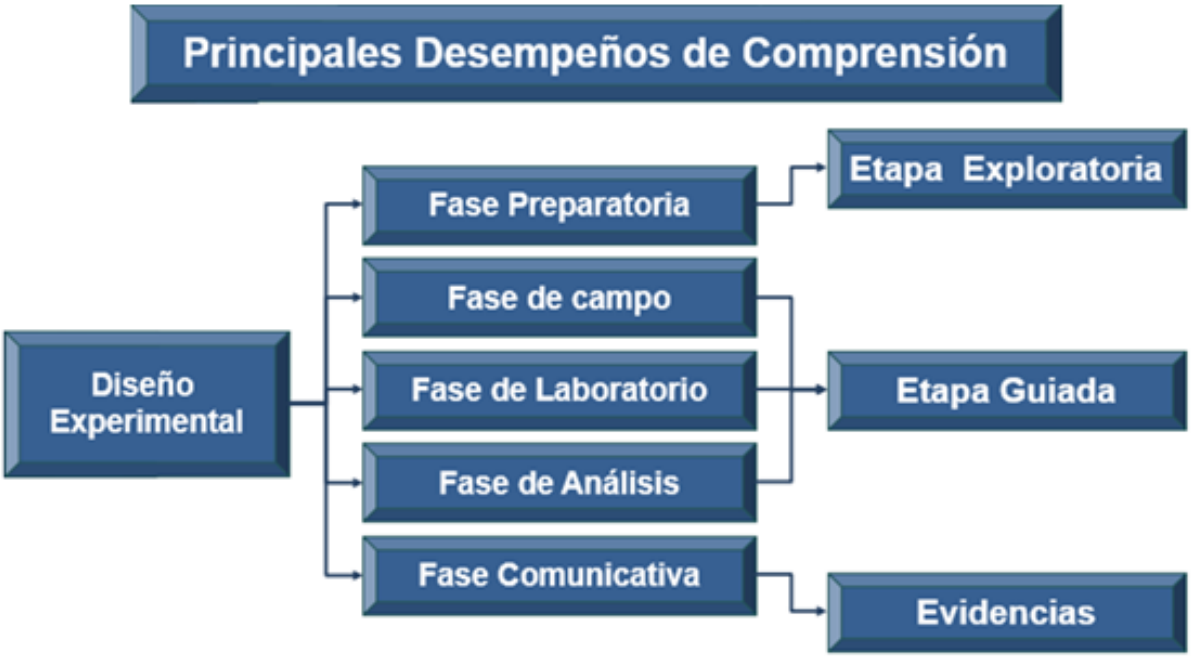


Figura 7. Fases del enfoque pedagógico EpC.

2.2.2.1 Hilos conductores

"Son las grandes preguntas que guían el trabajo disciplinar a largo plazo, describen las comprensiones más importantes que los estudiantes deben desarrollar". (Barrera, 2014, p.28). Estas preguntas no deben responderse con un Sí o un No, los hilos conductores muestran a los estudiantes la ruta que guiará el trabajo a desarrollar.

2.2.2.2 Metas de comprensión

Son propósitos explícitos y compartidos públicamente con los estudiantes, se centran en los conocimientos, métodos, propósitos y formas de comunicación de las disciplinas. Sirve para centrar a los estudiantes en aquello que se quiere que comprendan. Además, guían el trabajo que realizarán los estudiantes. Se diferencian de los hilos conductores porque las metas son medibles.

2.2.2.3 Desempeños de Comprensión

Son acciones variadas y ricas, centradas en el pensamiento, contribuyen a la comprensión de las metas propuestas y del tópico generativo. Están diseñados secuencialmente para que los estudiantes desarrollen comprensión, construyendo sobre lo que ya saben y teniendo en cuenta sus ideas y preguntas.

Se pueden distinguir tres tipos de desempeños de comprensión:

2.2.2.3.1 Desempeños de exploración: estos desempeños ayudan a motivar a los estudiantes, conocer sus intereses e inquietudes e identificar conocimientos previos.

2.2.2.3.2 Desempeños de investigación guiada: permiten confrontar los conocimientos previos, transformar conceptos erróneos y llevan al estudiante a la comprensión.

2.2.2.3.3 Desempeños de síntesis: Permiten observar la consecución de la comprensión por parte del estudiante.

2.2.2.4 Valoración Continua

Es el conjunto de momentos de retroalimentación realizados por el docente, hacen parte del proceso de enseñanza – aprendizaje. En este proceso se deben incluir estrategias para ayudar a la comprensión. La valoración continua ayuda a fortalecer la construcción de la comprensión.

2.2.2.5 Dimensiones de la comprensión

La enseñanza para la comprensión se divide en dimensiones y componentes: Las dimensiones permiten diseñar actividades en forma sistemática, mientras que los

componentes facilitan la implementación de las actividades. Las dimensiones se pueden clasificar en:

2.2.2.5.1 Dimensión de Contenido o Conocimiento

En esta dimensión se evalua el nivel de conocimiento que el estudiante ha adquirido en un área en particular. Los desempeños que se alcanzan pueden partir desde los conocimientos intituitivos hasta llegar a una coherencia entre los conceptos de la disciplina.

2.2.2.5.2 Dimensión de Método

Esta dimensión hace referencia al conjunto de pasos sistemáticos que se realizan para adiquirir el conocimiento respaldados con argumentos coherentes.

2.2.2.5.3 Dimensión de Propósito

Esta dimensión atiende a los propósitos que dirigen la elaboración del conocimiento ya que existe una interrelación entre la acción y la reflexión sobre el uso que puede hacerse del conocimiento.

2.2.2.5.4 Dimensión Comunicativa

En esta dimensión se tienen en cuenta los niveles de comunicación propios de cada disciplina, se tiene en cuenta la simbología del área y a quién va dirigida la comunicación.

2.2.3 Conceptos básicos de electroquímica.

La electroquímica es la rama de la química que estudia las reacciones químicas que involucran una trasferencia de carga (electrones) en al menos un paso del mecanismo de reacción.

2.2.3.1 Conductancia

Aquellas sustancias que pueden conducir electricidad se llaman conductores. Los conductores son de dos tipos: conductores metálicos (conductores electrónicos) y conductores electrolíticos (conductores iónicos), ambos siguen la ecuación, o “ley” como comúnmente se conoce de ohm a bajas corrientes y bajos potenciales.

2.2.3.2 Conductor metálico

En estas sustancias el flujo de corriente es debido al movimiento de electrones a través del conductor que usualmente es sólido. Los metales líquidos también conducen la electricidad mediante el movimiento de electrones. La resistencia de los conductores aumenta al aumentar la temperatura.

2.2.3.3 Conductor electrolítico

En estas sustancias el flujo de corriente es debido al movimiento de iones e implica la transferencia de materia. Para los conductores electrolíticos al aumentar la temperatura la resistencia disminuye.

2.2.3.4 Celda electroquímica o Galvánica

Una celda electroquímica es un dispositivo en el cual se llevan a cabo reacciones químicas que producen electricidad o que requieren electricidad para que se puedan llevar a cabo. En este orden de ideas si la celda transfiere energía en forma de calor o trabajo a los alrededores recibe el nombre de celda Galvánica (también llamadas como pilas voltaicas o baterías), y si hay que hacer trabajo sobre ella para que se de la reacción mediante una fuente de electricidad externa recibe el nombre de celda electrolítica. En las celdas electroquímicas ocurren reacciones de oxidación – reducción; si una especie

química recibe electrones se dice que ocurrió una reducción y si pierde electrones se dice que ocurrió una oxidación.

Se define que, en una celda electroquímica el electrodo donde ocurre la reducción es el cátodo y aquel en donde ocurre la oxidación corresponde al ánodo.

Una semicelda electroquímica está constituída por un conductor eléctrico que recibe el nombre de electrodo, este se encuentra sumergido en una solución acuosa de sus iones, llamada electrólito.

Un metal en contacto con una solución 1 M de sus iones a 25º C y 1 bar, constituye una semicelda normal o patrón.

2.2.3.5 Electrólisis

La electrólisis es la descomposición de un compuesto en sus elementos mediante la acción de una corriente eléctrica. A menudo se usa para extraer metales que están ubicados en la parte superior de la serie de reactividad. La electrólisis también se usa para producir elementos no metálicos como el cloro y para purificar algunos metales.

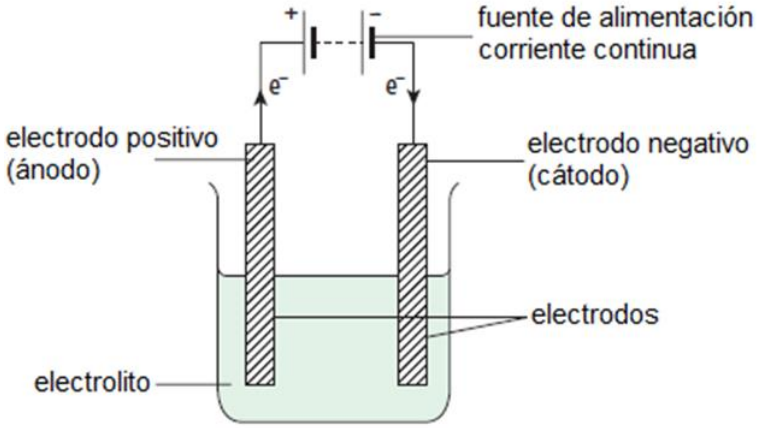


Figura 8. Partes de una celda de electrólisis. Ryan, L., and Norris, L. (2014). Recuperado de Cambridge International AS and A Level. Chemistry. Coursebook. Second Edition

En la celda electrolítica:

- el electrolito es el compuesto que se descompone; es un compuesto iónico fundido o una solución acuosa concentrada de iones
- los electrodos son barras, hechas de carbono (grafito) o metal, que conducen la electricidad hacia y desde el electrolito
- el ánodo es el electrodo positivo
- el cátodo es el electrodo negativo
- la fuente de alimentación debe ser de corriente continua.

2.2.3.6 Reacciones redox en la electrólisis

Durante la electrólisis, los iones positivos (cationes) se mueven hacia el cátodo. Cuando alcanzan el cátodo obtienen electrones del cátodo. Por ejemplo:

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

La ganancia de electrones es un proceso de reducción. La reducción siempre ocurre en el cátodo, por lo que, si se forman átomos de metal, se pueden depositar como una capa de metal sobre este.

Los iones con carga negativa (aniones) se mueven hacia el ánodo. Cuando alcanzan el ánodo, pierden electrones en una reacción de oxidación. Por ejemplo:

$$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$$

$$4OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$$

La oxidación siempre ocurre en el ánodo. De acuerdo con lo expuesto anteriormente la electrólisis es una reacción redox. Por ejemplo, cuando el cloruro de zinc fundido se electroliza, las reacciones en los electrodos son:

cátodo: $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ (reducción)

ánodo: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ (oxidación)

La pérdida de electrones en el ánodo equilibra la ganancia de electrones en el cátodo. En general, la reacción es:

$$ZnCl_2 \rightarrow Zn + Cl_2$$

2.2.3.7 La constante de Faraday

La cantidad de electricidad necesaria para producir 1 mol de un producto depende del número de electrones que reaccionan para producir una molécula o átomo y la carga de un electrón. La magnitud de la carga por un mol de electrones se llama la constante de Faraday y tiene un valor de 96484.56 C mol^{-1}. Esta es expresada como:

$$\boldsymbol{F = Le}$$

donde **L** es la constante Avogadro y ***e*** la carga del electrón.

2.2.3.8 Cantidades de electricidad

El Coulomb es una medida de la cantidad de carga eléctrica. Un Coulomb se puede definir como la cantidad de electricidad que pasa si 1 A (amperio) fluye durante 1 segundo.

Cantidad de electricidad (Q) = corriente en amperios (*I*) x tiempo en segundos.

$$Q = I \times t$$

Así pues, si 2 amperios fluyen por 20 minutos, se puede calcular la cantidad de electricidad (no olvidándose de convertir el tiempo en segundos) así:

$$Cantidad\ de\ electricidad\ (Q) = 2\ A \text{ x } 20\ min \text{ x} \frac{60\ s}{1\ min} = 2400\ C$$

2.2.3.9 Electrólisis de soluciones acuosas

Las soluciones acuosas de electrolitos contienen más de un catión y más de un anión. Por ejemplo, una solución acuosa de cloruro de sodio contiene iones Na^+, Cl^-, H^+ y OH^- Los iones H^+ y OH^- se producen a partir de la ionización del agua:

$$H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$$

Entonces, tenemos que preguntarnos qué iones se descargan (cambian en átomos o moléculas) durante la electrólisis de las soluciones acuosas.

Entre otras cosas, esto depende de:

- el potencial relativo del electrodo de los iones
- la concentración de los iones.

2.2.3.10 Productos de electrólisis y potenciales de electrodo

Cuando una solución iónica acuosa se electroliza usando electrodos inertes, generalmente se obtiene solo un producto en cada electrodo. La facilidad de descarga de cationes en el cátodo está relacionada con sus potenciales de electrodo. La tabla 1. muestra algunas semirreacciones y sus potenciales estándar de reducción. En esta escala se toma como patrón el electrodo estándar de hidrógeno al cual se le asigna un valor arbitrario de cero.

$E^{\ominus}$/ V						
+0.80	$Ag^{+}_{(ac)}$	+	e^{-}	↔	$Ag_{(s)}$	aumento de
+0.34	$Cu^{+2}_{(ac)}$	+	$2e^{-}$	↔	$Cu_{(s)}$	la facilidad
0.00	$H^{+}_{(ac)}$	+	e^{-}	↔	$H_{2(s)}$	de
-0.13	$Pb^{+2}_{(ac)}$	+	$2e^{-}$	↔	$Pb_{(s)}$	descarga
-0.76	$Zn^{+2}_{(ac)}$	+	$2e^{-}$	↔	$Zn_{(s)}$	del catión
-2.38	$Mg^{+2}_{(ac)}$	+	$2e^{-}$	↔	$Mg_{(s)}$	en el
-2.71	$Na^{+}_{(ac)}$	+	e^{-}	↔	$Na_{(s)}$	cátodo

Tabla 1. La facilidad de descarga de iones en el cátodo en la electrólisis.

El catión que se reduce más fácilmente se descarga en el cátodo. Por lo tanto, el catión con el valor $E^{\ominus}$ más positivo será descargado.

Cuando una solución acuosa concentrada de cloruro de sodio (1.00 mol·dm^{-3}) se electroliza, los iones H^{+} y los iones Na^{+} están presentes en la solución. En el cátodo se forma hidrógeno en lugar de sodio porque los iones H^{+} se reducen más fácilmente que los iones Na^{+}.

$$H^{+} + e^{-} \leftrightarrow \tfrac{1}{2} H_2 \qquad E^{\ominus} = 0.00\ V$$

$$Na^{+}_{(ac)} + e^{-} \leftrightarrow Na_{(s)} \qquad E^{\ominus} = -2.71\ V$$

Cuando una solución acuosa concentrada de sulfato de cobre (II) (1.00 mol·dm^{-3}) se electroliza, los iones H^{+} y los iones Cu^{2+} están presentes en la solución. En el cátodo se forma cobre en lugar de hidrógeno porque los iones Cu^{2+} se reducen más fácilmente que los iones H^{+}.

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^{-} \leftrightarrow Cu_{(s)} \qquad E^{\ominus} = +0.34\ V$$

$$H^{+}_{(ac)} + e^{-} \leftrightarrow \tfrac{1}{2} H \qquad E^{\ominus} = 0.00\ V$$

En el ánodo, usando electrodos de grafito, la facilidad de descarga de aniones sigue el orden:

$$SO_4^{2-}{}_{(ac)},\ NO_3^{-}{}_{(ac)},\ Cl^{-}{}_{(ac)},\ OH^{-}{}_{(ac)},\ Br^{-}{}_{(ac)},\ I^{-}{}_{(ac)}$$

$$\xrightarrow[\text{aumentando la facilidad de oxidación}]{\text{aumentando la facilidad de descarga}}$$

Cuando se electroliza una solución acuosa concentrada de sulfato de sodio (1.00 mol dm^{-3} Na_2SO_4), los iones OH^- y SO_4^{2-} están presentes en la solución, los iones hidróxilo (OH^-) se descargan en el ánodo porque estos iones se oxidan más fácilmente que los iones sulfato (SO_4^{2-}). Los iones OH^- se oxidan a oxígeno, que burbujea en el ánodo, la ecuación que representa el proceso se muestra a continuación:

$$4OH^-{}_{(ac)} \leftrightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^-$$

Cuando una solución acuosa concentrada de yoduro de sodio (1.00 mol dm^{-3}) se electroliza, los iones yoduro (I^-) y los hidroxilo (OH^-) están presentes en la solución. Los iones de yoduro se descargan en el ánodo porque estos iones se oxidan más fácilmente que los iones OH^-.

$$I^-{}_{(ac)} \leftrightarrow \tfrac{1}{2}\, I_{2\ (ac)} + e^-$$

2.2.3.11 Productos de electrólisis y concentración de solución

Cuando las soluciones acuosas se electrolizan, los iones están raramente presentes a concentraciones de 1.00 mol dm^{-3}. Es necesario recordar que el valor de E cambia con la concentración del ion. Un ión, Z, más alto en la serie de descarga puede descargarse con preferencia a uno debajo si Z está presente a una concentración relativamente más alta que la normal. Para que esto sea posible, los valores de E de los iones competitivos suelen ser inferiores a 0.30 V diferentes entre sí.

Cuando se electroliza una solución concentrada de cloruro de sodio, los iones cloruro se descargan en el ánodo con preferencia a los iones hidróxido. Esto se debe a que los iones cloruro están presentes en una concentración mucho más alta que los iones hidróxilo. Los iones cloruro caen por debajo de los iones hidróxilo en la serie de descarga.

2.2.3.12 Ecuación de Butler – Volmer

También conocida como Ecuación fundamental de la Electródica. Esta ecuación relaciona la densidad de corriente en una reacción electroquímica en función del sobrepotencial que se genera para la misma.

$$j = j_0 \{-e^{[(1-\beta)nF\eta/RT]} + e^{-(\beta nF\eta/RT)}\}$$

La primera exponencial corresponde a la densidad de corriente de oxidación en el cátodo y la segunda exponencial a la densidad de corriente de reducción en el ánodo (Meas, Y. 2015).

Dónde:

j = densidad de corriente del eléctrodo

j_0 = densidad de corriente de intercambio

F = Constante de Faraday

T = temperatura absoluta

R = constante universal de los gases

β = coeficiente de transferencia de carga catódica

$1 - \beta$ = coeficiente de transferencia de carga anódica

η = sobrepotencial de activación

n = mol de eléctrones involucrados em la reacción del electrodo

2.2.3.13 Potenciales de electrodo

Existe un equilibrio redox entre dos especies químicamente relacionadas que se encuentran en diferentes estados de oxidación. Por ejemplo, cuando una barra de cobre se coloca en contacto con una solución acuosa de sus iones, se presernta el siguiente equilibrio:

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \leftrightarrow Cu_{(s)}$$

En este equilibrio existen dos reacciones opuestas, una primera reacción en la que átomos de metal de la barra entran en la solución como iones metálicos. Esto deja electrones libres en la superficie de la barra. Por ejemplo:

$$Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^-$$

Una segunda reacción en la que los iones en solución aceptan electrones de la barra metálica y se depositan como átomos metálicos en la superficie de la barra. Por ejemplo:

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

El equilibrio redox se establece cuando la velocidad de ganancia de electrones es igual a la velocidad de pérdida de electrones. Para los metales no reactivos como el cobre, si este equilibrio se compara con el equilibrio establecido por otros metales, el equilibrio establecido por el cobre se encuentra más a la derecha.

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \leftrightarrow Cu_{(s)}$$

Los iones $Cu^{2+}_{(ac)}$ son, por lo tanto, relativamente fáciles de reducir.

Para metales reactivos como el vanadio, el equilibrio se encuentra más hacia la izquierda.

$$V^{2+}_{(ac)} + 2e^- \leftrightarrow V_{(s)}$$

Los iones $V^{2+}_{(ac)}$ son, por lo tanto, relativamente difíciles de reducir. Ganan electrones mucho menos fácilmente.

La posición de equilibrio varía para diferentes combinaciones de metales colocados en soluciones de sus iones. Cuando se coloca un metal en una solución de sus iones, se establece un potencial eléctrico (voltaje) entre el metal y los iones metálicos en solución. No es posible medir este potencial directamente, pero se puede medir la diferencia de potencial entre el sistema metal / iones metálicos y otro sistema. A este valor se le denomina potencial de electrodo, que se mide en voltios. El sistema que se utiliza para la comparación es el electrodo estándar de hidrógeno.

El potencial del electrodo depende principalmente de tres factores:

1. la naturaleza del electrodo
2. la naturaleza del solvente
3. la concentración de iones en la solución
4. la temperatura

2.2.3.14 La ecuación de Nernst.

Se utiliza para calcular el potencial de una celda o de una semicelda en la que la presión y la temperatura no son estándar. El potencial de media celda de reducción es igual:

$$Ox + ne \rightleftarrows Red$$

$$E = E^{\theta} - \frac{RT}{nF} ln \frac{[\,Red]}{[Ox]}$$

Donde

E = potencial en condiciones no estándar.

E^{Θ} = potencial estándar

R = constante de los gases cuyo valor es 8.314 J / mol K

T = temperatura en la escala absoluta (Kelvin)

n = número de moles que se transfieren en la reacción o semirreacción.

F = constante de Faraday = 96485.56 C / mol e^- = 96465.56 J/ V mol e^-.

2.2.3.15 Celdas y baterías

Las celdas secas comunes utilizadas en linternas, juguetes y radios producen voltajes que van desde 1.5 V hasta 2.0 V. A menudo es necesario utilizar varias de estas celdas para generar la energía y el voltaje requerido. En los últimos años se han desarrollado una amplia variedad de celdas electroquímicas para funciones específicas. Muchas celdas son pequeñas, pero no necesariamente producen un alto voltaje durante mucho tiempo. Las baterías de varias celdas unidas proporcionan un voltaje más alto, pero ocupan más espacio. Al seleccionar una celda para un trabajo en particular, se debe considerar:

- si la celda puede ser recargada o no
- el tamaño y la masa de la celda
- el voltaje de la celda
- la naturaleza del electrolito
- cuánto tiempo la celda puede entregar su voltaje máximo
- el costo de la celda

Debido a que en una celda se genera corriente los reactivos se consumen, las reacciones redox se presentan hasta que estos alcanzan una concentración baja y el voltaje de la celda disminuye. Los electrolitos o los electrodos (o ambos) no pueden

regenerarse revirtiendo el flujo de corriente a través de la celda mediante el empleo de una fuente externa de corriente directa. (Whitten, 2014)

Las baterías electroquímicas más simples que existen se denominan celdas primarias. En estas baterías las reacciones redox se presentan hasta que los reactivos alcanzan una concentración baja y el voltaje de la celda disminuye. Algunas baterías electroquímicas pueden recargarse pasando una corriente eléctrica a través de ellas. Los productos se convierten nuevamente en los reactivos para que la celda pueda funcionar nuevamente. Estas celdas se denominan celdas secundarias o celdas de almacenamiento.

Una batería de automóvil es una celda secundaria que consiste en placas de plomo y óxido de plomo (IV) inmersas en ácido sulfúrico (figura 9). El voltaje de cada celda es de 2 V. Para operar el motor de arranque del automóvil, se requiere un voltaje más alto. De modo que la batería de un automóvil consiste en seis de estas celdas en serie para proporcionar 12 V. La batería se recarga con el alternador mientras el motor del automóvil está en funcionamiento. Las baterías de plomo son muy pesadas pero su fabricación es económica. Se han desarrollado baterías mejoradas para vehículos eléctricos.

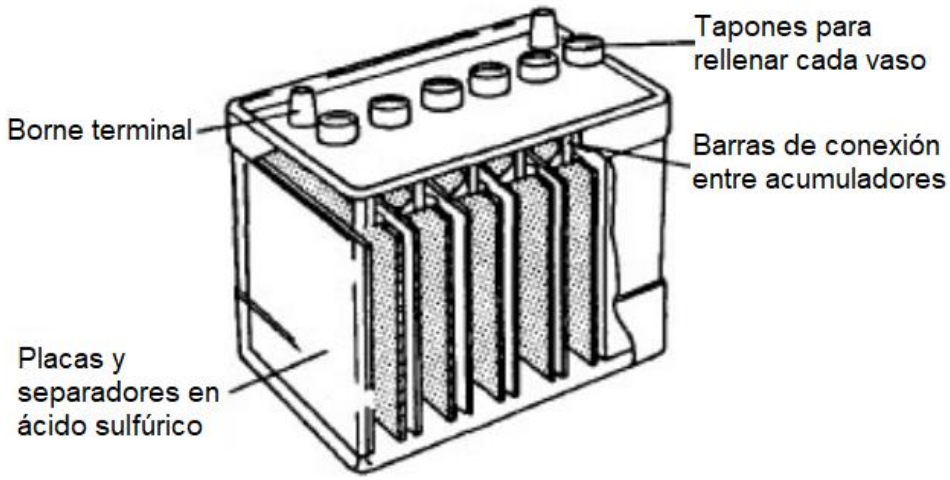


Figura 9. Celda de almacenamiento utilizada en un automóvil. Conceptos de Electrotecnia para Aplicaciones Industriales. n.d. Recuperado de http://www.sapiensman.com/electrotecnia/pilas_y_baterias1.htm

Las celdas de níquel-cadmio son más pequeñas y tienen una masa más baja que las celdas de ácido - plomo, pero dan un voltaje más bajo. No “se agotan” tan rápido.

2.2.3.17 Celdas de estado sólido

En los últimos años, las celdas primarias se han desarrollado aumentando su eficiencia, con un voltaje mejorado y un tamaño reducido. Las celdas del tamaño de un botón grande se utilizan en marcapasos cardíacos, audífonos y otros usos médicos, así como en relojes y calculadoras. Estas tienen varias ventajas: son livianas y pequeñas, proporcionan un alto voltaje y constante por un periodo prolongado de tiempo (por ejemplo 3.0 V), no contienen líquidos ni pastas, por lo que no tienen fugas.

Las celdas de "botón" comúnmente utilizadas usan litio o zinc como polo negativo, y yodo, óxido de manganeso (IV) u óxido de plata como polo positivo.

Figura 10. Baterias de botón. Recuperado de https://www.google.com.co/search?rlz=1C1CHZL_esCO824CO824&biw=1225&bih=588&tbm=isch&sa=1&ei=HZMCXO6BIsif_QagupXABA&q=baterias+de+boton&oq=baterias+de+boton&gs_l=img.3..0l2j0i30.14854.18054..18589...0.0..0.170.1408.0j10.....1....1..gws-wiz-img.....0i67j35i39j0i8i30.lZgRJVKiLII#imgrc=5u0HcBPtIyXQVM

2.2.3.18 Celdas de combustible de hidrógeno-oxígeno

Una célula de combustible es una celda electroquímica en la que un combustible cede electrones en un electrodo de oxígeno y gana electrones en el otro electrodo. Las

celdas de combustible se están utilizando cada vez más como fuente de energía para algunos vehículos en lugar de gasolin. El combustible se almacena en depósitos dentro del vehículo y el oxígeno proviene del aire. La energía liberada en la celda de combustible produce un voltaje que puede usarse para alimentar el motor eléctrico del vehículo.

Un tipo de celda de combustible es la celda de combustible de hidrógeno y oxígeno. El hidrógeno gaseoso y el oxígeno se hacen circular a través de dos electrodos revestidos de platino donde se producen las medias reacciones, los electrones fluyen a través de un circuito externo del polo negativo al positivo. La energía producida es utilizada para hacer mover un motor eléctrico u otro dispositivo. La reacción general es:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

En la figura 10. se muestra una pila de combustible de hidrógeno-oxígeno con un electrolito ácido.

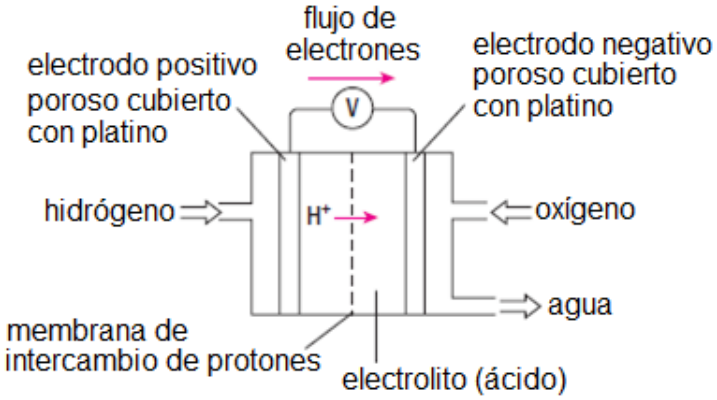


Figura 11. Una celda de combustible de hidrógeno-oxígeno. Ryan, L., and Norris, L. (2014). Recuperado de Cambridge International AS and A Level. Chemistry. Coursebook. Second Edition

En el electrodo negativo, el hidrógeno gaseoso pierde electrones como se muestra en la siguiente ecuación:

$$H_{2(g)} \rightarrow 2H^+_{(ac)} + 2e^-$$

Los electrones se mueven alrededor del circuito externo donde pueden hacer un trabajo útil, por ejemplo, mover un motor eléctrico. Los iones H^+ se difunden a través de la membrana hacia el electrodo positivo. La reacción en el electrodo positivo es:

$$4H^+_{(ac)} + O_{2(g)} + 4e^- \rightarrow 2H_2O$$

Los electrones viajan a través del circuito externo desde el electrodo negativo al electrodo positivo.

Existen algunas celdas de combustible que actúa como un electrolizador cuando se le suministra una corriente eléctrica y produce hidrógeno y oxígeno a partir del agua o puede actuar como una celda de combustible y genera electricidad a partir de hidrógeno. Estas celdas utilizan como electrolito una membrana de polímero conductor de protones reversible (PEM).

En el contexto educativo estas celdas son importantes porque permiten demostrar el proceso electrolítico del agua de una forma fácil y segura ya que no utilizan electrolitos que puedan estar en contacto con los estudiantes, así mismo, pueden ser utilizadas para demostrar como se puede generar electricidad a partir de los gases generados en la electrólisis.

Figura 12. Minicelda electrolizadora PEM reversible. Recuperado de https://www.fuelcellstore.com/horizon-mini-pem-electrolyzers-fcsu-010

A continuación se presentan algunas ventajas y desventajas de las celdas de combustible de hidrógeno – oxígeno:

- El agua es el único producto que se produce; no se libera dióxido de carbono ni óxidos de nitrógeno dañinos.

- Producen más energía por gramo de combustible quemado que los motores de gasolina.

- Son muy eficientes: la transmisión de energía de la pila de combustible al motor es directa. No hay partes móviles en las que la energía se desperdicie en forma de calor.

- Alto costo: los materiales utilizados para fabricar los electrodos y la membrana son costosos.

- Almacenamiento de hidrógeno: se necesitan tanques de alta presión para almacenar una cantidad suficiente de combustible.

- Producción de hidrógeno: el hidrógeno que se necesita para las células de combustible solo se puede producir de manera económica mediante el uso de combustibles fósiles.

- Las pilas de combustible no funcionan bien a bajas temperaturas: si la temperatura desciende por debajo de 0°C, la pila de combustible se "congela".

2.2.4 Nuevo Sistema Internacional de Unidades

Las medidas que se realizan deben ser comunicadas en un lenguaje para que sea entendible por personas de toda la comunidad científica, este lenguaje es el sistema internacional de unidades (SI) que se estableció entre 1948 y 1960.

Las siete unidades básicas son:

Magnitud	Nombre	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad lumínica	candela	cd

Tabla 2. Unidades básicas del sistema internacional (SI)

La redefinición de estas unidades marca el fin de los vínculos de las siete unidades con objetos físicos y pasan a ser definidas mediante el uso de constantes físicas, lo que garantiza su estabilidad y universalidad. Con esta nueva definición la calibración de instrumentos no necesita patrones sino esta se hace mediante experimentos de alta precisión. Las nuevas definiciones utilizan las leyes de la naturaleza, que mediante axioma se suponen universales, para crear protocolos de medida, relacionando las medidas en las escalas atómica y cuántica con las de nivel macroscópico.

El segundo se define a partir del tiempo que se necesita para que oscile un numero de veces dado el campo eléctrico de un fotón emitido por un átomo de cesio en unas condiciones experimentales específicas. El metro se define a partir de la velocidad de la luz (protagonista de la teoría d ela relatividad) y la definición de segundo. La cantidad de sustancia establece que un mol es igual al numero de Avogadro (constante característica de la teoría atómica). La definición de amperio se hace a partir de la carga del electrón (constante protagonista de la electrodinámica), la definición de segundo y el número de Avogadro. El kilogramo es definido a partir de la constante de Planck (protagonista de la física cuántica), la definición de segundo y el numero de Avogadro. La temperatura se

define a partir de las constantes de Boltzmann (constante fundamental de la termodinámica estadistica), de Avogadro y Plank y la definición de segundo y metro.

Las definiciones de las unidades pretenden reducir la incertidumbre y de esta manera responder a las necesidades de la comunidad científica. El nuevo sistema (SI) define las unidades básicas mediante siete constantes universales:

> La frecuencia $\Delta v(^{133}Cs)_{hfs}$ de transición de la estructura hiperfina del estado fundamental del átomo de cesio es igual a 9 192 631 770 hertz (Hz).
> La velocidad de la luz en el vacío *c* es igual a 299 792 458 m s^{-1}.
> La constante de Planck *h* es igual a 6,626 070 040 x 10^{-34} joule segundo (Js).
> La carga elemental *e* es igual a 1,602 176 620 8 x 10^{-19} coulomb (C).
> La constante de Boltzmann k_B es igual a 1,380 648 52 x 10^{-23} joule por kelvin (J K^{-1}).
> La constante de Avogadro *N*A es igual a 6,022 140 857 x 10^{23} unidades por mol (mol^{-1}).
> El equivalente fotométrico de radiación *K*cd de una radiación monocromática de frecuencia 540 x 10^{12} Hz es igual a 683 lúmen por watt (lm W^{-1}). (Scharf, Middelmann. 2016).

3 MARCO METODOLÓGICO

La investigación que se realizará es de tipo cualitativo – descriptivo, se desarrollará con los estudiantes de grado once del Gimnasio Colombo Británico (GCB), institución de carácter privado ubicado en la localidad de Suba de Bogotá.

3.1 Objetivo 1. Seleccionar los conceptos de electroquímica que harán parte de la secuencia didáctica.

Para identificar y los conceptos relevantes de los procesos electroquímicos se realizará una revisión de los estándares básicos de aprendizaje, los derechos básicos de aprendizaje emitidos por el Ministerio de Educación Nacional y los objetivos de aprendizaje dados por el programa internacional de Cambridge que maneja el GCB. De acuerdo con esta revisión se integrarán las indicaciones dadas tanto por el ministerio como los del programa internacional, así como el nuevo sistema internacional de unidades que se establecerá a partir de 2018.

3.2 Objetivo 2. Identificar los saberes previos de los estudiantes sobre los conceptos de la electroquímica.

Para cumplir con este objetivo se realizarán experimentos sencillos que permitan: hacer observaciones sobre algunos conceptos fundamentales, hacer preguntas y generar inquietudes en los estudiantes. Dentro de la Enseñanza para la Comprensión esto se conoce como etapa exploratoria

3.3 Objetivo 3. Analizar como introducir los principios básicos del nuevo sistema de unidades mediante el experimento de la electrólisis del agua.

A partir de la electrólisis del agua utilizando celdas de combustible que pueden actuar como dispositivos electroquímicos complementarios (se pueden utilizar para

convertir energía eléctrica en química y viceversa), se pretende que los estudiantes realicen mediciones y realicen una estimación del número de Avogadro para reflexionar en cuanto al nuevo sistema de unidades.

3.4 Objetivo 4. Establecer la estructura y el contenido de la secuencia didáctica.

Teniendo en cuenta los resultados obtenidos en la etapa exploratoria, se diseñarán los desempeños de aprendizaje teniendo en cuenta la secuencia adecuada que permita la comprensión de los temas trabajados, realizando una constante retroalimentación de los avances obtenidos por cada estudiante (valoración formal e informal). Se diseñarán experimentos sencillos como ambientación y motivación y para tener un contacto con conceptos fundamentales.

3.5 Objetivo 5. Realizar una evaluación de los resultados del proceso.

Para la evaluación del proceso se tendrán en cuenta los desempeños de síntesis que realizarán los estudiantes, donde se evaluará la apropiación de los conceptos trabajados y la comprensión de estos. De esta manera se pretende realizar un desempeño interdisciplinar con las asignaturas de física y estadística.

4 RESULTADOS Y DISCUSIÓN

4.1 Revisión y diseño conceptual de la estrategia

Las orientaciones dadas por el Ministerio de Educación Nacional buscan que la educación contribuya a la formación del pensamiento científico y del pensamiento crítico de los estudiantes. Para esto, se han clasificado en tres grupos denominados como: *entorno vivo* que se refiere a todos los procesos biológicos; *entorno físico* que a su vez se subdivide en procesos químicos y procesos físicos. El último grupo es el denominado como ciencia, tecnología y sociedad (CTS), proceso que busca la comprensión del mundo.

Para organizar los conceptos fundamentales para la comprensión de los procesos electroquímicos en la electrólisis también se utilizaron los derechos básicos de aprendizaje establecidos por el MEN en el documento Derechos Básicos de Aprendizaje - Ciencias Naturales 2016 - mostrados a continuación:

1. Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.

- Balancea ecuaciones químicas dadas por el docente, teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa y la conservación de la carga, al determinar cuantitativamente las relaciones molares entre reactivos y productos de una reacción (a partir de sus coeficientes).

- Utiliza fórmulas y ecuaciones químicas para representar las reacciones entre compuestos inorgánicos (óxidos, ácidos, hidróxidos, sales) y posteriormente nombrarlos con base en la nomenclatura propuesta por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

- Explica a partir de relaciones cuantitativas y reacciones químicas (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) la formación de nuevos compuestos, dando ejemplos de cada tipo de reacción.

2. Comprende las relaciones entre corriente y voltaje en circuitos resistivos sencillos en serie, en paralelo y mixtos.

- Determina las corrientes y los voltajes en elementos resistivos de un circuito eléctrico utilizando la ley de Ohm.
- Identifica configuraciones en serie, en paralelo y mixtas en diferentes circuitos representados en esquemas.
- Identifica características de circuitos en serie y paralelo a partir de la construcción de circuitos con resistencias.
- Predice los cambios de iluminación en bombillos resistivos en un circuito al alterarlo (eliminar o agregar componentes en diferentes lugares).

Por otro lado, de acuerdo con Cambridge IGCSE® (International General Certificate of Secondary Education, 2017) se debe llevar a que los estudiantes sean capaces de:

- seguir instrucciones.
- registrar lecturas de aparatos leyendo escalas con precisión y tomar medidas repetidas, cuando corresponda, para obtener un valor promedio.
- interpretar y evaluar observaciones y datos experimentales.
- sacar conclusiones apropiadas, justificándolas por correlación a los datos y usando explicaciones adecuadas.
- identificar las fuentes de error y sugerir posibles mejoras en los procedimientos.
- planear un experimento o investigación, incluyendo hacer predicciones razonadas de los resultados esperados y sugerir aparatos y técnicas adecuados.

De la misma manera, se deben cumplir con los objetivos de aprendizaje mostrados en la tabla 2.

Núcleo	Suplemento
Definir la electrólisis como la descomposición de un compuesto iónico, fundido o en solución acuosa, por el paso de la electricidad	Relacionar los productos de la electrólisis con el electrolito y los electrodos utilizados.
Describir los productos en los electrodos y las observaciones hechas durante la electrólisis de: - bromuro de plomo (II) fundido - ácido clorhídrico concentrado - cloruro de sodio acuoso concentrado - ácido sulfúrico diluido con electrodos inertes (platino o carbono)	Describir la electrólisis en términos de los iones presentes y las reacciones en los electrodos en los ejemplos dados
Establecer el principio general de que los metales o el hidrógeno se forman en el electrodo negativo (cátodo), y que los no metales se forman en el electrodo positivo (ánodo)	Predecir los productos de la electrólisis de un haluro especificado en solución acuosa diluida o concentrada
Predecir los productos de la electrólisis de un compuesto binario específico en estado fundido	Construir medias ecuaciones iónicas para reacciones en el cátodo
Describir la galvanoplastia de metales	Describir la transferencia de carga durante la electrólisis para incluir: - el movimiento de electrones en el conductor metálico - la eliminación o adición de electrones del circuito externo en los electrodos - el movimiento de iones en el electrolito

Describir los usos de la galvanoplastia	Describir la producción de energía eléctrica a partir de células simples, es decir, dos electrodos en un electrolito.
Describir las razones para el uso de cobre y aluminio (con núcleo de acero) en los cables, y por qué los plásticos y las cerámicas se utilizan como aislantes	Describir la fabricación de: - aluminio a partir de óxido de aluminio puro en criolita fundida. - cloro, hidrógeno e hidróxido de sodio a partir de cloruro de sodio acuoso concentrado

Tabla 3. Objetivos de aprendizaje del programa internacional IGCSE.

Teniendo en cuenta los estandares básicos de aprendizaje, los derechos básicos de aprendizaje y los objetivos del programa internacional se puede establecer que los contenidos planteados son desarrollados en la propuesta didáctica de esta investigación.

La secuencia didáctica propuesta comprende un tiempo de tres semanas de clase, con un total de 15 horas efectivas de clase. Para el desarrollo de los conceptos electroquímicos y su comprensión dentro de la Enseñanza para la Comprensión se desarrollaron una serie de experimentos con el fin de establecer ideas previas, generar expectativas y motivación acerca del tema. Además, si los estudiantes comienzan a hacer conexiones entre los temas, no solo el estudio del tema será más agradable para ellos, sino que se fomentará una comprensión más profunda.

Posteriormente se desarrolló la etapa de investigación guiada donde se proporcionaron guías para que los estudiantes desarrollaran una producción personal en la resolución de ejercicios y preguntas que orientan el trabajo para posteriormente realizar la actividad experimental de la electrólisis.

Finalmente, y después de hacer la electrólisis del agua se realizó la etapa de síntesis en la cual se puede verificar la comprensión que tienen los estudiantes sobre la electroquímica.

4.2 Etapa Exploratoria

Para el desarrollo de esta etapa se crearon 6 grupos de trabajo, cada grupo realizó una experiencia y luego la socializó a sus compañeros con el fin de que se planteran preguntas y generaran inquietudes.

4.2.1 Resultados de la aplicación de los experimentos en la etapa exploratoria.

A continuación, se relacionan los experimentos realizados para realizar la actividad exploratoria. El diseño final que se aplicó a los estudiantes se encuentra en el anexo 1.

1. Convirtiendo cobre en oro
2. Bateria de limón
3. Ladrón de julios
4. Electrólisis de NaCl acuoso

En la experiencia de convertir cobre en oro es recomendable que todos los estudiantes tomen las medidas de precaución necesarias, ya que se está trabajando con hidróxido de sodio.

De las observaciones y el comportamiento de los estudiantes durante las experiencias y las explicaciones dadas se pueden hacer algunas recomendaciones para la aplicación futura de esta misma estrategia ya que se presentaron algunos inconvenientes durante la realización de las prácticas. Como recomendación principal es de anotar que hay que realizar una introducción previa sobre el manejo del multímetro y las escalas correspondientes.

Figura 13. Evidencia etapa exploratoria. Elaboración propia.

Durante la experiencia de la batería de limón los estudiantes pudieron establecer de acuerdo con sus conocimientos previos que se presentaba una reacción de óxido - reducción en la que se producía una corriente suficiente para encender un diodo LED. De igual manera utilizaron el multímetro para medir el voltaje generado, algunos estudiantes tuvieron dificultad al hacer la batería, por lo cual tuvieron que adicionar una solución con los iones de cobre a los limones. Los estudiantes manifestaron que se sintieron bastante motivados en cuanto al uso del multímetro para medir voltaje e intensidad de corriente en las diferentes escalas que tiene el multímetro.

La realización del ladrón de julios resultó ser una experiencia bastante interesante para los estudiantes, ya que no creían que se pudiera encender un LED con una pila “gastada”, incluso, un estudiante investigó por su cuenta y construyó otro sin necesidad del protoboard. Sin embargo, aquí se presenta una dificultad ya que los estudiantes presentan dificultades para comprender las diferencias entre corriente contínua y corriente alterna y la forma como el ladrón de julios funciona.

En la experiencia de hacer la electrólisis del NaCl acuoso se generaron expectativas al observar el desprendimiento de los gases en cada electrodo,

posteriormente al cambiar un electrodo de grafito por la barra de hierro tuvieron bastante curiosidad al ver que la barra se empezaba a descomponer y la solución tomaba una coloración verdosa, algunos estudiantes plantearon que uno de los gases era cloro ya que había un olor como a piscina. Durante esta parte se aclaró que el gas desprendido (cloro) tiene un color amarillo verdoso, es tóxico y puede ocasioanr irritación en la piel, los ojos y nariz, el cloro gaseoso puede causar irritación y ampollas severas en la piel, por tal motivo, esta práctica se realizó en un lugar con buena ventilación.

4.2.2 Conclusiones generales de la etapa exploratoria (ideas previas)

Esta forma de explorar las concepciones previas genera expectativas y curiosidad de los estudiantes ya que se sienten atraídos por la forma de abordar el tema, permite la interacción con otros compañeros y con el docente sin que exista una presión por obtener una calificación, además, permite que el docente identifique los temas donde debe intervenir con mayor énfasis, por ejemplo, inicialmente los estudiantes no asocian la producción de energía en una batería mediante reacciones químicas.

Es importante retomar de forma concreta conceptos importantes como lo son: circuitos eléctricos, voltaje, fuerza electromotriz, resistencia e intensidad de corriente, así como potencia, conductividad eléctrica, corriente alterna y corriente directa o contínua.

Se debe plantear un laboratorio exclusivo para el uso del multímetro y sus diferentes escalas, esto se puede lograr si se presenta una integración entre las asignaturas de física y química mediante la implementación transversal del proyecto.

Estas actividades contibuyen a que los estudiantes establezcan conexiones significativas entre sus comprensiones anteriores y lo que van a comprender. Además, surgen preguntas de algunos mitos como ¿si al colocar una batería en el congelador de la nevera se recarga? ¿Qué contiene una batería por dentro?

4.3 Etapa de Indagación Guiada

En esta etapa el trabajo realizado pretende fortalecer las dimensiónes conceptual, uso del conocimiento, de propósito – explicar y la dimensión comunicativa.

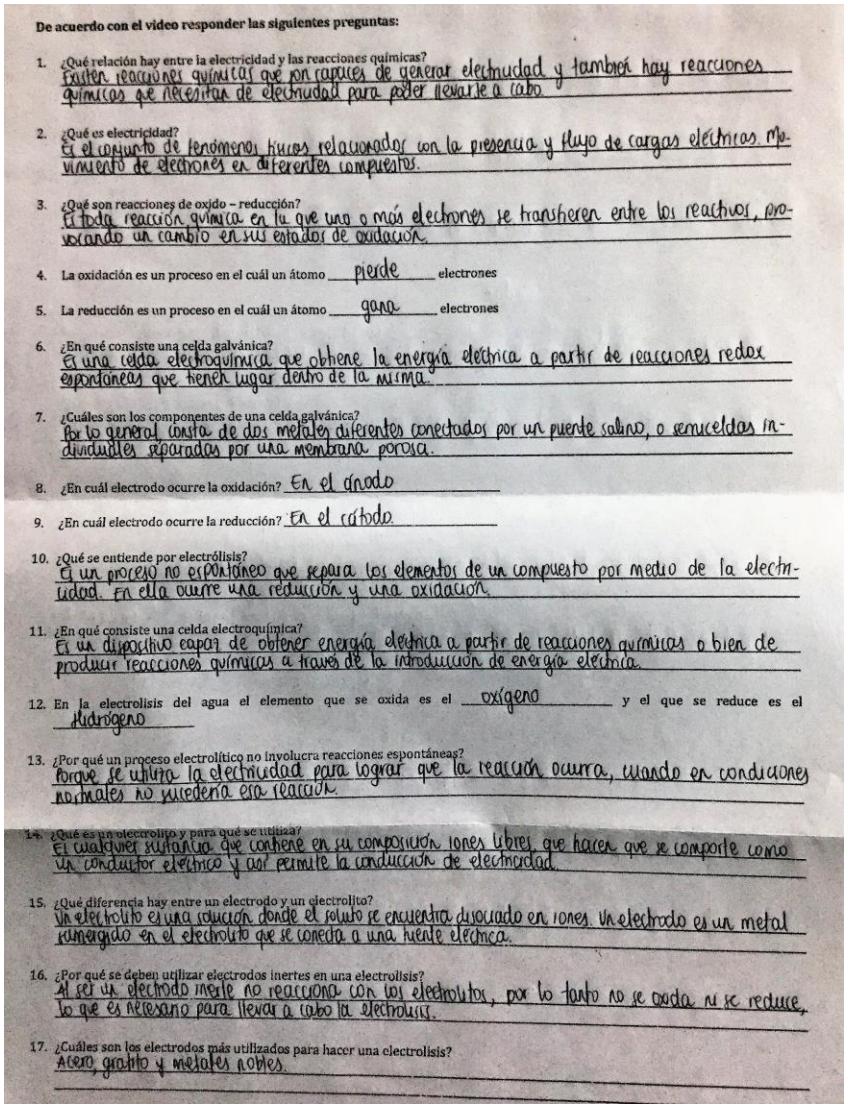
La ejecución de los desempeños programados permitirá fortalecer el ejercicio complementario de producción personal a través de la observación guiada de documentales y videos educativos.

4.3.1 Desempeños Generados:

Dentro de la enseñanza para la comprensión existen actividades que no implican compresión, sin embargo, son importantes ya que fomentan y permiten el desarrollo de la comprensión, por tanto, es necesario fortalecer habilidades como lo son la medición, toma de datos y el seguimiento de instrucciones de una guía.

En esta etapa los estudiantes realizan la construcción conceptual a partir del análisis y la producción escrita personal ejecutada mediante procesos descriptivos, explicativos y argumentativos plasmados en la solución de talleres propuestos como guías. (Ver anexo 2).

En primer lugar, se entregó una guía, los estudiantes con ayuda de su Tablet observan un video explicativo de algunos conceptos importantes y completan la guía.



De acuerdo con el video responder las siguientes preguntas:

1. ¿Qué relación hay entre la electricidad y las reacciones químicas?
Existen reacciones químicas que por capaces de generar electricidad y también hay reacciones químicas que necesitan de electricidad para poder llevarse a cabo.

2. ¿Qué es electricidad?
Es el conjunto de fenómenos físicos relacionados con la presencia y flujo de cargas eléctricas. Movimiento de electrones en diferentes compuestos.

3. ¿Qué son reacciones de oxido – reducción?
Es toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación.

4. La oxidación es un proceso en el cuál un átomo pierde electrones

5. La reducción es un proceso en el cuál un átomo gana electrones

6. ¿En qué consiste una celda galvánica?
Es una celda electroquímica que obtiene la energía eléctrica a partir de reacciones redox espontáneas que tienen lugar dentro de la misma.

7. ¿Cuáles son los componentes de una celda galvánica?
Por lo general consta de dos metales diferentes conectados por un puente salino, o semiceldas individuales separadas por una membrana porosa.

8. ¿En cuál electrodo ocurre la oxidación? En el ánodo

9. ¿En cuál electrodo ocurre la reducción? En el cátodo

10. ¿Qué se entiende por electrólisis?
Es un proceso no espontáneo que separa los elementos de un compuesto por medio de la electricidad. En ella ocurre una reducción y una oxidación.

11. ¿En qué consiste una celda electroquímica?
Es un dispositivo capaz de obtener energía eléctrica a partir de reacciones químicas o bien de producir reacciones químicas a través de la introducción de energía eléctrica.

12. En la electrolisis del agua el elemento que se oxida es el oxígeno y el que se reduce es el hidrógeno

13. ¿Por qué un proceso electrolítico no involucra reacciones espontáneas?
Porque se utiliza la electricidad para lograr que la reacción ocurra, cuando en condiciones normales no sucedería esa reacción.

14. ¿Qué es un electrolito y para qué se utiliza?
Es cualquier sustancia que contiene en su composición iones libres, que hacen que se comporte como un conductor eléctrico y así permite la conducción de electricidad.

15. ¿Qué diferencia hay entre un electrodo y un electrolito?
Un electrolito es una solución donde el soluto se encuentra disociado en iones. Un electrodo es un metal sumergido en el electrolito que se conecta a una fuente eléctrica.

16. ¿Por qué se deben utilizar electrodos inertes en una electrolisis?
Al ser un electrodo inerte no reacciona con los electrolitos, por lo tanto no se oxida ni se reduce, lo que es necesario para llevar a cabo la electrolisis.

17. ¿Cuáles son los electrodos más utilizados para hacer una electrolisis?
Acero, grafito y metales nobles.

Figura 14. Guía de video de introducción a la electroquímica completada por una estudiante, como conceptualización del tema. Elaboración propia.

El desarrollo de esta guía les permitió a los estudiantes recordar algunos conceptos importantes abordados en años anteriores como las reacciones de oxido reducción y su relación con los procesos electrolíticos. Por otro lado, permiten introducir nuevos conceptos de una manera más llamativa para los estudiantes, esto gracias a que el estudiante puede con la ayuda de una Tablet observar, pausar, retroceder el video las veces que considere necesario para conocer y comprender los conceptos que utilizarán más adelante para la realización de su práctica de laboratorio.

En segundo lugar, a los estudiantes se les entregó una guía de trabajo sobre la electrólisis. El desarrollo de esta guía dentro del constructivismo y la enseñanza para la comprensión les permite a los estudiantes desarrollar un aprendizaje autónomo fortalecimiento su capacidad lectora e interpretativa. Por otro lado, permite la modelación de situaciones problema que el estudiante va anfrentar más adelante. De igual manera, el docente se convierte en orientador del proceso.

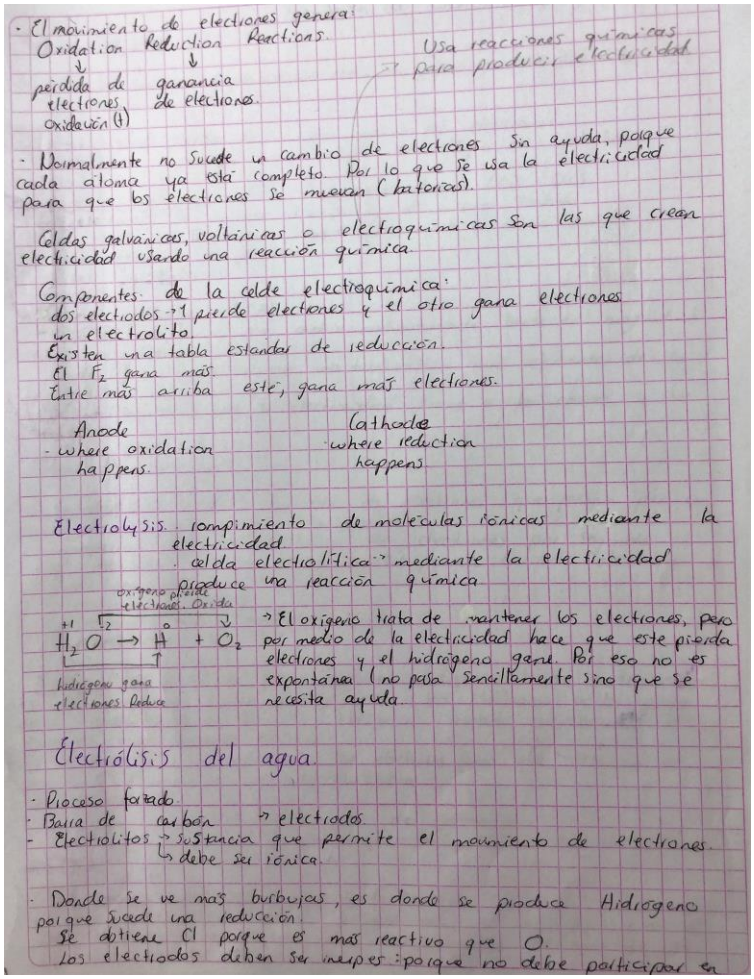


Figura 15. Evidencia del desarrollo de guía de trabajo. Elaboración propia.

Durante todo este proceso el docente realiza una evaluación diagnóstica contínua de forma informal, brindando retroalimentaciones para que los estudiantes puedan comprender mejor los temas.

En tercer lugar, se realizó la práctica de laboratorio para realizar la electrólisis del agua con la minicelda de combustible. Esta práctica resultó inicialmente algo complicada para los estudiantes, en cuanto a la manipulación de las mangueras y el uso del multímetro en una escala apropiada, además de sincronizar correctamente las lecturas del tiempo con las del multímetro.

Para la realización de la práctica primero se explicó detalladamente la forma de hacer el motaje experimental (ver figura 16), asegurándose que las conexiones estuvieran bien hechas y que el cable rojo estuviera conectado al polo positivo o ánodo y el cable negro al polo negativo o cátodo de la minicelda.

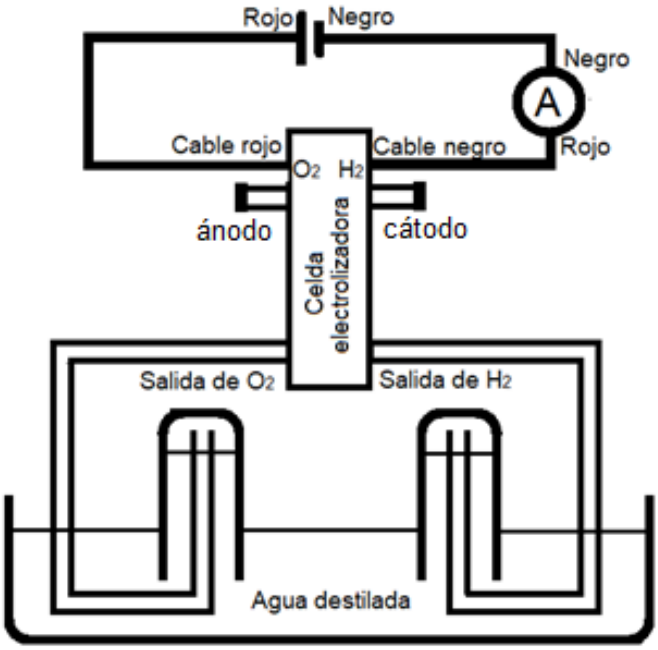


Figura 16. Montaje experimental. Elaboración propia.

Después de que el docente verificó las conexiones y que se hubiera humedecido la membrana de la celda cinco minutos antes de iniciar se asignó un valor de diferencia de potencial (voltaje) a cada grupo, se ajustaron (1.7 V; 1.9 V; 2.1 V; 2.3 V, 2.5 V y 2.7 V) y luego se encendió la fuente de poder registrando la intensidad de corriente cada 10 segundos hasta obtener un volumen de 10 mL de hidrógeno.

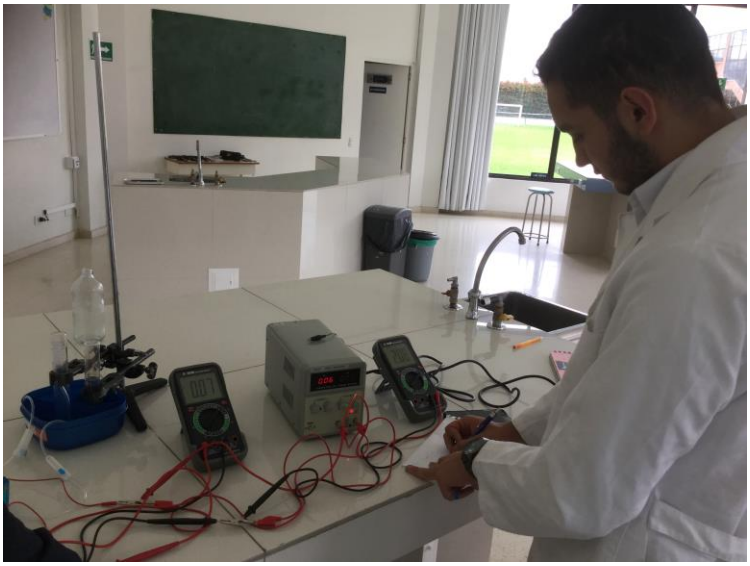


Figura 17. Evidencia de la realización de la electrólisis del agua utilizando la minicelda de combustible. Elaboración propia.

Durante el desarrollo de esta parte experimental se presentaron algunos inconvenientes debido a fallas en el manejo del multímetro y fallas en las conexiones eléctricas ya que en ocasiones na había buen contacto.

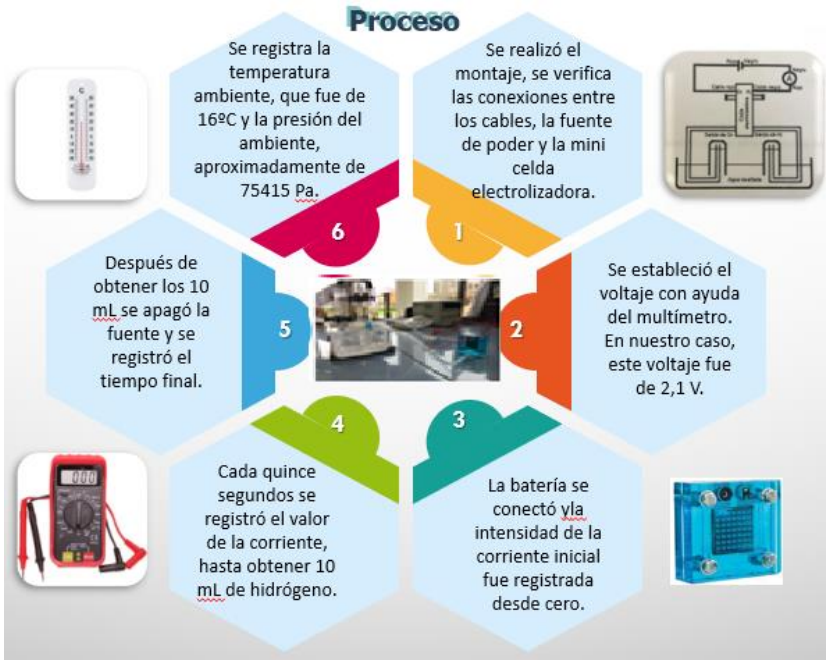


Figura 18. Esquema del procedimeinto experimental realizado por los estudiantes. Elaboración propia.

Se determinó que la electrólisis del agua podría ser también una fuente en la conducción de electricidad al hacer un experimento con un LED, el cual se conectó al cable rojo y cable negro de la mini celda electrolítica, estando el primero conectado al oxígeno y el segundo al hidrógeno. Instantáneamente se iluminó, dando prueba de la generación de electricidad derivada de la electrólisis producida en la celda electrolítica.

4.3.2 Resultados para la constante de Avogadro

4.3.2.1 Cálculo de la constante de Avogadro:

Para determinar el valor de la constante de Avogadro es necesario realizar lo siguiente:

1. Se calcula la corriente total, conociendo la corriente que circulo por el circuito y el tiempo que duró el experimento de acuerdo con la siguiente fórmula:

$$C = corriente\ promedio\ (A) * tiempo\ (s)$$

2. Haciendo uso de la estequiometría, se determina el número de moles de hidrógeno que se forman, asumiendo este gas como ideal. Utilizamos la fórmula de la ley general de los gases.

$$PV = nRT$$

3. Se calcula el número de moles de electrones que se requieren para producir el hidrógeno

$$2H^{+}{}_{(ac)} + 2e^{-} \longrightarrow H_{2(g)}$$

$$moles\ de\ electrones = moles\ de\ hidrógeno\ gaseoso * 2$$

4. Se calcula la constante de Faraday

$$F = \frac{Q}{n\ de\ e^{-}} = \frac{Corriente\ total\ (C)}{moles\ de\ electrones}$$

5. Se calcula el número de electrones que circularon.

$$\#\ electrones = \frac{Corriente\ total\ (C)}{Carga\ del\ electrón\ (1.60218 * 10^{-19})}$$

6. Se calcula el número de Avogadro

$$L = \frac{\#\ electrones}{\#\ de\ moles\ de\ electrones}$$

o

$$L = \frac{Constante\ de\ Faraday\ (F)}{Carga\ del\ electrón}$$

De acuerdo con los datos obtenidos de los experimentos realizados el valor de la constante de Avogadro encontrado fue de **6.065 x 10^{23}**, con un error de 0.70 %.

4.4 Etapa de Síntesis y Producción personal

En el marco de la EpC es muy importante que los estudiantes realicen proyectos finales de síntesis (Ver anexo 4)., en los cuales se demuestra el dominio que tienen los alumnos sobre las metas de comprensión establecidas. En este orden de ideas, los desempeños generados permiten:

- La Identificación y uso de los códigos específicos del lenguaje científico.
- Abstracción y síntesis de textos complejos.
- Tener una visión holística de los temas de electroquímica en un contexto real, estableciendo relaciones entre variables, conceptos y procesos.

- Comunicar los resultados obtenidos, para esto los estudiantes realizaron informes de laboratorio, presentación en power point, afiches, folletos, videos y sustentación del proyecto ante padres de familia en feria pedagógica realizada en el colegio.

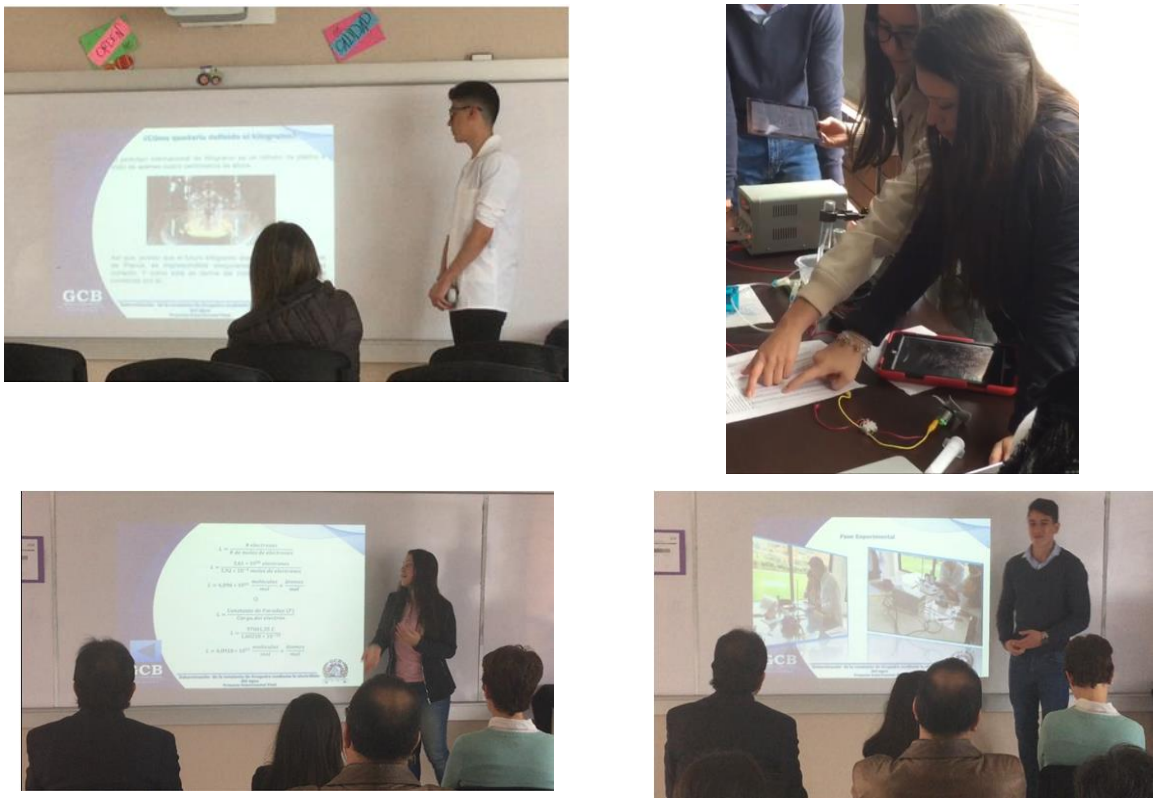


Figura 19. Evidencia presentación del proyecto a padres de familia en feria pedagógica. Elaboración propia.

Durante la etapa de síntesis se comunicaron los resultados obtenidos para la determinación de la constante de Avogadro. Esto permite verificar la comprensión, ya que los estudiantes demuestran el dominio conceptual del tema y de los modelos teóricos que explican la electrólisis, acercándose a un contexto científico real y permite por otro lado, desarrollar habilidades orales y escritas.

5. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

5.1 Conclusiones

La realización de experimentos para determinar los conceptos previos permitió proporcionar una experiencia de aprendizaje agradable para los estudiantes, así mismo, recordar conceptos abordados en años anteriores y plantear hipótesis que se comprobarán en el desarrollo de la etapa guiada. También permite usar de manera segura aparatos, técnicas y materiales (incluyendo seguir una secuencia de instrucciones cuando sea apropiado), uniendo la teoría con la práctica. Sin embargo, se debe manejar con mayor rigurosidad las normas de seguridad para el trabajo de laboratorio, ya que los estudiantes toman a la ligera este aspecto. Por otro lado, es recomendable hacer una experiencia independiente para el manejo adecuado del multímetro y la utilización de las respectivas escalas.

El acercamiento al trabajo con mayor rigor científico contribuye a deshacer falsas creencias en los estudiantes de que las experiencias de laboratorio son infalibles y los resultados son siempre aceptados por la comunidad científica.

La determinación experimental del número de Avogadro mediante la electrólisis del agua permitió a los estudiantes hacer y registrar observaciones, además de evaluar datos, medidas y estimaciones. Sin embargo, los alumnos no le dieron mucha importancia y tuvieron algunas dificultades con el uso de magnitudes importantes del nuevo Sistema Internacional de Unidades ya que dentro del contexto nacional y en especial los libros de textos utilizados no se implementa en su totalidad.

La etapa de elaboración de los proyectos de síntesis es una etapa muy importante dentro de la EpC ya es aquí donde los estudiantes realmente demostraron la comprensión generada sobre el uso adecuado de las unidades del sistema internacional de unidades y la electroquímica.

Se debe en lo posible realizar una integración curricular del proyecto con otras asignaturas como física y estadística favoreciendo la comprensión de lo que se está aprendiendo.

5.2 Recomendaciones

Continuar con la implementación de la secuencia didáctica encontrando fortalezas y debilidades para realizar una evaluación más asertiva.

La etapa exploratoria mediante experimentos se puede fortalecer agregando nuevos experimentos que permitan una mayor integración de todos los estudiantes ya que de la forma en la que se realizó algunos solo se dedicaron a observar.

Realizar un laboratorio de introducción a la electrólisis para explicar el uso adecuado y correcto de la minicelda, y las mangueras conectoras.

Realizar la electrólisis no sólo con las miniceldas de combustible sino también con el voltámetro de Hoffman para tener más información y al mismo tiempo que se puedan comparar los datos obtenidos haciendo que el estudiante tenga un pensamiento más amplio.

Realizar experiencias utilizando la minicelda de combustible como una celda de combustible para producir energía que permita generar conciencia de las energías alternativas.

Lograr una interdisciplinariedad de la secuencia con asignaturas como física, informática y estadística para obtener mejores resultados y para que los estudiantes transformen la idea de que el conocimiento es segmentado.

A. ANEXO 1. EXPERIMENTOS ETAPA EXPLORATORIA

AREA: CIENCIAS NATURALES

GRADO: UNDÉCIMO

DOCENTE: CAMILO ALFONSO NAVAS DIAZ

LABORATORIO ACTIVIDAD EXPLORATORIA

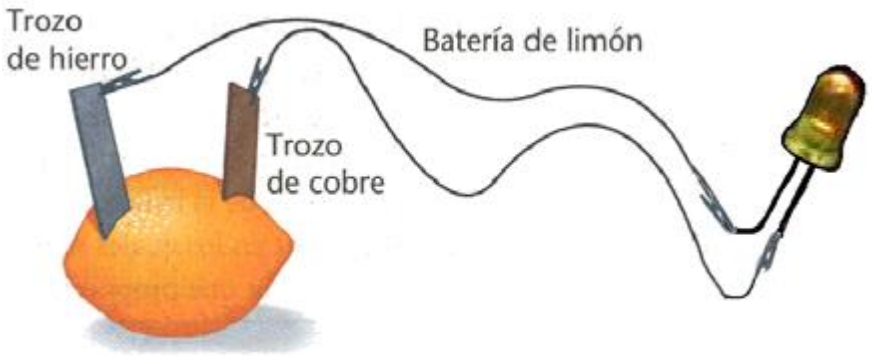
BATERIA DE LIMÓN

Tomado y adaptado de: IMAGINACIÓN Y CREATIVIDAD. EXPERIMENTOS SENCILLOS Y ECONÓMICOS. Yris Martínez y Ricardo Hernández. ESCUELA VENEZOLANA PARA LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA. 2004

Antes de entrar al laboratorio recuerde las normas de seguridad, bata, gafas, guantes que usted debe traer, cabello recogido.

No realice ninguna operación de los equipos sin haber recibido instrucciones.

Para fabricar una, sólo necesitas tener una especie que pueda oxidar a otra y una manera de separar las reacciones. En este caso, aprovecharás dos cosas: por un lado, los diferentes potenciales de reducción de dos metales conocidos, y por otro, el contenido normal de electrolitos de un organismo viviente: un limón, por ejemplo, este nos proporcionará iones Cu^{+2} y Fe^{+2} para hacer funcionar la batería.



Puedes realizar una batería sencilla colocando dos objetos metálicos diferentes dentro de un limón. Los metales son los electrodos de la batería, el jugo de limón que contiene un ácido débil, es el electrolito. Una pieza de zinc y una barra de cobre pueden

trabajar muy bien como electrodos. La fuerza electromotriz producida puede encender un diodo emisor de luz. Para encender una bombilla se requiere mucha más corriente de la que se genera en esta celda “natural”. Para medir la corriente generada debes usarmultímetro. Para obtener mayor corriente debes conectar varios de estos dispositivos en paralelo, por ejemplo, para encender una pequeña bombilla o un ventilador. Intenta este experimento con diferentes frutas e intenta conectar varias en serie y en paralelo. Para que la batería del limón funcione mejor con los electrodos de Zn, que pueden fabricarse a partir de los restos de una simple pila de Zn/C, conviene sumergirlos un rato antes en el limón, permitiendo disolver algo de Zn, según la ecuación:

$$2H^{+}_{(ac)} + Zn \rightarrow H_{2(g)} + Zn^{2+}_{(ac)}$$

Los protones (H^{+}) son aportados por el medio ácido dentro del limón. Una bombilla de linterna requiere normalmente 0.250 A. Calcula cuantos limones se requieren para encender una bombilla como esta si una celda construida con un limón genera tan sólo 0.0005 A. ¿Cómo debes conectar los limones? ¿En serie o en paralelo?

En caso de que no encienda:

- Fíjate bien en las conexiones y electrodos; que los cables no estén cortados y que haya buen contacto.
- Puede ser que no haya suficientes iones Cu^{+2} o Zn^{+2} en el medio de reacción. Inyecta 0.5 mL de solución de los iones correspondientes en cada electrodo.
- La potencia de la batería formada no alcanza para hacer circular corriente suficiente. Arma otra batería-limón en serie (poniendo tres baterías de limón en serie puedes hacer funcionar una calculadora).

AREA: CIENCIAS NATURALES

GRADO: UNDÉCIMO

DOCENTE: CAMILO ALFONSO NAVAS DIAZ

LABORATORIO ACTIVIDAD EXPLORATORIA

LADRÓN DE JULIOS

Tomado y adaptado de: Ciencia, inventos y experimentos en casa. https://100ciaencasa.blogspot.com/2016/04/circuitos-utiles-15-ladron-de-julios.html

Antes de entrar al laboratorio recuerde las normas de seguridad, bata, gafas, guantes que usted debe traer, cabello recogido.

No realice ninguna operación de los equipos sin haber recibido instrucciones.

Un ladrón de julios es un pequeño inversor basado en un sencillo oscilador. Como todo inversor, puede convertir una corriente continua de una tensión determinada en otra corriente con una tensión mayor.

Decimos que una pila "se gasta" cuando no hace funcionar al aparato que la incorpora. Pero eso no quiere decir que la pila esté gastada al 100%. Cuando un mouse o mando a distancia deja de funcionar, si se extrae la pila y se mide su tensión, se comprueba que no es de cero voltios. Si por ejemplo es una pila de 1.5 voltios, quizás haya 1.1 voltios o 0.9 voltios. Es decir, la pila sigue teniendo energía a pesar de estar "gastada".

Y aquí es donde el ladrón de julios entra a funcionar. Si tomamos una pila de voltio y medio gastada (supongamos que ahora tiene 0.9 voltios) y la conectamos a un ladrón de julios, obtendremos una tensión superior a esos 0.9 voltios, y podemos hacer funcionar aparatos que necesitan más tensión, por ejemplo, un LED a tres voltios.

De ahí el nombre de "ladrón" de julios. El julio es una unidad de energía, y lo de "ladrón" es porque es capaz de extraer los "últimos suspiros" de una pila.

2. Esquema y funcionamiento

Hay muchas variantes de ladrón de julios, pero son variaciones sobre un mismo tema.

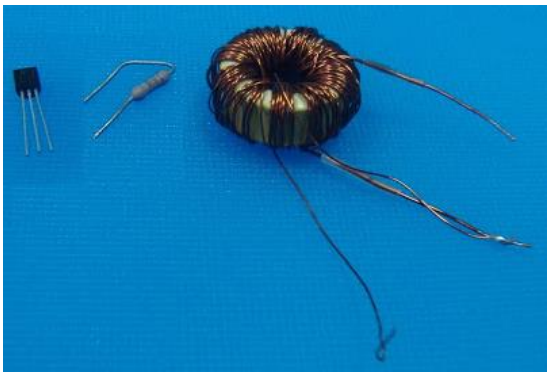
El ladrón de Julios también recibe el nombre de oscilador de bloqueo por su forma de trabajar. Veamos su funcionamiento según el esquema de la figura 2

Solamente tres componentes son necesarios:

Toroide de ferrita

Transistor BC548

Una resistencia de 1kΩ



Armar el siguiente circuito

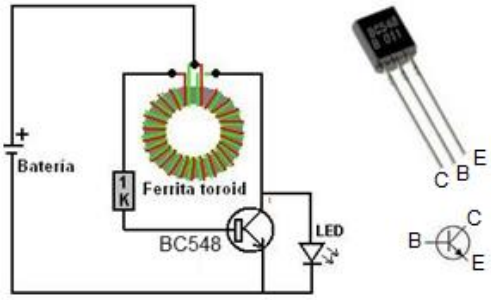


Fig 1. Materiales necesarios para hacer un ladrón de julios. De izquierda a derecha: Transistor, resistencia y bobina. Recuperado de https://100ciaencasa.blogspot.com/2016/04/circuitos-utiles-15-ladron-de-julios.html

¿Cómo es posible que con una bobina alimentada por CC (CD) se consiga obtener CA si en teoría no reacciona al paso de la corriente continua? En los coches antiguamente conseguían la corriente mediante un motor con imanes llamado Dinamo. En los coches de hoy día se utiliza un motor llamado Alternador, pero en vez darle corriente para que gire lo hacemos al revés: Lo giramos -lo hace girar el motor- para obtener corriente eléctrica alterna CA, que luego hay que convertir a CD.

Podemos deducir que la corriente más interesante es la que descubrió Tesla, la CA. Pero ¿Cómo hacemos que una corriente CD se convierta en CA (que oscile) sin costosos aparatos ni un consumo exagerado de energía?

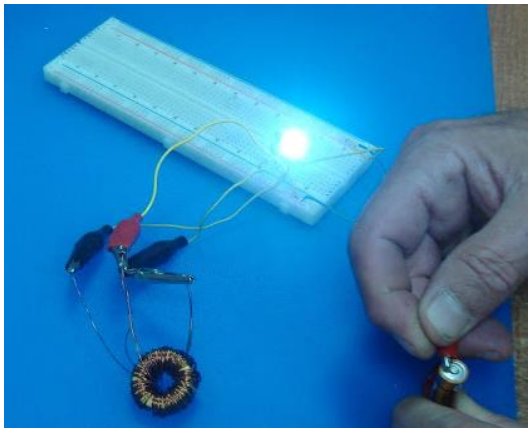


Figura 2. Ladrón de julios. Recuperado de: https://100ciaencasa.blogspot.com/2016/04/circuitos-utiles-15-ladron-de-julios.html

AREA: CIENCIAS NATURALES

GRADO: UNDÉCIMO

DOCENTE: CAMILO ALFONSO NAVAS DIAZ

LABORATORIO ACTIVIDAD EXPLORATORIA

CONVIRTIENDO COBRE EN "ORO"

Tomado y adaptado de: IMAGINACIÓN Y CREATIVIDAD. EXPERIMENTOS SENCILLOS Y ECONÓMICOS. Yris Martínez y Ricardo Hernández. ESCUELA VENEZOLANA PARA LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA. 2004

Antes de entrar al laboratorio recuerde las normas de seguridad, bata, gafas, guantes que usted debe traer, cabello recogido.

No realice ninguna operación de los equipos sin haber recibido instrucciones.

En este caso se va a formar una aleación, la cual es una mezcla homogénea de dos o más metales (y excepcionalmente algún no metal) con características y propiedades metálicas superiores a la de los metales que la conforman en su estado puro; como ejemplo tenemos al bronce.

Este es un experimento muy interesante en él se pretende convertir el metal base en "oro", el que fue uno de los mayores retos de los alquimistas.

Materiales:

Una cápsula para evaporar, una moneda de cobre, zinc en polvo, una solución de hidróxido de sodio 6 M (24 g / 100 cm^3)

Procedimiento

1.- Coloque 5 gramos de Zinc, en polvo o en virutas, en la cápsula y añada 25 ml de la solución de NaOH 6M y caliente con el mechero. Una reacción toma lugar al calentar formando inmediatamente $Na_2Zn(OH)_4$.

2.- Deje enfriar y añada la moneda de cobre que ha sido previamente pulida (para eliminar los óxidos superficiales). La moneda debe estar en contacto con el Zinc por 2 ó 3 minutos.

3.- Con una pinza remueva la moneda de la cápsula y lávela con abundante agua y séquela suave y cuidadosamente ya que si lo hace muy fuerte puede eliminar la fina cubierta. Usando nuevamente unas tenazas coloque la moneda a la llama hasta que se torne color oro. Enfríe y lave la moneda con agua.

CUIDADO: ¡**El NaOH es una base extremadamente agresiva**! Su efecto se neutraliza con vinagre. ¿Por qué?

¿Por qué ocurre esto?

Cuando la solución de hidróxido de sodio se pone en contacto con el Zinc la reacción que toma lugar es:

$$Zn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2Zn(OH)_4 + H_2$$

Aunque es mejor escribir la reacción de oxidación y de reducción por aparte:

El Zn en medio básico reacciona de la siguiente manera

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$
$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

Cuando la moneda es colocada en la cápsula se forma una celda electroquímica:

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

El zinc disuelto se deposita sobre la moneda de cobre, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$Zn(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightarrow Zn + 2e^-$$

por otro lado, la reacciones entre el Zn y el Cu son:

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$$

$$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn$$

Cuando la moneda plateada es calentada el zinc se funde y a su vez algo de cobre se funde también lo que produce la aleación con ese bello color dorado que a muchos alquimistas engaño durante años.

LABORATORIO ACTIVIDAD EXPLORATORIA

ELECTRÓLISIS DE NaCl ACUOSO

Antes de entrar al laboratorio recuerde las normas de seguridad, bata, gafas, guantes que usted debe traer, cabello recogido.

No realice ninguna operación de los equipos sin haber recibido instrucciones.

Tomar un vaso de precipitado y agregar 50 ml de agua destilada, introducir dos electrodos de grafito, conectar una batería de nueve voltios y con el multímetro medir la corriente que fluye en los electrodos.

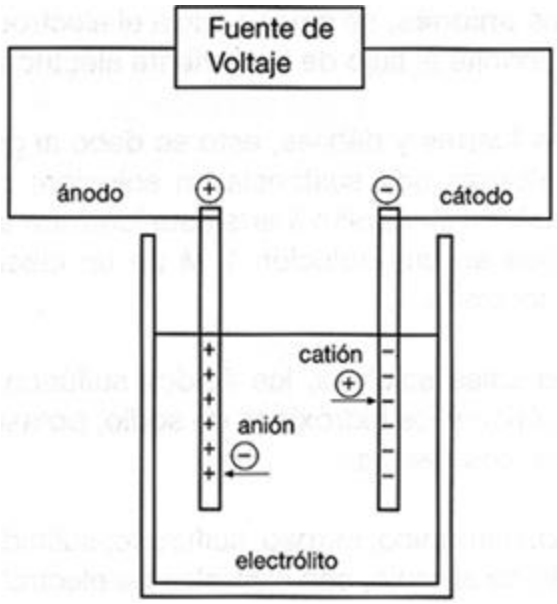


Figura 1. Electroquímica y electrólisis. Recuperado de: http://www.pps.k12.or.us/district/depts/edmedia/videoteca/curso3/htmlb/SEC_83.HTM

Agregar una pequeña cantidad de NaCl y agitar, introducir los electrodos y medir la corriente que fluye en la celda.

Lo que sucede es lo siguiente:

La solución contiene iones Na^+ e iones Cl^- de la sal y H^+ e iones OH^- del agua. En el cátodo, los iones H^+ aceptan electrones, ya que el hidrógeno es menos reactivo que el sodio:

$$2H^+_{(ac)} \rightarrow 2e^- + H_{2(g)}$$

Por lo tanto, el hidrógeno gaseoso burbujea.

En el ánodo, los iones Cl^- liberan electrones más fácilmente que los iones OH^- y el cloro gaseoso burbujea.

$$2Cl^-_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(ac)} + 2e^-$$

Cuando el hidrógeno y el cloro se eliminan, los iones Na^+ y OH^- permanecen en la solución, por lo que se forma una solución de hidróxido de sodio.

Al sustituir uno de los electrodos por una barra de hierro y conectar la batería, observar lo que sucede. Dado que el hierro no es un material inerte sobre el ánodo ocurre preferencialmente la oxidación del hierro que la de los iones cloruro.

B. ANEXO 2. ETAPA DE INDAGACIÓN GUIADA

AREA: CIENCIAS NATURALES

GRADO: UNDÉCIMO

DOCENTE: CAMILO ALFONSO NAVAS DIAZ

GUÍA VIDEO INTRODUCCIÓN A LA ELECTROQUÍMICA

De acuerdo con el video que se encuentra al entrar en el link https://www.youtube.com/watch?v=teTkvUtW4SA responder las siguientes preguntas:

1. ¿Qué relación hay entre la electricidad y las reacciones químicas?

   _____

   _____

   _____

2. ¿Qué es electricidad?

   _____

   _____

   _____

3. ¿Qué son reacciones de oxido – reducción?

   _____

   _____

   _____

4. La oxidación es un proceso en el cuál un átomo _____ electrones
5. La reducción es un proceso en el cuál un átomo _____ electrones

6. ¿En qué consiste una celda galvánica?

   _____

   _____

   _____

7. ¿Cuáles son los componentes de una celda galvánica?

_____

_____

_____

8. ¿En cuál electrodo ocurre la oxidación? _____
9. ¿En cuál electrodo ocurre la reducción? _____
10. ¿Qué se entiende por electrólisis?

_____

_____

_____

11. ¿En qué consiste una celda electroquímica?

_____

_____

_____

12. En la electrólisis del agua el elemento que se oxida es el _____ y el que se reduce es el _____

13. ¿Por qué un proceso electrolítico no involucra reacciones espontáneas?

_____

_____

_____

14. ¿Qué es un electrolito y para qué se utiliza?

_____

_____

_____

15. ¿Qué diferencia hay entre un electrodo y un electrolito?

_____

_____

_____

16. ¿Por qué se deben utilizar electrodos inertes en una electrólisis?

_____

_____

_____

17. ¿Cuáles son los electrodos más utilizados para hacer una electrólisis?

_____

_____

_____

AREA: CIENCIAS NATURALES

GRADO: UNDÉCIMO

DOCENTE: CAMILO ALFONSO NAVAS

TALLER ELECTRÓLISIS

Tomado y adaptado de:

Clark Jim. Edexcel Química IGCSE. Libro estudiantil. 2009. Pearson Education. Gallagher Rosemarie; Ingram Paul. Química para Cambridge IGCSE. Segunda edición. Oxford y Cambridge. Oxford Universidad prensa. 2007.

ELECTRÓLISIS

La electrólisis es la descomposición de un compuesto en sus elementos mediante la acción de una corriente eléctrica. A menudo se usa para extraer metales que están ubicados en la parte superior de la serie de reactividad. Estos metales no pueden extraerse calentando sus minerales con carbono. La electrólisis también se usa para producir elementos no metálicos como el cloro y para purificar algunos metales. La electrólisis generalmente se lleva a cabo en una celda de electrólisis

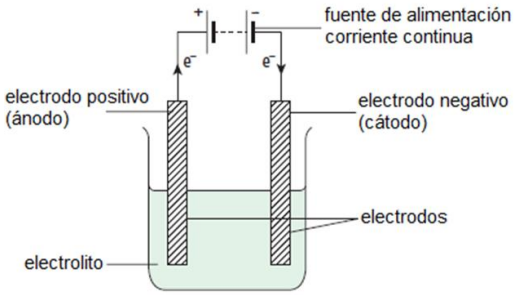


Figura 1. Las partes principales de una celda de electrólisis. La estructura real de la celda variará según el elemento extraído. El e- muestra la dirección de desplazamiento de los electrones alrededor del circuito externo.

En la celda de electrólisis:

- el electrolito es el compuesto que se descompone; es un compuesto iónico fundido o una solución acuosa concentrada de iones

- los electrodos son barras, hechas de carbono (grafito) o metal, que conducen la electricidad hacia y desde el electrolito
- el ánodo es el electrodo positivo
- el cátodo es el electrodo negativo
- la fuente de alimentación debe ser de corriente continua.

RESPONDA LAS SIGUIENTES PREGUNTAS.

A. ¿Por qué un compuesto iónico tiene que fundirse para someterse a la electrólisis?

B. Proporcione dos propiedades del grafito que lo convierten en un material adecuado para usar como un electrodo. Explique sus respuestas

Reacciones redox en la electrólisis

Durante la electrólisis, los iones positivos (cationes) se mueven hacia el cátodo. Cuando alcanzan el cátodo obtienen electrones del cátodo. Por ejemplo:

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

La ganancia de electrones es una reducción. La reducción siempre ocurre en el cátodo. Si se forman átomos de metal, se pueden depositar como una capa de metal sobre el cátodo. Alternativamente, pueden formar una capa fundida en la celda. Si se forma gas de hidrógeno este burbujea.

Los iones negativos (aniones) se mueven hacia el ánodo. Cuando alcanzan el ánodo, pierden electrones. Por ejemplo:

$$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$$

$$4OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$$

La pérdida de electrones es una oxidación. La oxidación siempre ocurre en el ánodo.

La electrólisis es una reacción redox. Por ejemplo, cuando el cloruro de zinc fundido se electroliza, las reacciones en los electrodos son:

$$\text{cátodo: } Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn \text{ (reducción)}$$

$$\text{ánodo: } 2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^- \text{ (oxidación)}$$

La pérdida de electrones en el ánodo equilibra la ganancia de electrones en el cátodo. En general, la reacción es:

$$ZnCl_2 \rightarrow Zn + Cl_2$$

RESPONDER LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

A. Explique por qué los cationes se mueven hacia el cátodo durante la electrólisis.

B. Cuando el yoduro de plomo, PbI_2, se electroliza, se producen las siguientes reacciones:

Cátodo	Ánodo
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

I. ¿Cuál de estas ecuaciones describe la reacción en el cátodo? Explicar su respuesta.

II. ¿Cuál es el cambio en el número de oxidación de cada ion yoduro en la reacción?

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$$

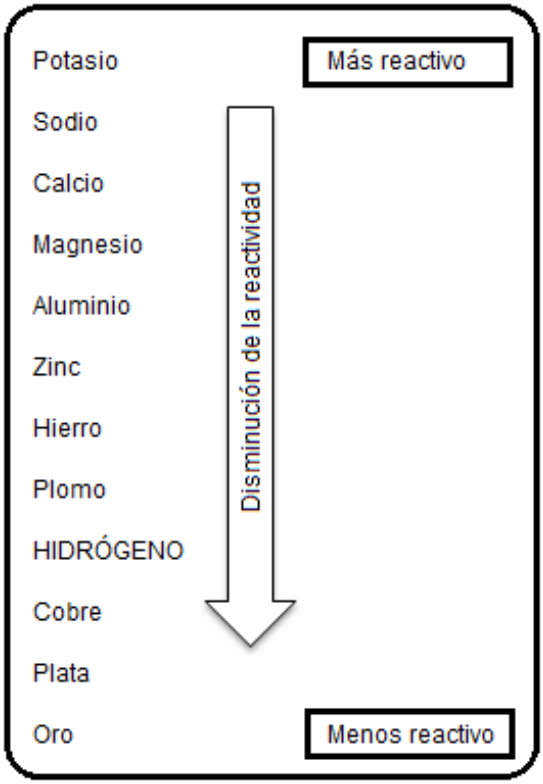
Algunas preguntas del examen pueden pedirle que prediga qué sustancias se liberan en un electrodo dado. Para responder esto es necesario comprobar si la electrólisis se está llevando a cabo en la sal fundida o en una solución acuosa:

• Si se trata de una sal fundida, sólo puede haber un elemento descargado en cada electrodo.

• Si se trata de una solución acuosa, es posible que el hidrógeno se descargue en el cátodo y el oxígeno en el ánodo:

Para decidir qué iones se descargan, usted necesita las siguientes reglas:

Regla 1. El ion del elemento más reactivo permanece en la solución. El ion del elemento menos reactivo recibe electrones y se reduce a átomos de ese elemento.



Serie de reactividad

Regla 2: Si los aniones Cl^-, Br^- o I^- están presentes, ceden un electrón y producen Cl_2, Br_2 o I_2. Si no, los aniones OH^- ceden un electrón, y se forma oxígeno gaseoso en el ánodo.

Ejemplo

Considerar la electrólisis de una solución concentrada de cloruro sódico. En la solución se encuentran presentes los iones Na^+, H^+, Cl^- y OH^-. El hidrógeno se produce en el cátodo porque los iones de hidrógeno aceptan electrones más fácilmente que los iones del sodio (Ver serie de reactividad). Por otra parte, el cloro se produce en el ánodo (aunque también se puede producir hipoclorito), porque los iones del cloruro están presentes en una concentración más alta que los iones del hidróxido.

Al igual que todas las reacciones químicas, es posible calcular las cantidades de materiales utilizados o producidos en tal proceso. En el caso de electrólisis se puede trabajar, por ejemplo, cuántos electrones se necesitan para producir un átomo de aluminio: $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$

La constante de Faraday

La cantidad de electricidad necesaria para producir 1 mol de un producto depende del número de electrones necesarios para hacer cada átomo, la carga sobre un electrón y el número de átomos involucrados. La magnitud de la carga por un mol de electrones se llama la constante de Faraday y tiene un valor de 96484,5561 C mol^{-1}. Esta es expresada como:

$$F = Le$$

donde **L** es la constante Avogadro y ***e*** la carga del electrón.

Cantidad de carga electrica

El Coulomb es una medida de la cantidad de carga electrica. Un Coulomb es la cantidad de electricidad que pasa si 1 A (amperio) fluye durante 1 segundo.

Número de Coulombs (*Q*) = corriente en amperios (*I*) x tiempo en segundos.

[$Q = I$ x t]

Así pues, si 2 amperios fluyen por 20 minutos, usted puede calcular la cantidad de electricidad (no olvidándose de convertir el tiempo en segundos) así:

$$Cantidad\ de\ electricidad\ (Q) = 2\ A \text{ x } 20\ min \text{ x} \frac{60\ s}{1\ min} = 2400\ C$$

En un examen se le puede pedir que calcule la cantidad de carga que se pasa durante la electrólisis, o la masa y/o el volumen de una sustancia realizada durante el proceso. Echemos un vistazo a cómo se puede abordar esto.

Ejemplo

¿Qué masa de cobre se produce en el cátodo cuando 2.40 *A* se pasan a través de una solución de sulfato de cobre (II) durante 25 minutos?

Respuesta

En primer lugar, calcule el número de Coulombs de carga pasados. Recuerde que la carga es igual a la corriente en amperios multiplicado por el tiempo en segundos:

$$2.40\ A \text{ x } 25\ min \text{ x} \frac{60\ s}{1\ min} = 3600\ As = 3600\ C$$

A continuación, Calcule a cuántas moles de electrones corresponden:
(Recuerde que La constante de Faraday es la cantidad de carga eléctrica que hay en un mol de electrones)

$$3600\ C \text{ x} \frac{1\ mol}{96485.56\ C} = 3.73 \text{ x } 10^{-2}\ mol$$

Como los iones de cobre (II) tienen una carga de +2, entonces:

$$\frac{3.73 \text{ x } 10^{-2}\ mol}{2} = 1.865 \text{ x } 10^{-2}\ mol\ de\ Cu$$

Así la masa de cobre producido es

$$1.865 \text{ x } 10^{-2}\ mol\ de\ Cu \text{ x} \frac{63.5\ g}{1\ mol\ de\ Cu} = \ 1.18 \text{ g}$$

Mediante la electrólisis se puede calcular un valor para la constante Avogadro. Esto requiere la medición de la masa de una sustancia como el cobre, producido en un período fijo de tiempo en una corriente constante conocida, que se medirá con la mayor precisión posible. Conociendo la carga en el ion cobre (II) usted puede entonces utilizar ***F = Le*** para determinar **L**, la constante de Avogadro.

Volviendo al ejemplo anterior,

$F = L\text{e}$, despejando L nos queda; $L = \frac{F}{e}$.

Primero hay que calcular *F.*

$$F = \frac{Corriente\ total}{moles\ totales} = \frac{3600\ C}{3.73 \text{ x } 10^{-2} mol} = 96514.74\ Cmol^{-1}$$

Ahora se reemplaza en la fórmula; $L = \frac{F}{e}$; $L = \frac{96514.74\ C}{1.602^{-19}\ C} = 6.024 \text{ x } 10^{-23}$.

En la electrólisis de una solución de sulfato de sodio, Na_2SO_4, o ácido sulfúrico, H_2SO_4, el producto en el cátodo es hidrógeno gaseoso. En lugar de usar la masa, se puede utilizar el volumen como una fracción del volumen molar de un gas, 2.4 x 10^{-2} m^3 (medido a condiciones normales de temperatura (25 °C)).

Cómo interpretar las ecuaciones de electrodos

Mol de electrones

El magnesio es producido por electrólisis del cloruro de magnesio fundido.

El Magnesio se obtiene en el cátodo (el electrodo negativo) y el cloro en el ánodo (el electrodo positivo). Las ecuaciones de las reacciones de electrodos son

$$Mg^{2+}_{(l)} + 2e^- \rightarrow Mg_{(l)}$$

$$2Cl^-_{(l)} \rightarrow Cl_{2\ (g)} + 2e^-$$

En términos de mol, se puede decir: en un mol de Mg2+ los iones ganan 2 mol de electrones y producen 1 mol de magnesio (Mg).

2 mol de iones Cl- forman 1 mol de cloro (Cl2) gaseoso y liberan 2 mol de electrones.

En los cálculos de la electrólisis, usted utiliza generalmente la cantidad de carga eléctrica y la masa o el volumen del producto. Por ejemplo:

$$Na^+_{(l)} + e^- \rightarrow Na_{(l)}$$

1 mol de sodio, Na, es producido por el flujo de 1 mol de electrones.

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

1 mol de cobre, Cu, es producido por el flujo de 2 moles de electrones (= 2 Faradays). Se necesita el doble de electricidad para producir un mol de cobre que para producir un mol de sodio. Eso es porque el ion Cu^{2+} lleva el doble de carga y necesita el doble de electrones para neutralizarlo.

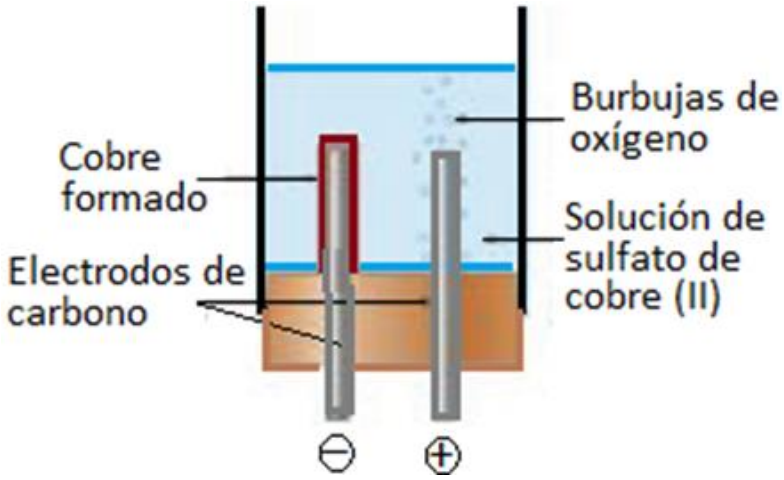
$$2Cl^-_{(l)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$$

1 mol de cloro, Cl2, se produce cuando 2 moles de electrones (= 2 Faradays) fluyen alrededor del circuito.

A continuación, se muestran algunos cálculos de muestra.

Ejemplo 1

De acuerdo con la electrólisis de una solución de sulfato de cobre (II) ¿Qué masa de cobre se deposita en el cátodo durante la electrólisis de la solución de sulfato de cobre (II) si 0.15 A fluyen durante 10 minutos?



Electrólisis de una solución de sulfato de cobre (II)

La reacción que ocurre en el cátodo es:

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

(Cu = 63.5 g; Faraday = 96484.56 Coulombs)

Comience por trabajar la carga total (Q):

Q= amperios x tiempo en segundos

$$\text{Número de Coulombs} = 0.15\ A \text{ x } 10 \text{ min } \frac{60\ s}{1\ min} = 90\ A\ s = 90\ C$$

Ahora trabaje desde la ecuación:

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

2 moles de electrones producen 1 mol de cobre, Cu.
2 mol x 96484.56 *C* producen 63.5 g de cobre.

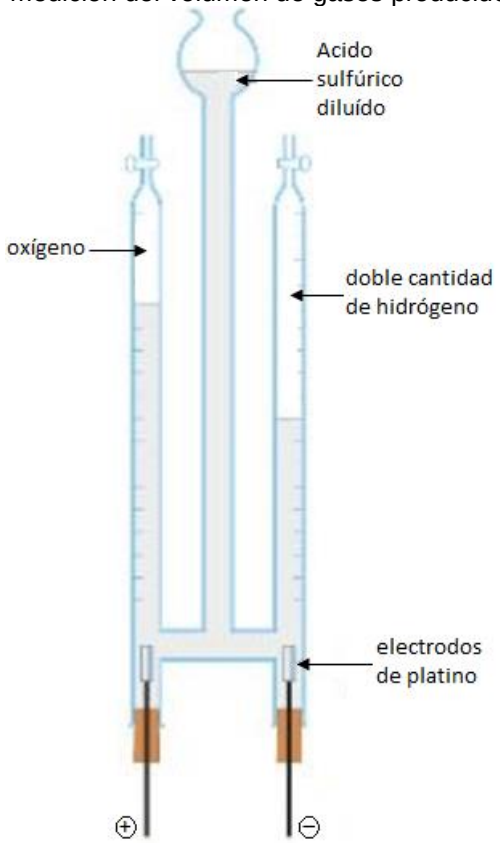
192969.12 Coulombs dan 63.5 g de cobre

90 Coulombs dan: $\frac{90\ C}{192969.12\ C} \text{ x } 63.5\ g\ = 0.0296\ g\ de\ \text{Cu}$

Ejemplo 2

Durante la electrólisis del ácido sulfúrico diluido mediante electrodos de platino, se libera hidrógeno en el cátodo y oxígeno en el ánodo. Calcule los volúmenes de hidrógeno y oxígeno producidos (medidos a temperatura ambiente y presión normal) si 1.0 *A* fluye durante 20 minutos.

Aparato para la electrólisis del ácido sulfúrico diluido
y medición del volumen de gases producidos



Las ecuaciones de las reacciones en los electrodos son:

$$2H^{+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow H_{2(g)}$$

$$4OH^{-}_{(ac)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)} + 4e^{-}$$

El volumen molar de un gas a temperatura y presión normal es de 24 dm^3; 1 *F* = 96484.56 Coulombs (*C*)

1. De nuevo, empiece por encontrar la carga total.

$$Q = \ Amperios \text{ x tiempo en segundos}$$

$$Q = 1.0\ A \text{ x } 20\ min \text{ x} \frac{60\ s}{1min} = 1200\ C$$

2. Calcule el volumen de hidrógeno

$$2H^{+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow H_{2(g)}$$

2 mol de electrones producen 1 mol de hidrógeno (H_2)

2 mol de e^- x 96484.56 *C* producen 24 dm^3 de H_2 a condiciones normales

1200 Coulombs producen: $\frac{1200\ C}{192969.12\ C} \text{x}\ 24\ dm^3 = 0.15\ dm^3$

3. Calcule el volumen de oxígeno

$$4OH^{-}_{(ac)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)} + 4e^{-}$$

Un flujo de 4 mol de electrones produce 1 mol de oxígeno (O_2)

4 mol de e^- x 96484.56 Coulombs producen 24 dm^3 de O_2.

385938.24 Coulombs producen 24 dm^3 de O_2.

1200 *C* producen: $\frac{1200\ C}{385938.24\ C} \text{x}\ 24\ dm^3 = 0.075\ dm^3$

Por lo tanto, se producen 0.15 dm^3 de hidrógeno y 0.075 dm^3 de oxígeno.

Ejemplo 3

¿Cuánto tiempo llevaría depositar 0.500 g de plata en el cátodo durante la electrólisis de la solución de nitrato de plata (I) usando una corriente de 0.250 A? la ecuación del cátodo es:

$$Ag^{+}_{(ac)} + e- \rightarrow Ag_{(s)}$$

1 mol de electrones produce 1 mol de Ag.

96484.56 *C* producen 108 g de Ag.

Para producir 0.500 g de Ag se necesitan: $\frac{0.500\ \mathrm{g}}{108\ g}$ x $96484.56\ C = 446.69\ C$

Q= amperios x tiempo en segundos

$446.69\ C$ = 0.250 *A* x *t*, entonces $t = \frac{446.69\ \mathrm{A\ s}}{0.250\ \mathrm{A}} = 1786.75\ s$

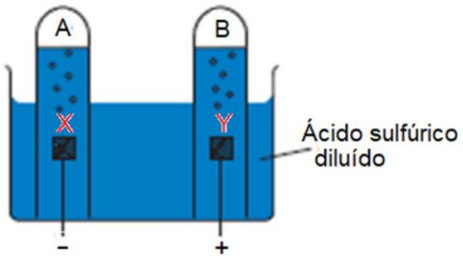
El tiempo necesario para depositar 0.500 g de plata es de 1786.75 s

EJERCICIOS

1. Explique el significado de cada uno de los siguientes términos. Utilice un ejemplo adecuado, en cada caso, para ayudar con su explicación.

A. ánodo.
B. cátodo.
C. electrólisis.
D. electrolito.
E. anión.
F. catión.
G. oxidación.
H. reducción

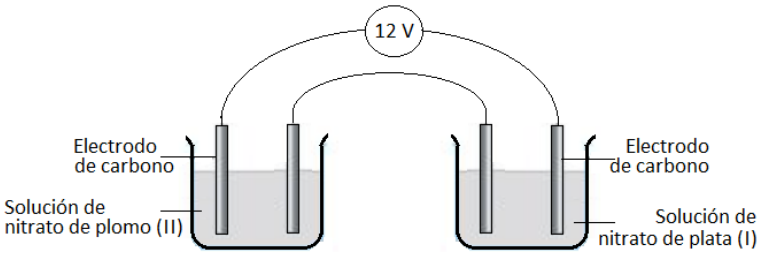
2. Éste es un diagrama de un experimento en el cual la electricidad fue pasada a través de una mezcla de agua destilada que contenía un poco de ácido sulfúrico diluido.



A. Nombre el gas que se recoge en **A**.
B. Nombre el gas que se recoge en **B**.
C. Si 100 cm^3 de gas se recogen en **A** ¿cuánto habría en **B**?
D. Anote las fórmulas de los tres iones presentes en la solución.

E. Anote las ecuaciones para las reacciones que tienen lugar tanto en **X** y **Y.**

3. Suponga que se tienen dos soluciones conectadas en serie, de modo que la misma cantidad de electricidad fluye a través de ambas.



Al final de la electrólisis, se encontró que se habían depositado 2.07 g de plomo en el cátodo en el vaso de precipitados izquierdo.

Calcule la cantidad de electricidad que fluye durante el experimento.

Calcule la masa de plata que se depositó en el cátodo en el vaso de la derecha. (Pb = 207 g; Ag = 108 g; 1 F = 96484.56 C)

4. During the electrolysis of concentrated copper (II) chloride solution, 3.2 g of copper was deposited at the cathode. What volume of chloride (meausured at rtp) would be formed at the anode? (Cu = 63.5 g; molar volume = 24 dm^3 at rtp). The electrode equations are: (Clark, 2009)

$$Cu^{2+}_{(ac)} + 2\ e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

$$2Cl^-_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$$

5. During the electrolysis of copper (II) sulfate solution using carbon electrodes, copper is deposited on the cathode according to the equation

$$Cu^{+2}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

Calculate the gain in mass at the cathode if a current of 0,50 amperes flows for 1 hour (Cu = 63.5 g; 1 faraday = 96484.56 C). (Clark, 2009)

6. During the electrolysis of lead (II) nitrate solution, lead is deposited at the cathode and oxygen is released from the anode. If a current of 0.350 amps flows for 1000 s, calculate

A. The mass of lead deposited
B. The volume of oxygen (measured at room temperature and pressure) produced (Pb = 207 g; 1 faraday = 96484.56 C). (Clark, 2009)

$$Pb^{+2}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Pb_{(s)}$$

$$4OH^-_{(ac)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)} + 4e^-$$

7. Aluminium oxide, Al_2O_3, in molden cryolite. The electrode equation is

$$Al^{+3}_{(ac)} + 3e^- \rightarrow Al_{(s)}$$

A typical cell produces 1 tonne (100 = Kg) of aluminium every 24 hours. What current (in amps) is needed to produce this amount of aluminium (Al = 27 g; 1 faraday = 96484.56 C) (Clark, 2009)

8. Sugiera una razón para explicar por qué se obtiene el doble del volumen de hidrógeno gaseoso en el cátodo, que de oxígeno gaseoso en el ánodo en la electrólisis del agua.

9. Usando su conocimiento de la electrólisis, predecir los productos probables de la electrólisis de una solución del cloruro de cobre (II), usando electrodos de platino. Escribir ecuaciones de electrodos para la formación de estos productos.

10. Copiar y completar la tabla siguiente, que muestra los resultados de la electrólisis de cuatro sustancias utilizando electrodos inertes.

ELECTROLITO	**Producto en el ánodo (electrodo positivo)**	**Producto en el cátodo (electrodo negativo)**
Óxido de aluminio fundido		Aluminio
Solución concentrada de cloruro de sodio	Cloro	
Cloruro de litio fundido		
Solución de nitrato de plata		Plata

11. Explique lo que usted entiende por 'electrodos inertes'.

12. Explicar por qué la solución de cloruro de litio se vuelve progresivamente más alcalina durante la electrólisis.

13. Explique por qué el cloruro de litio sólido es un no conductor de electricidad, mientras que el cloruro de litio fundido y la solución de cloruro de litio son buenos conductores de electricidad.

14. Una corriente eléctrica de 1.04 A fue pasada a través de una solución de ácido sulfúrico diluido durante 6.00 min. El volumen de hidrógeno producido en condiciones normales fue de 4.35×10^{-5} m^3.

A. ¿Cuántas Coulombs de carga se pasaron durante el experimento?

B. ¿Cuántos Coulombs de carga se requieren para liberar 1 mol de gas hidrógeno? ($F = 96484.56$ C mol^{-1})

C. En otro experimento, el sulfato de cobre (II) fue electrolizado usando electrodos de cobre. El cobre fue depositado en el cátodo. Escribir una media ecuación para esta reacción.

D. Un estudiante realizó un experimento para calcular un valor para la constante de Faraday, ***F***. Una corriente eléctrica de 0.300 *A* se pasó a través de una solución de sulfato de cobre (II) durante exactamente 40 min. 0.240 g de cobre se depositaron en el cátodo. Utilice esta información para calcular un valor para ***F***. exprese su respuesta con 3 cifras significativas. (Cu = 63.5 g). Determine el porcentaje de error.

$$error = \frac{(constante\ real\ -\ constante\ calculada)}{constante\ real} x\ 100$$

E. La carga en un electrón es aproximadamente 1.60×10^{-19} C. Utilice esta información y su respuesta a la parte D para calcular un valor para la constante Avogadro.

AREA: CIENCIAS NATURALES

GRADO: UNDÉCIMO

DOCENTE: CAMILO ALFONSO NAVAS

LABORATORIO ELECTRÓLISIS DEL AGUA

Antes de entrar al laboratorio recuerde las normas de seguridad, bata, gafas, guantes que usted debe traer, cabello recogido.

No realice ninguna operación de los equipos sin haber recibido instrucciones.

OBJETIVOS

- Calcular la constante de Avogadro a partir de los datos obtenidos en la electrólisis del agua.
- Introducir la electrólisis como técnica para llevar a cabo reacciones Redox de forma controlada.
- Establecer la estequiometría de la reacción de descomposición del agua a través de la medida de volumen de los gases desprendidos.

ELECTRÓLISIS DEL AGUA

El agua es una sustancia compuesta por oxígeno e hidrógeno, cuyas propiedades hacen posible la existencia de la vida en nuestro planeta.

Al ser el agua un compuesto químico, se puede llevar a cabo su descomposición entregándole energía eléctrica. Para ello se recurre a una fuente de energía que suministre la corriente necesaria para este fin. Este proceso se denomina electrólisis y la reacción global que tendrá lugar es la siguiente: $H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

La electrólisis del agua conduce a la formación de dos gases: H_2 y O_2 en proporción 2:1 respectivamente. Esta reacción puede llevarse a cabo a escala industrial para preparar estos gases con un alto grado de pureza. Desde luego, el empleo de energía

eléctrica es costoso. Pero a veces este gasto se ve compensado con el bajo contenido de impurezas que poseen las sustancias obtenidas o purificadas por métodos electroquímicos, justificando su empleo en la industria.

En síntesis, se puede decir que la electrólisis es un proceso por el cual se suministra energía eléctrica a una sustancia para producir una reacción redox que no ocurrirá espontáneamente.

MATERIALES Y REACTIVOS

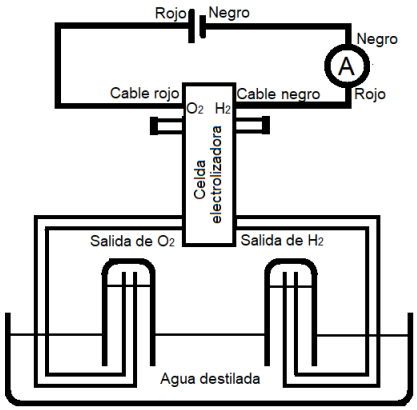
Fuente de poder	Cables caimán – caimán
Mini celda electrolizador	Jeringa de 20 ml.
Multímetro	Agua destilada.
Probetas graduadas de 25 ml	Probetas de 50 ml.
Mangueras conectoras	

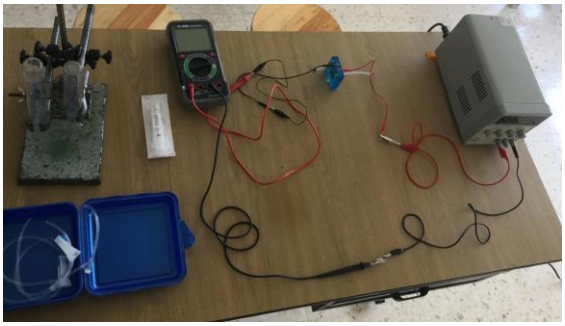
PROCEDIMIENTO

1. Humedecer la membrana de la celda cinco minutos antes de iniciar la práctica.

2. Verificar que no haya fugas en el sistema, ajustar los niveles de agua en las probetas recolectoras de los gases.

3. Realizar el siguiente montaje asegúrese que las conexiones están bien hechas, (recuerde que el cable rojo se conecta al polo positivo o ánodo y el cable negro al polo negativo o cátodo de la celda).





4. Antes de conectar la fuente de poder a la celda fijar el voltaje según lo indique el profesor (1.7 V; 1.9 V; 2.1 V; 2.3 V, 2.5 V y 2.7 V)

5. Conecte la fuente al circuito, enciéndala y registre la intensidad de corriente inicial como tiempo cero.
6. Registre los valores de corriente cada treinta segundos hasta que obtenga 10 ml de hidrógeno, cuando esto suceda apague la fuente y registre el tiempo como tiempo final.

7. Registrar la temperatura y la presión atmosférica del lugar del trabajo (consultarlas en https://www.worldmeteo.info/es/)

CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE AVOGADRO

1. Se toman los datos de la corriente (en mA) que circula por el circuito y se saca el valor promedio. Este valor en mA se convierte a Coulombs. (C = corriente promedio (A) * tiempo (s)).

2. Se registra el tiempo total que se tomó para obtener el volumen de hidrógeno.

3. Se determina el volumen real de hidrógeno (Volumen del gas – Volumen de la manguera) = (V gas – 0.32 ml). Expresar este valor en m^3.

4. Determinar la presión atmosférica (en Pa) y la temperatura ambiental.

5. Determinar la presión del agua y hacer la corrección de la presión de hidrógeno. ($P_{atm} - PH_2O = PH_2$)

6. Calcular el número de moles de hidrógeno que se formaron (Considerarlo como un gas ideal), para esto utilizar:

$$PV = nRT$$

$$R = 8.314\ \frac{Pa\ m^3}{mol\ K} = 8.314\ \frac{J}{mol\ K}$$

7. Determinar el número de moles de electrones que se requieren para obtener las moles de hidrógeno.

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

De acuerdo con la ecuación se requieren 2 electrones por cada molécula de hidrógeno formado, entonces se requiere el doble de moles de electrones para obtener las moles de hidrógeno obtenido.

$$moles\ de\ electrones = moles\ de\ hidrógeno * 2$$

8. Calcular la constante de Faraday

$$F = \frac{Q}{n\ de\ e^-} = \frac{Corriente\ total\ (C)}{moles\ de\ electrones}$$

9. Determinar el porcentaje de error del cálculo de la constante

$$error = \frac{Valor\ real - Valor\ calculado}{Valor\ real} * 100$$

10. Determinar el número de electrones que circularon

$$\#\ electrones = \frac{Corriente\ total\ (C)}{Carga\ del\ electrón\ (1.60218 * 10^{-19})}$$

11. Calcular el número de Avogadro (L)

$$L = \frac{\#\ electrones}{\#\ de\ moles\ de\ electrones}$$

o

$$L = \frac{Constante\ de\ Faraday\ \ (F)}{Carga\ del\ electrón}$$

CUESTIONARIO

1. Durante el experimento se llevó a cabo la reacción de electrólisis del agua, escriba la ecuación balanceada que responde a este proceso.

2. ¿Qué gases se formaron durante el experimento?

3. ¿Cuál es la función de la corriente eléctrica en el experimento?

4. ¿Cómo es la relación de los volúmenes de los gases obtenidos en el procedimiento? ¿Por qué?

5. En el tubo que está conectado a la terminal negativa tuvo lugar la semi-reacción de reducción, ¿qué gas se produjo? Escriba la semirreacción.

6. En el tubo que está conectado a la terminal positiva tuvo lugar la semi-reacción de oxidación, ¿qué gas se produjo? Escriba la semirreacción.

C. ANEXO 3. ANÁLISIS ESTADÍSTICO

A continuación, se presentan los análisis estadísticos que relacionan las 16 constantes obtenidas y, además, correlacionan éstas con datos como la intensidad de corriente, el tiempo y las moles de electrones.

Prueba	Presión atmosférica (Pa)	Temperatura (°C)	Presión del agua (Pa)	Presión del hidrógeno (Pa)	Volumen de hidrógeno x 10^{-6} (m^3)	Moles de electrones	I (A)	t (s)	Carga total (*C*)	Constante de Faraday (*F*)	Constante de Avogadro	% error
1	74970	16	1818.8	73151.2	9.68	5.89×10^{-4}	0.12	475.81	57.09	96871.45	6.05×10^{23}	0.57
2	102800	14	1599	101201	9.68	8.21×10^{-4}	0.16	502.6	78.80	95977.69	5.99×10^{23}	0.35
3	75008	18	2006.47	73001.53	9.68	5.84×10^{-4}	0.85	660.8	56.03	95924.94	5.99×10^{23}	0.41
4	75313	12	14028	61285	6.68	3.46×10^{-4}	0.14	239.8	33.69	97503.39	6.09×10^{23}	1.23
5	75313	13	1498.1	73814.9	9.68	6.01×10^{-4}	0.39	149.2	58.18	96818.89	6.05×10^{23}	0.52
6	75415	16	1818,8	73596.2	9.68	5.93×10^{-4}	0.99	58	57.36	96732.30	6.05×10^{23}	0.43
7	75313	13	1498.10	73916.90	9.68	6.01×10^{-4}	0.23	249.6	57.61	95853.30	5.99×10^{23}	0.48
8	75313	13	1498.1	73814.9	9.68	5.99×10^{-4}	0.37	169.74	62.80	104499.11	6.54×10^{23}	8.31
9	75313	13	1498.1	73814.9	9.68	5.99×10^{-4}	0.37	164	60.68	100965.32	6.31×10^{23}	4.82
10	75313	12	14028	61285	6.68	3.46×10^{-4}	0.28	1187	32.65	94473.75	5.91×10^{23}	1.92
11	75415	16	1818.80	73596.20	9.68	5.93×10^{-4}	1.07	54	57.78	97437.17	6.09×10^{23}	1.16
12	75217	12	1402.8	73814.20	9.68	6.03×10^{-4}	0.39	149.2	58.19	96481.28	6.03×10^{23}	0.16
13	102800	18	1548.70	101251.30	9.68	8.10×10^{-4}	0.98	799.6	78.36	96715.46	6.04×10^{23}	0.41
14	102800	18	1548.70	101251.30	9.68	8.10×10^{-4}	0.98	790.3	77.45	95590.58	5.97×10^{23}	0.75
15	75413	14	1599.00	73814.0	9.68	5.99×10^{-4}	0.39	147.2	57.41	95856.21	5.99×10^{23}	0.48
16	75178	16	1818.8	73359.20	9.68	5.91×10^{-4}	0.37	152	56.24	95146.59	5.95×10^{23}	1.22

Tabla 4. Datos de la electrólisis y constante de Avogadro

Estadística Numérica

Media Aritmética: promedio de los datos. La media aritmética o simplemente media, es el número obtenido al dividir la suma de todos los valores de la variable entre el número total de observaciones, y se define por la siguiente expresión:

$$Media = \frac{\sum datos\ obtenidos}{níumero\ total\ de\ datos}$$

$$Media = \frac{9.704 * 10^{24}}{16}$$

$$\boldsymbol{Media = 6.065 * 10^{23}}$$

Mediana: representa el valor de la variable de posición central en un conjunto de datos ordenados.

Al organizar los 16 datos de la constante de Avogadro en orden creciente, se obtiene una mediana de:

$$Mediana = 6.035 * 10^{23}$$

Moda*:* es el valor que tiene mayor frecuencia absoluta.

$$Moda = 5.99 * 10^{23}$$

Media Geométrica*:* es la raíz n-ésima del producto de todos los números.

$$Media\ Geométrica = \sqrt[16]{producto\ de\ las\ constantes\ adquiridas}$$

$$Media\ Geométrica = \sqrt[16]{3.34 * 10^{380}}$$

$$Media\ Geométrica = 6.06322 * 10^{23}$$

Rango*:* diferencia entre el valor más grande y más pequeño.

$$Rango = Número\ máximo - Número\ mínimo$$

$$Rango = 6.54 * 10^{23} - 5.97 * 10^{23}$$

$$Rango = 5.7 * 10^{22}$$

Desviación Media: Promedio de las distancias absolutas de los datos a su media aritmética.

$$Dm = \frac{\sum |Xi - Media|}{Número\ de\ datos}$$

$$= \frac{\begin{array}{c} |-1.5 * 10^{21}| + |-7.5 * 10^{21}| + |-7.5 * 10^{21}| + |2.5 * 10^{21}| + |-1.5 * 10^{21}| + |-1.5 * 10^{21}| + \\ |-7.5 * 10^{21}| + |4.75 * 10^{22}| + |2.45 * 10^{22}| + |-1.55 * 10^{22}| + |2.5 * 10^{21}| + |-3.5 * 10^{21}| \\ +|-2.5 * 10^{21}| + |-9.5 * 10^{21}| + |-7.5 * 10^{21}| + |-1.15 * 10^{22}| \end{array}}{16}$$

$$Dm = 9.625 * 10^{21}$$

$Xi = Dato\ de\ cada\ constante$

Varianza: Promedios de los cuadrados de las distancias de los datos a su media aritmética.

$$S^2 = \frac{\sum (Xi - Media)^2}{n - 1}$$

$$S^2 = 2.24 * 10^{44}$$

Desviación estándar: Mide la variación de los datos en términos absolutos. Se interpreta como la distancia promedio de los datos a su media aritmética y se expresa en las mismas unidades empleadas en los datos.

$$\sigma = \sqrt{S}$$

$$\sigma = \sqrt{Varianza}$$

$$\sigma = 1.56 * 10^{22}$$

Coeficiente de variación: Mide la variación relativa de la variable con respecto a su promedio. Expresa a la variación de los datos como porcentaje de su promedio.

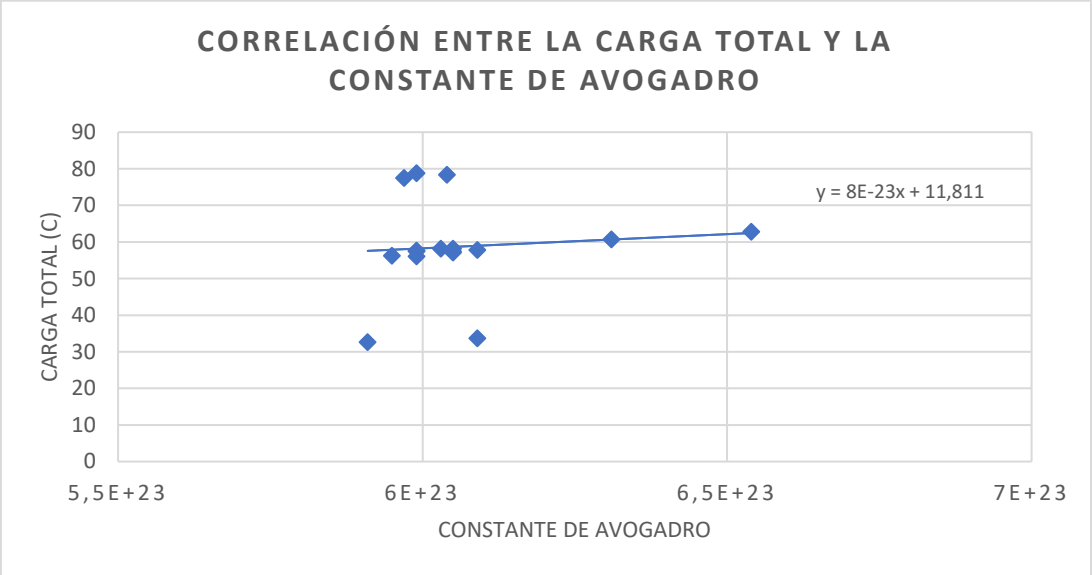
$$CV = \frac{\sigma}{Media} * 100$$

$$CV = \frac{1.56 * 10^{22}}{6.065 * 10^{23}} * 100$$

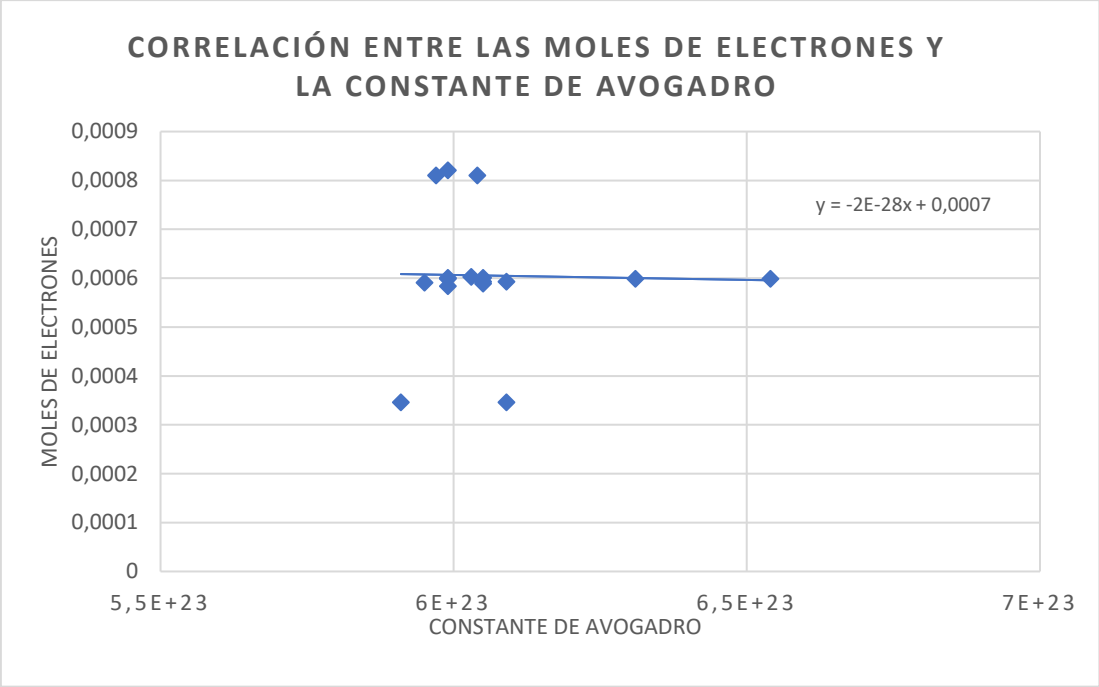
$$CV = 2.58\%$$

Estadística Gráfica

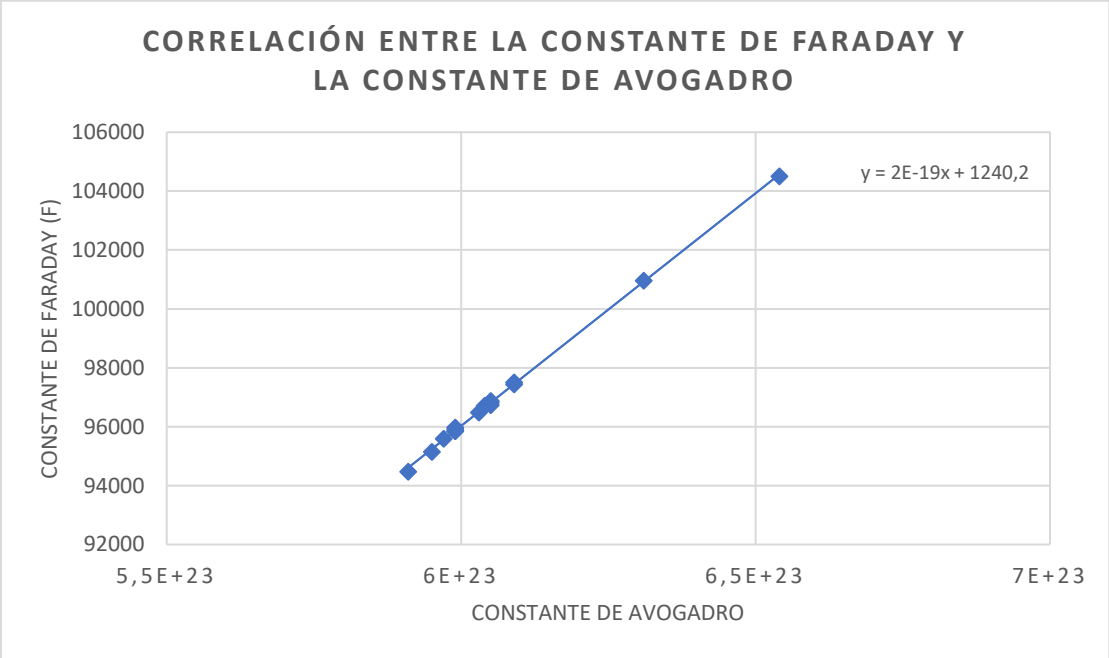
La estadística gráfica, la cual en este caso será la gráfica de puntos, se utiliza para determinar la dispersión de los datos relacionándolos entre sí como la carga total aplicada, las moles de electrones y la constante de Faraday. Cada gráfica tiene su ecuación, para contar con una lectura más apropiada.



Gráfica 1. Correlación entre la carga total y la cosntante de avogadro



Gráfica 2. Correlación entre las moles de electrones y la constante de Avogadro



Gráfica 3. Correlación entre la constante de Faraday y la constante de Avogadro

D. ANEXO 4. UNIDAD DIDÁCTICA

DEPARTAMENTO DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

UNIDAD DIDÁCTICA 2018

ÁREA: CIENCIAS NATURALES **ASIGNATURA:** QUÍMICA **GRADO:** 11º **PERIODO:** I

DOCENTE: CAMILO A. NAVAS **TÍTULO DE LA UNIDAD:** ELECTROQUÍMICA

HILOS CONDUCTORES

1. ¿Cuáles son los factores que intervienen en los procesos electroquímicos?
2. ¿Cómo aplicar los principios básicos del nuevo sistema de unidades mediante el experimento de la electrólisis del agua?
3. ¿Por qué las reacciones de óxido-reducción ocurren simultáneamente?
4. ¿Cuál es la diferencia entre una celda electrolítica y una celda galvánica?
5. ¿Cómo determinar la constante de Faraday y el número de Avogadro a partir de la electrólisis del agua?

METAS DE COMPRENSIÓN

1. Comprende los principios básicos de la electroquímica para dar solución a problemas a partir del conocimiento adquirido.
2. Comprende los principios básicos de la electroquímica para la explicación de fenómenos.
3. Comprende cómo seguir el diseño experimental para dar solución a problemas prácticos entorno a la electroquímica.

ETAPA EXPLORATORIA:		
DESEMPEÑOS	**VALORACIÓN**	TIEMPO
Mediante experimentos sencillos que se realizarán en el laboratorio (**CONVIRTIENDO COBRE EN ORO, BATERIA DE LIMÓN, ELECTRÓLISIS DEL NaCl ACUOSO),** se realizarán observaciones sobre algunos conceptos fundamentales. Se crearán 3 grupos de trabajo, cada grupo realizará una experiencia y luego la socializará a sus compañeros con el fin de que se planteen preguntas y generen inquietudes en los estudiantes.	La valoración es informal y está orientada a indagar por saberes previos e identificar concepciones erróneas: El estudiante genera diversas explicaciones respecto a los hilos conductores El estudiante mantiene una actitud participativa en las actividades de introducción a cada tema. Heteroevaluación.	2 HORAS

META	OBJETIVO DE APRENDIZAJE	TÓPICO GENERATIVO	DESEMPEÑOS ETAPA GUIADA	VALORACIÓN	TIEMPO	
1, 2, 3	Definir la electrólisis como la descomposición de un compuesto iónico, fundido o en solución acuosa, por el paso de la electricidad	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**	Elabora un artículo científico, un video, un folleto, una presentación en power point y un poster al hacer el análisis de la electrólisis del agua utilizando celdas de combustible que pueden actuar como dispositivos electroquímicos complementarios (se pueden utilizar para convertir energía eléctrica en química y viceversa), se pretende que los estudiantes realicen mediciones y realicen una estimación del número de Avogadro y la constante de Faraday para reflexionar en cuanto al nuevo sistema de unidades. De igual manera mediante el uso de estas celdas determinar la corriente producida cuando actúan como una celda galvánica.	Valoración informal y formal ➢ Sigue las normas de seguridad del laboratorio. ➢ Las descripciones involucran los productos obtenidos en cada reacción. ➢ Escribe las ecuaciones químicas balanceadas de las reacciones. ➢ Ejecuta el procedimiento señalado en la guía de laboratorio	7 horas	
1	Describir el uso del hidrógeno como combustible que reacciona con el oxígeno para generar electricidad en una celda de combustible (No se requieren detalles de la construcción y operación de una celda de combustible).	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				

1	Describir y explicar la producción de energía eléctrica a partir de celdas simples, es decir, dos electrodos en un electrolito.	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**	Análisis del video de electrólisis de bromuro de plomo: www.youtube.com/watch?= 4x2ZCSr23Z8 Responde los quices propuestos en: Notas sobre electroquímica: www.docbrown.info/page01/ExIndChem/ExtraElectrochem.htm Consulta sobre a extracción de aluminio de la bauxita, la fabricación de aluminio de óxido de aluminio puro en criolita fundida y describe las razones para el uso de cobre y aluminio (con núcleo de acero) en los cables, y por qué los plásticos y cerámicas se utilizan como aislantes. Organizar en el cuaderno la información proporcionada en clase incluido el glosario ✓ Consultar y elaborar un resumen en el cuaderno de los usos de la electrólisis	➢ Registra gráficamente y con colores, los resultados visuales obtenidos para cada prueba ➢ Explica brevemente los resultados obtenidos en cada prueba Valoración informal y formal ➢ En el cuaderno realiza una descripción gráfica de lo que se observa en el video ➢ Determina en cuál electrodo se deposita el plomo ➢ Escribe las medias ecuaciones iónicas balanceadas. ➢ Explica cómo se realiza el movimiento de los electrones en esta electrólisis.	1 hora 2 horas	
3	Establecer el principio general de que los metales o el hidrógeno se forman en el electrodo negativo (cátodo), y que los no metales (distintos del hidrógeno) se forman en el electrodo positivo (ánodo)	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				
1	Describir la transferencia de carga durante la electrólisis para incluir: • el movimiento de electrones en el conductor metálico • la eliminación o adición de electrones del circuito externo en los electrodos • el movimiento de iones en el electrolito	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				
1	Describir los productos del electrodo y las observaciones hechas durante la electrólisis de: • bromuro de plomo (II) • ácido clorhídrico concentrado	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐

	• cloruro de sodio acuoso concentrado • diluir el ácido sulfúrico entre electrodos inertes (platino o carbono).		✓ Resolver cuestionarios Cambridge y ejercicios del texto guía. ✓ Desarrolla cuestionario de evaluación de ciclo	Valoración informal y formal ➢ En el cuaderno presenta la consulta realizando dibujos del proceso. ➢ Escribe las reacciones que se llevan a cabo. ➢ Presenta control de lectura de la consulta realizada.		
1	Predecir los productos de la electrólisis de un compuesto binario específico en estado fundido	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐
1	Construir medias ecuaciones iónicas para reacciones en el cátodo	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐
1	Explicar que el aluminio se extrae del mineral bauxita por electrólisis.	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐
2	Describir en líneas generales la extracción de aluminio de la bauxita, incluido el papel de la criolita y las reacciones en los electrodos	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**		Valoración informal y formal ➢ En el cuaderno escribe siempre los enunciados y luego las respuestas. ➢ Realiza los procesos de los ejercicios realizados ➢ Utiliza las unidades de medida del Sistema Internacional de Unidades.	2 horas	☐
1	Describir, en líneas generales, la fabricación de aluminio a partir de óxido de aluminio puro en criolita fundida (Se deben proporcionar los materiales de partida y las condiciones esenciales, pero no los detalles técnicos ni los diagramas).	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**			1 hora	☐

1	Describa las razones del uso de cobre y aluminio (con núcleo de acero) en los cables, y por qué los plásticos y las cerámicas se utilizan como aislantes	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**		Valoración informal y formal ➢ Realiza la exposición utilizando power point. ➢ Escribe las reacciones que se llevan a cabo. ➢ Presenta imágenes del proceso realizado.		☐
1	Describe la electrólisis en términos de los iones presentes y las reacciones en los electrodos en los ejemplos dados	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐
1, 2, 3	Predecir los productos de la electrólisis de un haluro especificado en solución acuosa diluida o concentrada.	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐
2	Describir en líneas generales, la fabricación de cloro, hidrógeno e hidróxido de sodio a partir de cloruro de sodio acuoso concentrado (Se deben proporcionar los materiales de partida y las condiciones esenciales, pero no los detalles técnicos ni los diagramas).	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐
1	Relacionar los productos de la electrólisis con el electrolito y los electrodos utilizados, con el sulfato de cobre (II) acuoso usando	**Cómo la química trabó amistad con la electricidad**				☐

	electrodos de carbón y usando electrodos de cobre (como se usan en la refinación de cobre).					
1	Describir los usos de galvanoplastia	**Corrosión, enemigo número uno de los metales y cómo combatirlo**				☐
1	Describir y explicar la galvanoplastia de metales	**Corrosión, enemigo número uno de los metales y cómo combatirlo**				☐

ETAPA DE SÍNTESIS:			
DESEMPEÑOS	**VALORACIÓN**	TIEMPO	
Elaboración de video, folleto, artículo científico, presentación y un poster comunicando los resultados de la investigación realizada sobre el cálculo del número de Avogadro.	Utiliza las nuevas definiciones de las unidades utilizadas en el sistema internacional de unidades. Utiliza la terminología propia de las ciencias. Sigue los pasos de la comunicación científica.	Casa	☐

E. Anexo 5. Evidencias etapa de síntesis

INFORME DE LABORATORIO

DESEMPEÑO EXPERIMENTAL DE ELECTRÓLISIS

Realizado por:

Laura Alejandra Vergara Espinosa

Laura Sofía Algarra Salgado

Ana María Hernández Rodríguez

Laura Ximena Forero Herrera

Curso:

11ºA

OBJETIVO GENERAL

Realizar la electrólisis del agua.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

A. Calcular la constante de Avogadro a partir de los datos obtenidos en el laboratorio.
B. Introducir la electrólisis como técnica para llevar a cabo reacciones Redox de forma controlada.
C. Establecer la estequiometría de la reacción de descomposición del agua a través de la medida de volumen de los gases desprendidos.

CUESTIONARIO

1. Durante el experimento se llevó a cabo la reacción de electrólisis del agua, escriba la ecuación balanceada que corresponde a este proceso.

La 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, ésta se suele acidular añadiendo pequeñas alícuotas de ácido sulfúrico o bien añadiendo un electrolito fuerte como el hidróxido de sodio, NaOH.

La ecuación balanceada que responde a este proceso es:

$$2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

2. ¿Cuál es la función de la corriente eléctrica en el experimento?

La electrólisis permite realizar una reacción Redox (Oxidación-Reducción) ya que suministra electrones a la solución al pasar corriente eléctrica por los electrolitos en disolución. Tiene como resultado la separación de los elementos del compuesto disuelto. Esto se debe a que cumple el papel de una fuente de energía o alimentación en el proceso. Este flujo de carga eléctrica se utiliza para realizar trabajo eléctrico, ejercido por los electrones que fluyen por el circuito externo y los iones que se mueven en la disolución. Por ejemplo, al ser el agua un compuesto químico, se puede llevar a cabo su descomposición disponiéndole energía eléctrica. Para ello se recurre a una fuente de energía que suministre la corriente necesaria para este fin.

3. ¿Cómo es la relación de los volúmenes de los gases obtenidos en el experimento? ¿Por qué?

La relación de los volúmenes de los gases obtenidos en el experimento, H_2 y O_2, es 2:1, respectivamente, pues al observar la fórmula química del agua: H_2O, nos podemos dar cuenta que tiene 2 moles de hidrógeno y 1 mol de oxígeno; por lo tanto, el volumen del hidrógeno debe ser el doble del volumen del oxígeno.

4. En el tubo que está conectado a la terminal negativa tuvo lugar la semi-reacción de reducción, ¿qué gas se produjo? Escriba la semi-reacción.

Teniendo en cuenta que la terminal negativa es el cátodo, y que la semi-reacción que tiene lugar en ésta es la reducción (ganancia de electrones), el gas que se produjo fue el hidrógeno, al ganar dos electrones.

La semi-reacción que ocurre en el cátodo es:

$$2H^{+}{}_{(ac)} + 2e^{-} \longrightarrow H_{2(g)}$$

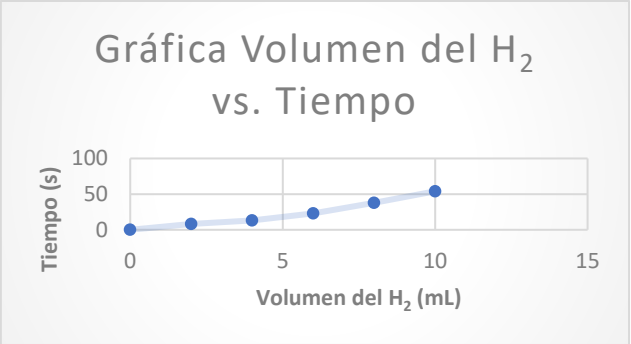
5. En el tubo que está conectado a la terminal positiva tuvo lugar la semi-reacción de oxidación, ¿qué gas se produjo? Escriba la semi-reacción.

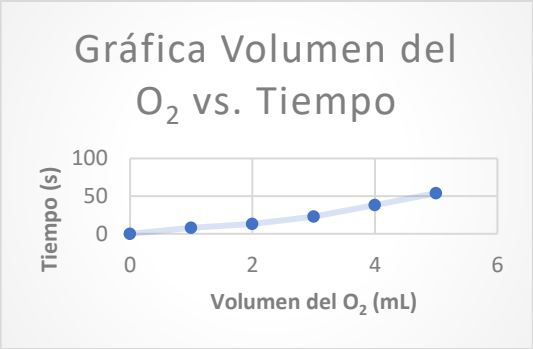
Al tener en cuenta que la terminal positiva es el ánodo, donde ocurre la semi-reacción en la cual se oxida la sustancia al perder electrones, el gas que se obtuvo fue el oxígeno, al ceder cuatro electrones.

La semi-reacción que ocurre en el ánodo es:

$$4OH^{-}{}_{(ac)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)} + 4e^{-}$$

6. ***Trazar en una hoja de papel milimetrado las gráficas de volumen (mL) en función del tiempo (s).***





Materiales:

Fuente de poder	Mini celda electrolizadora	Multímetro	Probetas graduadas de 25 mL

Mangueras conectoras	Cables caimán - caimán	Jeringa de 20 mL	Agua destilada

Procedimientos:

7. Primero, se realizó el montaje mostrado en la sección de fotos del presente informe, se verifica que el montaje esté bien realizado, al igual que las conexiones entre los cables, la fuente de poder y la mini celda electrolizadora.
8. Antes de conectar la fuente de poder a la celda electrolizadora, se estableció el voltaje correspondiente lo más exactamente posible con ayuda del multímetro. En nuestro caso, este voltaje fue de 2.1 V.
9. La batería se conectó al circuito, se encendió y la intensidad de la corriente inicial fue registrada desde cero.

10. Cada quince segundos se registró el valor de la corriente, hasta cincuenta y cuatro segundos, que fue cuando se obtuvieron 10 mL del gas hidrógeno. Después de obtener los 10 mL se apagó la fuente y se registró el tiempo final.
11. Se registra la temperatura ambiente, que fue de 16 ºC y la presión del ambiente, aproximadamente de 75415 Pa.

Cálculo de la constante de Avogadro:

12. Al tener la corriente promedio, en Amperios, que circula por el circuito y el tiempo promedio, se calculan los Coulombs multiplicando ambos valores.

$$C = corriente\ promedio\ (A) * tiempo\ (s)$$
$$C = 0.43\ A * 134\ s$$
$$C = 57.62\ Coulombs$$

13. El tiempo total para obtener el volumen de hidrógeno fue registrado, éste fue de 54 segundos.

14. Se determina el volumen real de hidrógeno recogido (volumen del gas - volumen de la manguera), teniendo en cuenta que el volumen de la manguera es 0.32 mL. Se expresa el valor en m^3.

$$Volumen\ real\ de\ H_2\ recogido = (Volumen\ del\ gas - Volumen\ de\ la\ manguera)$$
$$Volumen\ real\ de\ H_2\ recogido = (Volumen\ del\ gas - 0.32\ mL)$$
$$Volumen\ real\ de\ H_2\ recogido = (10\ mL - 0.32\ mL)$$
$$Volumen\ real\ de\ H_2\ recogido = 9.68\ mL$$
$$Volumen\ real\ de\ H_2\ recogido = 9.68\ mL * \frac{1\ L}{1000\ mL} * \frac{1\ m^3}{1000\ L}$$
$$Volumen\ real\ de\ H_2\ recogido = 9.68 * 10^{-6}\ m^3$$

15. Se determina la presión atmosférica, en pascales, y la temperatura del ambiente, los cuales fueron 75415 Pa y 16 ºC, respectivamente.

16. Se calcula la presión del agua y se halla la presión del hidrógeno restando la presión del agua de la presión atmosférica.

$$P_{atm} - P_{H_2O} = P_{H_2}$$

$$75415\ Pa - 1818.8\ Pa = P_{H_2}$$

$$P_{H_2} = 73596.2\ Pa$$

17. Haciendo uso de la estequiometría, se determina el número de moles de hidrógeno que se formaron, asumiendo este gas como ideal. Utilizamos la fórmula de la ley general de los gases.

$$PV = nRT$$

$$R = 8.314 \frac{Pa\ m^3}{mol\ K} = 8.314 \frac{J}{mol\ K}$$

$$n = \frac{73596.2\ Pa * (9.68 * 10^{-6}\ m^3)}{8.314 \frac{Pa\ m^3}{mol\ K} * 289\ K}$$

$$n = 2.96 * 10^{-4}\ moles\ de\ H_2$$

18. Utilizando lo aprendido de semi-reacciones químicas, se calcularon las moles de electrones que se utilizaron para formar el hidrógeno, esto se hizo multiplicando las moles de hidrógeno obtenidas en el punto anterior por 2.

$$2H^+{}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$$

$$moles\ de\ electrones = moles\ de\ hidrógeno\ gaseoso * 2$$

$$moles\ de\ electrones = 2.96 * 10^{-4}\ moles * 2$$

$$moles\ de\ electrones = 5.92 * 10^{-4}\ moles\ de\ electrones$$

19. Se calculó la constante de Faraday mediante la fórmula:

$$F = \frac{Q}{n\ de\ e^{-}} = \frac{Corriente\ total\ (C)}{moles\ de\ electrones}$$

$$F = \frac{57.62\ C}{5.92 * 10^{-4}\ moles\ de\ electrones}$$

$$F = 97331.08\ C$$

20. Al calcular el valor de la constante de Faraday experimentalmente, se halló el porcentaje de error, el cual da evidencia de los posibles errores humanos cometidos. Para ello se empleó la fórmula de

$$error = \left|\frac{Valor\ real - Valor\ calculado}{Valor\ real}\right| * 100$$

$$error = \left|\frac{96484.56\ C - 97331.08\ C}{96484.56\ C}\right| * 100$$

$$error = 0.88\%$$

21. Al tener la corriente total y la carga de electrones ($1.60218*10^{-19}$), se calcula el número de electrones que circularon.

$$\#\ electrones = \frac{Corriente\ total\ (C)}{Carga\ del\ electrón\ (1.60218 * 10^{-19})}$$

$$\#\ electrones = \frac{57.62\ C}{1.60218 * 10^{-19}}$$

$$\#\ electrones = 3.59 * 10^{20}\ electrones$$

22. Con el número de electrones y con el número de moles de electrones, se calcula el número de Avogadro dividiendo el primero sobre el segundo. También se puede hallar con la constante de Faraday y con la carga del electrón.

$$L = \frac{\#\ electrones}{\#\ de\ moles\ de\ electrones}$$

$$L = \frac{3.59 * 10^{20}\ electrones}{5.92 * 10^{-4}\ moles\ de\ electrones}$$

$$L = 6.07 * 10^{23}\ \frac{moléculas}{mol}\ o\ \frac{átomos}{mol}$$

o

$$L = \frac{Constante\ de\ Faraday\ (F)}{Carga\ del\ electrón}$$

$$L = \frac{97331.08\ C}{1.60218 * 10^{-19}}$$

$$L = 6.07 * 10^{23}\ \frac{moléculas}{mol}\ o\ \frac{átomos}{mol}$$

23. Al calcular el valor del número de Avogadro experimentalmente, se halló el porcentaje de error, el cual da evidencia de los posibles errores humanos cometidos. Para ello se empleó la fórmula utilizada anteriormente.

$$error = \left|\frac{Valor\ real - Valor\ calculado}{Valor\ real}\right| * 100$$

$$error = \left|\frac{6.022*10^{23}\ \frac{moléculas}{mol}\ o\ \frac{átomos}{mol} - 6.07*10^{23}\ \frac{moléculas}{mol}\ o\ \frac{átomos}{mol}}{6.022*10^{23}\ \frac{moléculas}{mol}\ o\ \frac{átomos}{mol}}\right| * 100$$

$$error = 0.88\%$$

24. Para evidenciar que sí hay presencia de electricidad en la electrólisis se tomó un bombillo, el cual se conectó con la celda electrolítica, y éste se encendió con una luz roja demostrando que, en efecto, se generó electricidad.

EXPLICACIONES

Se ha de indicar, en primer lugar, el propósito que tuvo en este experimento el llevar a cabo la electrólisis del agua. Sabiendo que para darse la electrólisis es necesario recurrir a una fuente de poder que permita que se den ciertas reacciones químicas que usualmente no se darían sin intervención de la electricidad, se aplicó una corriente eléctrica continua de 2.11 V mediante un par de cables, representando los electrodos, a una mini celda electrolizadora que se encargaría de separar los elementos de un compuesto, en este caso, el hidrógeno (H_2) y el oxígeno (O_2) del agua (H_2O). Esta mini celda electrolizadora estaba a su vez conectada mediante un par de mangueras, cada una saliendo de una cara distinta de la celda, a dos probetas diferentes, ubicadas bocabajo y llenas con 30 mL de agua, de esta forma, en uno se recogería el gas hidrógeno y en el otro el oxígeno, del primero se obtuvieron 10 mL y del segundo 5 mL; teniendo en cuenta la relación estequiométrica 2:1 que presentan ambos elementos, respectivamente, deducimos que el procedimiento se llevó a cabo de forma correcta, de

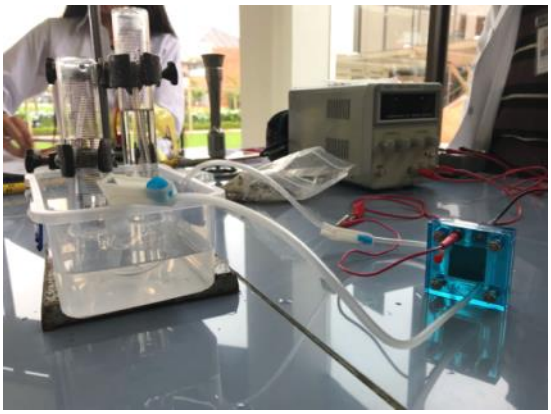
modo simultáneo se tomó tiempo cada 15 segundos hasta que se obtuvo el número de mililitros de hidrógeno requerido.

Se hizo lo anteriormente mencionado con el fin de calcular la constante de Faraday y a su vez la constante de Avogadro, que sería nuestro primer objetivo. Primero, registrando los datos necesarios para determinar el número de Coulombs obtenido, éstos siendo el número de amperios y segundos promedio en el que se liberaron 10 mL de hidrógeno, después, se determinó el volumen real del hidrógeno usando la fórmula mostrada en el literal 8 del subtítulo "**Cálculo de la constante de Avogadro**" del presente informe, posteriormente, se averiguó en internet la presión atmosférica y la temperatura ambiental; la primera, con el fin de determinar la presión del hidrógeno, ya habiendo determinado la presión del agua y; la segunda, junto con el dato determinado en el punto anterior, la constante de los gases y el volumen del hidrógeno, con el propósito de sustituir datos en la fórmula indicada en el literal 11 para así poder indicar el número de moles de hidrógeno obtenidas, este valor fue multiplicado por 2 sabiendo que así se calcularía el número total de moles de electrones. La corriente total, en Coulombs, fue dividida entre el último valor calculado determinando de esta forma la constante de Faraday (F). Se evaluó el porcentaje de error del cálculo de la constante con la fórmula ilustrada en el literal 14, sabiendo que el valor real de la constante de Faraday es de 96484.56 C. Más adelante, se calculó el número de electrones que circularon durante la electrólisis del agua dividiendo la corriente total entre la carga del electrón, ésta última nos fue dada en la guía de laboratorio.

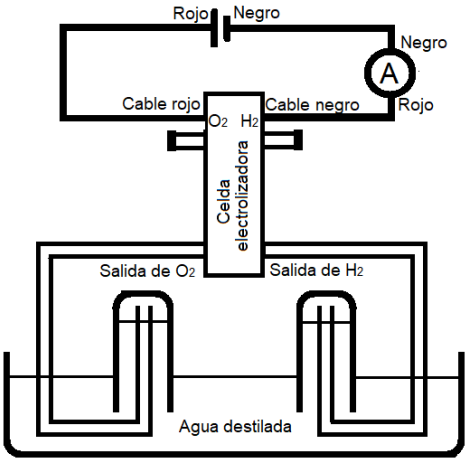
Finalmente, se podría calcular la constante de Avogadro de dos formas distintas. La primera, dividiendo el número de electrones entre el número de moles de electrones y, la segunda, dividiendo la constante de Faraday sobre la carga del electrón. Adicionalmente, se decidió por cuenta del grupo calcular el porcentaje de error de la constante de Avogadro (L), esto se hizo con la misma fórmula con la que se determinó el porcentaje de error de la constante de Faraday (en el literal 14), claramente, esta vez se usaron los datos pertinentes, teniendo conocimiento que el valor real de la constante de Avogadro es de $6.022\times10^{23}\ \frac{moléculas}{mol}$ o $\frac{átomos}{mol}$.

Una vez hecha la electrólisis del agua y habiendo obtenido los gases en las distintas probetas, se conectaron ambos cables que unían la mini celda electrolizadora a un bombillo, en lugar de a la fuente de poder, y se observó cómo se encendía con una luz roja, este nuevo dato hizo dar cuenta de que ambos gases juntos, hidrógeno y oxígeno, son capaces de generar electricidad suficiente, en este caso a pequeña escala, como para encender un bombillo.

FOTOS



Electrólisis del agua



Montaje para realizar una electrólisis

CONCLUSIONES

La celda electrolítica tiene la función de causar una reacción Redox cuando se aplica energía eléctrica, esta celda se utiliza para descomponer compuestos químicos por electrólisis, con ella lo que se hizo fue separar el hidrógeno del oxígeno. Adicionalmente, se sabe que la celda galvánica permite que de reacciones químicas se de energía eléctrica, dando a entender que la mini celda electrolizadora, que se usó en el experimento, tiene ambas funciones, como si de una celda galvánica se tratase ya que al principio se descompone el H_2O y después con la electrólisis se da energía eléctrica para prender un bombillo.

Se comprueba, observando ambas probetas al final del experimento, que efectivamente con la electrólisis es posible separar un compuesto (H_2O) viendo que se produjo el doble de gas hidrógeno que, de oxígeno, dando razón a la relación estequiométrica del primer gas con respecto al segundo, que es de 2:1, según la fórmula química.

Es posible deducir que el voltaje utilizado (potencial eléctrico) influye en la rapidez con la que se lleva a cabo el proceso de la electrólisis del agua, claramente no se tendrán los mismos promedios de tiempo y amperaje al utilizar 1.9 V que 2.1 V, esto se evidenció al comparar resultados con grupos a los que les correspondió una carga distinta de voltios, viendo que entre menor sea el voltaje, más tiempo se ha de tardar la electrólisis en liberar los 10 mL de hidrógeno necesarios.

Se determinó que la electrólisis del agua podría ser también una fuente en la conducción de electricidad al hacer un experimento con un pequeño bombillo rojo, el cual se conectó al cable rojo y cable negro de la mini celda electrolítica, estando el primero conectado al oxígeno y el segundo al hidrógeno. Instantáneamente se iluminó, dando prueba de la transferencia de electricidad derivada de la electrólisis producida en la celda electrolítica.

A partir de la electrólisis experimental es posible calcular la constante de Faraday y de Avogadro dando cuenta, por medio de un análisis matemático y utilizando el margen de error que puede ser calculado con la fórmula mostrada en el literal 14, qué tan correctamente se hizo el experimento, también contribuyendo a la identificación de posibles errores hechos durante la experiencia en el laboratorio.

Las posibles razones por las que no se obtuvo el valor exacto de las constantes pedidas a determinar fueron principalmente: error de medición del tiempo ya sea por haber empezado antes o después el cronómetro posterior a haber sido la fuente de poder encendida, la errónea lectura del amperaje teniendo en cuenta que la sincronización del multímetro con la fuente de poder era complicada de llevar a cabo y no fue por completo exacta, además que los valores variaron continuamente, la demora o el adelanto en abrir la válvula que permitía el paso de los gases a las probetas, la lectura equivocada de los mililitros con respecto al agua dentro de los recipientes, no haber llenado con exactitud el mismo nivel de agua en ambas probetas y el haber dejado residuos de ésta en las mangueras después de haber llenado los tubos.

BIBLIOGRAFÍA

Electrólisis del agua. Es.wikipedia.org. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://es.wikipedia.org/wiki/Electr%C3%B3lisis_del_agua

Electrólisis, L. (2018). La Electrólisis. Quimicas.net. Tomado el 15 de abril de 2018, de http://www.quimicas.net/2015/08/la-electrólisis.html

KIT EDUCATIVO PRODUCCION SOLAR DE HIDROGENO FCJJ-16 Horizon fuel cell PCFCJJ-16 6942503401028 Hidrógeno Para Científicos-Ciencia. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://practicaciencia.com/juguetes-educativos-para-experimentar-con-el-hidrogeno/269-kit-educativo-produccion-solar-de-hidrogeno-fcjj-16.html

Mangueras con Válvula. Google Search. (2018). Google.com.co. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://www.google.com.co/search?tbm=isch&q=mangueras+con+valvula&spell=1&sa=X&ved=0ahUKEwjYjJfc87zaAhUGk1kKHYaABJsQBQg3KAA&biw=1280&bih=726&dpr=1#imgrc=c3v5YUWUrXFj_M:

Electrólisis Del Agua Para Producir Hidrogeno y Oxigeno - Visual Avi. Tomado el 15 de abril de 2018, de http://www.visualavi.com/electrólisis-del-agua-producir-hidrogeno-oxigeno/

Fuentes de Poder Ajustables 0 a 500 vdc de laboratorio - punto LED EIRL. Tomado el 15 de abril de 2018, de http://www.puntoledeirl.cl/equipos-de-laboratorio/83-fuentes-de-poder-ajustables-0-a-500-vdc-de-laboratorio.html

Cables Caiman - Google Search. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://www.google.com.co/search?q=cables%2Bcaiman&source=lnms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwjqld_887zaAhVNzlkKHUWqDn0Q_AUICigB&biw=1280&bih=726#imgrc=D74Sq6rZAmu0pM

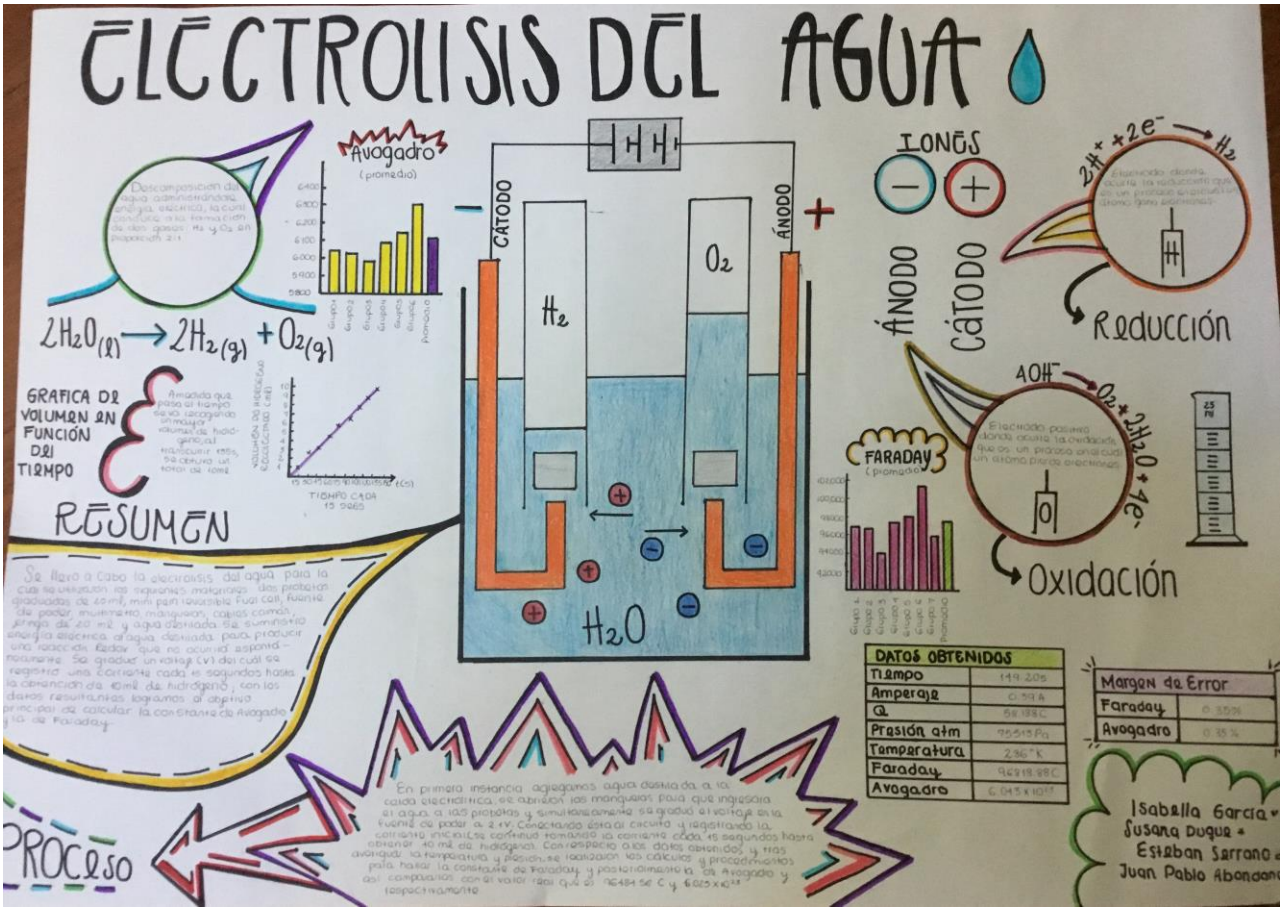
Multimetro Digital Con Luz Backlight Ideal Arduino - U$S 12,99. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://articulo.mercadolibre.com.ec/MEC-414965855-multimetro-digital-con-luz-backlight-ideal-arduino-_JM

Agua Destilada - Google Search. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://www.google.com.co/search?biw=1280&bih=726&tbm=isch&sa=1&ei=J5nTWtmZKcXI5gLN9424Cw&q=agua%2Bdestilada&oq=agua%2Bdestilada&gs_l=psy-ab.3.0.0l10.262509.267492.0.267956.35.26.0.5.5.0.241.2726.3j18j1.23.0....0...1c.1.64.psy-ab..20.13.995.0..0i67k1.118.joQ-udoA7kc#imgrc=khg5L7jHbwZ99M

Probeta Graduada Vidrio Simax 25 ml - Raig. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://www.raig.com/tienda/material-sanitario/material-de-laboratorio/probetas/probetas-de-vidrio/probeta-graduada-vidrio-simax-25-ml

Jeringa 20 ml - Google Search. Tomado el 15 de abril de 2018, de https://www.google.com.co/search?biw=1280&bih=726&tbm=isch&sa=1&ei=t5nTWtyQIu5wLkm42wBQ&q=jeringa%2B20%2Bml&oq=jeringa%2B20&gs_l=psy-ab.3.0.0l5j0i30k1l2j0i24k1l3.217831.225669.0.226636.11.10.0.1.1.0.145.1045.1j8.10.0.0...1c.1.64.psyab.0.10.1048.0..0i13k1.88.G3pbrAvjqRo#imgrc=e1wGzv6p_sl88M

AFICHES


ELECTROLISIS DEL AGUA
Avogadro
(promedio)
$2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$
GRAFICA DE VOLUMEN EN FUNCIÓN DEL TIEMPO
RESUMEN
CÁTODO
ÁNODO
H_2
O_2
H_2O
IONES
ÁNODO
CÁTODO
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
Reducción
$4OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$
Oxidación
FARADAY
(promedio)
DATOS OBTENIDOS
Tiempo
Amperaje
Q
Presión atm
Temperatura
Faraday
Avogadro
Margen de Error
Faraday
Avogadro
PROCESO
Isabella Garcia
Susana Duque
Esteban Serrano
Juan Pablo Abondan

Determinación de la constante de Avogadro mediante la electrólisis del agua.

Investigadores Integrantes:
Laura Sofía Algarra Salgado, Laura Alejandra Vergara Espinosa,
Laura Ximena Forero Herrera, Ana María Hernández Rodríguez,
Gabriela Mantilla Herrera y Kevin Daniel Santana Ruiz.

Curso:
11°A

Resumen

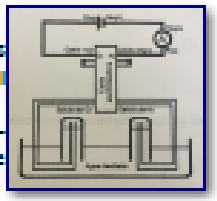
En el presente trabajo se encuentra el desarrollo de la experiencia de laboratorio "Determinación de la constante de Avogadro mediante la electrólisis del agua" a partir de los objetivos de la investigación propuestos, el marco teórico con la descripción del procedimiento para realizar la electrólisis del agua presente en la respectiva guía de laboratorio y las conclusiones obtenidas. De la misma manera se encuentra el diseño experimental de la investigación con las técnicas y métodos utilizados. Al final se presentan los principales resultados obtenidos en la experiencia.

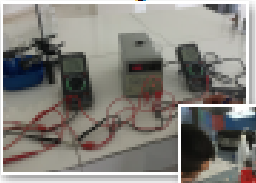
Constante de Avogadro

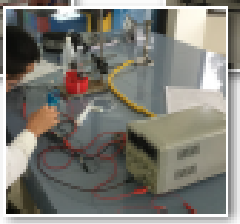
La constante de Avogadro ($6{,}022 \times 10^{23}$ mol $^{-1}$) es fundamental para entender la composición de las moléculas y sus interacciones: para crear una molécula de agua, 1 mol de oxígeno ($6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de O) se ha de combinar con 2 moles de hidrógeno ($2 \times 6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de H) para crear un mol de H_2O. Adicionalmente, es elemental en el *Sistema Internacional de Unidades* (SI) ya que, con el valor fijado de esta constante, se va a definir el kilogramo: con una esfera de silicio, cuyas dimensiones se puedan conocer con exactitud, se determina el volumen ocupado por la esfera y cada uno de sus átomos, finalmente, se determina la masa de ésta con la constante de Avogadro.

Proceso metodológico

1. Se realizó el montaje mostrado y se verificó que estuviera bien realizado.
2. Se estableció el voltaje de 2,1 V lo más exactamente posible, con ayuda del multímetro.
3. La batería se conectó al circuito, se encendió y la intensidad de la corriente inicial se registró desde cero.
4. Cada quince segundos se registró el valor de la corriente, hasta cincuenta y cuatro segundos, cuando se obtuvieron 10 mL del gas hidrógeno.
5. Se registró la temperatura ambiente, que fue de 16°C y la presión del ambiente, aproximadamente de 75415 Pa.
6. Se realizaron los cálculos necesarios para determinar la constante de Avogadro.







Cálculo de la constante

Se llevó a cabo utilizando, en orden, las fórmulas a continuación, con los datos correspondientes.

$$C = corriente\ promedio\ (A) \times tiempo\ (s)$$

$$\text{Volumen real de } H_2 \text{ recogido} = (\text{Volumen del gas} - \text{Volumen de la manguera})$$

$$P_{atm} - P_{H_2O} = P_{H_2}$$

$$PV = nRT \longrightarrow \text{Se despeja } n$$

$$2H^+_{(ac)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$$

$$moles\ de\ electrones = moles\ de\ hidrógeno\ gaseoso \times 2$$

$$F = \frac{Q}{n\ de\ e^-} = \frac{Corriente\ total\ (C)}{moles\ de\ electrones}$$

$$\#\ electrones = \frac{Corriente\ total\ (C)}{Carga\ del\ electrón\ (1{,}6021 \times 10^{-19})}$$

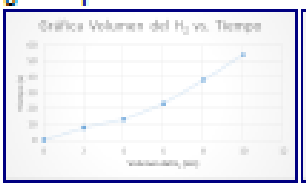
$$L = \frac{\#\ electrones}{\#\ de\ moles\ de\ electrones}$$

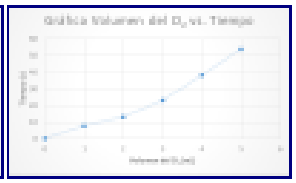
Este cálculo dio como resultado una constante de Avogadro con un porcentaje de error del 1,16 %

$$L = 6{,}0918 \times 10^{23}\ \frac{moléculas}{mol}\ o\ \frac{átomos}{mol}$$

Gráficas: Volumen vs. Tiempo

Se graficaron los volúmenes obtenidos por cada gas en los 54 segundos que tardó la electrólisis.





Conclusiones

- La mini celda electrolizadora puede actuar como celda electrolítica o como celda galvánica, ya que al principio se descompone el H_2O y después con la electrólisis se da energía eléctrica para prender un bombillo.
- La intensidad de corriente influye en la rapidez con la que se lleva a cabo el proceso de la electrólisis del agua, viendo que entre menor sea la intensidad, más tiempo se ha de tardar la electrólisis en llevarse a cabo.
- A partir de la electrólisis experimental es posible calcular la constante de Faraday y de Avogadro, por medio de un análisis matemático y toma de datos numéricos adecuados.

FOLLETO

- Con la carga eléctrica que se le suministró se pudo encontrar el número de electrones que circularon.
- A partir del valor anteriormente mencionado se calculó el número de Avogadro el cual dio 6,05 x 10^{23}, el cual tiene un porcentaje de error de 1,16% con respecto al valor real.
- Los valores obtenidos (tanto Avogadro como Faraday) arrojaron un porcentaje de error gracias a posibles fallas en la toma de la corriente total debido a una mala medición del volumen; además, de la imprecisión en los valores de la temperatura ambiental, la presión del agua y la presión atmosférica que posiblemente no proyectaban los datos exactos de la ubicación sino de una zona más general como lo es Bogotá o Cota.
- Por otro lado, se pudo identificar que, a partir del amperaje y el tiempo transcurrido para obtener un volumen específico de hidrógeno, se puede calcular la constante de Avogadro.
- Se pudo comprobar experimentalmente que del proceso de la electrólisis se produce el doble de volumen de hidrógeno que de oxígeno ya que se puede ver como la fórmula es dos moles de hidrógeno por cada mol de oxígeno.
-

Gimnasio Colombo Británico
Departamento de Ciencias Naturales y Educación Ambiental

Investigadores Auxiliares: Grado once

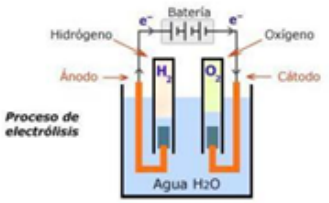
Investigadores Principales:
Carlos Maldonado - Camilo Navas

Costado sur Aeropuerto de Guaymaral
Tel : 6763666/3665/3690
Fax : 6761620

Electrólisis del agua

Gimnasio Colombo Británico
Departamento de Ciencias Naturales
Laboratorio de Electrolisis

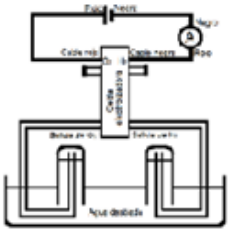
Electrólisis del agua



Resumen:

Se llevo a cabo la electrólisis del agua donde se utilizaron los siguientes materiales: dos probetas graduadas de 25ml, celda de combustible mini pem reversible, fuente de poder, multímetro, mangueras, cables caimán, jeringa de 20 ml y agua destilada.

Se suministró energía eléctrica a la minicelda (la cual contenía agua destilada) con el fin de que se produjera una reacción Redox. Se graduó un voltaje (V) del cual se registro una corriente cada 15 segundos hasta la obtención de 10 mililitros de hidrógeno; con los datos resultantes se logro el objetivo principal de calcular la constante de Faraday y Avogadro.



Métodos:

En primera instancia se agregó agua destilada a la mini celda. Por consiguiente, se suministró un voltaje (desde 1.7 hasta 2.5 V) con la fuente de poder y se conectó al circuito, se registró la corriente inicial y cada 15 segundos se registró la corriente hasta que se obtuvieron 10 ml de hidrógeno. Se obtuvieron los datos de la temperatura y presión atmosférica en el momento de la práctica. Mediante cálculos matemáticos se determinó la constante de Faraday y la de Avogadro. Primero se determinó la cantidad de corriente, posteriormente se determinó la presión del hidrógeno, se calculó el número de moles, así se obtuvo la constante de Faraday y junto con el valor real de esta se encontró el porcentaje de error; se realizó lo mismo con la constante de Avogadro.

Análisis y Resultados

- ✓ Se realizó la electrólisis del agua utilizando una fuente de poder la cual suministraba el voltaje requerido y una celda reversible.
- ✓ La celda de combustible de membrana de electrolito reversible (PEM) combina las funciones de un electrolizador y una pila de combustible en un único dispositivo. Al aplicar una corriente eléctrica, el dispositivo actúa como un electrolizador que produce hidrógeno y oxígeno a partir de agua desionizada. Al aplicar una carga, el dispositivo se comporta como una celda de combustible y genera electricidad a partir de hidrógeno.
- ✓ Con la ayuda de un amperímetro, se midió la intensidad de corriente necesaria (amperaje) para la realización de la electrólisis.
- ✓ Después de la medición del tiempo que se demoró para producir 10 ml de hidrógeno teniendo en cuenta el amperaje, se hicieron los cálculos para determinar la corriente total (Q) en Coulombs.
- ✓ Se evidenció que la gráfica del volumen recolectado en función del tiempo es lineal.
- ✓ A través de la ecuación general de los gases, se calculó el número de moles de hidrógeno que se formaron.
- ✓ Partiendo de la semirrección de reducción del H_2 se determina las moles de electrones que se suministraron con la corriente total (Q).
- ✓ Se determinó la constante de Faraday a partir del valor anteriormente mencionado, y se estableció el margen de error que en promedio fue de 1,16% con respecto al valor real.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Álvarez, J., Pascual, L., Ferrero, F. (2007). Introducción al análisis de circuitos eléctricos. Universidad de Oviedo., recuperado: octubre 26 de 2017, disponible en https://books.google.com.co/books?id=L00nvc3kAFYC&printsec=frontcover&hl=es&source=gbs_ge_summary_r&cad=0#v=onepage&q&f=false.

Aristizabal, A. (2011). Una revisión histórica sobre la construcción y desarrollo del modelo para la electroquímica.

Barak, M. (1980) Electrochemical Power Sources: Primary and Secondary Batteries. England. Peter Peregrinus ltd.

Barrera, M. (2014). ¿De qué manera se diferencia el marco de la Enseñanza para la Comprensión de un enfoque tradicional? Ruta maestra Ed.*9.* Recuperado: octubre 17 de 2017, disponible en http://www.santillana.com.co/rutamaestra/edicion-9/articles/5

Chang, R. (2010). Química. México. Mc Graw Hill.

Clark, J. (2009). Edxcel. IGCSE Chemistry. Student Book. España.

Delgado, A. (2017). Enseñanza de la Electroquímica mediante Aprendizaje Basado en Problemas en Bachillerato. Consultado el 15 de octubre de 2017, disponible en http://reunir.unir.net/bitstream/handle/123456789/5239/DELGADO%20PEREZ%2C%20ALEJANDRA.pdf?sequence=1&isAllowed=y, Universidad Internacional de la Rioja. Bilbao.

Díaz-Barriga, A. (2013) Guía para la elaboración de una secuencia didáctica, [en línea], recuperado: octubre 10 de 2017, disponible en: http://www.setse.org.mx/ReformaEducativa/Rumbo%20a%20la%20Primera%20

Evaluaci%C3%B3n/Factores%20de%20Evaluaci%C3%B3n/Pr%C3%A1ctica%20Profesional/Gu%C3%ADa-secuencias-didacticas_Angel%20D%C3%ADaz.pdf, Universidad Autónoma de México.

Franco, Ángel. (n.d). Curso Interactivo de Física en Internet. Consultado el 8 de agosto de 2018. Universidad del País Vasco. http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica_/unidades/unidades/unidades_1.html.

Garzón, L., Martínez, Y., Aristizábal, C. (2014). Historia de la electroquímica en la formación inicial de profesores, una experiencia investigativa, recuperado: octubre 26 de 2017, disponible en: http://laboratoriogrecia.cl/wp-content/uploads/2015/07/GARZON-MARTINEZ-Y-ARISTIZABAL-CO97.pdf

Martínez, J. (2013) Propuesta metodológica para mejorar el aprendizaje del tema de electroquímica en estudiantes de 10 grado de la institución educativa cañaveral a través del estudio de sus ideas previas, recuperado el 14 de octubre de 2017, disponible en http://www.bdigital.unal.edu.co/12029/1/8411511.2013.pdf. Universidad Nacional de Colombia. Manizales.

Matute, S., Pérez, L., & Di' Bacco Vera, L. (2009). Estudio comparativo de la resolución de problemas en el rendimiento estudiantil en el contenido de electroquímica. *Revista Electrónica "Actualidades Investigativas en Educación"* ISSN 1409-4703, Vol. 9, N°1, 1-17.

Meas, Y. (2015). Técnicas electroquímicas para la medición de la velocidad de corrosión. Recuperado noviembre 9 de 2017, disponible en http://depa.fquim.unam.mx/labcorr/libro/Teoriacorrosion.PDF

Media aritmética. (2018). Recuperado: septiembre 20 de 2018, disponible en: http://www.eumed.net/cursecon/dic/oc/mediaritm.htm.

Mediana (estadística). (2018). Recuperado: septiembre 20 de 2018, disponible en: https://es.wikipedia.org/wiki/Mediana_(estad%C3%ADstica)

M.E.N., M. d. (2004). *Estándares Básicos de Competencias en Ciencias Naturales.* Bogotá.: Centro de Investigación y Formación en Educación.

M.E.N., (2016). Derechos Básicos de Aprendizaje Ciencias Naturales. Bogotá. Universidad de Antioquia.

Moda estadística - Vitutor. (2018). Recuperado: septiembre 20 de 2018, disponible en: https://www.vitutor.com/estadistica/descriptiva/a_8.html

Partintong, J. (1994). A-History of Chemistry VolumeFour.pdf. Macmillan Education. ISBN 978-1-349-00556-7 ISBN 978-1-349-00554-3 (eBook) DOI 10.1007/978-1-349-00554-3.

Pintor, J. (2015). Estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica a estudiantes de ciclo 5. Instituto San Juan de Dios Bogotá, recuperado el 14 de octubre de 2017, disponible en: http://www.bdigital.unal.edu.co/51958/1/jesusandrespintoralfonso.2015.pdf. Universidad Nacional de Colombia. Bogotá.

Rojas, J. (2012). Estrategia basada en investigación orientada para la enseñanza del tema oxidación, recuperado el 14 de octubre de 2017, disponible en: http://www.bdigital.unal.edu.co/45417/1/01186777-2012.pdf. Universidad Nacional de Colombia. Bogotá, D.C.

Scharf R., Middelmann T. (2016). PTB mitteilungen. Experimentos para el nuevo SI, el Sistema Internacional de Unidades. Órgano especializado en economía y ciencia, boletín oficial y de comunicación del Physikalisch-Technische Bundesanstalt Braunschweig y Berlín. 126. año, número 2, junio 2016.

Skoog, D., West, D., Holler, J., Crouch, S. (2014) Fundamentos de Química Analítica. México. Cencage Learning

Stone, M. (1999) La Enseñanza para la Comprensión. Editorial PAIDÓS. Buenos Aires. 1999. Recuperado: octubre 22 de 2017, disponible en http://www.terras.edu.ar/biblioteca/3/EEDU_Perkins_Unidad_1.pdf

Shukla, A., & Prem, T. (2008). Pillars of modern electrochemistry. The Electrochemical Society Interface, 31-39.

Suárez, M. F. (2011). Electroquímica Física e Interfacial: una aproximación teórica. Bogotá. Universidad Nacional de Colombia.

Whitten, K. Davis, R., Larry, M., Stanley, G. (2015) Química. México. Cencage Learning.

Yris Martínez, Y. Hernández, R. (2004) Imaginación y Creatividad. Experimentos Sencillos y Económicos. Escuela venezolana para la enseñanza de la química. recuperado el 25 de enero de 2018, disponible en: http://www.saber.ula.ve/bitstream/handle/123456789/16717/electro2.pdf?sequence=1&isAllowed=y.