



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

# **ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

**JESÚS ANDRÉS PINTOR ALFONSO**

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias, Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas Y Naturales

Bogotá, Colombia

2015



# **ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

**JESÚS ANDRÉS PINTOR ALFONSO**

Tesis presentada 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.

Universidad Nacional de Colombia  
Facultad de Ciencias, Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas Y Naturales

Bogotá, Colombia

2015



*Dedicado a mi familia y estudiantes*

*"Enseñar es hacer comprender; es emplear el entendimiento; no hacer trabajar la memoria"*

*Simón Rodríguez*



## **Agradecimientos**

Agradezco al Profesor Marco Fidel Suarez por todo su apoyo, acompañamiento y dirección en la realización de este trabajo.

Agradecimiento muy fraterno a los estudiantes de grado 11 promoción 2015 del Instituto San Juan de Dios por su participación incondicional y asertiva en todas las actividades realizadas en la aplicación de este trabajo de grado.

Agradecimiento al Instituto San Juan de Dios, su planta docente, coordinaciones académicas, administrativas y rectoría, por el apoyo recibido en la implementación de la estrategia.





## Resumen

Este trabajo propone una estrategia experimental interdisciplinaria para la enseñanza de la electroquímica. Se identificaron los conceptos fundamentales para la comprensión de los procesos electroquímicos y se hizo una prueba diagnóstica para identificar las concepciones previas de los estudiantes que estuvieran relacionadas con estos conceptos. A partir de esta información se diseñaron seis módulos experimentales bajo el enfoque del aprendizaje activo y una perspectiva interdisciplinaria. La validación preliminar se realizó con los estudiantes de grado 1101 del instituto San Juan de Dios. La investigación de tipo cualitativo descriptivo tuvo como resultado principal que los estudiantes al finalizar la aplicación de cinco de los módulos lograron, en su mayoría, ver que la ciencia natural es una sola y aprender que hay leyes naturales que les permite racionalizar distintos fenómenos físicos, químicos y biológicos relacionados con la electroquímica. El documento hace una introducción epistemológica del desarrollo de la electroquímica, una introducción de los conceptos básicos para entender los fenómenos electroquímicos, presenta distintas actividades didácticas encaminadas a comprender la electroquímica desde distintos puntos de vista y, finalmente, se discute las observaciones más relevantes hechas durante la implementación en el aula de clase de dichas actividades didácticas.

**Palabras clave:** Electroquímica, aprendizaje activo, interdisciplinaria, estrategia de enseñanza.

## **Abstract**

This work proposes an interdisciplinary experimental strategy for teaching electrochemistry. The fundamental concepts for the understanding of electrochemical processes were identified and it was done a test about the previous conceptions of the students related to those concepts. From this information there were designed six experimental modules based on the active learning approach and an interdisciplinary perspective. The preliminary validation of this work was performed with students of the high school "San Juan de Dios" of the eleventh grade. This work is a qualitative and descriptive research whose main achievements were that the students understood that science is only one and that the understanding of the natural laws allows them to rationalize physical, chemical or biological phenomena related to electrochemistry. This manuscript present and epistemological introduction about the development of the electrochemistry, an introduction to the main concepts related to electrochemistry, several learning activities whose main goal is to show the electrochemistry from several points of view and, finally, the main observations done during the implementation of this work in the class room are analyzed.

**Keywords: Electrochemistry, active learning, interdisciplinary, teaching strategy.**

# Contenido

	Pág.
<b>Resumen .....</b>	<b>IX</b>
<b>Lista de ilustraciones .....</b>	<b>XIII</b>
<b>Lista de tablas .....</b>	<b>XIV</b>
<b>Lista de imágenes .....</b>	<b>XV</b>
<b>Lista de Símbolos y abreviaturas .....</b>	<b>XVI</b>
<b>Abreviaturas .....</b>	<b>XVII</b>
<b>1. Introducción .....</b>	<b>1</b>
1.1 Objetivo general.....	4
1.2 Objetivos específicos.....	4
<b>2. MARCO TEÓRICO .....</b>	<b>5</b>
2.1 Evolución histórico-epistemológica de la electroquímica.....	5
2.2 Referentes disciplinares.....	14
2.2.1 Teoría cinético-molecular de la materia.....	14
2.2.2 Conceptos básicos de termodinámica.....	16
2.2.3 Diferencia de potencial, corriente, resistencia eléctrica. ....	17
2.2.4 Electronegatividad (según Mulliken), energía de ionización y afinidad electrónica de los átomos.....	19
2.2.5 Conductividad eléctrica: conductores, electrolitos y semiconductores.	20
2.2.6 Reacción química.....	21
2.2.7 Cinética de reacción.....	22
2.2.8 Baterías, celdas de combustibles y capacitadores electroquímicos.....	25
2.2.9 Potenciales estándar de reducción.....	25
2.2.10 Doble capa eléctrica.....	28
2.2.11 Ecuación de Butler – Volmer.....	30
2.2.12 Electrolisis.....	30
2.2.13 Galvanoplastia .....	31
2.2.14 Bioelectroquímica.....	32
2.2.15 Membranas biológicas (potencial de membrana y transporte de iones a través de ellas).....	34
2.3 Marco didáctico.....	37
2.3.1 Antecedentes del aprendizaje activo en Colombia .....	39

<b>3. MARCO METODOLÓGICO .....</b>	<b>41</b>
3.1 Objetivo 1. ....	41
3.2 Objetivo 2. ....	42
3.3 Objetivo 3.. ....	42
3.4 Objetivo 4. ....	43
<b>4. Resultados y discusión .....</b>	<b>45</b>
4.1 Revisión y diseño conceptual de la estrategia .....	45
4.2 Resultados de la aplicación del instrumento de ideas previas.....	49
4.2.1 Instrumento de ideas previas .....	49
4.2.2 Resultados de la aplicación del instrumento de ideas previas .....	53
4.3 Construcción de módulos prácticos interdisciplinarios .....	65
4.4 Resultados validación preliminar de la estrategia experimental .....	71
<b>5. Conclusiones y recomendaciones.....</b>	<b>87</b>
5.1 Conclusiones.....	87
5.2 Recomendaciones.....	88
<b>A. Anexo 1: Análisis de la validación preliminar de la estrategia.....</b>	<b>91</b>
<b>B. Anexo 2. Test de ideas previas .....</b>	<b>118</b>
<b>C. Anexo 3. Módulo I: Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples .....</b>	<b>123</b>
<b>D. Anexo 4. Módulo II: Estructura atómica y reacciones electroquímicas. ....</b>	<b>141</b>
<b>E. Anexo 5. Módulo III. Electroquímica y termodinámica. ....</b>	<b>149</b>
<b>F. Anexo 6. Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química. ....</b>	<b>163</b>
<b>G. Anexo 7. Módulo V. Construcción de baterías.....</b>	<b>177</b>
<b>H. Anexo 8. Módulo VI. Bioelectricidad. ....</b>	<b>192</b>
<b>I. Anexo video gráfico.....</b>	<b>203</b>
<b>Bibliografía .....</b>	<b>204</b>

## Lista de ilustraciones

	<b>Pág.</b>
Ilustración 1. Analogía del agua para entender el voltaje, la resistencia y la intensidad...	18
Ilustración 2. Diagrama esquemático de la bandas de energía de un cristal de magnesio. ....	21
Ilustración 3. Esquema de una celda de combustible .....	24
Ilustración 4. Caídas de potencial significativas en una celda.....	26
Ilustración 5. Diagrama esquemático de una celda galvánica de Zn y Cu. ....	28
Ilustración 6. Diagrama explicativo del funcionamiento del doble capa eléctrica.....	29
Ilustración 7. Esquema básico de la fosforilación oxidativa.....	33
Ilustración 8. Medición del potencial eléctrico a través de la membrana plasmática .....	35
Ilustración 9. Estado de reposo de una membrana neuronal (a). Estado despolarizado de una membrana neuronal (b). ....	36
Ilustración 10. Transporte del potencial de acción por una neurona. ....	37
Ilustración 11. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 1. ....	54
Ilustración 12. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 2 .....	55
Ilustración 13. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 3. ....	56
Ilustración 14. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 4. ....	57
Ilustración 15. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 5. ....	58
Ilustración 16. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 6. ....	59
Ilustración 17. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 7. ....	60
Ilustración 18. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 8. ....	61
Ilustración 19. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 9. ....	62
Ilustración 20. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 10. ....	63

## Lista de tablas

	<b>Pág.</b>
Tabla 1. Principales aportes de la electroquímica a través de su desarrollo histórico. ....	8
Tabla 2. Serie electromotriz. Potenciales de las semirreacciones.....	27
Tabla 3. Estructura del cuestionario para indagar ideas previas. ....	42
Tabla 4. Estándares relacionados con el aprendizaje de la electroquímica. ....	46
Tabla 5. Situaciones para determinar una oxidación o reducción. ....	50
Tabla 6. Situaciones para evaluar procesos electroquímicos. ....	50
Tabla 7. Espacio para la definición de conceptos de la electricidad.....	50
Tabla 8. Espacio para plantear núcleos problemáticos interdisciplinarios.....	52
Tabla 9. Espacio para evaluar las características interdisciplinarias de las temáticas. ....	52
Tabla 10. Espacio para referenciar la interdisciplinariedad de temas específicos. ....	53
Tabla 11. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 1. ....	54
Tabla 12. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 2. ....	55
Tabla 13. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 3. ....	56
Tabla 14. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 4. ....	57
Tabla 15. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 5. ....	58
Tabla 16. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 6. ....	59
Tabla 17. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 7. ....	60
Tabla 18. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 8. ....	61
Tabla 19. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 9. ....	62
Tabla 20. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 10. ....	63
Tabla 21. Contenido y desarrollo de los módulos prácticos interdisciplinarios para la enseñanza de la electroquímica. ....	67

## Lista de imágenes

Imagen 1. La batería de Bagdad, Mesopotamia en el año 200 AC.....	5
Imagen 2. Pila voltaica de discos de diferentes metales.....	7
Imagen 3. Desarrollo conceptual de la enseñanza de la electroquímica.....	48
Imagen 4. Ciclo del nitrógeno.....	49
Imagen 5. Fenómenos de corrosión ambiental.....	51
Imagen 6. Diseño experimental de Galvani.....	52
Imagen 7. Construcción pila voltaica.....	73
Imagen 8. Reacción celda voltaica.....	73
Imagen 9. Pila voltaica propuesta.....	74
Imagen 10. Montajes práctica “probando a ohm”.....	75
Imagen 11. Relación intensidad vs resistencia.....	75
Imagen 12. Montaje de electrolisis.....	78
Imagen 13. Reacciones de la electrolisis del agua.....	78
Imagen 14. Montaje batería de limones.....	79
Imagen 15. Reacciones batería de limón.....	80
Imagen 16. Montaje de galvanización.....	81
Imagen 17. Galvanización con cobre y estaño.....	81
Imagen 18. Presencia de catalizador.....	82
Imagen 19. Explicaciones sobre velocidad de reacción.....	83
Imagen 20. Procesos de oxidación de las puntillas.....	84
Imagen 21. Procesos de protección catódica de las puntillas.....	84
Imagen 22. Predicciones de los estudiantes práctica <i>sumando celdas</i> .....	92
Imagen 23. Resultados de la práctica transportando carga.....	97
Imagen 24. Montaje conductividad eléctrica.....	98
Imagen 25. Predicciones planteadas por los estudiantes.....	100
Imagen 26. Reacciones de ignición de los gases recolectados.....	101
Imagen 27. Predicción practica limones y metales.....	103
Imagen 28. Variación de la corriente modificando características de los electrodos.....	104
Imagen 29. Galvanización con cobre.....	106
Imagen 30. Galvanización con estaño.....	107
Imagen 31. Reacciones proceso de galvanizado.....	107
Imagen 32. Experimento velocidad de reacción.....	109
Imagen 33. Velocidad de la reacción con el efecto de la temperatura.....	110
Imagen 34. Reacciones de los metales en sulfato de cobre.....	111
Imagen 35. Pez Domestico Fantail.....	114
Imagen 36. Movimientos de un pescado al agregarle sal de cocina.....	114
Imagen 37. Pilas gravimétricas de Daniel en serie.....	116
Imagen 38. Pila de Daniel con puente salino.....	117
Imagen 39. Batería de aluminio aire.....	117

## Lista de Símbolos y abreviaturas

Símbolo	Magnitud	Unidad	Símbolo unidad
$\alpha$	Coeficiente de transferencia de carga	adimensional	-----
$A$	Área	Metro cuadrado	m <sup>2</sup>
		Centímetro cuadrado	cm <sup>2</sup>
$q$	Carga eléctrica	coulomb	C
$C_o$	Concentración especie oxidada. Disolución adyacente al electrodo	Molar	M
$C_r$	Concentración especie reducida. Disolución adyacente al electrodo	Molar	M
$e^-$	Electrón	-----	-----
$E$	Energía	Julio	J
$E_A$	Energía de activación	julio por mol	$\frac{J}{mol}$
$E^0$	potencial estándar de media celda	Voltio	V
$F$	Constante de Faraday	96485,309	$\frac{C}{mol}$
$H$	Entalpía	Julio	J
$i$	Corriente	Amperio	A
$k^0$	Constante de transferencia de carga. Cinética electroquímica.	Metro por segundo	m/s
$L$	Longitud	Metro	m
		centímetro	cm
$M$	Molaridad	Mol por litro	$\frac{mol}{L}$
$n$	Cantidad de sustancia	mol	mol
$\eta$	Numero de e <sup>-</sup> transferidos	mol de e <sup>-</sup>	mol de e <sup>-</sup>
$P$	Presión	Pascal	Pa
$Q$	Calor	julio	J
$R$	Resistencia	Ohmio	$\Omega$
$R$	Constante de los gases ideales	8,314	$\frac{J}{mol * K}$
$t$	Tiempo	Segundo	s
		hora	h



Símbolo	Magnitud	Unidad	Símbolo unidad
$T$	Temperatura	Kelvin	K
		Grado centígrado	°C
$S$	Entropía	Julio	J
$V$	Voltaje	Voltio	V
$V$	Volumen	Metro cubico	m <sup>3</sup>
		Litro	L

## Abreviaturas

Abreviatura	Significado
$FAD^+$	flavín adenín dinucleótido oxidado
$FADH_2$	flavín adenín dinucleótido reducido
$NAD^+$	dinucleótido de nicotinamida y adenina oxidado
$NADH$	dinucleótido de nicotinamida y adenina reducido
AA	Aprendizaje activo
PODS	predicciones, observaciones, discusiones y procesos de síntesis
$AOP$	Aprendizaje Activo de la Óptica y la Fotónica
$UNESCO$	United Nations Educational, Scientific and Cultural Organization
$CTS+A$	Ciencia tecnología y sociedad



# 1. Introducción

El uso de la energía producto de la combustión de combustibles fósiles es probablemente el principal problema ambiental en la actualidad, ya que es la causa de problemas ambientales tales como la contaminación del aire con gases de efecto invernadero y precursores de ácidos (como el  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_x$ , etc.) y la emisión de compuestos orgánicos volátiles (que alteran el ciclo del ozono y son precursores de smog atmosférico). Por esta razón, la producción y almacenamiento de energía solar y eólica mediante dispositivos electroquímicos se proyecta como una alternativa más sostenible y de menor impacto en el medio ambiente.

Actualmente sabemos que los sistemas de almacenamiento de energía electroquímica incluyen baterías, celdas de combustible y condensadores electroquímicos, que desempeñan un papel crítico en una amplia gama de aplicaciones técnicas (Hassa & Cairns, 1999). Se utilizan en los conjuntos de arranque, iluminación e ignición de los vehículos y aeronaves, juguetes, herramientas inalámbricas, estaciones de monitoreo remoto, energía de emergencia, iluminación, misiles, satélites, marcapasos, audífonos, computadoras, dispositivos de comunicación portátiles, vehículos eléctricos, naves espaciales, electrónica de tracción, entre otras. Además se prevén futuras aplicaciones importantes, como la potencia descentralizada, la nivelación de carga, y automóviles eléctricos de alto rendimiento.

Para entender todo este desarrollo tecnológico debemos entender los principios básicos de la electroquímica. Lo interesante de esta área de conocimiento es que ella ha sido el resultado de investigaciones en varias áreas de las ciencias naturales. Además del trabajo de Volta y Davy, quienes establecieron una relación entre la electricidad y los cambios químicos (Camacho, 2011), fueron los experimentos de Galvani en el siglo XVIII los que demostraron que el impulso nervioso era de naturaleza eléctrica, planteando las bases para el estudio biológico de la neurofisiología. Estas relaciones interdisciplinarias que se plantean en la electroquímica las podemos observar en el funcionamiento de una

batería, una pila, una celda de combustible e incluso en la transmisión del impulso nervioso.

El Ministerio de Educación Nacional de la Republica de Colombia, establece las competencias científicas que buscan favorecer el desarrollo del pensamiento científico por medio de la formación de personas responsables de sus actuaciones, críticas, reflexivas y capaces de valorar las ciencias a partir del desarrollo de un pensamiento holístico relacionado con un contexto complejo y cambiante (M.E.N., 2010). Para lograr esto se busca establecer una enseñanza basada en la interdisciplinariedad, la cual estructura los conceptos, marcos teóricos, procedimientos y aplicaciones que enfrenta el alumnado en unidades más globales que son compartidas por varias disciplinas. Por esta razón la formación en ciencias en la Educación Básica y Media debe abordar problemas que demandan una comprensión más interdisciplinar de los fenómenos naturales (M.E.N., 2004), como por ejemplo el funcionamiento de dispositivos electroquímicos, temática que requiere el uso de conceptos físicos, químicos, matemáticos, etc.

Desafortunadamente la enseñanza de la electroquímica se ha caracterizado por ser una de las temáticas más complejas de enseñar y aprender en la química escolar (Camacho, 2011). Tradicionalmente, al abordar este concepto químico en las aulas, y a través de los libros de texto, el docente se apoya principalmente en la explicación netamente teórica, basada tan solo en la existencia de los estados de oxidación, de procesos de óxido-reducción y de celdas electroquímicas (Matute, Pérez, & Di' Baco, 2009). Frecuentemente se dejan de lado aspectos tales como la cinética de reacción, la termodinámica, la estructura atómica y molecular y los conceptos básicos de electricidad, lo cual genera que los estudiantes consideren, de forma errónea, que esta área de trabajo es aislada o que existe poca evidencia empírica comparada con otras temáticas de la química escolar.

Situaciones como las anteriores no son ajenas a los establecimientos educativos privados, como el Instituto San Juan de Dios, institución educativa ubicada en la localidad 4 de San Cristóbal. Este colegio actualmente trabaja con una población de estudiantes con edades que oscilan entre los 15 y los 18 años en el ciclo 5 (grados 10° y 11°), los cuales pertenecen principalmente a los estratos 2 y 3. La institución actualmente se encuentra en proceso de reestructuración de su PEI, adecuación de su

planteamiento curricular y consolidación de su énfasis en investigación y emprendimiento social. Por tal motivo es importante implementar estrategias que permitan promover en los estudiantes un pensamiento interdisciplinar, en donde ellos desarrollen la capacidad de buscar e interpretar nueva información, lo que le permitirá interactuar con un entorno complejo y cambiante.

A partir de esta situación, se plantea entonces un interrogante fundamental y es:

¿Cuál puede ser una estrategia experimental e interdisciplinaria (que abarque la química, la física y la biología) para la enseñanza-aprendizaje de los conceptos básicos sobre electroquímica con estudiantes de ciclo 5?

Con respecto a los antecedentes sobre propuestas que analicen o busquen mejorar la enseñanza de la electroquímica podemos clasificarlos en 3 grandes grupos: propuestas que buscan el cambio conceptual para mejorar y fortalecer la concepción de la temática por parte del profesorado (Huddle & White, 2000) (Faulkner, 1983), (Birss & Rodney, 1990) (Ozkaya, 2002) (DeKock, 1996), propuestas que pretenden implementar una estrategia didáctica específica (Chirpich, *Electrochemistry in Organisms, Electron flow and power output*, 1975) (Matute, Pérez, & Di' Bacco Vera, 2009) o estrategias que utilizan las concepciones previas de los estudiantes y que se basan en el desarrollo histórico y epistemológico de la electroquímica (Camacho, 2011) (Valencia, Hurtado, & Benavides, 2013) (Vera, Montiel, Stoppello, & Giménez, 2011) (Martínez, 2013). También se han hecho propuestas didácticas donde se desarrollan experiencias de laboratorio para el aprendizaje de la electroquímica (Heredia-Avalos, 2007) (May & Gupta, 1997). Adicional a las anteriores, está la propuesta de los profesores M<sup>a</sup>. Ángeles de la Plaza, M<sup>a</sup> Cruz Izquierdo, Fernando Peral y M<sup>a</sup>. Dolores Troitiño de la Universidad Nacional de Educación a Distancia de España, donde discuten “algunos aspectos de la enseñanza de la Electroquímica, destacando su carácter interdisciplinar entre la Física y la Química, sus numerosas aplicaciones prácticas en la vida cotidiana y su proyección en el desarrollo de nuevas fuentes de energía y procesos industriales respetuosos con el medio ambiente” (De la Plaza, Izquierdo, Peral, & Troitiño, 2006).

Se requiere entonces diseñar estrategias de enseñanza para temáticas transversales como la electroquímica, que fortalezcan el trabajo de las ciencias naturales de forma interdisciplinar. Estas estrategias deben permitir a los estudiantes comprender y modelar de forma más coherente el mundo tecnológico que se construye a su alrededor

y desarrollar las competencias científicas escolares. Por tal motivo, es importante plantear actividades prácticas en el laboratorio que permitan fortalecer la capacidad de los jóvenes para explicar los fenómenos científicos que observan, por medio de la indagación y el uso comprensivo de los conocimientos científicos.

Los experimentos se convierten en una estrategia oportuna para que los estudiantes, además de construir los conceptos que se van a trabajar, se aproximen al trabajo científico con el fin de favorecer un cambio procedimental y actitudinal que fomente en ellos el interés por entender de forma integral y completa el mundo que los rodea. De este modo, el estudiante puede desarrollar un pensamiento crítico y un sentido de responsabilidad cívica frente a la ciencia y la tecnología, que además le permita entender el impacto que tiene el conocimiento científico en sus vidas, en su comunidad y en la humanidad en general.

## 1.1 Objetivo general

Diseñar una estrategia experimental e interdisciplinaria (que abarque conceptos químicos, físicos y biológicos) para la enseñanza-aprendizaje de los conceptos básicos sobre electroquímica con estudiantes de ciclo 5.

## 1.2 Objetivos específicos

- Identificar los conceptos químicos, físicos y biológicos fundamentales para la comprensión de los procesos electroquímicos.
- Conocer las concepciones previas y alternativas que tienen los estudiantes frente a algunos conceptos relacionados con la electroquímica.
- Diseñar una secuencia de guías para realizar experimentos relacionados con la electroquímica bajo el enfoque del aprendizaje activo y una perspectiva interdisciplinaria.
- Realizar la validación preliminar de la estrategia experimental para la enseñanza de los conceptos básicos de la electroquímica.

## 2. MARCO TEÓRICO

### 2.1 Evolución histórico-epistemológica de la electroquímica

Aunque evidencia arqueológica como la batería de Bagdad sugiere que una herramienta electroquímica primitiva fue usada para la galvanoplastia en Mesopotamia en el año 200 AC, no fue hasta finales del siglo XVIII y principios del siglo XIX con los descubrimientos de Volta, Galvani, Nicholson, Carlisle, Davy, Avogadro, Daniell, Berzelius y Faraday que se observó que los procesos químicos estaban íntimamente ligados con la electricidad. En este sentido se puede considerar que la química como ciencia nace cuando se reconoce la ley de la conservación de la masa (con Lavoisier) y la relación entre los procesos químicos con la electricidad o las propiedades eléctricas de los materiales.



Imagen 1. La batería de Bagdad, Mesopotamia en el año 200 AC (radiosantiago.cl, 2014).

En la tabla 1 se muestra de forma sintética los avances más importantes en el desarrollo de la electroquímica, en donde se puede observar como el perfeccionamiento de esta área ofreció muchas bases experimentales y teóricas para la consolidación de la química como ciencia. Varios de estos descubrimientos, cuyas aplicaciones tecnológicas nos han permitido una vida más fácil, son el resultado de los trabajos y contribuciones de diferentes científicos, algunos de ellos olvidados en la historia. A partir de estos estudios, se entendió qué factores afectan la cinética de transferencia de carga, como controlar la

obtención de un producto dado mediante métodos de síntesis electroquímica, el efecto de la naturaleza de la superficie del electrodo y la composición de electrolito en la cinética de reacción, etc.

Para iniciar la discusión sobre el desarrollo epistemológico de la electroquímica en tiempos modernos podemos nombrar, en primer lugar, los avances del médico y anatomista italiano Luigi Galvani (1737-1798), quien propuso lo que él llamó la electricidad animal. En un ensayo de 1791 titulado "*De Viribus electricitatis en Motu Musculari Commentarius, Galvani*" propuso que el tejido animal contenía una fuerza vital desconocida, la cual activa los nervios y los músculos cuando se toca con sondas de metal (Shukla & Prem , 2008). Para Galvani la electricidad animal era una nueva forma de electricidad, diferente de la electricidad natural como la de un rayo, o la electricidad estática artificial que se podía producir por medio de la fricción. La idea de un fluido eléctrico animal fue rechazada por Alessandro Volta, quien argumentó que las ancas de rana respondían a diferencias tales como estribos de metal y la composición. Galvani incluso demostró la acción muscular con dos piezas del mismo material. Los experimentos de Galvani sobre la acción fisiológica de la electricidad fueron sobre ranas vivas y ancas de rana que habían sido separadas del cuerpo (Shukla & Prem , 2008).

Galvani demostró además que las contracciones musculares en las ranas y otros animales podrían ser provocados por una corriente eléctrica a partir de una botella de Leyden o un generador de electricidad estática en rotación. El temblor de las piernas de la rana marcó el fenómeno experimental que ha llegado a ser conocido como bioelectrogénesis (Shukla & Prem , 2008). De hecho, los experimentos de Galvani no sólo ayudaron a establecer las bases para el estudio biológico de la neurofisiología, sino que también llevaron a un cambio conceptual al reconocer los nervios como conductores eléctricos y no como meros conductos de agua, como se entendía desde la antigüedad. La palabra galvanización se aplica en la actualidad a un tratamiento de protección de metales que son recubiertos con zinc, para disminuir los efectos de la corrosión (Shukla & Prem , 2008).

En segundo lugar, tenemos los avances de Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745- 1827), un profesor de filosofía natural en la Universidad de Pavía, que mostró a principios de 1800 que el tejido animal no era necesario para la generación de corriente. Sostuvo que las ancas de rana utilizadas en los experimentos de Galvani sirven sólo como un electroscopio y sugirió que la verdadera fuente de estimulación fue



el contacto entre metales diferentes. A través de sus pilas voltaicas (Imagen 2), que consta de discos de metales diferentes de forma alterna, construyó la primera batería electroquímica. Esta invención es la base de las baterías modernas y una serie de otros inventos galvánicos como los ánodos de sacrificio. Alessandro Volta está inmortalizado en la unidad voltios que sirve para medir la diferencia de potencial de un circuito, una nomenclatura que se remonta a 1881.



**Imagen 2. Pila voltaica de discos de diferentes metales. (Chemical-Mafians, 2014).**

Los resultados de Volta fueron analizados por Anthony Carlisle (1768-1842) y William Nicholson (1753-1815), quienes construyeron una pila voltaica. En su intento de determinar las cargas de las placas superior e inferior con la ayuda de un electroscopio, colocaron gotas de agua sobre el disco superior para un mejor contacto, y de esta manera evidenciaron burbujas de gas en la superficie de los metales. Pronto se encontraron con que los terminales de la batería sumergidos en agua generan hidrógeno y oxígeno (Shukla & Prem , 2008). De esta forma descubrieron la electrólisis o reacción química impulsada por la corriente eléctrica. La electrólisis del agua y los experimentos con baterías fueron el pilar de los modelos químicos sobre la estructura de la materia y su relación con la electricidad que se desarrollaron en el siglo XIX y que de alguna forma más elaborada persisten en el siglo XXI.

Sir Humphry Davy contribuyó a separar por primera vez varios elementos químicos mediante la electrólisis, estudió la energía involucrada en el proceso y desarrolló la electroquímica explorando el uso de la pila de Volta o batería. Davy logró la separación del Magnesio, Bario, Estroncio, Calcio, Sodio, Potasio, Boro y Cloro. Junto a William Thomas Brande consiguió aislar al litio de sus sales mediante electrólisis del óxido de litio

(1818) (Shukla & Prem , 2008). Particularmente Davy fue pionero en el control de la corrosión mediante la protección catódica.

En cuarto lugar están los aportes Michael Faraday (1791-1867) los cuales permitieron entender como están relacionadas la ley de conservación de la masa con la ley de conservación de la carga y realizar muchos inventos de aplicación práctica que aun hoy en día se utilizan. Él inventó la dinamo, predecesor de generador eléctrico de hoy y planteo un concepto de líneas de flujo de los imanes para visualizar los campos eléctricos y magnéticos, lo cual fue fundamental para el desarrollo exitoso de los dispositivos electromecánicos (Shukla & Prem , 2008). Faraday descubrió sustancias como el benceno, los gases licuados como el cloro y propuso el sistema de números de oxidación. Descubrió las leyes de la electrólisis, por el cual se cuantificó la electroquímica, y popularizo términos como ánodo, cátodo, electrodo e iones, términos en gran parte fueron creados por William Whewell (1794- 1866). Rechazó la teoría tradicional de fluido eléctrico y propuso que la electricidad era una forma de fuerza que pasa de partícula a partícula (Shukla & Prem , 2008).

Finalmente, tenemos los grandes avances de John Frederic Daniell quien en 1836 dio a conocer una batería de dos fluidos, la cual proporciona una fuente constante y fiable de corriente durante un largo período de tiempo. Danielle utilizó un recipiente de cobre que sirve tanto como de polo positivo y de recipiente. En el interior del recipiente de cobre, se ubicaba una olla de barro con una varilla de zinc (polo negativo) y ácido sulfúrico diluido. El recipiente de cobre se llena con una solución de sulfato de cobre. El recipiente poroso sirve como una barrera o puente salino, que evita la mezcla de las disoluciones.

**Tabla 1. Principales aportes de la electroquímica a través de su desarrollo histórico. Información tomada y adaptada de pillars of modern electrochemistry (Shukla & Prem , 2008)**

Periodo de investigación	Científico	Aporte
-----	William Gilbert (1544-1603)	Trabajo con imanes y fue uno de los primeros en experimentar con la electricidad. Ideó métodos para producir, así como fortalecer los imanes.
1663	Otto von Guericke (1602-1686)	Construyo el primer generador eléctrico, el cual genera electricidad estática por la fricción entre una bola de azufre grande y una almohadilla.

1700	Charles François de Cisternay du Fay (1698-1739)	Descubrió dos tipos de electricidad estática. Él encontró que cargas iguales se repelen entre sí, y mientras se carga la diferencia se atraen. Sugirió que la electricidad se componía de dos fluidos: una forma vítrea (del vitrum América para el vidrio) o electricidad positiva; y una forma resinosa o electricidad negativa. Más tarde en el siglo, la teoría de dos fluidos de la electricidad se opuso a la teoría de un fluido de Benjamin Franklin (1706- 1790).
1781	Charles-Augustin de Coulomb (1736-1806)	Propuso la ley de la atracción electrostática.
1791	Luigi Galvani (1737-1798)	Planteo el concepto de "la electricidad animal", el cual fue la conclusión de sus experimentos sobre la acción fisiológica de electricidad sobre músculos de ranas vivas y ancas de rana separadas del cuerpo.
1800	Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745-1827)	Construcción de la primera pila voltaica, que consta de discos de diferentes metales de forma alterna y fue la primera batería electroquímica.
-----	Anthony Carlisle (1768-1842) y William Nicholson (1753-1815)	Descubrieron la electrólisis o reacción química impulsada por la corriente eléctrica.
1801	Johann Wilhelm Ritter (1776-1810)	Mejorando los experimentos de Carlisle y Nicholson , creó una forma de recoger el oxígeno y el hidrógeno de forma separada. Posteriormente, también inventó el proceso de galvanoplastia. La Observación de Ritter del potencial termoeléctrico (potencial eléctrico en la unión de dos metales diferentes que se mantienen a diferentes temperaturas).
-----	Henry Cavendish (1731-1810)	Experimentos cuantitativos sobre la composición del agua y también salió con una versión de la ley de Ohm para soluciones electrolíticas.
1805	Luigi Brugnatelli (1759-1828)	Se dio a conocer la técnica de la galvanoplastia. Sus experimentos sobre chapado en oro se realizaron con una pila voltaica como fuente de alimentación.
-----	William Hyde Wollaston	Utilizaron la electroquímica para purificar el platino, y terminaron descubriendo otros elementos: el paladio y

	(1766-1828) y Smithson Tennant (1761-1815)	el rodio (Wollaston) e iridio y osmio (Tennant).
-----	Sir Humphrey Davy (1778- 1829)	Utiliza la electrólisis para aislar metales tales como sodio, potasio, calcio, magnesio y litio. Llegó a la conclusión de que la acción química inducía la electricidad y que la combinación química se produjo entre las sustancias con carga opuesta.
-----	Jöns Jakob Berzelius (1779-1848)	Encontró que la electrólisis produce el agrupamiento de los elementos en los polos de la célula, lo que le llevó a sugerir que los compuestos se forman por neutralización de cargas.
-----	Hans Christian Oersted (1777-1851)	Observó el efecto magnético de la corriente eléctrica en 1820.
-----	André-Marie Ampère (1775-1836)  Georg Simon Ohm (1787- 1854)	Ampere realizó varios experimentos sobre electromagnetismo que lo ayudaron a formular sus conclusiones matemáticamente.  Luego vino otra formulación entre la intensidad de una corriente eléctrica, su fuerza electromotriz y la resistencia, lo que concluye en la ley que de resistencia de Ohm.
-----	Michael Faraday (1791-1867)	Desarrollo exitoso de los dispositivos electromecánicos. Plantea las leyes de la electrólisis y popularizo términos como ánodo, cátodo, electrodo, e iones.
1829	Antoine-César Becquerel (1788- 1878)	Construyó una celda de corriente constante, que fue un precursor de la célula de Daniell. Su celda ácido-alcali podía suministrar corriente durante una hora, solucionando el problema de la pila de Volta la cual no podía proporcionar la corriente durante un periodo de tiempo sostenido.  Estudios de Becquerel en electrodeposición de metales, ayudaron a validar las leyes de la electrólisis de Faraday.  El crédito para la tecnología de célula solar se debe

		dar a Becquerel, que en 1839 demostró que la luz que incide sobre un electrodo sumergido en una solución conductora crea una corriente eléctrica.
1830	William Sturgeon (1783-1850)	Diseño una batería con una vida más larga que la de Volta, amalgamando el zinc. Encontró que el mercurio era una cura para la polarización, proceso por el cual una película delgada de burbujas de hidrógeno se depositaba sobre electrodo positivo. La película delgada de gas lleva a alta resistencia interna en la pila de Volta, resultando en un flujo de corriente reducida.
1838	Boris Jakobi (1801-1874)	Introduce la técnica de electroformación
1839	Sir William Robert Grove (1811- 1896)	Invención de la primera pila de combustible y construcción de la célula de ácido nítrico de la Arboleda: zinc en ácido sulfúrico diluido como ánodo y platino en ácido nítrico concentrado como cátodo, separados por un recipiente poroso.  En sus experimentos trató de revertir la separación electrolítica de agua, para recombinar el hidrógeno con el oxígeno, y producir agua y electricidad.
1841	Robert Wilhelm Eberhard Bunsen (1811-1899)	Aportes en la construcción de las pilas de combustible mediante la sustitución del costoso platino en la celda de la arboleda, por un electrodo de carbono.
-----	Adolf Wilhelm Hermann Kolbe (1818-1884)	Fue el primero en aplicar la electrólisis para la síntesis orgánica. Se mostró que la electrólisis de los ácidos carboxílicos lleva a un proceso de descarboxilación, liberando dióxido de carbono durante la reacción, y produciendo la dimerización de los radicales alquilo resultantes a compuestos simétricos (síntesis de Kolbe).
1842 y 1843,	George Gabriel Stokes (1819-1903)	Estudia el movimiento de los fluidos incompresibles lo que ayuda a comprender el funcionamiento de las soluciones electrolíticas.
1845	John Wright	Revolución en galvanoplastia industrial, utilizando el cianuro de potasio como un medio adecuado para el

		recubrimiento de plata y oro. En 1857 la galvanoplastia se aplicó a la joyería.
1845	Gustav Robert Kirchoff Georg (1824-1887)	Plantea las leyes de Kirchoff que ayudan a la hora de calcular las corrientes, tensiones y resistencias en las redes eléctricas de múltiples bucles.
1853	Johann Wilhelm Hittorf (1824-1914)	Identificaron que los iones viajan más rápidamente que otros bajo una corriente aplicada. Este hallazgo condujo al concepto de número de transporte.
1855	Adolph Fick (1829-1901)	Planteo un análisis matemático por el cual demostró que la difusión es proporcional al gradiente de concentración.
1872	Josiah Latimer Clark (1822-1898)	Inventó la primera celda estándar con mercurio y una amalgama de cinc como electrodos, en una solución saturada de sulfato de zinc.
1858 y 1860	Isaac Adams, Jr. (1836-1911)	Pionero en la técnica de recubrimiento de níquel, que inmediatamente fue explotada a escala comercial.
1859	Gaston Planté (1834-1889)	Construyo la batería de plomo-ácido, la cual utiliza placas de plomo como electrodos y entrega corrientes limitadas debido a que el electrodo positivo tenía muy poco de material activo. En 1881 Camille Alphonse Faure (1840-1898) reemplazó la placa de plomo sólido de Planté con una pasta de óxido de plomo, lo que llevó a una mayor eficiencia. La importancia de la invención de Planté se puede medir por el hecho de que la tecnología de la batería de plomo-ácido ha cambiado poco desde su invención a excepción de los cambios de diseño de electrodos y el material de la carcasa.
1866	Georges Leclanché (1839-1882)	Patentó una célula primaria con un pote poroso que contiene dióxido de manganeso y carbono como electrodo positivo, y una barra de zinc como el negativo. Los electrodos se sumergen en un electrolito de cloruro de amonio. La celda húmeda Leclanché fue la precursora de la pila seca de cinc-carbono, que se convirtió en la primera fuente de energía primaria ampliamente utilizado en el mundo.

-----	Carl Gassner (1839-1882),	Configuro la celda de Leclanché en seco, con el zinc como un contenedor y a su vez como el electrodo negativo. Gassner también empleó cloruro de cinc en la mezcla del cátodo con el fin de reducir el desperdicio de la corrosión de zinc. El mercado de pilas secas recibió un impulso con el uso de filamento de tungsteno en linternas en 1909.
1872	Gabriel Lippmann (1845-1921)	Diseñó el electrómetro capilar, basado en la extrema sensibilidad del menisco de mercurio en un tubo capilar. Este instrumento fue utilizado para la medición de electrocardiogramas.
1875 y 1879	Friedrich Wilhelm Georg Kohlrausch (1840-1910)	Trabajo con soluciones de una variedad de sales y ácidos, para desarrollar la ley de migración independiente de los iones. Él fue el primero en aplicar corriente alterna para las investigaciones electroquímicas. Mediante el uso de la corriente alterna, fue capaz de evitar la deposición de productos de descomposición en la superficie del electrodo y obtener resultados de alta precisión. Kohlrausch también demostró que la conductividad iónica aumenta con la dilución. También se destacó por su trabajo en autoionización del agua, termoelasticidad, y la conducción térmica y por sus medidas de precisión de las propiedades magnéticas y eléctricas.
1879	Edwin Herbert Salón (1855- 1938)	Realizo el descubrimiento de lo que llamamos el efecto Hall , el cual tuvo mayor explicaciones hasta la aparición de los semiconductores que podrían producir importantes tensiones de Espera. Hoy en día, de efecto Hall se utiliza en el circuito primario de los sistemas de encendido electrónico.
-----	Josiah Willard Gibbs (1839- 1903)	Influyo en el trascendental crecimiento de la electroquímica, a partir de los postulados de la termodinámica.
1876	William Grylls Adams (1836- 1915)	Encontró que el selenio con la exposición a la luz, producida electricidad mediante un proceso que hoy reconocemos como efecto fotoeléctrico.
1884	Svante Arrhenius	Sugirió que la disolución de electrolitos en el agua da lugar a diferentes grados de disociación de los electrolitos en iones. El grado de disociación depende

	(1859-1927)	no sólo de la naturaleza del electrolito sino también de su concentración. Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), extendió la teoría de Arrhenius para la conductividad eléctrica y la disociación de los ácidos orgánicos.
1886	Paul Louis Héroult y Charles Martin Hall	A partir de la aplicación de la electrólisis, lograron producir aluminio a partir de una masa fundida de óxido de aluminio en criolita.
1885	Walther Nernst (1864-1941)	Estudió la teoría de las disoluciones y analizo el comportamiento de los electrolitos desde la perspectiva termodinámica.
-----	Thomas Alva Edison (1847-1931)	Invencción del acumulador de níquel-hierro.
1898	Julius Tafel (1862- 1918)	Demostró el uso de plomo como electrodo para la reducción de los compuestos orgánicos. Estableció la ecuación de Tafel que conecta las velocidades de las reacciones electroquímicas y la sobretensión.
1899	Waldemar Jungner (1869-1924)	El sustituye el electrodo de hierro con el electrodo de cadmio que fue más eficiente. Es interesante señalar que en 1899 se llevó a cabo el récord mundial de velocidad en una carrera de un vehículo eléctrico. Desafortunadamente los avances en la combustión interna opacaron estas invenciones.

## 2.2 Referentes disciplinares

### 2.2.1 Teoría cinético-molecular de la materia

La química estudia tanto la composición, estructura, estabilidad y propiedades macroscópicas y microscópicas de sistemas conformados por átomos. Por otro lado, también estudia los factores que afectan la velocidad, dirección, los flujos y transformaciones de energía asociados a las reacciones químicas.

La teoría cinético-molecular de la materia, es un modelo explicativo que nos plantea que la materia está compuesta por átomos o moléculas, que siempre están en movimiento



interactuando entre ellas mediante fuerzas. Estas pequeñas partículas que se mueven con movimiento perpetuo, atrayéndose unas a otras cuando están separadas por una pequeña distancia, pero repeliéndose cuando se las trata de apretar una contra otra (Suarez, TEORIA CINETICO MOLECULAR DE LA MATERIA, 2014).

Para entender los principios de la teoría cinético-molecular de la materia debemos recordar que el espacio y la energía son los únicos componentes del universo, y que esta última tiene una alta capacidad de transformarse y de fluir. Estas transformaciones están regidas por leyes bien definidas, ya que los procesos en el universo tienen una dirección preferencial que es encaminarse hacia el equilibrio térmico y químico. La segunda ley de la termodinámica establece que los sistemas tienden hacia estados más probables, que son los estados de equilibrio.

En 1827 Robert Brown, por medio de un microscopio observó que partículas sólidas suspendidas en un líquido se mueven de manera aleatoria, a este fenómeno se le denominó movimiento Browniano y fue Albert Einstein, en 1905, quien lo explicó por medio de la teoría cinético-molecular de la materia, planteando que el movimiento aleatorio de partículas microscópicas suspendidas en un fluido se debe a que éstas son bombardeadas por las moléculas, o átomos, en movimiento que componen el fluido. A medida que las partículas son más pequeñas disminuye la probabilidad de que en un instante dado todos los impactos que sufre la partícula se cancelen unos a otros, por tanto se observa un impulso neto que se manifiesta en el movimiento de la partícula (Suarez, TEORIA CINETICO MOLECULAR DE LA MATERIA, 2014). Además, las partículas más livianas al chocar con las moléculas del fluido pueden ser aceleradas más fácilmente, ya que éstas tienen menos inercia. Fenómenos como la difusión y la ósmosis se deben al movimiento browniano.

Entender la teoría atómica es indispensable para entender la electroquímica. Cuando ocurren los procesos electroquímicos se pueden formar iones (átomos ionizados) mediante la pérdida o ganancia de electrones. Por otro lado, el flujo de materia hacia la interfaz de electrodo/electrolito puede ocurrir a través de la difusión, que es un proceso que se explica a través de la teoría cinético molecular de la materia y la segunda ley de la termodinámica. Finalmente el flujo de carga en los metales ocurre a través del movimiento de “partículas” llamadas electrones.

La misma formación de un enlace químico está asociada a la polarización de la densidad de carga negativa que circunda los núcleos hacia la parte media de estos, que es lo que llamamos enlaces. Desde este punto de vista se podría decir que todos los procesos químicos tienen que ver con las propiedades eléctricas de la materia.

### **2.2.2 Conceptos básicos de termodinámica**

La termodinámica estudia la transformación y el flujo de la energía en sistemas compuestos por un gran número de partículas (átomos o moléculas). La energía puede ser cinética, cuando esta se encuentra asociada al movimiento y se relaciona con la velocidad relativa y la masa del objeto. También puede ser energía potencial cuando esta se relaciona con la posición relativa entre dos cuerpos que están interaccionando a través de fuerzas conservativas (nuclear, gravitacional o electromagnética). Un cuerpo tiene energía cinética con respecto a un punto de referencia u observador, a partir del cual se mide la velocidad relativa del objeto (Rache, Avendaño, & Suarez, 2013). Para que haya energía potencial un cuerpo debe estar influenciado por un campo de fuerza generado por otro objeto, como en el caso de la gravedad. En otras palabras un cuerpo aislado no tiene energía potencial ni cinética.

La primera ley de la termodinámica establece que la energía ni se crea ni se destruye sino tan solo se transforma en los sistemas aislados.

La segunda ley de la termodinámica dice que los procesos naturales tienden hacia estados más probables.

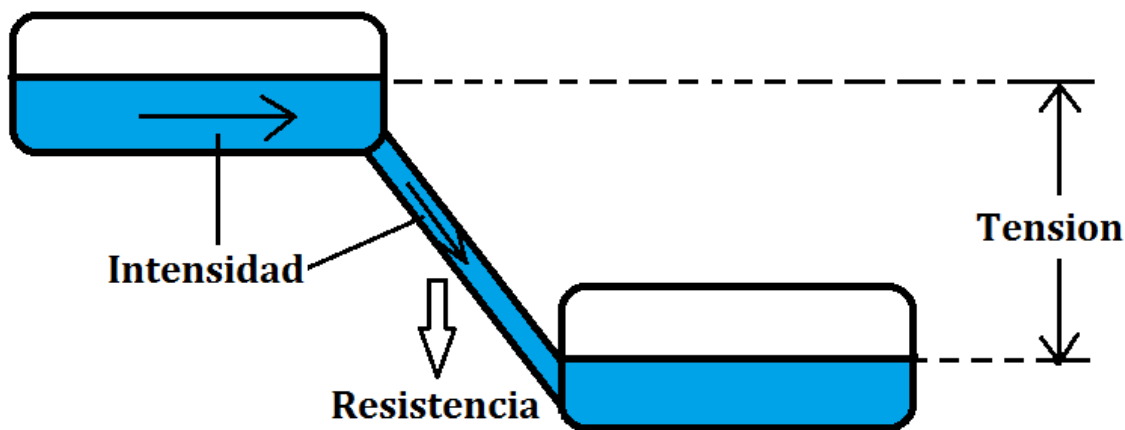
Los sistemas electroquímicos son muy útiles para explicar las leyes de la termodinámica. Por ejemplo cuando una batería hace funcionar un LED estamos observando la transformación de la energía, de energía “potencial química” en energía eléctrica y esta a su vez en energía en forma de radiación electromagnética. Por otro lado la primera ley se debe cumplir, de este modo la “energía química” liberada debe ser igual a la energía en forma de fotones más la energía disipada en forma de calor. Finalmente la segunda ley nos dice que si la reacción electroquímica la interior de la batería ocurre es porque la entropía del universo aumenta con este proceso.

Por otro lado podríamos preguntarnos ¿por qué la electrolisis de agua no ocurre naturalmente? Esto se debe a que este proceso lleva a una disminución de la entropía del universo y por tanto no va a ocurrir a menos que se haga trabajo sobre el sistema, el

cual se realiza cuando se aplica una diferencia de potencial eléctrica entre los dos electrodos que “obliga” a que la reacción ocurra a pesar de aumentar la entropía a través del dispositivo utilizado para hacer la electrólisis, pero de manera global la entropía siempre aumenta.

### **2.2.3 Diferencia de potencial, corriente, resistencia eléctrica.**

Los aspectos más elementales del comportamiento del “fluido eléctrico” como la tensión, la corriente, la resistencia y energía eléctrica, pueden ser analizados mediante en flujo de agua entre dos depósitos de agua situados a distinta altura, como se puede ver en la ilustración 1 (Centeno, Reneses, & Sanchez, 2007). Si hay una conexión entre los depósitos, la diferencia de altura haría circular el agua entre ambos recipientes. La diferencia de altura existe y la podemos medir, aunque el agua no circule. Ésta es la idea que se aplica también a la tensión: puede haberla aunque no haya corriente eléctrica. De este modo el potencial eléctrico es energía potencial por unidad de carga. Al colocar la tubería, aparece un caudal de agua que corre a través de la misma. Esa circulación de agua es equivalente a la corriente eléctrica. La cantidad de agua que circula depende de la diferencia de altura entre los depósitos y del grosor de la tubería que instalamos. Igualmente, la corriente que haga circular la batería dependerá de la tensión y, además, del componente que conectemos. Un elemento que oponga más resistencia al paso de la corriente será equivalente a una tubería estrecha y por él circulará una intensidad de corriente pequeña. Un equipo que oponga poca resistencia permitirá circular una mayor intensidad de corriente.



**Ilustración 1. Analogía del agua para entender el voltaje, la resistencia y la intensidad.**

El voltaje (diferencia de potencial o tensión eléctrica) es entonces una propiedad que cuantifica la diferencia de energía potencial por unidad de carga entre dos puntos en un circuito. Su unidad es el voltio que corresponde a  $J C^{-1}$  en unidades fundamentales. Si se tienen dos puntos que tienen una diferencia de potencial y estos se conectan a través de conductor, como consecuencia, se producirá un flujo de electrones (Levy, 2004). Esa tensión entre los dos puntos depende del potencial eléctrico entre los extremos del campo eléctrico, que por principio se sabe que es un campo conservativo.

La carga que se ubica en el punto de mayor potencial se trasladará a través del conductor al punto de menor potencial, ya que una partícula siempre va a tender a moverse de sitios de alta energía potencial a sitios de menor energía potencial. La tensión en un circuito abierto es el voltaje a través de los terminales de una pila o batería cuando no fluye corriente externa. El voltaje de circuito cerrado es el voltaje de una pila o batería cuando la batería está produciendo corriente en el circuito externo (PowerStream, 2005).

La corriente eléctrica o intensidad de corriente es la cantidad de carga eléctrica que fluye por unidad de tiempo. La unidad en que se mide esta propiedad son los culombios por segundo. Recordemos que la carga de un electrón es de  $1,602 \times 10^{-19}$  culombios (PowerStream, 2005). Un amperio representa el flujo de un culombio de carga eléctrica por segundo. Los Amperios-hora son una medida de la cantidad de carga almacenada o usada. La cantidad total de electricidad, o de amperios-hora disponible de una pila o batería completamente cargada, es lo que se conoce como Capacidad. Se debe tener en cuenta que la corriente eléctrica no está relacionada directamente con la velocidad a la

que se mueven los electrones; es el voltaje el que se puede correlacionar con la velocidad a la que se mueven los electrones, ya que la energía potencial se convierte en energía cinética.

Como lo dijimos anteriormente la resistencia eléctrica es la oposición que tienen los electrones al moverse a través de un conductor. Esta cualidad se mide en ohmios, y es la tercera propiedad que se analiza bajo la relación conocida como la ley de Ohm (Burbano, Gracia, & Burbano, 2003). También las baterías o celdas pueden ofrecer una resistencia al flujo de corriente, la cual se denomina resistencia interna.

La conversión de la energía eléctrica, proporcionada en forma de corriente desde una fuente externa, en energía química almacenada en forma de energía potencial de los átomos, elementos o compuestos que participan en las reacciones electroquímicas en la batería, se denomina proceso de carga, y esta es una operación en la que la batería se restaura a su estado de “carga” original mediante un flujo de corriente en sentido inverso al que ocurre de forma natural. La descarga es la conversión de la energía química de una célula en energía eléctrica, que luego puede ser utilizada para suministrar energía a un sistema.

#### **2.2.4 Electronegatividad (según Mulliken), energía de ionización y afinidad electrónica de los átomos**

La electronegatividad, según la escala Mulliken-Jaffe, es el promedio aritmético entre la afinidad electrónica, que es la energía intercambiada con los alrededores cuando un átomo neutro adquiere un electrón más, y la primera energía de ionización, que es la energía necesaria para retirar un electrón de un átomo neutro (Suarez, 2014). Esta información nos ayuda a entender cómo los átomos menos electronegativos tienden a oxidarse y los de mayor electronegatividad tienden a reducirse, situación que evidenciamos en la tabla periódica donde los elementos del grupo 16 y 17 tienden a reducirse fácilmente, ya que ganan carga eléctrica negativa, formando aniones, y los del grupo 1 y 2 tienden a oxidarse fácilmente, ya que pierden carga eléctrica negativa, y se convierten en cationes. De este modo la reactividad entre los átomos está relacionada en parte, con la facilidad que tienen los átomos de ganar o perder carga eléctrica negativa.

El concepto de electronegatividad ha permitido explicar la reactividad química de los elementos químicos (tendencia a formar enlaces químicos) y ha brindado información

que permite la organización de estos en la tabla periódica; por ejemplo los elementos del grupo 18, (gases nobles) son muy poco reactivos, ya que sus energías de ionización altas y afinidades electrónicas tan bajas, hace que los átomos de estos elementos difícilmente puedan ser oxidados o reducidos al entrar en contacto con otros átomos, esto quiere decir que no intercambian carga negativa con otros átomos y por ende la probabilidad de formar enlaces químicos estables con otros átomos es muy baja (Suarez, 2014).

Otra forma de entender cómo la electronegatividad está relacionada con las propiedades químicas de los elementos es analizando las características de los halógenos y los metales alcalinos. Los elementos del grupo 1 y 2 (Na, K, Ba, Ca, etc.) por presentar bajas electronegatividades no forman nuevas sustancias puras entre sí, pero los de alta electronegatividad como los halógenos, el oxígeno, el nitrógeno y el azufre si pueden hacerlo. De este modo forman moléculas diatómicas como el  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ , hasta compuestos como el  $N_2O_3$ ,  $CO_2$ ,  $S_8$ . Los metales alcalinos reaccionan violentamente (emiten una gran cantidad de energía) con los halógenos y como resultado de esto forman compuestos iónicos o polares, que al disolverse en agua forman iones (átomos con electronegatividades muy distintas tienden a reaccionar para formar compuestos iónicos ya que ocurre un desplazamiento muy grande de carga negativa desde los átomos de menor electronegatividad hacia los átomos de mayor electronegatividad) (Suarez, 2014). Cuando dos átomos de electronegatividades similares forman un nuevo compuesto, se denomina a esta interacción enlace covalente.

Cuando el concepto de electronegatividad se aplica a iones o moléculas se usa mejor el concepto de acidez, ya que un ion o molécula capaz de aceptar carga negativa (como el  $H^+$ ,  $BH_3$ ) es catalogado como ácido, mientras que aquel que sea capaz de donar carga negativa (como el  $OH^-$ ,  $NH_3$ , la anilina, las aminas) se cataloga como básico (Suarez, 2014).

### **2.2.5 Conductividad eléctrica: conductores, electrolitos y semiconductores.**

La corriente eléctrica representa la transferencia de carga. Esta carga puede ser llevada a través de los metales puros o a través de los electrolitos líquidos. El primer tipo de conducción se denomina conducción metálica y el segundo conducción iónica.

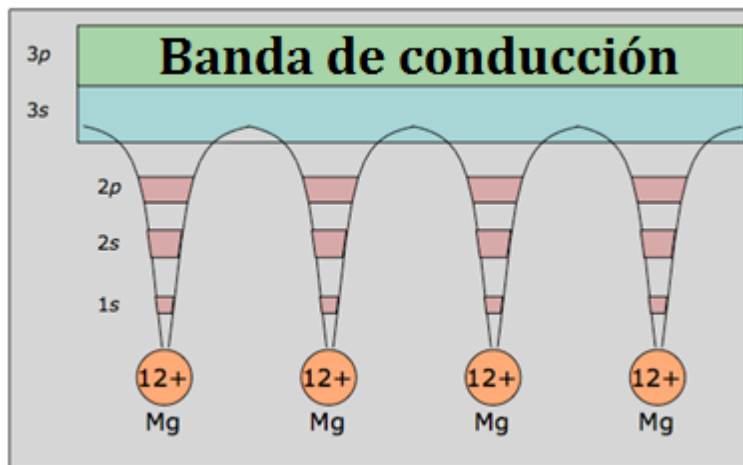


Ilustración 2. Diagrama esquemático de las bandas de energía de un cristal de magnesio. (UCDavis.ChemWiki, 2014).

Los únicos electrones que pueden tener “libre” movimiento al interior de un metal son aquellos que tienen energías cercanas a la energía de Fermi, que es la energía del nivel más alto ocupado por los electrones a una temperatura de 0 K. En la figura 2 serían los electrones que tienen una energía situada en la banda verde ya que tienen energías superiores a las barreras de energía potencial ocasionadas por la presencia de los núcleos atómicos (son las líneas curvas que unen los núcleos atómicos en la figura 2). Esto quiere decir que los electrones encargados de transportar la carga son muy pocos con respecto a la cantidad total de electrones al interior del cristal.

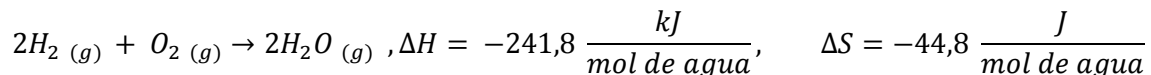
Si la energía de los electrones de más alta energía al interior de un sólido está por debajo del máximo de energía potencial de la barrera que separa un núcleo atómico de otro adyacente, el material se comportará como un aislante o un semiconductor.

Ya que electrones aislados no son estables en electrolitos líquidos, la conducción de carga en estos medios ocurre por el movimiento de iones. Los iones cargados positivamente migran hacia el electrodo negativo (cátodo) mientras que los iones cargados negativamente se mueven hacia el electrodo positivo (ánodo). Ambos tipos de conducción, iónico y metálico, se producen en células electroquímicas.

### 2.2.6 Reacción química

Si en un sistema cambia la naturaleza de los enlaces químicos entre los átomos que conforman las moléculas, se dice que hay reacciones químicas. Esta modificación se relaciona con flujos y transformaciones de energía, y también con flujos de materia. Las

moléculas iniciales en la reacción química son llamados reactivos y las que se obtienen después de la reacción química se llaman productos. Las reacciones tienen una serie de pasos elementales a las que se les denomina mecanismo de reacción. Toda reacción química se describe mediante una ecuación que muestra los reactivos, los productos, las condiciones de reacción y los cambios en las propiedades termodinámicas asociados a la reacción química, como se muestra en la ecuación 1, donde se representa la formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno.



**Ecuación 1. Ecuación de formación del agua.**

Se debe resaltar que en una reacción química ocurren cambios en la vibración de las moléculas, ya que son estas las que están relacionadas con los enlaces químicos. El factor determinante para que ocurra la reacción química es la posibilidad de que se pueda intercambiar energía vibracional entre los átomos y moléculas. También si se aumenta la velocidad de aproximación entre las partículas se aumenta la energía disponible y la probabilidad de que las dos partículas transformen esa energía traslacional en vibracional y, de éste modo, reaccionen. Recuerde que el factor determinante para que ocurra la reacción química es cómo reactivos y productos pueden entrar en resonancia a través de un estado de transición (que es un sistema altamente inestable) para intercambiar energía vibracional (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014).

### 2.2.7 Cinética de reacción

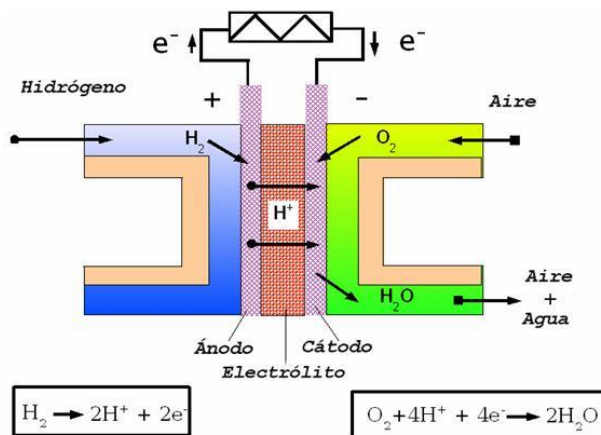
Aunque las reacciones químicas pueden ocurrir en fase homogénea (cuando los reactivos y productos están en mezclas homogéneas llamadas disoluciones) la mayoría de reacciones químicas en la naturaleza ocurren en la interfaz entre dos fases o estados de agregación, como por ejemplo la transferencia de carga eléctrica que ocurre en la interfaz electrodo-electrolito. Fenómenos de transporte de materia como la difusión (cuando hay una presencia de gradientes de concentración), la advección, la convección (cuando hay movimiento del fluido que está reaccionando por presencia de gradientes de presión o de densidad) y la migración (cuando hay una presencia de gradiente de potencial eléctrico y de reactivos iónicos) tienen un efecto significativo en la velocidad de reacción (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014).



Para hablar de cinética química, se debe verificar entonces si existe una probabilidad significativa de que ocurra la reacción. Para esto el cambio de las propiedades termodinámicas, como la entropía o del potencial químico, son útiles para determinar la viabilidad de la reacción. La reactividad del átomo o molécula está relacionada directamente con la distribución de densidad de carga en ella y su capacidad de polarización. Por esta razón la reacción química solo va a ocurrir si los reactivos se encuentran a una distancia pequeña y en las orientaciones apropiadas como para que puedan ocurrir cambios en la distribución de densidad de carga en las moléculas que lleven a la formación o destrucción de enlaces químicos (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014).

La velocidad a la que se muevan los átomos o moléculas en una reacción incide directamente en el número de colisiones de estas en el sistema y por ende en la velocidad de la reacción química. Ya que la temperatura se relaciona con el movimiento de las partículas, y afecta el número de colisiones, esta propiedad tiene una gran influencia en la velocidad de la reacción. Si se tiene mayor número de moléculas, mayor es la frecuencia de colisión, y así se explica cómo la velocidad de reacción es afectada por la concentración, la presión, la temperatura y el área de contacto entre dos fases (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014).

Las reacciones químicas pueden presentar más de un camino para que ocurran. La oxidación del Hidrogeno gaseoso en contacto con el oxígeno gaseoso para producir agua y liberar energía puede tener dos caminos (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014). La forma más sencilla es reaccionar de forma violenta (una explosión) liberando al ambiente gran cantidad de la energía en forma de calor. Pero si esta reacción se hace en una celda de combustible el hidrogeno es oxidado en el ánodo sobre la superficie de un catalizador y el oxígeno es reducido en el cátodo, sobre otro catalizador. Los electrones producidos en el ánodo se mueven a través de un conductor hacia el cátodo y los iones hidronio se mueven a través de un electrolito también hacia el cátodo. Sobre el catalizador que se encuentra en el cátodo confluyen los electrones, iones hidronio y oxígeno para producir agua (Rache, Avendaño, & Suarez, 2013).



**Ilustración 3. Esquema de una celda de combustible (Rache, Avendaño, & Suarez, 2013).**

El catalizador más comúnmente utilizado en el ánodo y en el cátodo es platino. En éste caso se dice que el Platino es un catalizador, ya que su presencia proporciona otra ruta de reacción donde la velocidad y rendimiento de la reacción química son mucho más altos. En las celdas de combustible la transferencia de energía hacia los alrededores se hace preferencialmente en forma de trabajo, lo que es muy útil para el hombre.

Para controlar la velocidad de reacción se pueden usar diferentes mecanismos, como controlar la temperatura o usar un catalizador. Pero también existen técnicas para alterar los potenciales de reacción en un proceso de oxidación. Por ejemplo, para aumentar la vida útil de los barcos, la cual se ve afectada por la oxidación del acero en sus cascos, resultado de la interacción con un ambiente corrosivo, se puede disminuir la velocidad de oxidación de los aceros poniéndolos en contacto con Zn. Brevemente, lo que se hace es formar una pila galvánica compuesta de los electrodos de Zn y Fe que están sumergidos en agua de mar. El Zn es el ánodo ya que éste se oxida y el acero va a actuar como cátodo, donde ocurre la reacción de reducción, que posiblemente es la reducción del oxígeno presente en la atmosfera terrestre (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014). Esta técnica de proteger el acero se conoce como protección catódica, y consiste en polarizar el acero a potenciales más bajos que el potencial de corrosión para disminuir la velocidad de oxidación.

También si controlamos el área de contacto entre los reactivos puede variar la velocidad reacción. Por ejemplo, la sal de cocina y el azúcar viene en pequeños granos para que se disuelva rápidamente. Por otro lado, casi siempre agitamos la mezcla para aumentar la velocidad de disolución de un sólido ya que generalmente estas reacciones están controladas por la velocidad de transferencia de masa desde la superficie del sólido

hasta el interior del solvente. En el caso de las baterías estas se encuentran de diferentes tamaños y presentaciones, debido a que las baterías grandes o con los electrodos en forma de polvo (como ocurre en las baterías alcalinas modernas) producen más corriente, ya que el área de contacto entre los electrodos es más grande.

### **2.2.8 Baterías, celdas de combustibles y capacitadores electroquímicos.**

Las baterías, pilas o celdas de combustible y los condensadores electroquímicos, son sistemas de almacenamiento y conversión de energía electroquímica, que aunque funcionen de forma diferente, existen principios electroquímicos comunes en estos tres sistemas. Las características comunes son que los procesos de provisión de energía tienen lugar en el límite de la fase del electrodo / electrolito y que el transporte de electrones y de iones se separan (Winter & Brodd, 2004). Tenga en cuenta que las baterías, pilas de combustible y supercondensadores constan de dos electrodos en contacto con una solución de un electrolito.

La energía eléctrica, en las baterías y celdas de combustible, se obtiene a través de las reacciones redox que suceden en el ánodo y el cátodo. El electrodo donde ocurre la reacción de oxidación se designa el ánodo, mientras que el cátodo es el electrodo donde ocurre la reducción.

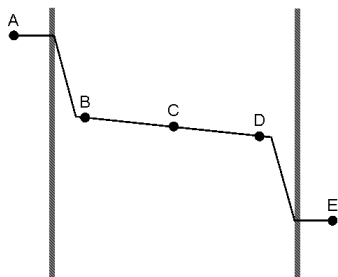
Las baterías son sistemas cerrados, donde no hay flujo de masa desde la batería hacia los alrededores o viceversa. Por el contrario las celdas de combustible son generalmente sistemas abiertos, donde los reactivos son suministrados continuamente desde una fuente externa a la célula y los productos de reacción son retirados continuamente (PowerStream, 2005). A diferencia de los ánodos metálicos utilizados normalmente en las baterías, los combustibles en una pila de combustible son generalmente gases o líquidos, con oxígeno como oxidante. La célula de combustible de hidrógeno / oxígeno es el más común.

### **2.2.9 Potenciales estándar de reducción**

Aunque muchas aplicaciones de las celdas electroquímicas implican un flujo de corriente entre los dos electrodos, se puede realizar una medición de la tensión, entre electrodos en ausencia de cualquier corriente de la célula. Esta tensión, que por lo general nos

referimos a ella como el potencial de las celdas, es la diferencia de potencial entre los electrodos. Cada uno de los potenciales de media celda es a su vez una diferencia de potencial entre el electrodo y la solución (ecuación 2) (Lower, 1994). Es importante entender que los potenciales de la media celda no son directamente medibles. Pero si no podemos determinar teóricamente el valor absoluto de un potencial de media celda y medir el potencial relativo de una media celda con respecto a otra media celda de referencia.

Las caídas de potencial más significativas ocurren en las inmediaciones de la interfaz electrodo/ electrolito debido a la presencia de las llamadas dobles capas eléctricas (zonas entre A-B y D-E de la siguiente figura) (ecuación 2) (Lower, 1994).



**Ilustración 4. Caídas de potencial significativas en una celda.**

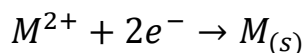
$$E_{cel} = V_{AB} + V_{BD} + V_{DE}$$

**Ecuación 2. Determinación de los potenciales de media celda.**

Si adoptamos una celda de referencia cuyo potencial se define arbitrariamente como cero, y medimos el potencial de otros sistemas de electrodos en contra de esta celda de referencia, se puede medir los potenciales de una media celda en una escala que es relativa al potencial de la celda de referencia. Al medir varios sistemas escritos como procesos de reducción (ecuación 3), podemos construir una tabla en la que las diversas reacciones de cada media celda están dispuestas en orden de sus potenciales relativos. La forma convencional de hacer esto, como se muestra en la Tabla 2, es escribir las reacciones como reducciones y colocarlos en el orden creciente de potenciales (más positiva). Los valores resultantes se conocen como los potenciales estándar de media célula (o celda), denotados por  $E^0$ . Por esta razón todos los valores del  $E^0$  se miden con respecto al electrodo normal de hidrógeno al cual se le asigna el valor de 0.000V.

Si la caída de potencial DE (ilustración 4) y la resistencia del medio es muy baja el potencial de media celda va a ser igual a:

$$E_{\text{media celda}} = V_{AB}$$



**Ecuación 3. Potencial de media celda en proceso de reducción.**

**Tabla 2. Serie electromotriz. Potenciales de las semirreacciones.**

Media reacción	$E^{\circ}$ (V)	Media reacción	$E^{\circ}$ (V)
$\text{Li}^{+}(\text{aq}) + e^{-} \leftrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.05	$\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + e^{-} \leftrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.80
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3e^{-} \leftrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.68	$\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 2\text{H}^{+}(\text{aq}) + e^{-} \leftrightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.80
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^{-} \leftrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^{+} + e^{-} \leftrightarrow \text{Mn}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.95
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2e^{-} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.44	$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2e^{-} \leftrightarrow 2\text{Br}^{-}(\text{aq})$	+1.09
$2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2e^{-} \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0.00	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^{+} + 4e^{-} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + e^{-} \leftrightarrow \text{Cu}^{+}(\text{aq})$	+0.16	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e^{-} \leftrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.34	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2e^{-} \leftrightarrow 2\text{Cl}^{-}(\text{aq})$	+1.36
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4e^{-} \leftrightarrow 4\text{OH}^{-}(\text{aq})$	+0.40	$\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + 8\text{H}^{+} + 5e^{-} \leftrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Cu}^{+}(\text{aq}) + e^{-} \leftrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.52	$\text{HO}_2^{\cdot} + \text{H}^{+} + e^{-} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+1.51
$\text{I}_2(\text{s}) + 2e^{-} \leftrightarrow 2\text{I}^{-}(\text{aq})$	+0.54	$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3e^{-} \leftrightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1.52
$\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3e^{-} \leftrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^{-}(\text{aq})$	+0.59	$\text{Ag}^{2+}(\text{aq}) + e^{-} \leftrightarrow \text{Ag}^{+}(\text{aq})$	+1.98
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.70	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow 2\text{HF}(\text{aq})$	+3.05

Supongamos una celda hecha de electrodos de cobre y zinc; un electrodo de cobre sumergido en una solución de sulfato de cobre y un electrodo de zinc sumergido en una solución de sulfato de zinc. Es necesario colocar un puente salino entre los dos recipientes que contienen los electrodos, que permite el transporte de iones entre los dos compartimentos y cerrar el circuito.

En la ilustración 5 se pueden observar las semi-reacciones de cada celda. Por medio de un voltímetro se puede medir la diferencia entre los voltajes en las dos interfaces de metal/solución. El uso de un voltímetro de alta resistencia asegura que el potencial de la célula se mide en las condiciones de no flujo de corriente, y por lo tanto no se pueden producir reacciones electroquímicas.

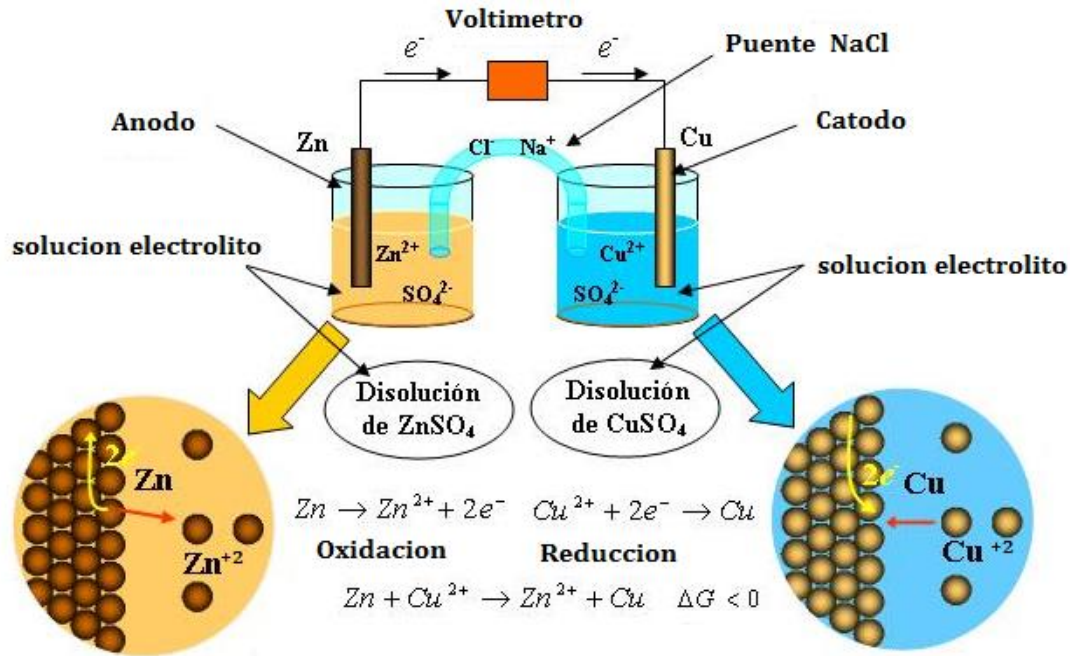


Ilustración 5. Diagrama esquemático de una celda galvánica de Zn y Cu. (Pozuelo, 2015).

El voltaje teórico de la celda ( $E_0$ ) puede determinarse usando la serie electroquímica y está dado por la diferencia entre el potencial de electrodo estándar en el cátodo,  $E_0$  del cátodo, y el potencial de electrodo estándar en el ánodo,  $E_0$  del ánodo (ecuación 3),

$$E_{catodo}^0 - E_{anodo}^0 = E_{celda}^0$$

Ecuación 4 . Voltaje teorico de la celda

### 2.2.10 Doble capa eléctrica

En una interfaz se puede formar una doble capa eléctrica debido a varios factores:

1. Si el nivel de Fermi del metal está por encima de los niveles HOMO (más altos ocupados) de las especies en solución.
2. Si hay adsorción de iones en la superficie del electrodo.
3. Si hay equilibrios acido-base en la interfaz electrodo-electrolito.
4. Si se polariza el electrodo mediante una batería o fuente de poder DC.

Los hechos anteriores hacen que la superficie del electrodo quede cargada y que en la solución adyacente a él se acumulen iones de carga opuesta y se polarice el solvente. Esto forma una capa de cargas tanto en el metal como en el electrolito, llamado la doble capa eléctrica, como se puede observar en la ilustración 6. Las reacciones electroquímicas tienen lugar en esta capa, y todos los átomos o iones que son reducidos u oxidados deben estar al interior de ella.

La barrera de energía hacia la reacción del electrodo, descrita como la energía de activación de la reacción electroquímica, se encuentra a través de esta doble capa (Kumar & Sarakonsri, 2010). La reacción electroquímica puede estar controlada por la velocidad a la que se trasfiere la carga (o electrones) desde o hacia las sustancias electroactivas en la interfaz electro-electrolito, en este caso se dice que la reacción está controlada por la cinética de las reacciones químicas. Por otro lado, la velocidad de reacción puede estar controlada por la velocidad a la que estas especies llegan a la interfaz, en este caso la reacción está controlada por los procesos de transporte de masa. La barrera de energía para que ocurra la reacción del electrodo, descrita como la energía de activación de la reacción electroquímica, se encuentra a través de esta doble capa (Kumar & Sarakonsri, 2010).

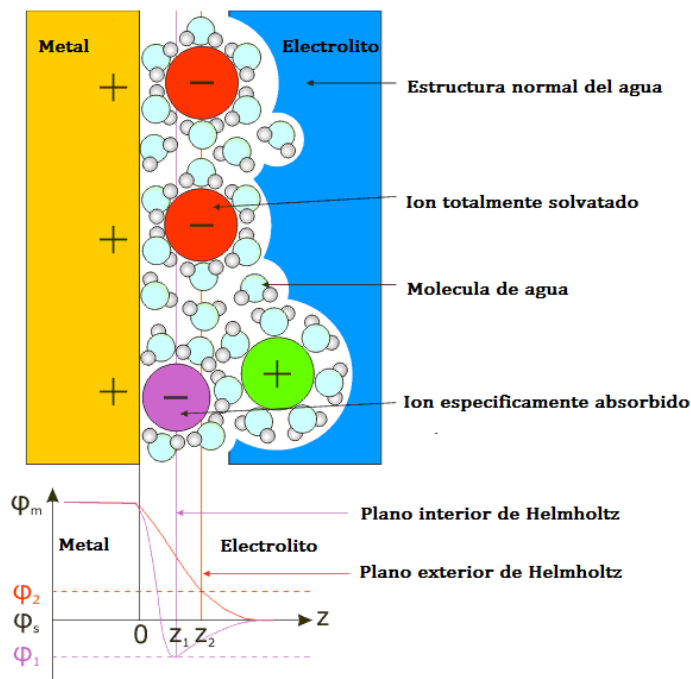


Ilustración 6. Diagrama explicativo del funcionamiento del doble capa eléctrica. (Wandlowski, 2007)

### 2.2.11 Ecuación de Butler – Volmer

En el caso de las reacciones heterogéneas, existe una relación importante entre el potencial del electrodo y la velocidad (corriente) de reacción. Para desarrollar esta relación se debe analizar la influencia del potencial sobre la constante de velocidad. A partir de esta idea se puede expresar la corriente de la reacción por medio de la ecuación 5.

$$i = nFAk^0 \left[ C_0(0, t) e^{\frac{-\alpha nF(E-E^0)}{RT}} - C_r(0, t) e^{\frac{(1-\alpha)nF(E-E^0)}{RT}} \right]$$

**Ecuación 5. Ecuación de Butler- Volmer**

Esta ecuación es conocida como de Butler-Volmer y expresa la variación esperada en la corriente a medida que se modifique el potencial del electrodo (E) desde una posición de equilibrio ( $E^0$ ). Esta ecuación es una de las relaciones más importantes de la electroquímica.

### 2.2.12 Electrolisis

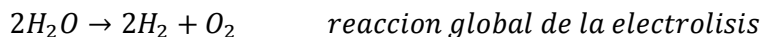
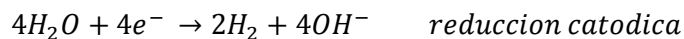
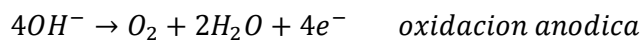
Al proceso que separar los elementos constitutivos de un compuesto por medio de la electricidad se denomina electrólisis. Este proceso lleva a una disminución de la entropía del sistema y por tanto no va a ocurrir a menos que se haga trabajo sobre él. Este trabajo se realiza cuando se aplica una diferencia de potencial eléctrica entre los dos electrodos que “obliga” a que la reacción ocurra a pesar de disminuir la entropía del sistema, ya que el aumento de entropía a través del dispositivo utilizado para hacer la electrólisis es mucho mayor que la disminución de la entropía al hacer la electrolisis, del agua por ejemplo, y de este modo la entropía del universo aumenta.

Como sucede con las pilas, en la electrólisis también se evidencian dos semi-reacciones, una oxidación y una reducción (ecuación 6). Cuando conectamos los electrodos con una fuente de energía (generador de corriente directa), el electrodo que se une al borne positivo del generador es el ánodo de la electrólisis y el electrodo que se une al borne negativo del generador es el cátodo.

Por ejemplo, si se hace pasar una corriente eléctrica entre dos electrodos de grafito, que están sumergidos en una disolución de NaOH en agua, esta se puede descomponer en



los elementos que la constituyen hidrógeno y oxígeno (el voltaje debe ser superior a 1,23 V). La electrólisis del agua se puede analizar por medio de las siguientes ecuaciones:



**Ecuación 6. Reacciones presentes en la electrolisis del agua.**

La electrolisis fue uno de los experimentos fundamentales que llevaron al nacimiento de la química como ciencia, ya que muestra varias características importantes de la estructura y comportamiento de la materia. En primer lugar demuestra que hay una conexión entre la electricidad y la transformación de la materia. Gracias a los aportes de científicos como Faraday se logró entender que la cantidad de gas producido (en moles) es proporcional a la carga total que fluyó por los electrodos. La carga total (en culombios) es el producto de la corriente eléctrica (en amperios) por el tiempo (en segundos) que transcurrió durante la formación de los gases.

También se demostró que a las mismas condiciones de temperatura y presión, la proporción en volumen de hidrógeno y oxígeno producidos en estado gaseoso es exactamente 2:1. Lo que quiere decir que la proporción de moléculas de hidrógeno a moléculas de oxígeno producidas también es exactamente 2:1, debido a que el volumen es proporcional al número de moles según la ecuación de los gases ideales. Esto quiere decir que la proporción de átomos de hidrógeno con respecto a la de átomos de oxígeno en una molécula de agua es constante (2:1). Los experimentos de electrólisis donde se producen gases son muy útiles para hallar las fórmulas moleculares de los compuestos químicos (Suarez, TEORIA CINETICO MOLECULAR DE LA MATERIA, 2014).

### **2.2.13 Galvanoplastia**

La alteración de las propiedades mecánicas de un material por la acción del medio ambiente se llama corrosión. Los elementos que estén hechos de hierro o acero se oxidan rápidamente, y esto hace que las estructuras que estén sujetas a la corrosión sean menos resistentes, se deformen y finalmente se fracturen. Para aumentar la vida útil de estos materiales se disminuye la velocidad de oxidación de los metales recubriéndolos

con otro metal más resistente a la oxidación o colocándolos en contacto con Zn, que se oxida más fácil que el metal original y evita su oxidación.

Se denomina galvanización al proceso electroquímico por el cual se puede cubrir un metal con otro por medio de una reacción electroquímica. De este proceso se derivan diferentes técnicas como la galvanotecnia y la galvanoplastia. La función del galvanizado es proteger la superficie del metal sobre el cual se realiza el proceso. El galvanizado más común consiste en formar una capa de zinc (Zn) sobre hierro (Fe), ya que al ser el zinc más oxidable que el hierro se protege al hierro de la oxidación al exponerse al oxígeno del aire (Nogueron, 2012).

Otros procesos de galvanizado muy utilizados son los que se refieren a piezas decorativas. Se recubren estas piezas con fines principalmente decorativos. Las hebillas, botones, llaveros, artículos de escritorio y un sinnúmero de productos son bañados en cobre, níquel, plata, oro, bronce, cromo, estaño, etc. En el caso de la bisutería se utilizan baños de oro (generalmente de 18 a 21 quilates). También se recubren joyas con metales más escasos como platino y rodio (Nogueron, 2012).

En los procesos de galvanizado se utiliza una fuente de alimentación de corriente continua y que sea capaz de producir una diferencia de potencial de alrededor de 12 V. También se requiere un electrolito, que puede ser una disolución de sales del metal que se quiere depositar mediante una reacción de reducción. El ánodo debe estar hecho de una placa muy pura del mismo metal que se pretende depositar en el cátodo.

### **2.2.14 Bioelectroquímica**

Cuando se enseñan temas de electroquímica se recurre generalmente a la explicación del funcionamiento de las baterías de automóviles o las pilas utilizadas en diferentes actividades cotidianas. Pero no se expone cómo en los organismos vivos también encontramos estos fenómenos electroquímicos, como por ejemplo las tensiones desarrolladas por la anguila eléctrica, las corrientes iónicas que participan en los impulsos nerviosos, y las corrientes iónicas y cambios de potencial del músculo cardíaco que se miden en un electrocardiograma (Chirpich, 1975). Los organismos vivos pueden vivir gracias a que ocurren reacciones electroquímicas de forma controlada en las membranas biológicas de las células que funcionan de manera similar a como lo hacen las células de combustible.

Por ejemplo la fosforilación oxidativa es un proceso metabólico que utiliza la energía liberada por la oxidación de nutrientes para producir adenosina trifosfato (ATP). Este proceso consta básicamente de dos etapas: en la primera la energía liberada en forma controlada mediante reacciones químicas redox acopladas, lo que comunmente se conoce como cadena de transporte de electrones, se emplea para producir un gradiente electroquímico de protones a través de la membrana de la mitocondria. Este proceso es una forma de almacenar energía en forma de energía potencial eléctrica.

La energía potencial eléctrica de ese gradiente, llamada fuerza protón-motriz, se utiliza para hacer rotar una especie de turbina molecular (mediante un mecanismo en el que interviene la rotación de una parte de la enzima ATPasa de hidrógeno a medida que fluyen los protones a través de ella) que al cambiar cíclicamente su estructura propicia la síntesis catalítica de ATP a partir de iones fosfato y ADP para, de este modo, almacenar parte de esa energía potencial eléctrica como otra forma de energía potencial que podemos llamar química.

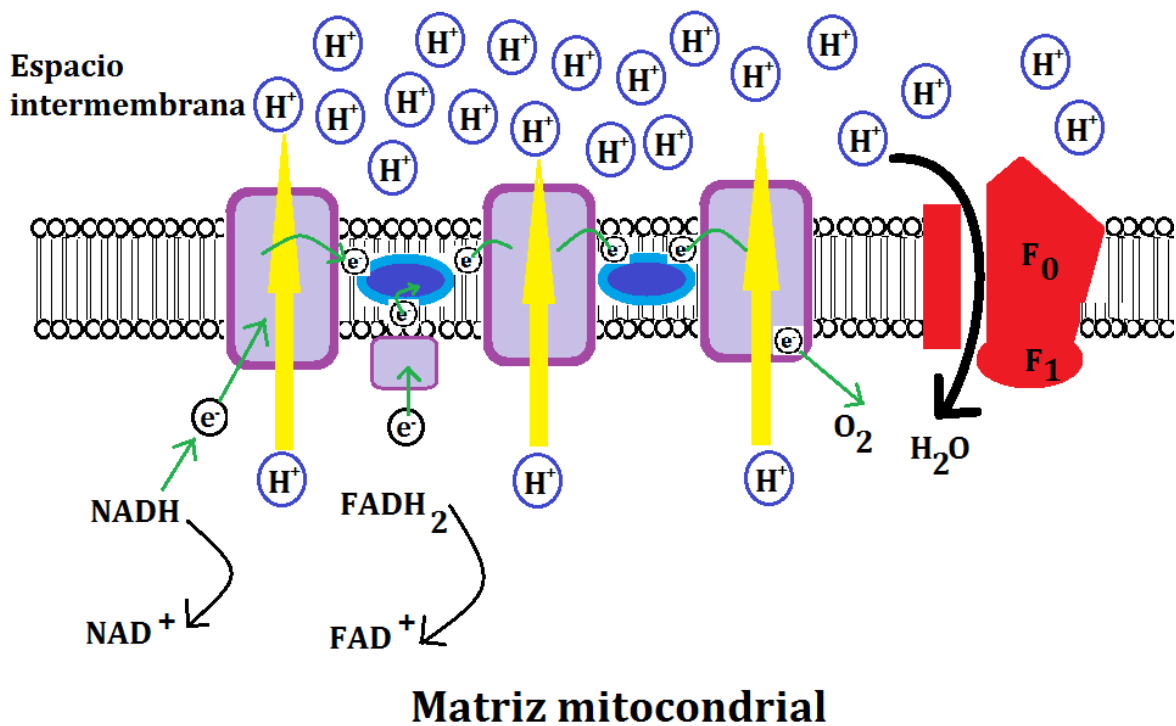


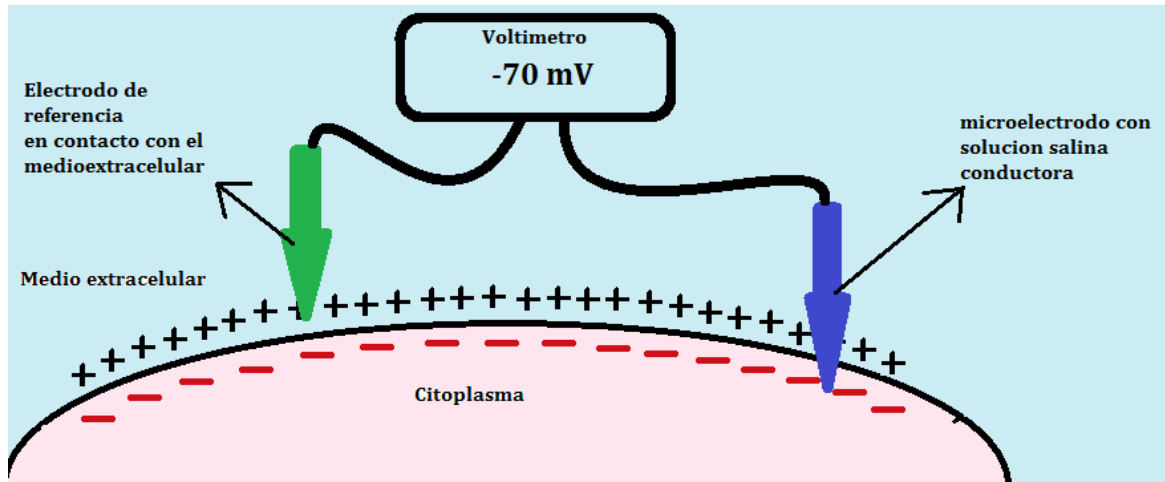
Ilustración 7. Esquema básico de la fosforilación oxidativa

### 2.2.15 Membranas biológicas (potencial de membrana y transporte de iones a través de ellas)

Desde los descubrimientos del médico y anatomista Luigi Galvani se comenzaron a construir las bases científicas de la electroquímica. Las observaciones que hizo sobre el fenómeno que ocurría al pasar electricidad por las ancas de rana, o tocando ambos extremos de los nervios empleando el mismo escalpelo descargado, fueron las bases para exponer que en las formas de vida superior como los animales existe una sustancia que él denominó “*nervio eléctrica*” (Shukla & Prem, 2008). Él planteó que esta era otra forma de generación de electricidad natural diferente a algunos fenómenos ya conocidos, como el de la anguila eléctrica o las rayas eléctricas.

Pero fue hasta la década de los 50 del siglo XX, que algunos biólogos usando el axón largo del calamar, registraron los sucesos eléctricos que tienen lugar dentro de las neuronas individuales. Dentro de los descubrimientos que obtuvieron determinaron, por ejemplo, que una neurona tiene un potencial eléctrico a través de su membrana plasmática, fenómeno que es similar a la diferencia de potencial que se encuentra entre los polos de una batería ya que se está almacenando energía a través de la membrana (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003).

La membrana plasmática contiene proteínas que funcionan como canales (más específicamente conductores iónicos), los cuales permiten a los principales iones celulares ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{+2}$ , y  $\text{Cl}^-$ ) desplazarse a través de ellos a diferentes velocidades de acuerdo a la diferencia de potencial electroquímico a ambos lados de la membrana y a la conductividad de cada canal. La diferencia de potencial en la membrana se ocasiona por la presencia de proteínas capaces de transportar iones en contra del gradiente electroquímico llamadas ATPasas que aprovechan la energía química para convertirla, en parte, en energía potencial eléctrica. Esto constituye el principal mecanismo para generar una diferencia de potencial eléctrico a través de la membrana plasmática. A este voltaje se le denomina potencial de membrana, y resulta de la diferencia de potencial eléctrico a ambos lados de la membrana, producto de la distribución asimétrica de iones. Para ser más específicos, el potencial de membrana es consecuencia de la separación de cargas positivas y negativas a través de una membrana celular. Debido a que la bicapa lipídica actúa como una barrera para la difusión de los iones, hay un exceso de carga positiva en el exterior de la membrana cuando una célula del sistema nervioso está en reposo (Lodish, y otros, 2004).



**Ilustración 8. Medición del potencial eléctrico a través de la membrana plasmática**

Al voltaje de membrana cuando la célula se encuentra inactiva (no estimulada) se le denomina **potencial de reposo** y por convención se toma el potencial externo como cero, y teniendo en cuenta que el interior tiene un exceso de carga negativa, el potencial de membrana en este caso toma valor negativo de -60 a -70 mV, como se muestra en la ilustración 8. El potencial de reposo se basa en un equilibrio entre gradientes químicos y eléctricos, el cual se mantiene mediante transporte activo y con una membrana que es selectivamente permeable a iones específicos.

En el citoplasma se encuentran en mayor concentración iones  $K^+$  y moléculas orgánicas grandes como proteínas que tienen carga negativa las cuales no pueden salir de la célula. En el líquido extracelular se encuentran en mayor concentración iones  $Na^+$  y  $Cl^-$ . Las diferencias de concentración se mantienen por la acción de una proteína especializada en la membrana llamada bomba de sodio-potasio, la cual bombea simultáneamente dos iones  $K^+$  hacia adentro de la célula y tres iones  $Na^+$  hacia afuera. Cuando la neurona no es estimulada solo el  $K^+$  puede transportarse a través de la membrana por medio de proteínas específicas llamadas canales de potasio, mientras que los canales de sodio (proteínas especializadas en el paso de  $Na^+$ ) permanecen cerrados (Lodish, y otros, 2004). Ya que la concentración de  $K^+$  es más alta dentro de la célula que en el exterior, este ion tiende a salir por difusión, y las moléculas orgánicas con carga negativa se queda en el interior. Esta difusión de  $K^+$  se detiene cuando el potencial de membrana es lo bastante grande como para contrarrestar el flujo debido a la difusión a través de la membrana con un flujo debido a la migración en dirección contraria. Este potencial es el potencial de reposo de la neurona (ilustración 9 (a)).

Si la magnitud negativa del potencial se reduce lo suficiente como para alcanzar un umbral, se genera un potencial de acción. El potencial de reposo se modifica cada vez que ocurre un flujo neto de iones hacia o desde el interior de la célula. Cuando se produce una disminución del potencial de membrana el proceso se denomina despolarización. El caso contrario se conoce como hiperpolarización (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003). Al modificarse el potencial de membrana se genera un flujo de corriente y esto es posible por la acción de canales iónicos. Durante un potencial de acción, el potencial de la neurona se elevará rápidamente hasta cerca de +50 mV dentro de la célula, proceso que ocurre en milisegundos, e inmediatamente después la célula regresa a su potencial de reposo. El potencial de acción fluye a través del axón hasta la terminal sináptica que es donde se realiza la comunicación entre neuronas, por medio de potenciales postsinápticos (PPS) (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003).

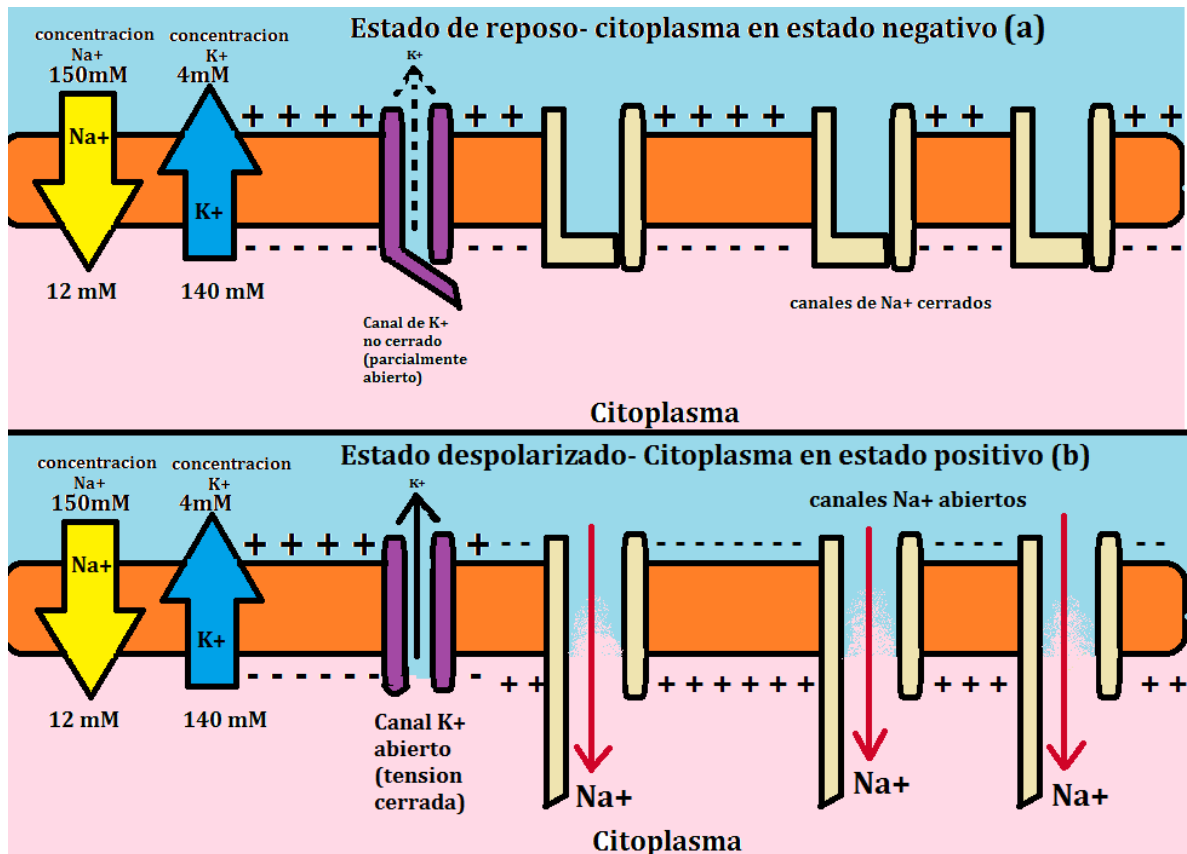


Ilustración 9. Estado de reposo de una membrana neuronal (a). Estado despolarizado de una membrana neuronal (b).

Los potenciales de acción suceden si una PPS genera en el interior de una célula que el potencial alcance el valor del umbral. En la ilustración 9 (b) podemos observar cómo se

abren los canales de  $\text{Na}^+$  y por difusión ingresa los iones  $\text{Na}^+$ . Pero inmediatamente después del cambio en el gradiente se cierran estos canales y el potencial de membrana hace que se abran los canales  $\text{K}^+$ , para que puedan salir iones  $\text{K}^+$ , en búsqueda de restablecer el potencial de reposo negativo. Un potencial de acción es como una ola de carga positiva que viaja hacia la terminal sináptica. Durante este recorrido se abren más canales  $\text{Na}^+$  en el axón, para que el potencial de acción avance por todo el axón como se muestra en la ilustración 10 (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003). Durante el paso de las cargas positivas, el potencial de reposo se restablece mediante el flujo de  $\text{K}^+$  hacia afuera, como se puede observar en la ilustración 9 (b). Se debe resaltar que si no se alcanza el umbral no se desarrolla un potencial de acción (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003).

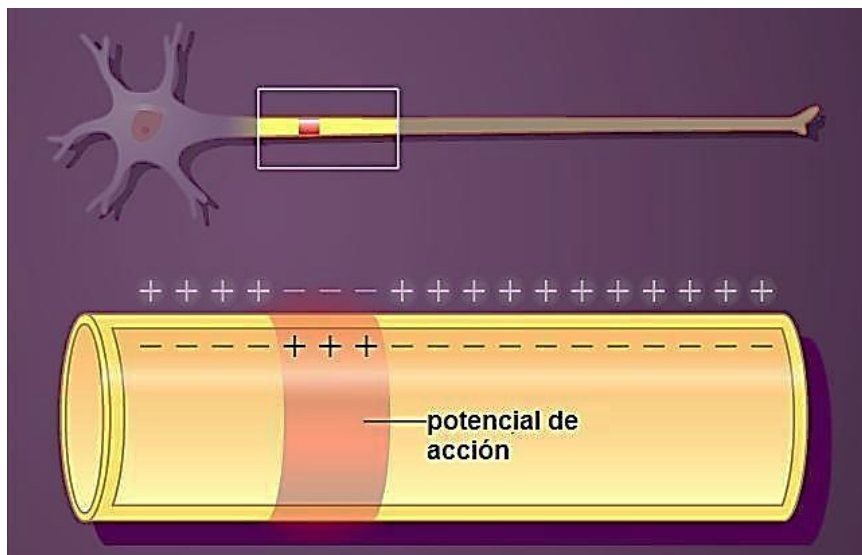


Ilustración 10. Transporte del potencial de acción por una neurona. (genomasur, 2013).

## 2.3 Marco didáctico

Uno de los objetivos fundamentales de la educación colombiana, es desarrollar un pensamiento holístico en los estudiantes, por medio del cual construyan un conocimiento integral, y obtengan la capacidad de buscar e interpretar nueva información que les permita interactuar con un entorno complejo y cambiante (M.E.N., 2004). En este objetivo, la interdisciplinariedad viene jugando un papel importante para la comprensión de los problemas científicos escolares, que aparecen al abordar tópicos que requieren una visión más global, como sucede con la electroquímica.

La interdisciplinariedad no es simplemente reunir estudios complementarios de diversos especialistas en un marco de estudio más colectivo, sino que además implica elaborar un marco más general en el que cada una de las disciplinas en contacto dependen claramente unas de otras (Torres, 1994). Cuando se relacionan dos o más disciplinas estas se enriquecen de forma simultánea. De este modo, se logra cambiar las metodologías y complementar los conceptos transversales a ellas.

Para estructurar las actividades experimentales desde un punto de vista interdisciplinar es necesario un enfoque que proporcione mayor relevancia al estudiante. Para este caso, la metodología de Aprendizaje Activo es una estrategia de enseñanza – aprendizaje cuyo diseño e implementación permiten promover la participación y reflexión continua del alumno a través de actividades que facilitan el diálogo, la colaboración, el desarrollo y construcción de conocimientos (RZCS, 2012).

El término aprendizaje activo se asocia con métodos de enseñanza que se centran en el estudiante, que utilizan actividades prácticas específicas que permitan la reflexión sobre lo que se está realizando (Bonwell & Eison, 1991). En esta estrategia didáctica los estudiantes siempre están involucrados en algún tipo de actividad, guiada en clase, a fin de que este construyendo nuevos significados. (Mora, 2012). Para utilizar esta metodología es claro que los alumnos no deben ser receptores pasivos de conocimiento, siempre deben ser aprendices activos. Los profesores no pueden ser la única fuente de información, sino que deben actuar como entrenadores que focalicen el análisis del estudiante (Breslow, 1999). Ya que los estudiantes construyen su conocimiento mediante la observación directa del mundo, esta estrategia aporta un gran conjunto de herramientas y metodologías para la enseñanza y el aprendizaje (Thornton, 2012).

Esta metodología para la enseñanza de las ciencias permite que los estudiantes construyan conocimientos científicos a través de observaciones y experiencias vivenciales. El aprender haciendo exige que los estudiantes efectúen predicciones, observaciones, discusiones y procesos de síntesis (PODS) a fin de que actúen y expresen sus propios enfoques y resoluciones a las situaciones que se les presentan (Benitez & Mora, 2011).



La metodología de aprendizaje activo utiliza siete pasos importantes (Huber, 2008), los cuales se referencian a continuación.

- **Presentación:** Los estudiantes reciben una descripción de una situación problemática.
- **Análisis:** Los estudiantes tienen que descubrir el problema y analizar sus diferentes aspectos, componentes y características.
- **Hipótesis - predicción:** los estudiantes generan hipótesis (predicciones) posibles para solucionar el problema, o responder las preguntas planteadas. En lo posible esta actividad se recomienda realizar en grupos de trabajo, no menor a 3 personas.
- **Socialización de hipótesis:** los estudiantes por grupo deben socializar sus hipótesis.
- **Experimentación:** los estudiantes desarrollan la experimentación para dar solución al problema.
- **Intercambio de resultados.** Los estudiantes intercambian sus resultados, interpretan la información obtenida, analizan de nuevo las preguntas y tratan de formular conclusiones.
- **Extrapolación:** El docente debe hacer una relación de la solución del problema con algunos fenómenos o unos procesos que permitan la ampliación de los conocimientos.

### **2.3.1 Antecedentes del aprendizaje activo en Colombia**

Desde la llegada del aprendizaje activo a Colombia con el proyecto ALOP (Aprendizaje Activo de la Óptica y la Fotónica) de la UNESCO, se han empleado diferentes temáticas en la formación de maestros en el aprendizaje activo (Ramirez & Monroy, 2012). Inicialmente se han capacitado para enseñar óptica, con investigaciones como las que se muestran a continuación.

- “Estudio del impacto didáctico de la metodología "De aprendizaje activo" en la enseñanza de la óptica” investigación realizada por Diana Patricia Vergara Marín, en donde se expone los avances del proyecto “ALOP en Medellín 2011 (Vergara, 2012). Está orientado a beneficiar el estudio de la óptica desde un proceso pedagógico pertinente, con materiales de fácil reproducción.

- “La enseñanza de los fenómenos de óptica geométrica a estudiantes de undécimo grado desde la perspectiva del aprendizaje activo” investigación realizada por Guillermo Rojas en el colegio Colegio Newman del municipio de Cajicá en donde se construyeron herramientas didácticas como talleres de aprendizaje activo, clases demostrativas interactivas, test conceptuales y montajes experimentales con materiales de bajo costo y fácil consecución (Rojas, 2011).

También se han realizado trabajos en donde se tiene como objetivo la enseñanza de conceptos y temáticas de la química desde esta perspectiva pedagógica.

- “Enseñanza de los factores que afectan la velocidad de reacción: una propuesta de aula desde el aprendizaje activo” investigación realizada por Juan Gabriel Barrera Herrera, quien propone una estrategia de aula con un componente experimental para la enseñanza de los factores que modifican la velocidad de una reacción química, utilizando como estrategia el aprendizaje activo (Barrera, 2012). Este trabajo se realizó en el colegio Calatrava School de la ciudad de Bogotá.
- “Las bebidas autocalentables y autoenfriables como recursos para un aprendizaje activo” es un trabajo realizado por María Luisa Prolongo, en donde se plantean actividades adecuadas para distintos niveles educativos (Prolongo & Pinto, 2010). Se indaga sobre el calentamiento de bebidas comerciales autocalentables usando la reacción de hidratación del óxido de calcio. También se analiza el enfriamiento de una bebida gracias al calor absorbido en el proceso de disolución de nitrato amónico en agua.

## **3.MARCO METODOLÓGICO**

Esta investigación es descriptiva, por lo tanto pretende diseñar una estrategia experimental e interdisciplinar (Química, Física, Biología) para la enseñanza-aprendizaje de los conceptos básicos sobre electroquímica con estudiantes de ciclo 5.

La presente investigación es de tipo cualitativo descriptivo y se trabajara con una muestra intencionada de 42 estudiantes del curso 1101 del Instituto San Juan de Dios, colegio privado de la Orden Hospitalaria de San Juan de Dios, de la localidad 4° de San Cristóbal, de la ciudad de Bogotá.

### **3.1 Objetivo 1. Identificar los conceptos químicos, físicos y biológicos fundamentales para la comprensión de los procesos electroquímicos.**

Durante la revisión y estructuración teórica del proyecto de trabajo de grado, se identificarán los conceptos fundamentales para la enseñanza-aprendizaje experimental e interdisciplinar de los fenómenos electroquímicos que serán objeto de trabajo en la estrategia a diseñar. Dentro de los documentos a revisar se encuentran los siguientes:

- Estándares de ciencias naturales del Ministerio de Educación Nacional.
- Artículos sobre la enseñanza de la electroquímica.
- Artículos sobre avances en electroquímica.

### 3.2 Objetivo 2. Conocer las concepciones previas y alternativas que tienen los estudiantes frente a los conceptos relacionados con la electroquímica.

Se diseñó un instrumento para identificar las ideas previas de los estudiantes. El cuestionario contiene preguntas abiertas y cerradas, que tienen como objetivo fundamental indagar acerca de los modelos explicativos de los estudiantes sobre los fenómenos electroquímicos. También se plantearon ítems que buscan evaluar la capacidad de los estudiantes para interpretar y explicar interdisciplinariamente una situación particular en las ciencias naturales. La estructura del instrumento planteado se encuentra explicada en la tabla 3.

Tabla 3. Estructura del cuestionario para indagar ideas previas.

Cantidad de ítems	Objetivo del ítem	Estructura del ítem
3	Indagar sobre los modelos explicativos de los estudiantes sobre los fenómenos electroquímicos	Preguntas abiertas
3	Indagar sobre los modelos explicativos de los estudiantes sobre los fenómenos electroquímicos	Preguntas cerradas
2	Evaluar la capacidad de argumentación interdisciplinar	Preguntas abiertas
2	Evaluar la capacidad de argumentación interdisciplinar	Preguntas cerradas

La versión final y utilizada del instrumento de ideas previas se encuentra en el ANEXO 1.

### 3.3 Objetivo 3. Diseñar una secuencia de guías prácticas-experimentales bajo el enfoque del aprendizaje activo y una perspectiva interdisciplinar.

Utilizando la información recolectada con los objetivos anteriores se diseñó una secuencia de guías prácticas-experimentales bajo el enfoque del aprendizaje activo y una perspectiva interdisciplinar.

### **3.4 Objetivo 4. Realizar la validación preliminar de la estrategia experimental para la enseñanza de los conceptos básicos de la electroquímica.**

Se utilizaron 3 técnicas de recolección de datos:

1. La observación directa del trabajo, discusiones y preguntas que realizaron los estudiantes durante las actividades de laboratorio. Como instrumentos de recolección de información se realizaron grabaciones de video, junto con los cuestionarios presentes en cada guía.
2. Realizar entrevistas durante las prácticas en modalidad analítica, para recolectar la información de los conceptos y procesos aprendidos por los estudiantes, y las actitudes frente al trabajo científico que se demuestran en el desarrollo de la estrategia.
3. Plantear recomendaciones para la implementación de las actividades prácticas, a partir de los inconvenientes evidenciados en la realización de los experimentos (problemas y precauciones en el material a utilizar), y la incidencia de fenómenos sociales y culturales en el desarrollo didáctico de la estrategia.



## **4. Resultados y discusión**

### **4.1 Revisión y diseño conceptual de la estrategia**

Durante la revisión conceptual de los referentes teóricos necesarios para entender y abordar la teoría electroquímica, es importante resaltar como estos se encuentran representados en los estándares nacionales de ciencias naturales para la educación básica y media. En la tabla 4 se clasifican las competencias, junto con los conocimientos que debe haber construido el estudiante al finalizar el grado 11. Particularmente los contenidos explícitos sobre electroquímica no aparecen allí planteados, pero si todos los pilares conceptuales que componen esta teoría.

En la columna derecha se encuentra el estándar general, que hace referencia a aquello que los estudiantes deben saber y saber hacer cuando finalicen el ciclo 5. Los 3 primeros estándares de competencias representan contenidos de la química, física y biología, áreas que como se explicó en la justificación deben desarrollarse de forma interdisciplinar. Las siguientes columnas indican acciones concretas de pensamiento y de producción de conocimientos para que los estudiantes logren la apropiación y el manejo de conceptos propios de dichas ciencias (M.E.N., ESTÁNDARES BÁSICOS DE COMPETENCIAS EN CIENCIAS NATURALES, 2004). Estas condiciones de aprendizaje se dividen según los entornos en los que se desarrollan los contenidos (entorno físico o biológico). Finalmente se plantean las competencias en CTS que el estudiante debe desarrollar para entender el mundo que lo rodea. Estas competencias tiene su propio estándar general.

Tabla 4. Estándares relacionados con el aprendizaje de la electroquímica.

Estándar general	Entorno físico		Entorno biológico
	Procesos químicos	Procesos físicos	
Relaciono la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico.	Explico los cambios químicos desde diferentes modelos.	Relaciono voltaje y corriente con los diferentes elementos de un circuito eléctrico complejo y para todo el sistema.	Explico el funcionamiento de neuronas a partir de modelos químicos y eléctricos.
Explico las fuerzas entre objetos como interacciones debidas a la carga eléctrica y a la masa.	Explico la relación entre la estructura de los átomos y los enlaces que realiza.	Establezco relaciones entre las variables de estado en un sistema termodinámico para predecir cambios físicos y químicos y las expreso matemáticamente.	
Utilizo modelos biológicos, físicos y químicos para explicar la transformación y conservación de la energía.	Identifico cambios químicos en la vida cotidiana y en el ambiente.		
Ciencia tecnología y sociedad			
Identifico aplicaciones de diferentes modelos biológicos, químicos y físicos en procesos industriales y en el desarrollo tecnológico; analizo críticamente las implicaciones de sus usos.	Analizo el desarrollo de los componentes de los circuitos eléctricos y su impacto en la vida diaria.		
	Analizo el potencial de los recursos naturales en la obtención de energía para diferentes usos.		
	Explico cambios químicos en la cocina, la industria y el ambiente.		

Como se pudo observar en la tabla 4, los contenidos allí planteados son acordes a los desarrollados dentro de los referentes teóricos que sustentan esta investigación. Es importante resaltar que los conocimientos se plantean de forma interdisciplinar, al igual que en la propuesta didáctica planteada. Adicional a lo anterior, los estándares de competencias le dan mucha importancia a la forma en que el estudiante se aproxima al

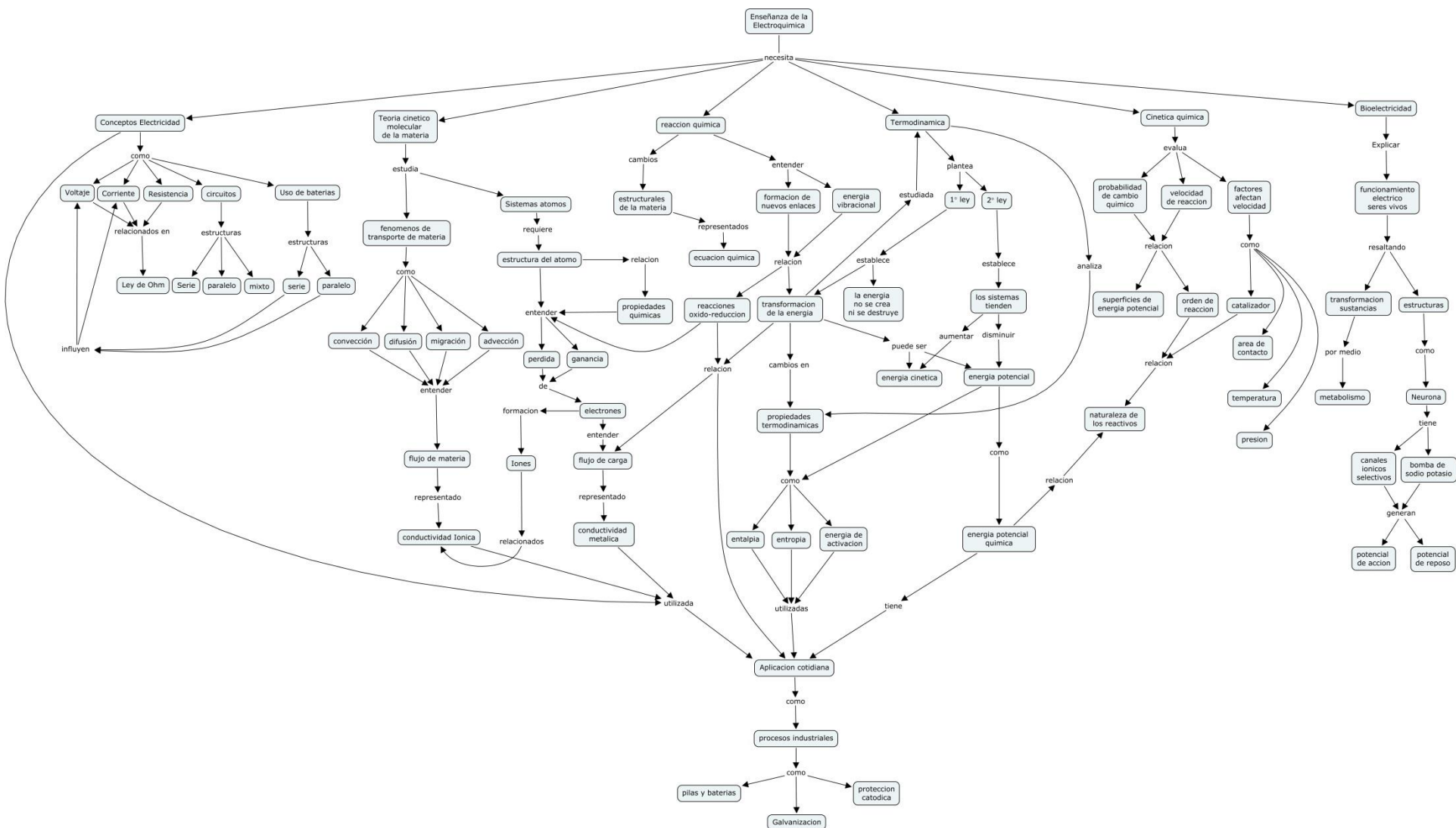


---

conocimiento como científico natural o social, a partir del desarrollo de habilidades para el trabajo práctico-experimental. Es por esta razón que la estrategia propuesta se desarrolla principalmente con prácticas de laboratorio guiadas.

Para organizar los conceptos químicos, físicos y biológicos fundamentales para la comprensión de los procesos electroquímicos se plantea el mapa conceptual referenciado en imagen 3. Utilizando la información de este diagrama, los contenidos de los estándares Nacionales de ciencias naturales y el marco teórico del presente trabajo se construyeron el test de ideas previas y los módulos prácticos para la enseñanza interdisciplinar de la electroquímica.

Imagen 3. Desarrollo conceptual de la enseñanza de la electroquímica.



## 4.2 Resultados de la aplicación del instrumento de ideas previas

### 4.2.1 Instrumento de ideas previas

A continuación se muestran las preguntas del instrumento de ideas. El diseño final que se aplicó a los estudiantes se encuentra en el anexo 1.

1. En la siguiente imagen se expone de forma sencilla la forma en que el nitrógeno se transforma en la naturaleza para favorecer la existencia de seres vivos. En ese proceso ocurren diferentes tipos de reacciones, las cuales son facilitadas por procesos ambientales, procesos industriales o procesos biológicos de los diferentes seres vivos. En el espacio correspondiente explica cuáles son las reacciones de oxidación y las reacciones de reducción del nitrógeno, indicando el cambio en el número de oxidación.

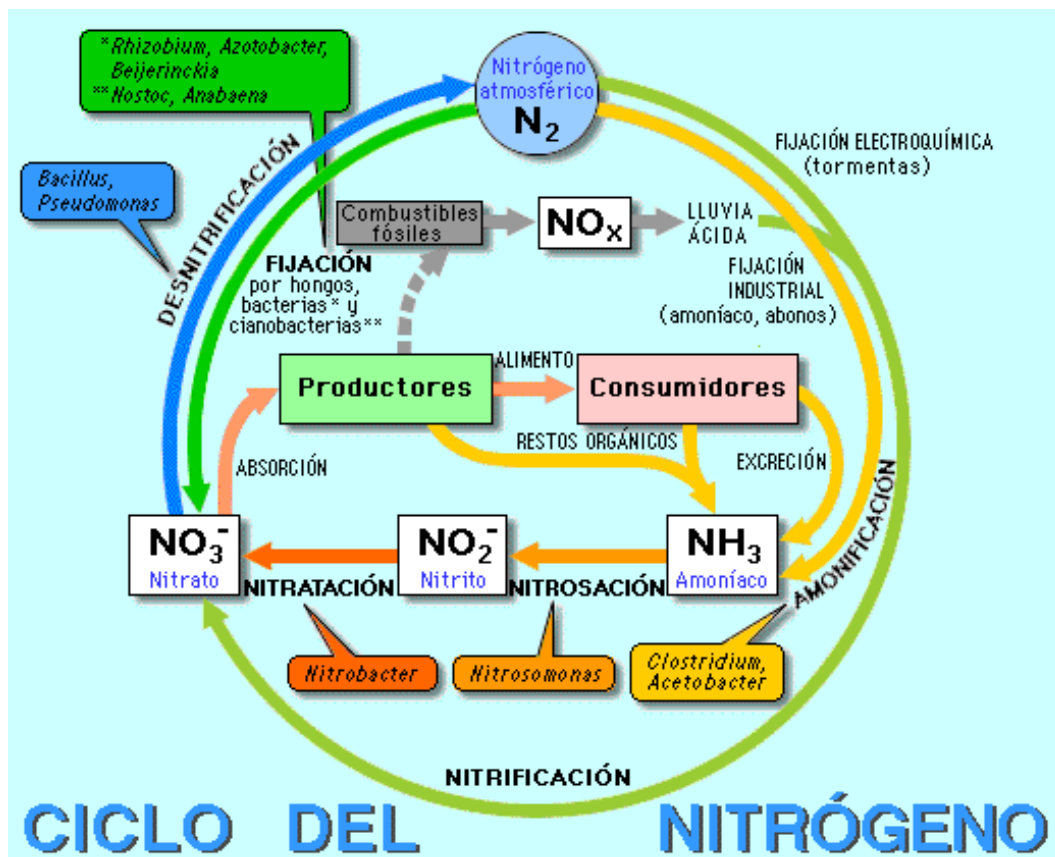


Imagen 4. Ciclo del nitrógeno. (González M. , 2010)

2. De las siguientes situaciones indique cuales corresponden a un proceso de oxidación y cuales a un proceso de reducción.

**Tabla 5. Situaciones para determinar una oxidación o reducción.**

Situación	Proceso (oxidación o reducción)
• Un átomo gana un electrón	
• El número de oxidación del elemento pasa de ser 0 a +3.	
• Un átomo cede un electrón	
• El número de oxidación del elemento pasa de ser 0 a -3.	
• Una barrilla de hierro se deja a la intemperie sin protección.	
• Al hacer reaccionar $\text{HCl}_{(ac)}$ con $\text{Zn}_{(s)}$ se libera hidrogeno gaseoso.	

3. De las siguientes situaciones cotidianas, seleccione en cuales se pueden presentar procesos electroquímicos.

**Tabla 6. Situaciones para evaluar procesos electroquímicos.**

Situación	Relación con procesos electroquímicos		
	Si	No	Justificación
• Funcionamiento de un generador eléctrico			
• Proceso de cromado del marco de una bicicleta			
• Funcionamiento de una fotocelda			
• Funcionamiento de un marcapasos cardiaco			
• Funcionamiento de un bombillo ahorrador			
• Funcionamiento de un motor de combustión interna			
• Golpearse la punta del codo del brazo con una superficie puntuda.			
• Encender el gas natural de la estufa con una chispa eléctrica			

4. En electroquímica es muy importante entender qué son, cómo influyen y como se relacionan las magnitudes presentes en un circuito eléctrico. Define de manera sencilla las siguientes magnitudes eléctricas:

**Tabla 7. Espacio para la definición de conceptos de la electricidad.**

Magnitud	Definición
<b>Voltaje</b>	
<b>Corriente eléctrica</b>	
<b>Resistencia eléctrica</b>	
<b>Potencia eléctrica</b>	

5. Los cascos de los barcos en el mar están sometidos a varios tipos de corrosión. En las siguientes imágenes se muestran 2 estructuras metálicas de un barco; La que está ubicada en la izquierda presenta una corrosión severa, y la estructura metálica de la derecha no lo está.



**Imagen 5. Fenómenos de corrosión ambiental. (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014)**

- ¿Por qué una estructura metálica como un barco, se corroe de la forma en que se muestra en la imagen de la derecha? Responde esta pregunta, indicando que sustancias hacen parte de este cambio químico.
  - ¿Cómo se podría aumentar la vida útil de los barcos protegiéndolos de la corrosión severa?
6. El médico y anatomista italiano Luigi Galvani en 1791 descubrió un fenómeno mientras disecaba ancas de rana que habían sido separadas del cuerpo. Su bisturí tocó accidentalmente un gancho de bronce del cual colgaba la pata, lo cual produjo una pequeña descarga eléctrica. La pata que estaba en ese gancho colgada, se contrajo espontáneamente. Galvani demostró que las contracciones musculares en las ranas y otros animales podrían ser provocados por una corriente eléctrica a partir de un generador de electricidad estática. Argumenta cómo consideras que sucede este fenómeno con los seres vivos, estableciendo cuál es la relación entre la electricidad y algunos procesos de los seres vivos como el movimiento muscular o los impulsos nerviosos.

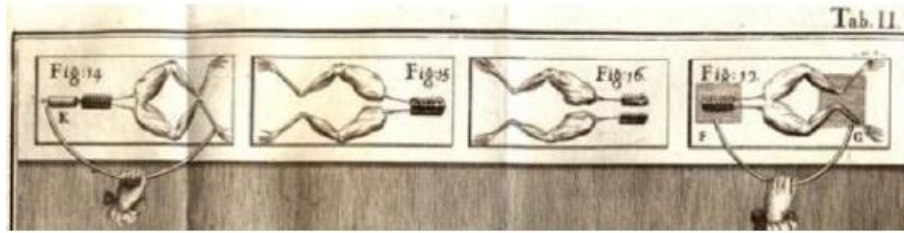


Imagen 6. Diseño experimental de Galvani. (Galvanotecnia.Puchades, 2011)

7. El funcionamiento de los procesos de respiración en el ser humano, son el resultado de la sincronización de muchos procesos biológicos, químicos y físicos. Enuncia qué fenómenos, leyes naturales, conceptos y procesos se pueden analizar de la respiración humana, resaltando el área de las ciencias naturales que tiene como objeto de estudio este aspecto.
- Explicación desde la Química
  - Explicación desde la Física
  - Explicación desde la Biología
8. Los problemas ambientales son uno de los objetos de estudio más importantes actualmente en las investigaciones en ciencias naturales. Selecciona una problemática ambiental que tú consideres importante resolver en la actualidad, y plantea una pregunta problema para realizar una investigación desde las áreas planteadas.

Tabla 8. Espacio para plantear núcleos problemáticos interdisciplinarios.

<b>Problemática Ambiental</b>	
<b>Pregunta problema Química</b>	
<b>Pregunta problema Física</b>	
<b>Pregunta problema Biología</b>	

9. De las siguientes temáticas, indica cuál puede ser estudiada desde una perspectiva que integre conceptos y procesos químicos, físicos y/o biológicos.

Tabla 9. Espacio para evaluar las características interdisciplinarias de las temáticas.

Temática	Física	Química	Biología
<b>Funcionamiento de una neurona</b>			
<b>Funcionamiento de un globo aerostático</b>			
<b>Funcionamiento del ojo humano</b>			
<b>Funcionamiento de un Smartphone</b>			
<b>Proceso de fotosíntesis</b>			
<b>Procesos en un ecosistema</b>			
<b>Evolución de especies</b>			

10.Cuál de los siguientes temas, es transversal en la explicación de los fenómenos que son objeto de estudio de la química, la física y la biología.

**Tabla 10. Espacio para referenciar la interdisciplinariedad de temas específicos.**

Tema	Física	Química	Biología
Electricidad			
Magnetismo			
Termodinámica			
Difusión			
Procesos de oxidación			
Comportamiento de los gases			
Propiedades de los líquidos			
Espectro electromagnético			
Teoría cinético molecular			

## 4.2.2 Resultados de la aplicación del instrumento de ideas previas

Para reportar los resultados de cada pregunta o ítem del cuestionario de ideas previas se plantearon categorías dependiendo de las respuestas de los estudiantes, donde se identifican afirmaciones o palabras en común. Cuando alguna de las respuestas requería de mayor profundización, para poder categorizar la información, se le realizó una entrevista al estudiante particular, lo que permitió analizar la información obtenida. A continuación se muestran los resultados para cada una de las preguntas planteadas en el instrumento de ideas previas y el análisis de los resultados obtenidos en cada una de ellas.

### 4.2.2.1 Pregunta 1

En este ítem se utilizó una imagen sencilla y completa del ciclo del nitrógeno. Se les solicitó a los estudiantes que indicaran cuáles eran las reacciones de oxidación y las reacciones de reducción del nitrógeno señalando el cambio en el número de oxidación. Inicialmente se debe resaltar que ningún estudiante escribe las reacciones de oxidación y reducción indicando el número de oxidación del nitrógeno. Las respuestas de los estudiantes están clasificadas en las categorías que se indican en la tabla 11. Los resultados se pueden observar en la ilustración 11.

Tabla 11. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 1.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Indica los cambios químicos utilizando los compuestos que aparecen en la imagen del ciclo del nitrógeno y explica de forma correcta si el proceso es de oxidación o reducción
2	Indica los cambios químicos utilizando los compuestos que aparecen en la imagen del ciclo del nitrógeno pero su explicación no se relaciona con procesos de óxido-reducción,
3	Indica los cambios químicos utilizando los compuestos que aparecen en la imagen del ciclo del nitrógeno pero realiza explicación forma errónea
4	Indica los cambios químicos utilizando los compuestos que aparecen en la imagen del ciclo del nitrógeno pero no realiza explicación
5	No sabe/ no responde

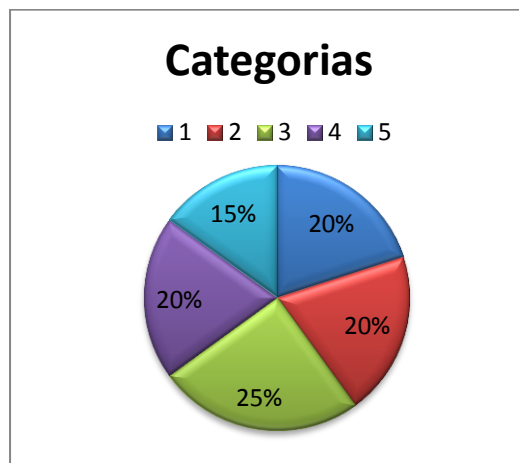


Ilustración 11. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 1.

Para este ítem se encontró que ningún estudiante establece fácilmente los cambios en los números de oxidación del nitrógeno, en sus transformaciones químicas en la naturaleza. El 15 % de ellos relaciona la oxidación con formación de enlaces con oxígeno y la reducción con pérdida de oxígeno de la molécula. El 20 % del grupo considera que todo proceso de transformación del nitrógeno es oxidación sin importar la pérdida o ganancia de oxígeno.

#### 4.2.2.2 Pregunta 2

En este ítem los estudiantes deben indicar cuales reacciones corresponden a un proceso de oxidación y cuales a un proceso de reducción. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 12. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 12.



Tabla 12. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 2.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Relaciona los procesos de oxidación y reducción con diferentes fenómenos teóricos y cotidianos
2	Confunde la pérdida y ganancia de electrones con el aumento y disminución del número de oxidación.
3	No relaciona la pérdida y ganancia de electrones con procesos de óxido-reducción
4	No sabe/ no responde

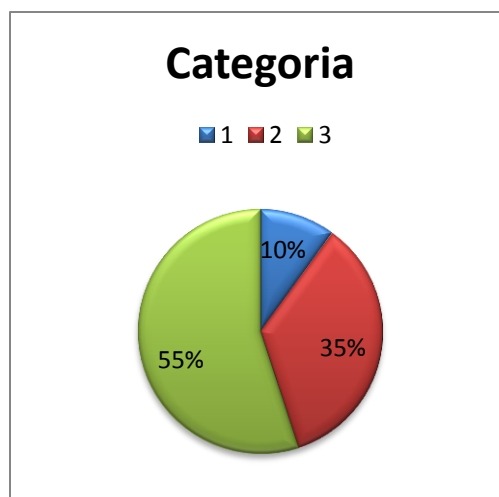


Ilustración 12. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 2

El 50% de los estudiantes no establece de forma rápida cual es un proceso de oxidación o de reducción. La situación que más se reitera es confundir ganancia de electrones con oxidación. El 33% de estudiantes planteo que al ganar electrones el número de oxidación es más positivo y el perderlos hace que se vuelva más negativo. En este caso se le pregunto a este grupo de estudiantes por su respuesta y se logró concluir que consideran a los electrones como una moneda de cambio y no al átomo como un sistema eléctrico, olvidando momentáneamente la carga negativa del electrón.

### 4.2.2.3 Pregunta 3

Se plantearon situaciones cotidianas, para que los estudiantes seleccionaran en cuales de ellas se evidencian procesos electroquímicos. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 13. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 13.

Tabla 13. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 3.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Reconoce los procesos electroquímicos a nivel industrial y cotidiano
2	No reconoce los procesos musculares o nervioso como manifestaciones electroquímicas
3	No identifica procesos electroquímicos a nivel industrial
4	Relaciona reacciones de combustión (procesos industriales o caseros) con fenómenos electroquímicos.
5	No justifica la mayoría de sus selecciones

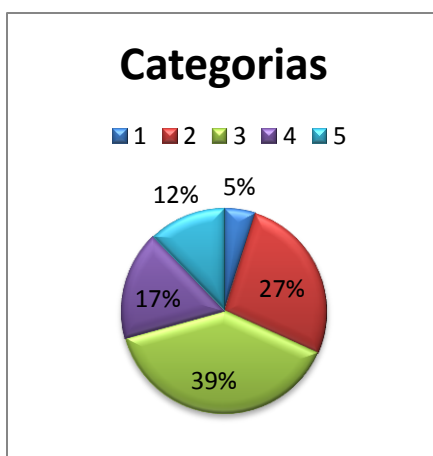


Ilustración 13. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 3.

El 27 % de los estudiantes no consideran que la trasmisión del impulso nervioso tenga algún carácter químico. Después de profundizar en sus respuestas se aclara que ellos consideran a este fenómeno como algo únicamente eléctrico relacionado con la “electricidad de los nervios”. El 39 % de ellos confunde el funcionamiento de un generador electromagnético con un proceso electroquímico o no reconoce los procesos de protección por galvanoplastia. El 17 % relaciona los procesos de combustión con un

sistema electroquímico. Al profundizar sobre esta respuesta se identifica que tienen en cuenta el dispositivo que proporciona la chispa (agente iniciador), que usualmente es eléctrico (estufas, carros) y lo relacionan con la reacción química.

#### 4.2.2.4 Pregunta 4.

En esta pregunta se indaga sobre el manejo que tienen los estudiantes de los conceptos de algunas magnitudes eléctricas. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 14. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 14.

Tabla 14. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 4.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Define de forma aproximada algunos de los conceptos
2	Utiliza analogías para definir de forma aproximada la mayoría de los conceptos
3	No define de forma acertada los conceptos planteados
4	Confunde el concepto de corriente eléctrica y voltaje.
5	No sabe/ No responde

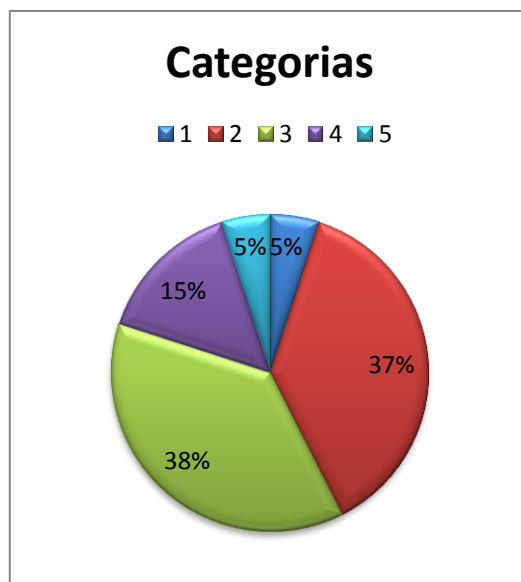


Ilustración 14. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 4.

Solo 1 estudiante logra definir de manera aproximada los conceptos planteados. Para el 37% de los estudiantes el voltaje se relaciona con que "hay algo más en un punto que en otro" y "la corriente es algo que fluye por un circuito eléctrico". El 38 % por el contrario confunden cantidad de electricidad con voltaje o con corriente, o consideran a la

cantidad de carga como la cantidad de corriente y voltaje. El 15 % consideran la resistencia eléctrica como algo que ayuda a la corriente y al voltaje.

#### 4.2.2.5 Pregunta 5.

En esta pregunta se plantea la situación real de la corrosión a la que están sometidos los cascos de los barcos en el mar. Se les pregunta a los estudiantes que expliquen el proceso de corrosión de una imagen de un casco oxidada y que argumente, en base a otra imagen, como se protege el metal que está sometido a estas condiciones corrosivas. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 15. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 15

Tabla 15. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 5.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Conoce los procesos de oxidación natural y las formas de proteger el material de la corrosión.
2	Conoce los procesos de oxidación natural pero explica de forma errónea las formas de proteger el material de la corrosión
3	No conoce los procesos de oxidación natural pero intenta explicar las formas de proteger el material de la corrosión
4	No conoce los procesos de oxidación natural y explica de forma errónea las formas de proteger el material de la corrosión
5	No sabe/ No responde

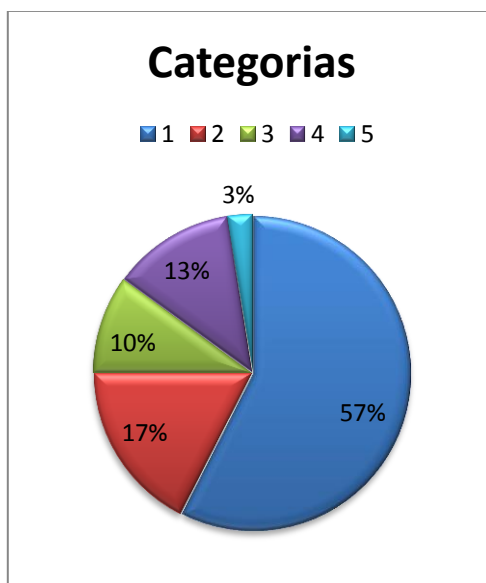


Ilustración 15. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 5.

Dentro del 57 % que responden dentro de la categoría 1, hay un grupo de estudiantes que utilizan en su explicación el concepto de velocidad de corrosión. También plantean como forma de protección el uso de zinc, pinturas anticorrosivas o aceite para que el agua no ataque directamente el metal. Solo el 17% considera que la única forma de evitar la corrosión es sacar el barco del agua o del medio corrosivo.

#### 4.2.2.6 Pregunta 6

En este ítem se plantean los descubrimientos y pruebas que realizó Luigi Galvani en 1791. El estudiante debía explicar cómo considera que sucede el fenómeno de contracción de las ancas de rana, cuando se ponen en contacto con 2 metales diferentes o se utiliza un generador de electricidad estática. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 16. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 16.

Tabla 16. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 6.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	En su explicación señala el papel de algunas sustancias (iones, carbohidratos) o las partes de la neurona
2	Identifica el proceso con un fenómeno eléctrico, sin profundizar en el funcionamiento del impulso nervioso
3	Considera que los metales tenían algún tipo de carga eléctrica
4	Explica de forma errónea el fenómeno ya que no justifica el movimiento del tejido animal
5	No sabe/ No responde

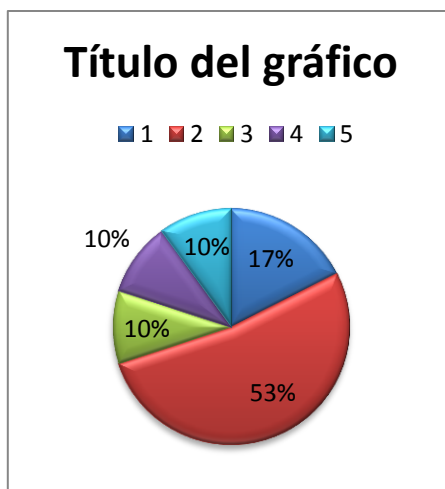


Ilustración 16. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 6.

Todos los estudiantes del 53% consideran que el nervio es como un alambre conductor que interactúa con los músculos para que estos se muevan; en su explicación solo utilizan el episodio del generador de electricidad estática pero no el de tocar con metales diferentes. Solo el 17% establece la presencia de los iones, los canales iónicos o las bombas de transporte como parte fundamental en la transmisión del impulso nervioso.

#### 4.2.2.7 Pregunta 7

En este ítem se busca conocer como el estudiante puede analizar el proceso de respiración humana desde la química, la física y la biología. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 17. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 17.

Tabla 17. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 7.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Relaciona referentes teóricos de las 3 ciencias con el fenómeno de la respiración
2	Relaciona referentes teóricos solamente de química y biología con el fenómeno de la respiración
3	Relaciona referentes teóricos únicamente de biología con el fenómeno de la respiración
4	La mayoría de los referentes teóricos planteados no tienen relación con el fenómeno de la respiración
5	No sabe/ No responde

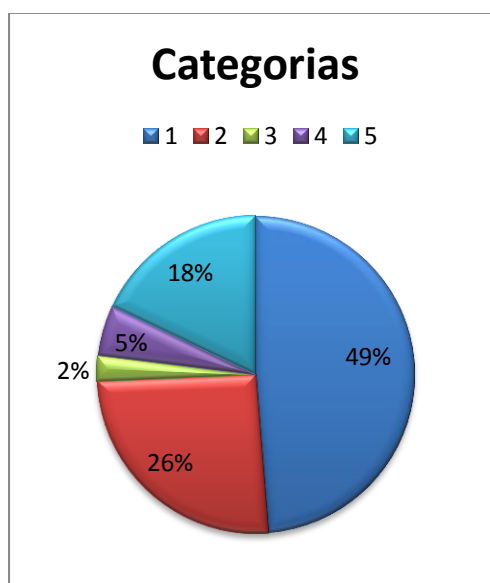


Ilustración 17. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 7.

La mitad de los estudiantes logran explicar o plantear conceptos propios de cada área, que le ayudan a entender un aspecto específico de la respiración humana. Se profundizó la respuesta de los estudiantes de la categoría 2 y *en la mayoría de los casos los alumnos respondieron que siempre han visto la física como una rama muy separada de la química y la biología*. Para contextualizar esta pregunta, es importante resaltar que es el ítem con más estudiantes en la categoría 5. Algunos de los estudiantes en esta categoría manifiestan de forma tímida que no son capaces de recordar las temáticas vistas en un análisis en contexto específico.

#### 4.2.2.8 Pregunta 8

En este ítem se le solicita al estudiante que enuncie una problemática ambiental, y a partir de esta se plantee una pregunta problema para realizar una investigación desde la química, la física y la biología. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 18. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 18.

Tabla 18. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 8.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Utilizando una problemática ambiental específica, plantea núcleos problemáticos coherentes desde cada área.
2	Utilizando una problemática ambiental específica, plantea núcleos problemáticos coherentes solamente desde química y biología.
3	Utilizando una problemática ambiental específica, plantea núcleos problemáticos desde cada área, pero no son coherentes con la temática inicial.
4	No plantea una problemática ambiental específica, y por lo tanto no hay núcleos problemáticos coherentes desde cada área.
5	No sabe/ No responde

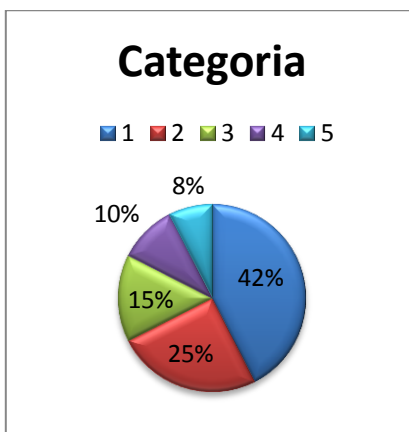


Ilustración 18. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 8.

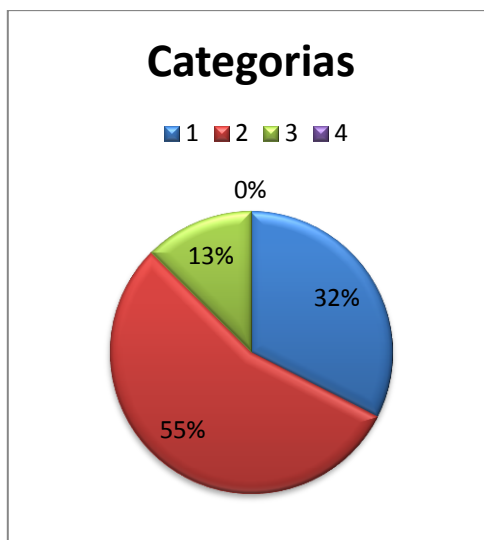
Para este caso es importante analizar que el 25 % de los estudiantes que solo plantearon problemas desde la biología y la química, son los mismos que no pudieron explicar la respiración desde las 3 áreas. En muchos de los cuestionarios escribieron "... no consideró que la física intervenga en este tema..." o afirmaciones similares. Este ítem permite confirmar los resultados de la pregunta anterior ya que son muy similares los resultados. Los estudiantes que se encuentran en la categoría 3 y 4 tienen en común que no establecen núcleos problemáticos coherentes, siendo su principal inconveniente la relación interdisciplinaria que se puede establecer con un tema ambiental.

#### 4.2.2.9 Pregunta 9

En este ítem se plantean 7 temáticas, y el estudiante debe indicar cuál de estas puede ser estudiada desde una perspectiva que integre conceptos y procesos químicos, físicos y/o biológicos. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 19. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 19.

**Tabla 19. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 9.**

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Relaciona de forma coherente las áreas con las temáticas correspondientes
2	Plantea relaciones más cercanas entre la física y la química, o la química y la biología.
3	Relaciona de forma incoherente áreas con temáticas que no tienen punto de análisis
4	No sabe/ No responde



**Ilustración 19. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 9.**



Los resultados de este ítem corroboran que para más de la mitad de los estudiantes es difícil establecer relaciones entre la química y la biología con la física. Revisando a profundidad este grupo, 10 de ellos no relacionan el funcionamiento de la neurona con la física y 12 de ellos no consideran los cambios morfológicos de una especie con aspectos mecánicos.

#### 4.2.2.10 Pregunta 10

En este ítem los estudiantes deben señalar cuál de los temas planteados, es transversal en la explicación de los fenómenos que son objeto de estudio de la química, la física y la biología. Las categorías para la codificación de las respuestas se encuentran en la tabla 20. Los resultados de los estudiantes se presentan en la ilustración 20.

Tabla 20. Categorías respuestas de ideas previas para pregunta 10.

CATEGORÍA	DESCRIPCIÓN
1	Establece de forma coherente los temas transversales con las áreas correspondientes.
2	Establece de forma mayoritaria los temas transversales con las áreas de química y física.
3	No establece transversalidades importantes entre algunos temas interdisciplinarios y las áreas correspondientes.
4	No sabe/ No responde.

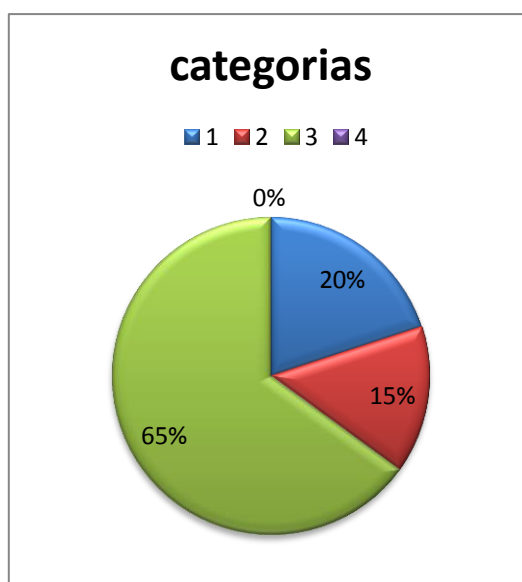


Ilustración 20. Tendencia en las respuestas de ideas previas para pregunta 10.

Con esta pregunta se logra verificar que más de la mitad del grupo de estudiantes no puede establecer relaciones conceptuales entre la física, la química y la biología. Por

*ejemplo solo relacionan la electricidad con la física, la difusión con la biología y las propiedades de los líquidos con la química.* Es probable que esto sea resultado de un trabajo independiente y aislado de las áreas, que no muestren problemas que se puedan, y deban, abordar desde una mirada interdisciplinar.

#### **4.2.2.11 Conclusiones generales de la aplicación del instrumento de ideas previas**

Las conclusiones más importantes a la que se puede llegar después de analizar los resultados obtenidos con el test de ideas previas son las siguientes:

1. Es necesario explicar las reacciones químicas, no solamente desde la simple interpretación que se le puede dar a una ecuación química, si no resaltar como se forman nuevos enlaces químicos y como ocurren los procesos de pérdida y ganancia de electrones. Es necesario contextualizar la enseñanza de las reacciones de óxido-reducción, pero siendo estrictos en el concepto de número de oxidación y que este número se relaciona con los electrones que un átomo puede perder o ganar en un cambio químico.
2. Es evidente que el término electroquímica no es claro para los estudiantes. Es necesario retomar la enseñanza de las reacciones de óxido-reducción y la relación entre la electricidad y la materia.
3. Para poder establecer una relación entre la física y la química se requiere explicar de forma puntual y correcta las magnitudes importantes de un circuito eléctrico como conductividad, voltaje, corriente, resistencia y potencia. También es necesario demostrar cómo estas propiedades están relacionadas entre sí. Por otro lado hay que enfatizar que las leyes físicas son universales y se deben cumplir en todo proceso natural (químico, físico o biológico).
4. Es claro que los estudiantes conocen los procesos de oxidación de un material y lo relacionan con el oxígeno, pero deben poder expresar estas transformaciones de forma clara por medio de una ecuación química.
5. Aunque por intuición los estudiantes logran interpretar una relación entre la electricidad y los nervios, no pueden establecer cuáles son los cambios químicos y físicos inmersos en los fenómenos neuronales. Para poder explicar esto se requiere comprender los fenómenos de flujo de carga y materia, la estructura atómica y formación de iones y conceptos básicos de electricidad.

Con las preguntas 7, 8, 9 y 10, se hace evidente la necesidad de enseñar las ciencias naturales de forma interdisciplinar, ya que la mayoría de los estudiantes no logran

relacionar los conceptos de la química, la física y la biología, o peor aún consideran que no existen dichas relaciones. Es necesario entonces una estrategia de enseñanza que relacione la física y la química de forma experimental, para que las relaciones con la biología sean más fácilmente deducidas por los estudiantes.

### **4.3 Construcción de módulos prácticos interdisciplinarios**

A partir del conocimiento y análisis de las ideas previas de los estudiantes, y reconociendo los principales obstáculos epistemológicos y conceptuales que poseen los estudiantes se diseñaron 6 módulos prácticos-experimentales bajo el enfoque del aprendizaje activo y una perspectiva interdisciplinar. Los módulos propuestos se explican en la tabla 21 y se encuentran en los ANEXOS 3, 4, 5, 6, 7, 8.

Cada módulo se compone de una o más prácticas que permiten la enseñanza de conceptos básicos necesarios para entender la teórica electroquímica, por medio de experimentos que en sí mismos son prácticas de la electroquímica. Cada práctica tiene 4 componentes fundamentales:

1. Hoja de predicciones: en esta hoja(s) se realiza la presentación del objetivo de la práctica y el problema experimental que será trabajado. En la mayoría de las veces se coloca una imagen explicativa del diseño experimental, para que el estudiante tenga en cuenta todos los factores al momento de analizar el montaje. En la parte final de ese documento se plantean las preguntas para que el estudiante establezca las predicciones frente a la situación planteada. Las preguntas solamente solicitan información frente a lo que sucede con los sistemas utilizados y no se solicita alguna explicación teórica de forma explícita. Esta hoja se compone de las siguientes partes:
  - Título del módulo y número de la practica
  - Objetivo de aprendizaje
  - Instrucciones generales
  - Descripción del problema
  - Diseño metodológico del experimento
  - Predicciones
2. Introducción teórica: en esta hoja(s) se realiza una contextualización teórica de los conceptos que se abordan en la práctica. También en este espacio se pueden utilizar algunas analogías para explicar el concepto o fenómeno objeto de estudio

en el módulo. Estos textos son construcción del autor con sus referentes bibliográficos señalados en la guía. En algunas prácticas la introducción teórica permite contextualizar los experimentos con procesos industriales o biológicos. Esta hoja se compone de las siguientes partes:

- Introducción teórica
  - bibliografía
3. Hoja de resultados: En esta hoja inicialmente se plantean las recomendaciones de seguridad si es necesario. Luego se explica detalladamente los montajes y experimentos a realizar. Se colocan preguntas que el estudiante debe resolver mientras registra los resultados de la práctica. Estas preguntas están relacionadas con las predicciones anteriormente planteadas. Varias practicas tienen un carácter cuantitativo para que los estudiantes verifiquen tendencias y puedan graficar resultados, por tal motivo se plantean tablas de resultados y espacios para que coloquen sus relaciones. En algunas prácticas se adicionan experimentos para contrastar los resultados obtenidos bajo otros factores y condiciones. Esta hoja se compone de las siguientes partes:
- Recomendaciones para realizar la práctica
  - Indicaciones para realizar la práctica (tablas y espacios para registrar resultados).
4. Hoja de análisis: En esta hoja se colocan un conjunto de preguntas detalladas para que el estudiante relacione los resultados con las predicciones, y con la introducción teórica establecida. Estas preguntas buscan guiar el análisis del estudiante para poder construir los conceptos establecidos y relacionarlas con otros fenómenos. Finalmente, el estudiante debe establecer una definición coherente de conceptos planteados, usando información bibliográfica adicional y la explicación guiada del docente. Para poder verificar la construcción de conceptos se solicita al estudiante que realice un mapa conceptual. Finalmente, el estudiante plantea conclusiones sobre la práctica realizada y propone recomendaciones para mejorar la práctica y la actividad de construcción de conceptos. Esta hoja se compone de las siguientes partes:
- Análisis de datos
  - Construcción de conceptos
  - Conclusiones
  - Recomendaciones

Tabla 21. Contenido y desarrollo de los módulos prácticos interdisciplinarios para la enseñanza de la electroquímica.

Modulo	Nombre	Practicas	Objetivo de enseñanza	Descripción experimental
I	Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.	<i>Practica 1. Sumando Celdas</i>	Explicar de forma práctica las propiedades básicas de una batería por medio de la construcción de una pila de Volta.	Construir celdas de volta con monedas, cartón humedecido con vinagre y láminas de zinc. Colocarlas en serie y paralelo para verificar el voltaje y la corriente de sistema.
		<i>Practica 2. Probando a Ohm</i>	Explicar de forma práctica las propiedades básicas de un circuito eléctrico por medio de la construcción de una pila de Volta.	Construir una batería de volta con monedas, cartón humedecido con vinagre y láminas de zinc, y utilizarlo como fuente de energía para encender bombillos LED que estén conectados en serie y paralelo, para verificar el voltaje y la corriente de sistema. Utilizar un potenciómetro de baja resistencia para verificar la relación entre voltaje, corriente y resistencia.
		<i>Practica 3. Conduciendo carga</i>	Explicar de forma práctica los fenómenos de transporte de carga y materia por medio de la conductividad de diferentes sustancias.	Construir un circuito simple para poder encender el bombillo y cerrar el circuito con las sustancias se disponen (5 líquidos puros, 5 disoluciones acuosas y 5 solidos que pueden ser sales cristalinas y metales)

II	Estructura atómica y reacciones electroquímicas	<i>Practica 1. Electricidad y agua</i>	Explicar de forma práctica la relación entre la estructura atómica y las reacciones electroquímicas a partir del proceso de electrolisis del agua.	Sumergir 2 electrodos de grafito conectados a una fuente que suministra 9 V, en agua destilada para observar si sucede algún cambio. Se realiza el mismo experimento con una disolución 1 M de HNO <sub>3</sub> y una disolución 1 M de NaOH, y se observa si hay algún cambio sobre los electrodos sumergidos en las disoluciones.
III	Electroquímica y termodinámica	<i>Practica 1. Limonas y metales</i>	Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la ley 1 y 2 de la termodinámica a partir de un batería electroquímica construida con diferentes metales y limones.	Se introducen diferentes metales en un limón. Cada pareja de metales son los electrodos de este sistema. Se van a medir las diferencias de potencial de dos metales disimiles inmersos en un limón. Los metales que se utilizaran son: Puntillas de hierro, Puntillas de acero, Monedas de, Trozo de aluminio, Trozo de níquel, Trozo de magnesio, Láminas de zinc, Láminas de Cobre, y aunque no es metal se utiliza una Varilla de grafito.
		<i>Practica 2. Metal sobre metal</i>	Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la ley 1 y 2 de la termodinámica y la entropía, a partir de un proceso de galvanizado casero.	Se conecta al ánodo de una fuente de poder de 9 V DC un trozo de cobre o de estaño y al cátodo un implemento de metal casero. se introducen en una disolución de HNO <sub>3</sub> 5 % p/p

IV	Electroquímica y cinética química	<i>Practica 1. Azul y plateado</i>	Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la cinética química a partir de reacciones de óxido-reducción entre el sulfato cúprico y otros metales.	Se preparan disoluciones de $\text{CuSO}_4$ de diferente concentración y en donde se sumergen trozos de aluminio, cobre, hierro y zinc. El objetivo de la práctica es verificar el efecto que tiene esta disolución sobre los metales, y como puede variar la velocidad de la reacción.
		<i>Practica 2. Puntilla en gelatina</i>	Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la cinética química a partir del fenómeno que se evidencia en los ánodos de sacrificio.	Colocar puntillas de hierro a un medio oxidante cambiando algunas condiciones. Se evalúa la respuesta del hierro en los casos de corrosión por tensión y fatiga. Para identificar la corrosión se utiliza hexaciano ferrato (III) de potasio que colorea azul-verdoso cuando se produce oxidación y otro que colorea rosa cuando sucede reducción. Los clavos se coloran dentro de un medio construido con agar-agar, un gel que impide que haya convección y permite observar el proceso de difusión más fácilmente.
V	Electroquímica y construcción de baterías	<i>Practica 1. Líquidos y</i>	Explicar de forma práctica el funcionamiento de diferentes	Se preparan disoluciones de $\text{CuSO}_4$ y $\text{ZnSO}_4$ . Se toman volúmenes iguales de estas disoluciones y se colocan en

		<i>electricidad</i>	baterías y pilas caseras, a partir de los procesos físico y químicos que ocurren en los sistemas contruidos.	un mismo recipiente que contiene en la parta inferior un trozo de cobre y en la parte superior un trozo de zinc. Cada metal está conectado a un cable de cobre, y los metales no se tocan entre sí. El objetivo de esta práctica es entender y funcionamiento químico de este sistema, por medio del mejoramiento de sus características eléctricas.
		<i>Practica 2. Pila del futuro</i>	Explicar de forma práctica el funcionamiento de diferentes baterías y pilas caseras, a partir de los procesos físico y químicos que ocurren en los sistemas contruidos.	¿Cómo encender un LED blanco utilizando papel aluminio, solución salina saturada y grafito?
VI	Bioelectricidad	<i>Practica 1. Accidente cocinando</i>	Observar algunos fenómenos relacionados con la bioelectricidad utilizando tejido animal.	El docente mostrara una serie de videos grabados por diferentes personas en el mundo, en donde se agrega sal o salsa de soya a diferentes organismos antes de su preparación culinaria. También se mostrara un video que realizó el profesor, en donde coloca en contacto con sal de cocina, a un pez domestico de pecera el cual tiene 10 horas de sacrificado y que ya no tiene órganos internos.



## 4.4 Resultados validación preliminar de la estrategia experimental

Para la validación preliminar de los módulos que se aplicaron con los estudiantes seleccionados las siguientes prácticas:

- Módulo I. Practica 1. Sumando Celdas
- Módulo I. Practica 2. Probando a Ohm
- Módulo I. Practica 3. Conduciendo carga
- Módulo II. Practica 1. Electricidad y agua
- Módulo III. Practica 1. Limones y metales
- Módulo III. Practica 2. Metal sobre metal
- Módulo IV. Practica 1. Azul y plateado
- Módulo IV. Practica 2. Puntilla en gelatina
- Modulo V. Practica 1. Líquidos y electricidad
- Modulo V. Practica 2. Pila del Futuro
- Modulo VI. Practica 1. Accidente cocinando

La información que se obtuvo al implementar cada una de las guías prácticas experimentales se recopiló por medio de la hoja de predicciones, la hoja de resultados y la hoja de análisis de cada práctica. Para profundizar en la información obtenida se realiza la observación directa del trabajo, por medio de las discusiones y preguntas que realicen los estudiantes durante las actividades de laboratorio. Como instrumentos de recolección de esta información se realizaron grabaciones de video y se tomaron fotografías de los resultados experimentales de algunas prácticas. Esta información audiovisual se encuentra en el anexo video grafico 1, 2 y 3. En estos videos también se puede evaluar las actitudes frente al trabajo científico que se demuestran en el desarrollo de las prácticas. También se utilizó un diario de campo por parte del docente para registrar los cambios evidenciados en los estudiantes en el trabajo en el laboratorio, la forma de comunicar las ideas, la manera de dar respuesta a las preguntas planteadas en los módulos y como analizan la información obtenida. Finalmente, se plantean las recomendaciones para la implementación de las actividades prácticas a partir de los inconvenientes evidenciados en la realización de los experimentos (problemas y precauciones en el material a utilizar) y la incidencia de fenómenos sociales y culturales en el desarrollo didáctico de la estrategia.

Al igual que con el test de ideas previas, se reportaron los resultados de cada pregunta o ítem de los cuestionarios de las prácticas (hoja de predicciones, resultados y hoja de análisis) se clasificaron las respuestas de los estudiantes por medio de afirmaciones o palabras en común. Las predicciones se realizaron de forma individual y la práctica se realizó de forma grupal. Los grupos fueron conformados por 4 estudiantes con un total de 11 grupos. El análisis específico de los resultados de cada una de las prácticas validadas se encuentra en el anexo 1. A continuación se resume las principales observaciones encontradas y los avances logrados con la implementación de la estrategia. También se enuncian los problemas encontrados a nivel conceptual, procedimental y actitudinal, planteando algunas recomendaciones para mejorar el diseño y uso de los módulos experimentales.

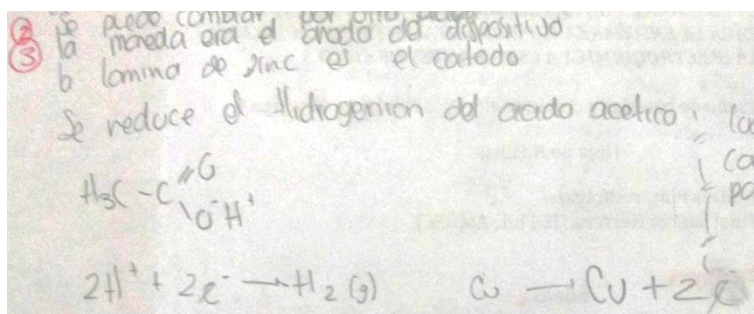
En la aplicación de la práctica “Sumando Celdas”, los estudiantes lograron identificar una reacción de óxido-reducción con materiales caseros, obteniendo una diferencia de potencial y corriente suficiente para encender un LED. Durante la práctica los estudiantes lograron determinar que algunas monedas se oxidan cuando están en contacto con el vinagre, lo que hace más evidente una reacción de oxidación-reducción. Algunos grupos identificaron que en pilas hechas con monedas y zinc, la moneda es el polo positivo y el zinc el polo negativo. La mayoría de los grupos establece que las baterías en serie aumentan el voltaje de un sistema y que las baterías en paralelo aumentan la corriente del sistema. Los grupos que anotaron en los resultados que el presionar las celdas aumentaba la corriente, consultaron y determinaron que el área de contacto influye en el flujo de los electrones. En este punto algunos estudiantes comienzan a aproximarse a una definición de voltaje y corriente, utilizando la información que obtenían con cada uno de los sistemas.

En el anexo video gráficos 1 se puede observar como los estudiantes lograron encender un LED utilizando este tipo de batería. En la imagen 7 se muestra uno de los montajes utilizados para encender el bombillo LED.



**Imagen 7. Construcción pila voltaica.** En la imagen se muestra el diseño utilizado por un grupo de estudiantes para encender un diodo LED con una pila de volta.

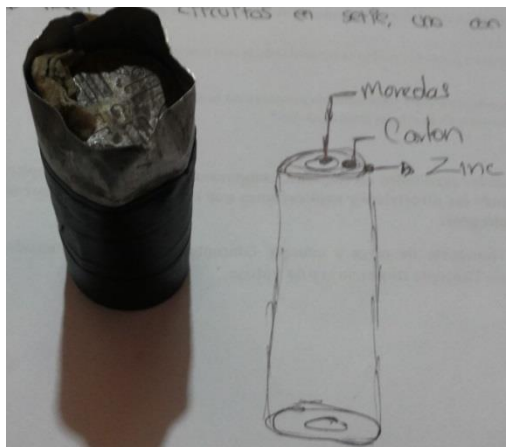
En la revisión del análisis de esta práctica se comprobó que todos los grupos concuerdan en que el sistema III es el que proporciona un voltaje y corriente evidente debido a una reacción química. Algunos estudiantes establecen una reacción de óxido-reducción, teniendo en cuenta sus conocimientos básicos de reacciones químicas y lo que evidenciaron en el laboratorio (ver imagen 8). Los alumnos que afirman lo anterior relacionan la oxidación con el polo positivo de una batería y la reducción con el polo negativo, pero pocos utilizan propiamente el concepto de ánodo y cátodo. Frente al electrolito utilizado todos los grupos plantearon que se podía utilizar cualquier ácido, pero no evalúan las consecuencias de corrosión que puede suceder sobre los metales.



**Imagen 8. Reacción celda voltaica.** En esta imagen se muestra la explicación planteada por un estudiante, sobre el funcionamiento químico de la pila.

Es importante resaltar que un grupo entusiasmado por los resultados obtenidos decidió perfeccionar la batería para entender cómo están construidas las pilas actuales. El dibujo de su diseño, que se muestra en la imagen 9 parte derecha, plantea un cilindro de zinc hecho con lámina galvanizada y recubierto por dentro con cartón humedecido con vinagre y dentro de este cilindro monedas de \$200 pesos. En la imagen 9 parte izquierda se muestra la construcción del estudiante. Esta invención demuestra como por medio del

aprendizaje activo no solo se fortalece el aprendizaje de conceptos, o el interés por las ciencias naturales, sino también el desarrollo de la creatividad.



**Imagen 9. Pila voltaica propuesta. En la imagen se observa el montaje propuesto por los estudiantes para mejorar la estructura de la pila voltaica.**

Las recomendaciones más importantes que se hicieron en esta práctica están relacionadas con el tiempo. Es necesario tener en cuenta que para esta práctica se requiere una sesión de predicciones de 45 minutos, divididos en 20 minutos para las predicciones y 25 minutos para preparar a los estudiantes frente al uso del multímetro y la estructura de un bombillo LED. *Todos los grupos enfatizan que les agrada el desarrollar los aspectos teóricos después de la práctica y que con la contextualización previa es suficiente para poder empezar el trabajo experimental.*

En la aplicación de la práctica "Probando a Ohm" fue necesario anotar en el tablero voltaje y corriente que proporcionaba la batería construida por cada grupo. El promedio de voltaje de la pila de volta que lograron construir fue de 3,5 V y de corriente de 80 mA. Los estudiantes lograron identificar que cuando se conectaba a un circuito el voltaje de la batería decaía y no era el mismo registrado en el multímetro. El uso de las tablas para la parte 1 y 2 de la práctica les permitió registrar de forma organizada los resultados, pero fue necesario recordar la unidad de medida para la corriente y la resistencia, en especial para los multímetros que requieren modificar la escala. En la imagen 10 se pueden identificar los montajes realizados por los estudiantes para esta práctica.

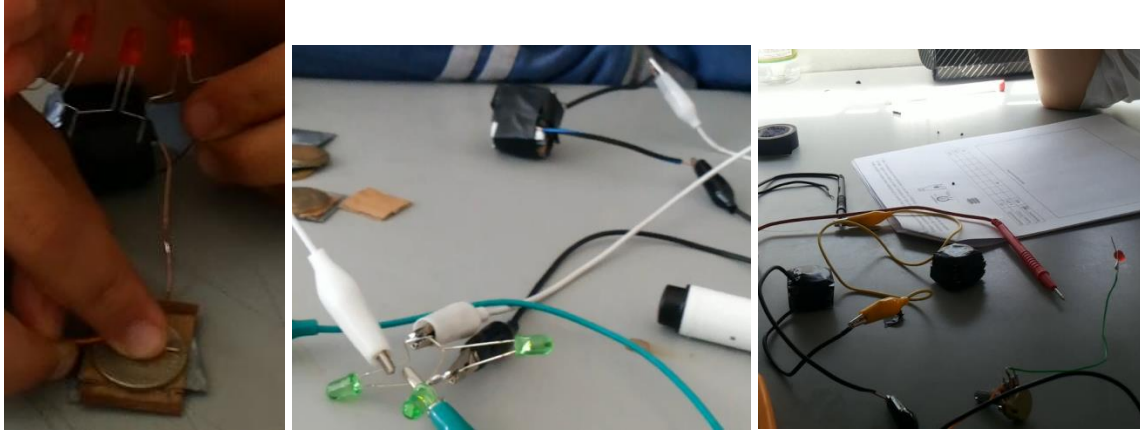


Imagen 10. Montajes práctica “probando a ohm”. En estas imágenes se observa las construcciones con LED utilizados por los estudiantes para el desarrollo las mediciones propuestas.

Con esta práctica los estudiantes identificaron los principios de la ley de ohm, incluyendo la relación entre voltaje, resistencia y corriente, en circuitos en paralelo y serie. Reconocieron que al aumentar la resistencia disminuye la corriente que fluye por el circuito. Para poder realizar este experimento los estudiantes midieron la corriente en microamperios para graficar los resultados. A partir de este descubrimiento para ellos, y estableciendo de forma deductiva la relación directamente proporcional entre voltaje y corriente, lograron plantear una aproximación a la ley de Ohm. En la imagen 11 se muestra los resultados recolectados por un grupo de estudiantes y las conclusiones previas que plantean.

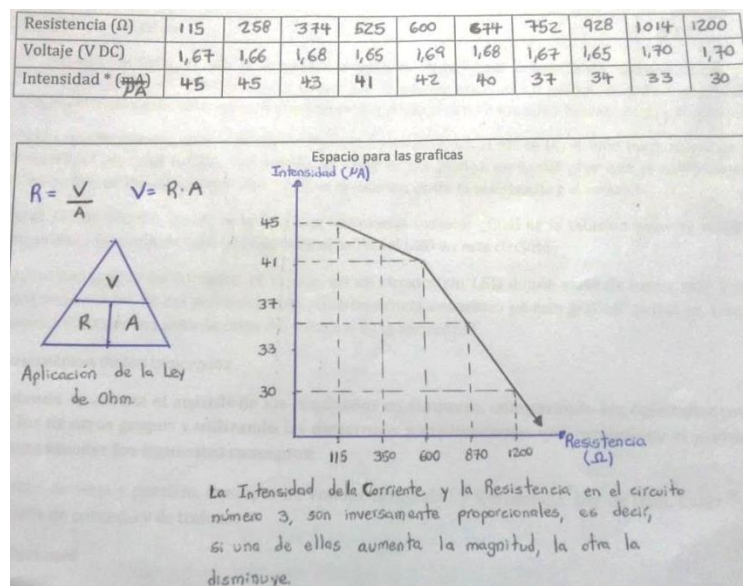


Imagen 11. Relación intensidad vs resistencia. Esta grafica fue construida por los estudiantes a partir de los resultados obtenidos experimentalmente.

Las ventajas de utilizar esta práctica es que los estudiantes no solo logran evidenciar de forma empírica la ley de Ohm, sino que además logran entender, por ejemplo, las conexiones domésticas de la casa que están construidas en paralelo. También se identificó que los estudiantes utilizan los resultados obtenidos para definir de manera aproximada los conceptos de voltaje, corriente y resistencia.

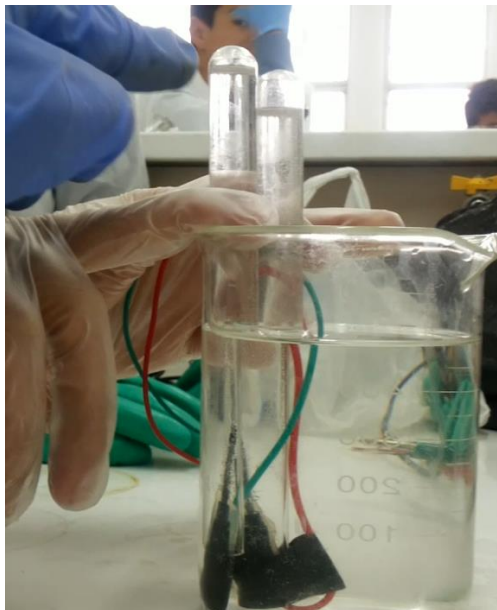
Al igual que en la práctica anterior se recomienda que la sesión de predicciones debe ser también de 45 min; 20 minutos para establecer las predicciones y 25 minutos para contextualizar los conceptos de voltaje, corriente, resistencia y potencia eléctrica a partir de la introducción teórica de la guía y la analogía del flujo de agua desde un lugar alto, la cual fue usada por los estudiantes para poder establecer los conceptos básicos de electricidad. Por esta razón es necesario realizar el análisis de esta práctica en una sesión independiente de 45 min para poder contextualizar dichos conceptos. *Una recomendación puntual frente al diseño experimental es que esta práctica debe realizarse con el uso de protoboard para poder ser más eficientes en las mediciones y realizar experimentos adicionales que nacen de la indagación de los estudiantes.*

La práctica “Conduciendo carga” demostró ser muy útil para que los estudiantes identificaran que las sustancias orgánicas que son apolares, las que no son buenas conductoras eléctricas o no forman electrolitos. También que los ácidos orgánicos como el vinagre si son conductores eléctricos e incluso identificaron una aproximación a la electrólisis. Uno de los resultados más importantes es la contrastación entre sales inorgánicas en estado sólido y en estado acuoso. Los estudiantes verificaron que los cristales de las sales utilizadas no son conductores naturales, pero al disolver estas sales en agua conducen la corriente eléctrica, así no enciende el bombillo. Para este caso aplicaron los conceptos aprendidos en la práctica anterior y reconocen que algunas de las soluciones pueden oponer resistencia al paso de la corriente, y por esta razón disminuye la intensidad, por lo cual no enciende el bombillo.

El análisis orientado de la práctica permitió a los estudiantes explicar la conductividad metálica, estableciendo que los electrones de mayor energía de los metales pueden moverse conduciendo la carga y relacionaron la conductividad iónica con los fenómenos de transporte de sustancia, particularmente con el de migración por carga. Algunos grupos consideraron que los electrones solitarios no pueden transportarse fácilmente en un líquido.

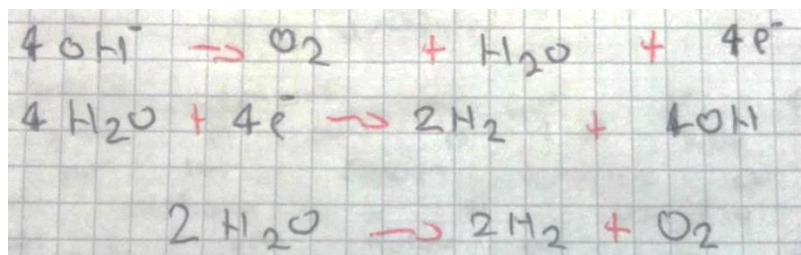
Con esta práctica se aplicaron conceptos básicos aprendidos y trabajados en las actividades del presente modulo. Para poder realizar la actividad es necesario una sesión de predicciones y experimentos de 90 minutos, pero se recomienda que la actividad de análisis se realice en una sesión independiente de 45 minutos, para que el docente oriente las respuestas de los estudiantes utilizando información teórica más precisa. También es recomendable que los estudiantes traigan una roseta para el bombillo que utilizarán. Ya que en algunos casos se liberan gases sobre el cátodo sumergido en las disoluciones acuosas, este debe ser un fenómeno que se debe analizar frente a la relación entre la electricidad y las reacciones químicas. Se debe también profundizar en el funcionamiento de las sustancias que son aislantes eléctricos.

En la práctica *Electricidad y agua* los estudiantes contrastaron el efecto de la corriente eléctrica cuando se sumergen los electrodos en los diferentes líquidos. Para estos experimentos todos los estudiantes reconocen que solo hay efecto observable en disoluciones de  $\text{HNO}_3$  y el  $\text{NaOH}$ , ya que observan que comienzan a salir burbujas de los electrodos de grafito. Algunos estudiantes relacionan esto con procesos de evaporación, por lo que fue necesario entregar termómetros y que verificaran la temperatura del sistema (zonas cercanas a los electrodos). En la imagen 12 se muestra el montaje utilizado por los estudiantes para poder recolectar los gases de cada electrodo cuando se sumergen en la disolución 1 M de  $\text{NaOH}$ . Algunos grupos ya asocian este fenómeno con reacciones de oxidación-reducción, incluso un grupo plantea que en el ánodo ocurre una oxidación y en el cátodo una reducción, lo que permite la formación de gases. Gracias a las pruebas de ignición de los gases recolectados en cada tubo se logró comprobar la existencia del oxígeno en el ánodo y por deducción consideraron que en cátodo había hidrogeno, el cual tiene una reacción violenta con el oxígeno a acercar una llama.



**Imagen 12. Montaje de electrolisis.** En esta imagen se muestra el diseño experimental que usaron los estudiantes para recolectar los gases que se producen en cada uno de los electrodos.

Esta práctica permitió a los estudiantes relacionar la química con la electricidad. La mayoría de los grupos plantearon la reacción específica de cada electrodo y de esta manera logran establecer el gas que recolectan en cada tubo. En la imagen 13 se muestran las ecuaciones planteadas por los estudiantes. Algunos estudiantes plantearon cálculos de la cantidad gas usando la ecuación de los gases ideales, pero lo más importante es que confirmaron la relación 2:1 en la obtención de los gases, relacionando este resultado con la ley de proporciones definidas, e incluso estos grupos infieren en su análisis que este experimento se utilizó para determinar la fórmula molecular del agua. Para la construcción de conceptos los estudiantes consultaron sobre las leyes de Faraday para electrolisis y a partir de esta información lograron entender la relación entre la corriente suministrada por el adaptador utilizado y la velocidad de recolección de los gases.

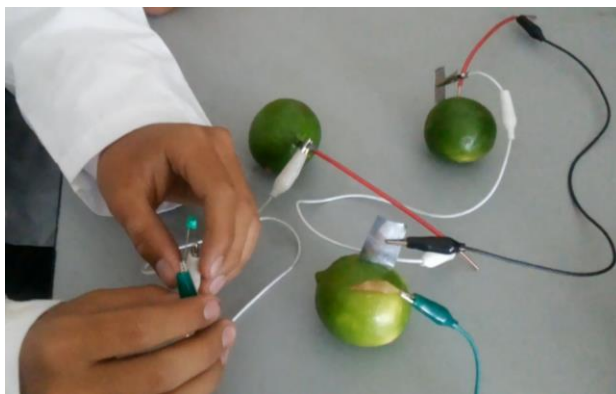


**Imagen 13. Reacciones de la electrolisis del agua.** Estas reacciones son las analizadas por los estudiantes para entender los procesos que suceden sobre cada electrodo.



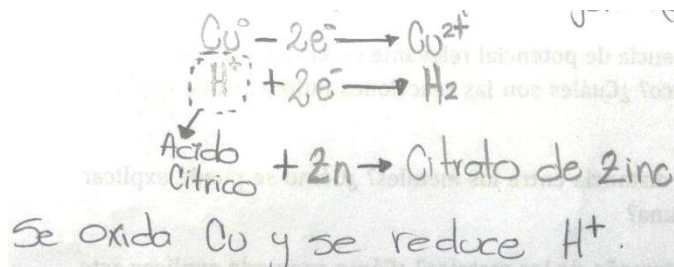
*Esta práctica demostró ser muy útil para abordar el tema de la estructura del átomo, porque los estudiantes verifican de forma clara la relación entre la materia y la electricidad. El hecho de que casi todos los grupos puedan establecer reacciones de oxidación y reducción, confirma que se alcanzó el objetivo de la actividad. También en esta práctica se confirma que los estudiantes están relacionando conceptos físicos con conceptos químicos y son capaces de socializar resultados de manera más organizada y productiva para, finalmente, establecer conclusiones. Es importante también resaltar que al ser una práctica nueva para los estudiantes, diseñada para tener una secuencia clara, incentivo la curiosidad de los estudiantes para buscar información sobre la historia de la electrolisis y las leyes de Faraday. Además esta práctica fortalece la actitud de los estudiantes hacia las ciencias naturales, ya que ellos evidencian directamente algo tan cotidiano en la química como la fórmula molecular del agua.*

En la práctica de “Limonos y metales” los estudiantes identificaron que solo se puede modificar el voltaje cambiando la naturaleza química de los electrodos y la corriente se modifica si se altera la distancia entre los electrodos y el área de contacto con el limón. Durante la práctica algunos grupos presentaron problemas para poder determinar la corriente del sistema ya que tuvieron problemas al momento de identificar la escala necesaria en el multímetro para realizar la medición, por lo que el docente debió recordar los principios del manejo del multímetro. Los estudiantes observaron los cambios sobre las láminas de cobre y relacionaron el funcionamiento de esta batería con la pila de volta construida con monedas, zinc y vinagre. El 81% de los grupos alcanzaron a encender un LED e incluso una calculadora con esta batería, como se puede evidenciar en la imagen 14.



**Imagen 14. Montaje batería de limones. En la imagen se muestra cómo es posible encender un LED conectando varios limones en serie.**

El 55 % de los grupos consideran que cada metal tiene una estructura diferente, y algunos pueden perder más fácil los electrones con respecto a otros, lo que explica que al cambiar los metales cambie la diferencia de potencial. Todos los grupos establecieron que la corriente es inversamente proporcional a la distancia entre los electrodos, pero aumenta la corriente colocando electrodos de mayor área. El éxito de la aplicación de esta práctica radica en que los estudiantes lograron establecer cómo la energía potencial química se puede convertir en energía lumínica, incluso aprendieron a identificar las reacciones involucradas en este proceso (ver imagen 15). Debemos tener en cuenta que la transformación de la energía es uno de los pilares fundamentales de la termodinámica. En el análisis también se pudo evidenciar como ellos relacionan el flujo de carga con el incremento de la energía cinética para relacionar estos procesos con la segunda ley de la termodinámica. De esta manera esta práctica demostró ser muy útil para relacionar los procesos químicos con los conceptos de la termodinámica. En cuanto al tiempo de aplicación de la actividad esta práctica pudo realizarse sin contratiempos en 90 minutos, pero si es recomendable realizar la sesión de análisis independiente a la sesión experimental para que los estudiantes puedan preparar información adicional para responder correctamente las preguntas planteadas.



**Imagen 15. Reacciones batería de limón. En esta imagen se observa las reacciones planteadas por un estudiante, para explicar el funcionamiento de la batería de limón, cobre y zinc.**

Con la práctica de “Metal sobre metal” los grupos pudieron observar como el metal conectado en el cátodo empieza a ser recubierto por el cobre. Ya que la disolución del ácido comienza a tomar un color azul, los alumnos suponen que la lámina de cobre se está oxidando. En la imagen 16 se pueden observar algunos montajes utilizados por los estudiantes, y los resultados previos que van obteniendo. Gracias a las tablas los estudiantes verificaron como disminuyo la masa de la lámina de cobre y aumento la masa del metal colocado en el cátodo.



**Imagen 16. Montaje de galvanización. En esta imagen se observan los diseños experimentales utilizados, para la realización de la práctica. En la imagen central se puede observar el proceso de reducción previo del hidrogeno, antes de que el metal se recubra con cobre.**

La oxidación del cobre la confirmaron al retirar la lámina y observar los cambios mecánicos y de brillo que presentaba este material. Este proceso lo repitieron también con estaño, logrando recubrir incluso algunas monedas de \$ 100 y llaves de cobre. En la imagen 17 se pueden observar algunos de los objetos galvanizados por los estudiantes. El proceso de pulido de los objetos lo realizaron con un paño levemente húmedo y bicarbonato de sodio sólido.

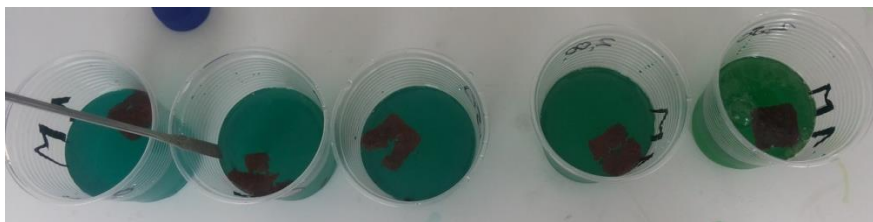


**Imagen 17. Galvanización con cobre y estaño. En las fotografías se puede observar algunos de los objetos galvanizados por los estudiantes**

Aunque la mayoría de los grupos lograron explicar correctamente los procesos químicos que suceden en este experimento, solo 4 grupos plantearon reacciones químicas claras para poder exponer los procesos de oxidación y reducción. Con respecto a la termodinámica del proceso los grupos plantean aspectos relacionados con la transformación de la energía, pero principalmente resaltan que el proceso no ocurre de forma natural, ya que se debe agregar cierta cantidad de energía para hacer que esta reacción sea más rápida, efectiva y evidenciable. Se debe dejar claro que ningún grupo plantea el uso del concepto de entropía en su explicación.

Aun con este inconveniente esta práctica logró relacionar la química y la física, con la industria en diferentes niveles. *El objetivo que era evidenciar un proceso termodinámico solo fue alcanzado de forma parcial, puesto que los estudiantes no profundizaron en los conceptos planteados inicialmente como el de entropía.* Para esto es necesario que desde la contextualización teórica de la practica 1 de este módulo se analice este término importante en esta área de la ciencia. Es recomendable también puntualizar y condensar las predicciones para que la práctica se pueda hacer fácilmente en 90 minutos. También se concluyó en la aplicación que es necesario realizar la sesión de análisis en 45 minutos independientes a las actividades experimentales.

Durante el desarrollo de la práctica “Azul y plateado” se logró identificar como el  $\text{CuSO}_4$  reacciona con diferentes metales. Los estudiantes observaron cómo una disolución de esta sustancia oxida el aluminio, variando la velocidad de la reacción al cambiar la concentración de la sal, cambiando la temperatura o al agregar un catalizador como el  $\text{NaCl}$ . Sin embargo se evidenciaron algunas situaciones que requieren ser modificadas de la planificación de la guía. Es necesario aumentar el tamaño del aluminio para que se pueda medir de manera más sencilla la masa de este material. Si la actividad es más estricta a nivel cuantitativo se recomienda utilizar una balanza de más precisión (+/- 0,001 g). También se deben cambiar las concentraciones utilizadas, ya que todos los grupos determinaron que las soluciones que lograron reaccionar fácilmente con el aluminio fueron las de 0,25 M y 0,5 M. Por esta razón es necesario utilizar una disolución de 0,3 M para realizar los experimentos con cambio de temperatura y presencia de catalizador. Frente al uso de los cloruros se recomienda agregar 5 cantidades entre 0,25 g y 1,25 g, debido a que también se evidencio que cantidades muy grandes de sal (mayores a 2 g) no aceleran la velocidad de la reacción sino por el contrario tarda más en reaccionar el aluminio con la disolución.



**Imagen 18. Presencia de catalizador. En esta fotografía se muestra como se acelera la reacción entre el aluminio y el  $\text{CuSO}_4$ , agregando diferentes cantidades de  $\text{NaCl}$ .**

Uno de los resultados más atractivos por los estudiantes fue la reacción del aluminio con el sulfato de cobre y con la presencia de cloruros en la disolución, como se puede

observar en la imagen 18. Se debe resaltar que la mayoría de los grupos analizaron el experimento utilizando las reacciones de óxido reducción, pero la mitad de los estudiantes solamente se limitaron a referenciar lo observado en la práctica. También son pocos los grupos que utilizan una explicación más elaborada para entender lo sucedido en presencia de cloruros. Todos los grupos que realizaron la prueba de calentamiento y enfriamiento utilizaron la teoría cinético -molecular para explicar por qué a mayor temperatura puede aumentar la velocidad de la reacción. También compararon los resultados sobre cómo influye la forma del aluminio y, ya que reacciono más rápido la lámina con respecto al doblez en forma de esfera, decidieron concluir que el área de contacto favorece la velocidad de la reacción.

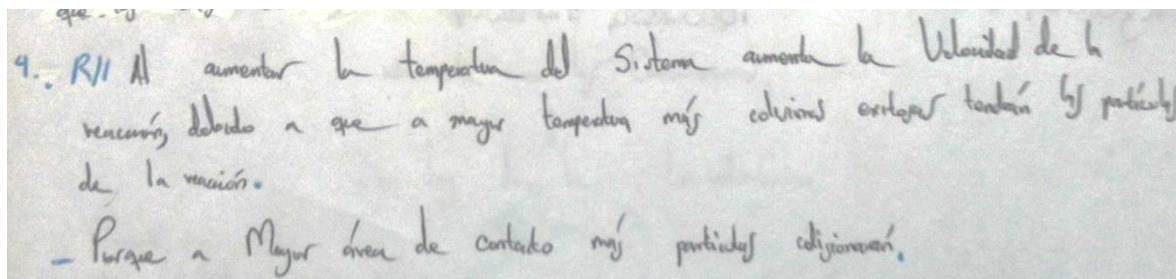


Imagen 19. Explicaciones sobre velocidad de reacción. En la fotografía se evidencia la respuesta de una estudiante utilizando la teoría cinético-molecular.

Adicional a las recomendaciones iniciales, es necesario incentivar las consultas de los estudiantes para que puedan explicar el funcionamiento de los catalizadores. Por esta razón también la sesión de análisis debe ser en un espacio diferente al de simplemente orientar las respuestas y así permitir el debate argumentado de los estudiantes. Esta práctica también demostró ser útil para contextualizar las reacciones de óxido-reducción, e incluso aplicar conceptos trabajados en los módulos anteriores. Sin embargo, se deben mejorar en la planificación de la actividad con respecto a las consideraciones de tiempo y la preparación de los reactivos en concentraciones precisas.

La práctica “Puntilla en gelatina” es una de las más complejas en cuanto al diseño experimental, por esta razón fue necesario explicar de manera muy detallada cual era el montaje a utilizar para que los estudiantes de forma sencilla indicaran sus predicciones. Particularmente se explicó de manera experimental que es el agar y cuáles son sus propiedades físicas y químicas. De acuerdo a los resultados obtenidos los estudiantes pudieron comparar como las puntillas sufren un proceso de oxidación de manera distinta

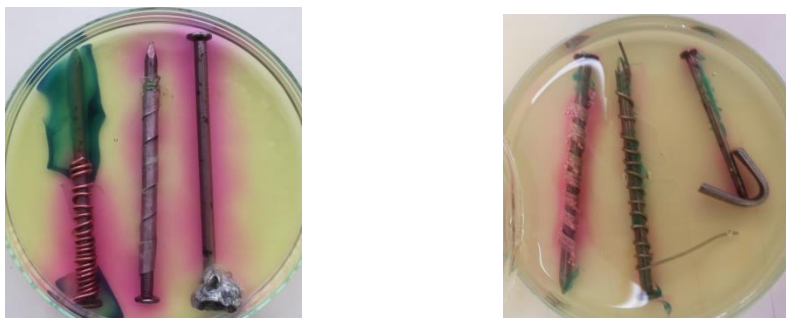


de acuerdo al montaje experimental. El uso de algunas puntillas de referencia permitió entender los procesos naturales de corrosión, particularmente si se contrastan con aquellas que sufren un daño mecánico previo, las cuales sufren oxidación de las zonas afectadas como se observa en la imagen 20.



**Imagen 20. Procesos de oxidación de las puntillas. En la fotografía izquierda se puede observar los clavos control que se utilizaron para poder referenciar los procesos normales de oxidación. En la fotografía derecha se observa como el daño mecánico y el cobre acelera los procesos de oxidación.**

Los estudiantes observaron cómo el cobre acelera la oxidación de la puntilla, presentándose reacciones de reducción alrededor del cobre. Pero lo más importante es que evidenciaron cómo una puntilla envuelta en zinc, o simplemente en contacto con una granalla de zinc, no se oxida y por el contrario ocurren reacciones de reducción alrededor del clavo. Contrastaron estos resultados al colocar 3 puntillas en contacto con otros metales como el magnesio, plomo y estaño, y verificaron que la mejor forma de proteger el hierro es colocarlo en contacto de zinc. Estos resultados se pueden observar en la imagen 21.



**Imagen 21. Procesos de protección catódica de las puntillas. En la fotografía derecha se puede observar los clavos protegidos con zinc. En la fotografía izquierda se observa como otros metales interactúan con el hierro.**

*Es importante resaltar que solo 1 grupo planteo las reacciones de oxidación y de reducción que generan los colores característicos en el agar, por lo que es necesario que el análisis de la práctica se realice de forma dirigida por el docente estableciendo la función del hexaciano ferrato (III) y de la fenolftaleína. Aun así la práctica permite a los estudiantes reconocer los procesos de protección galvánica, particularmente el mecanismo de acción del ánodo de sacrificio. Se considera pertinente recordar de forma previa, aspectos generales de la nomenclatura química, particularmente del  $K_3 [Fe(CN)_6]$ . También explicar el funcionamiento del agar, puesto que dejan de lado que dentro de este sistema pueden ocurrir procesos de difusión, para evidenciar más fácilmente la oxidación y reducción sobre los metales.*

En la implementación del módulo 5 sobre la construcción de baterías, no se realizó la secuencia completa del AA, ya que el objetivo fue verificar la viabilidad de los diseños experimentales planteados. Se compararon 2 diferentes montajes de pilas de Daniell, una versión gravimétrica que funciona con la diferencia de pesos específicos que tienen las soluciones de  $ZnSO_4$  y  $CuSO_4$  y la versión clásica que hace uso de un puente salino. Los estudiantes demostraron que la versión gravimétrica produce mayor corriente en comparación con el sistema que utiliza un puente salino, además de que su montaje es más rápido de construir. Sin embargo, el que se deposite cobre sobre el electrodo de Zinc puede disminuir con el tiempo la corriente y el voltaje que proporciona el sistema. Aun así, se logró encender con la versión gravimétrica bombillos LED, juguetes e incluso radios FM (ver anexo videografico 3).

*La construcción de las versiones planteadas para la pila aluminio aire, permitió comprobar como la recursividad de los estudiantes y lo aprendido en las sesiones anteriores ayudó a optimizar los valores obtenidos en cuanto a corriente y voltaje suministrados. Se resalta la construcción pilas de este tipo, bastante grandes que proporcionaban un corriente superior a las construidas a las anteriormente. También el montaje con bandeja de aluminio es mucho más estable en cuanto a su estructura y colocarlas en serie es mucho más sencillo. Por cuestiones de seguridad no se utilizó como electrolito una solución alcalina, pero es recomendable realizar este experimento para que los estudiantes valoren las diferencias entre los electrolitos utilizados.*

La validación preliminar de la práctica “Accidente cocinando”, que busca analizar fenómenos relacionados con la bioelectricidad utilizando tejido animal, tuvo como objetivo planear la mejor forma de realizar estas actividades con estudiantes de grado 11. Inicialmente se planteó manipular el tejido animal, estimulando el tejido fresco de algunas ancas de rana, pero por las regulaciones nacionales se decidió utilizar un pez de la especie *Fantail*. Esta sesión se complementó usando videos previamente seleccionados que muestran lo que sucede cuando se estimulan algunos tejidos animales cuando se ponen en contacto con distintos electrolitos o metales.

Los resultados de esta práctica, demostraron como se consolidó el aprendizaje interdisciplinar de los conceptos vistos en la electroquímica. Cuando los estudiantes observaron los efectos eléctricos y químicos sobre el tejido animal lograron construir argumentos que integraban conceptos químicos, físicos y biológicos, para las explicaciones de un solo objeto de estudio que en este caso es el funcionamiento de las neuronas. Sin embargo, la presentación del video del pez *Fantail* y de las ancas de rana fue controversial para la gran mayoría de los alumnos ya que les chocó el hecho de usar tejidos animales ya que se les han inculcado el respecto a la fauna y flora. Por esta razón el diseño del módulo 6 hace uso de los videos para realizar la actividad, ya que no se consideró pertinente que todos los estudiantes realizaran la disección del pez. Por esta razón es importante aclarar que el objetivo de la práctica es observar los efectos electroquímicos de los tejidos animales y no manipular directamente los tejidos.



## **5. Conclusiones y recomendaciones**

### **5.1 Conclusiones**

La revisión de los referentes teóricos demuestra que la electroquímica es una temática que debe ser abordada de forma interdisciplinar. En los Estándares Nacionales de Competencias de las Ciencias Naturales, se puede evidenciar cómo los contenidos establecidos para el ciclo 5 desarrollan conceptos y temáticas que pueden ser relacionados y abordados con el aprendizaje que tenga como objeto de estudio procesos electroquímicos. Además de los aspectos interdisciplinarios, los estándares de competencias le dan importancia al desarrollo de habilidades para el trabajo práctico-experimental.

Los resultados del test de ideas demuestran que los estudiantes no logran relacionar los conceptos de la química, la física y la biología, o peor aún, consideran que no existen dichas relaciones. Particularmente, las concepciones de los estudiantes sobre la electroquímica demuestran que las ideas de ellos resultan de procesos escolares descontextualizados, dinámicas sociales que favorecen el conocimiento básico cotidiano y el manejo acrítico de la información de los medios de comunicación. Por esta razón es necesario contextualizar la electroquímica a partir de la enseñanza de las reacciones de óxido-reducción y la relación entre la electricidad con las propiedades químicas y físicas de la materia. No se debe dejar de lado la importancia de que los estudiantes conozcan y manejen las magnitudes importantes de un circuito eléctrico, enfatizando como las leyes físicas son universales y se deben cumplir en todo proceso químico o biológico.

La construcción de los módulos para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica, requirió involucrar experiencias significativas que promovieran las competencias procedimentales de los estudiantes, permitiéndoles a ellos pensar de forma hipotético-deductiva, desarrollar competencias científicas escolares y poder

comunicar los resultados de sus experimentos de forma organizada, analítica y contextualizada. Estas actividades relacionan y explican los conceptos científicos planteados a partir de la historia y el desarrollo epistemológico de la electroquímica.

La validación preliminar de la estrategia experimental, demostró de forma cualitativa como se logran cambiar las concepciones de los estudiantes a partir del análisis de los resultados de cada práctica y la construcción dirigida de los conceptos. Además de incentivar la actitud de trabajo en el laboratorio, las evidencias escritas demostraron que los estudiantes plantean argumentos para explicar los fenómenos a partir de la relación coherente de conceptos físicos, químicos y biológicos. Aunque cada uno de los módulos es auto contenido en su diseño y desarrollo, e individualmente pueden fortalecer un proceso de enseñanza de forma selectiva según las necesidades del grupo, la aplicación secuencial de las actividades mostró resultados graduales, en donde los estudiantes construyeron explicaciones más completas en los módulos IV y VI. Así mismo todas las actividades permitieron a los estudiantes contextualizar su aprendizaje, no solo con el desarrollo histórico de la química sino también con procesos industriales y biológicos que evidencian en su cotidianidad.

La aplicación de cinco de los módulos también permitió realizar correcciones metodológicas y experimentales a las actividades planteadas. A partir de la información registrada en el diario de campo y lo observado en los registros video gráficos, se logró mejorar la organización y diseño de los experimentos, permitiendo mejor coherencia, inter-relación entre las actividades, facilidades en el desarrollo experimental y recomendaciones de seguridad.

## 5.2 Recomendaciones

- Validar de forma completa toda la estrategia utilizando una metodología que cuantifique los resultados de la aplicación, a partir de la constatación de una prueba inicial y una prueba final después del uso de los módulos experimentales.
- Involucrar en la estrategia actividades que permitan desarrollar competencias para la relación entre la ciencia, la tecnología, la sociedad y el ambiente (relaciones CTS+A).

- 
- Evaluar de forma previa el objetivo de aplicación de las actividades, pues estas se encuentran diseñadas para poder realizar actividades cualitativas y estrictamente cuantitativas, lo cual requiere el uso de instrumentos de medición más precisa y exacta.
  - Si el docente considera pertinente la disección de un pez doméstico, debe evaluar las condiciones sociales del grupo y resaltar que esta práctica no busca atender contra la fauna y flora. Si se realiza la práctica con el tejido vivo, se debe garantizar que los estudiantes desarrollen una actitud ética frente al uso de animales en experimentos de aprendizaje.
  - Tener en cuenta las recomendaciones de tiempo para cada una de las sesiones de cada práctica, a partir de la información explicada y detallada en el anexo 8.



# A. Anexo 1: Análisis de la validación preliminar de la estrategia.

Al igual que con el test de ideas previas, se reportaron los resultados de cada pregunta o ítem de los cuestionarios que conforman cada práctica (hoja de predicciones, resultados y hoja de análisis), clasificando las respuestas de los estudiantes por medio de afirmaciones o palabras en común. Las predicciones se realizaron de forma individual, y la práctica se realizó de forma grupal. Los grupos fueron conformados por 4 estudiantes con un total de 11 grupos.

## Módulo 1. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

### *Practica 1. Sumando Celdas*

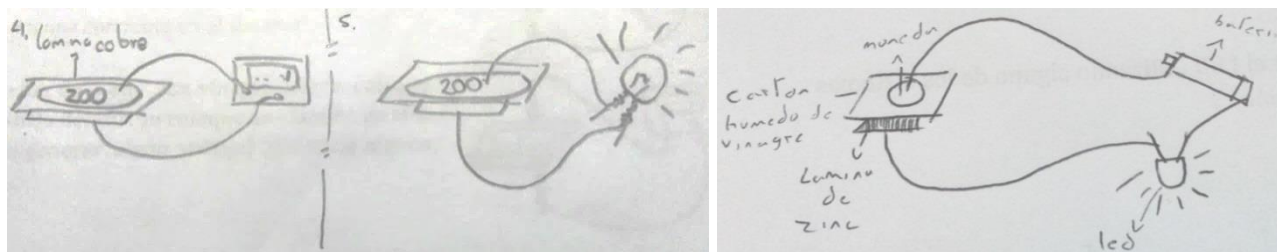
En esta práctica se colocaron preguntas en la explicación del diseño metodológico, las cuales buscaban establecer algunas predicciones particulares para cada prueba. Las preguntas para esta predicción le solicitan al estudiante que establezca que sistema puede generar una corriente eléctrica y un voltaje. Los sistemas planteados son:

- Sistema I: Moneda en contacto con una lámina de zinc
- Sistema II: Moneda en contacto con cartón seco y este en contacto con una lámina de zinc
- Sistema III: Moneda en contacto con cartón húmedo con vinagre y este en contacto con una lámina de zinc.

El 20% de los estudiantes considera que los 3 sistemas pueden generar algún voltaje o corriente, un 40 % de los estudiantes considera que solo el sistema I y III puede generar algún voltaje y corriente y el otro 40% considera que solo el sistema III puede generar algún voltaje y corriente.

En la mayoría de las explicaciones de los estudiantes que consideran que el sistema III puede proporcionar un voltaje y corriente eléctrica, relacionan este fenómeno con una reacción química con el vinagre, aunque ninguno establece una ecuación química específica del proceso. El 60% que plantea que el sistema II no proporciona un voltaje o una corriente eléctrica, enfatiza en que el cartón actúa como aislante eléctrico.

Solo el 70 % de los alumnos respondió el segundo conjunto de preguntas, donde se solicita que el estudiante plantee cómo es posible aumentar el voltaje y la corriente del sistema. En común este grupo de estudiantes considera que se puede aumentar el voltaje aumentando la cantidad de reactivos, y el 30 % considera que se puede aumentar la corriente agregando algún tipo de catalizador. Solo el 30 % de los estudiantes plantea un diagrama para encender un diodo LED, y en la mayoría de estas ilustraciones conectan los puertos del LED con los metales de un solo sistema III directamente, pero colocan material adicional como una pila o lamina de cobre como se puede ver en la imagen 22. Los estudiantes tomaron alrededor de 20 minutos para resolver las predicciones y debatirlas entre los grupos de laboratorio establecidos. Esto indica que es necesario modificar el tiempo de resolución de predicciones planteado en esta práctica.



**Imagen 22. Predicciones de los estudiantes práctica *sumando celdas*. En las imágenes se pueden observar los esquemas planteados por los estudiantes para encender un diodo LED.**

Ya durante la práctica los estudiantes pudieron contrastar sus predicciones. Algo particular que se evidenció, es que aunque en la hoja de predicciones se deja claro que las respuestas no son tenidas en cuenta para la evaluación, cuando ocurre algo de lo que los estudiantes habían planteado en esa hoja, ellos enfatizan en que tenían razón. Se observa también que es necesario dejar un espacio específico para registrar las primeras 3 observaciones, puesto que hubo algunos estudiantes que no anotaron esta información. Todos los estudiantes hacen uso de las tablas propuestas para registrar los datos, pero en algunos casos no se especifican las unidades de corriente utilizadas. Es importante aclarar que el docente antes de comenzar la práctica explico el funcionamiento y uso del multímetro, e indico puntualmente cual es la diferencia entre medir corriente y voltaje. Aun con este error de las unidades, se puede identificar en las tablas que los estudiantes pueden evidenciar el aumento del voltaje al colocar celdas en serie. También logran referenciar que la corriente aumenta colocando las celdas en paralelo y el voltaje permanece relativamente constante.

Algunos estudiantes escriben en sus hojas de resultados las siguientes afirmaciones:

- las monedas de \$ 200 pesos se oxidan cuando están en contacto con el vinagre
- si se aumenta la cantidad de ácido acético aumenta la corriente y el voltaje
- si se presionan las celdas aumenta la corriente
- Los valores medidos cambian con el tiempo por la evaporación del ácido acético.
- la moneda es el polo positivo y el zinc el polo negativo.

Estas afirmaciones que son muy acordes con las explicaciones teóricas, son el resultado de la actitud de indagación que desarrollan los estudiantes cuando realizan actividades prácticas, que estén diseñadas para reconocer tendencias en los resultados. Ya finalizando la actividad todos los grupos construyen una pila voltaica utilizando lo aprendido en la práctica para encender un bombillo LED, como se puede evidenciar en la imagen 7 y los anexo video grafico 1.

Con la hoja de análisis se puede validar la práctica identificando las respuestas de los estudiantes a las preguntas planteadas. Todos los grupos de estudiantes concuerdan en que el sistema III es el que proporciona un voltaje y corriente evidente. La explicación común para este fenómeno es que ocurre una reacción química. Algunos estudiantes establecen una reacción de óxido-reducción, teniendo en cuenta sus conocimientos básicos de reacciones químicas y lo que evidenciaron en el laboratorio. Muchos estudiantes utilizan su celular para consultar información, y poder entender cuál es la función de cada uno de los componentes, estableciendo las reacciones químicas. El 60% de los estudiantes concuerdan en que se oxida el cobre presente en la moneda y se reduce el hidrogenión del ácido acético, como se muestra en la imagen 8. Algunos estudiantes que afirman lo anterior relacionan la oxidación con el polo positivo de una batería y la reducción con el polo negativo, pero pocos utilizan propiamente el concepto de ánodo y cátodo. Frente al electrolito utilizado todos los grupos plantearon que se podía utilizar cualquier acido, pero no evalúan las consecuencias de corrosión que puede suceder sobre los metales.

El 90% de los grupos logra establecer que las baterías en serie aumentan el voltaje de un sistema y que las baterías en paralelo aumentan la corriente del sistema. Los grupos que anotaron en los resultados que el presionar las celdas aumentaba la corriente, consultaron y determinaron que el área de contacto influye en el flujo de los electrones.

En este punto algunos estudiantes comienzan a aproximarse a una definición de voltaje y corriente, utilizando la información que obtenían con cada uno de los sistemas.

Es importante resaltar que un grupo entusiasmado por los resultados obtenidos, decidió perfeccionar la batería para entender como están construidas las pilas actuales. El dibujo de su diseño que se muestra en la imagen 9 parte derecha, plantea un cilindro de zinc hecho con lamina galvanizada, por dentro recubierto con cartón que este con humedecido de vinagre y dentro de este cilindro monedas de \$200 pesos. En la imagen 9 parte izquierda se muestra la construcción del estudiante. Esta invención demuestra como por medio del aprendizaje activo, no solo se fortalece el aprendizaje de conceptos, o el interés por las ciencias naturales sino también el desarrollo de la creatividad.

Las recomendaciones más importantes que se hicieron en esta práctica están relacionadas con el tiempo. Es necesario tener en cuenta que para esta práctica se requiere una sesión de predicciones de 45 minutos, divididos en 20 minutos para las predicciones y 25 minutos para preparar a los estudiantes frente al uso del multímetro y la estructura de un bombillo LED. Todos los grupos enfatizan que les agrada el desarrollar los aspectos teóricos después de la práctica y que con la contextualización previa es suficiente para poder empezar el trabajo experimental.

### **Módulo 1. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.**

#### *Practica 1. Probando a Ohm*

Para cada una de las partes de esta práctica se plantean 3 conjuntos de predicciones. En la primera predicción se solicita al estudiante que indique que sucede con el voltaje y la corriente cuando se colocan 3 LED en serie, en la segunda predicción se solicita al estudiante que indique lo que sucede con el voltaje y la corriente cuando se colocan 3 LED en paralelo y en la tercera predicción que ocurre con el voltaje y la corriente cuando se modifica la resistencia de un sistema.

El 57% considera que el voltaje para cada LED en la configuración en serie es el mismo y que en paralelo se divide según la cantidad de bombillos. Estos mismos estudiantes consideran que la corriente en serie se divide pero en paralelo es la misma antes de fluir por cada LED. El 33% de los estudiantes plantean valores mayores de voltaje o corriente en las configuraciones planteadas. La 3° predicción solo la contesto el 42 % de los estudiantes y en común ellos consideran que al aumentar la resistencia aumentara el



voltaje y la intensidad. Algunos grupos plantean gráficas con tendencias simples para responder esta predicción.

En el desarrollo de la práctica se les entregó las configuraciones de paralelo y serie con LED a cada grupo de estudiantes, las cuales se construyeron previamente por el docente. El promedio de voltaje de la pila de volta que lograron construir fue de 3,5 V y de corriente de 80 mA, pero los estudiantes lograron identificar que cuando se conectaba a un circuito, el voltaje de la batería descendía y no era el mismo registrado en el multímetro. El uso de las tablas para la parte 1 y 2 de la práctica les permitió registrar de forma organizada los resultados, pero fue necesario recordar la unidad de medida para la corriente y la resistencia, en especial para los multímetros que requieren modificar la escala. En la imagen 10 se pueden identificar los montajes realizados por los estudiantes para esta práctica.

Con la parte 1 los estudiantes lograron identificar que en un circuito en serie, el voltaje se divide en cada uno de los implementos conectados, y la corriente permanece constante. También identifican que la resistencia es aditiva en un circuito en serie. En la parte 2 los estudiantes reconocen que el voltaje es constante a cada LED que está en paralelo con la fuente de energía. Solo un grupo de estudiantes logra medir la corriente en este circuito por que utilizan una protoboard para el montaje. Este grupo de estudiantes verifica que la corriente se divide en cada nodo del circuito en paralelo.

En la parte 3 los estudiantes logran identificar los principios de la ley de ohm, reconociendo que al aumentar la resistencia disminuye la corriente que fluye por el circuito. Para poder realizar este experimento los estudiantes midieron la corriente en microamperios para graficar los resultados. A partir de este descubrimiento para ellos y estableciendo de forma deductiva la relación directamente proporcional entre voltaje y corriente, lograron plantear una aproximación a la ley de ohm. En la imagen 11 se muestra los resultados recolectados por un grupo de estudiantes y las conclusiones previas que plantean.

Ya en el análisis de resultados los estudiantes recurren a la consulta de la ley de ohm para poder interpretar sus resultados. El 85 % de los grupos logra establecer relaciones coherentes entre el voltaje, la corriente y la resistencia en los circuitos en serie y paralelo. Algunos grupos interpretan los circuitos en paralelo como aquellos donde la corriente se divide según la resistencia en cada nodo, pero el voltaje es casi el mismo al de la fuente

de poder; consideran que estos circuitos son los utilizados en las conexiones domesticas de la casa. Con los circuitos en serie identifican que con el aumento de la resistencia disminuye el valor de la corriente, pero identifican que este valor es constante en todo el circuito. No plantean aplicación para este circuito.

Solo el 72% de los grupos realizaron la práctica completa usando el potenciómetro para la tercera parte. En el analisis de estos grupos se logra evidenciar que consultaron rápidamente sobre la ley de ohm y establecieron graficas de tendencia. Desafortunadamente ningún grupo pudo realizar una gráfica de caída óhmica, pero con las observaciones sobre la caída del voltaje y la corriente al conectar el circuito, establecieron este fenómeno. En la construcción de conceptos solo el 42 % utilizo la explicación teórica para definir de manera precisa el voltaje, la corriente y la resistencia.

Frente a las recomendaciones planteadas por los estudiantes se enfatiza en la necesidad de más tiempo para elaborar esta práctica. Por tal motivo se considera que la sesión de predicciones debe ser también de 45 min; 20 minutos para establecer las predicciones y 25 minutos para contextualizar los conceptos de voltaje, corriente, resistencia y potencia eléctrica a partir de la introducción teórica de la guía y la analogía del flujo de agua desde un lugar alto, la cual fue valorada por los estudiantes para poder establecer los conceptos básicos de electricidad. Por esta razón es necesario realizar el análisis de esta práctica en una sesión independiente de 45 min para poder contextualizar los dichos conceptos. Una recomendación puntual frente al diseño experimental es que esta práctica debe realizarse con el uso de protoboard para poder ser más eficientes en las mediciones y realizar experimentos adicionales que nacen de la indagación de los estudiantes.

### **Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.**

#### *Practica 3. Conduciendo carga*

Las predicciones en este caso solo buscaban evaluar qué sustancias los estudiantes consideraban conducirían la corriente eléctrica. Debido a que se dio una gran gama de reactivos para que los estudiantes realizaran pruebas diferentes y compartieran resultados, las predicciones serán analizadas de forma muy general. 54% de los estudiantes plantearon que las sales que contienen algún metal representativo para ellos como el cobre, níquel, hierro o zinc son mejores conductores, sin importar el estado en que se utilicen. El 63 % consideran que sustancias con sodio, potasio, calcio, cloruros

pueden disminuir el voltaje que se suministra al sistema, y por ende también puede disminuir la corriente. El 36 % de los estudiantes plantearon que sustancias orgánicas sin importar el estado físico no permiten el paso de la corriente eléctrica.

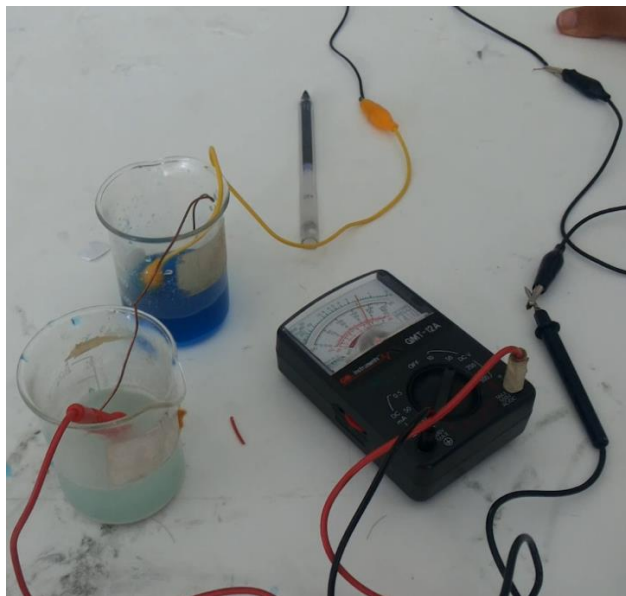
El montaje de la práctica fue bastante sencillo, y para facilitar las pruebas los estudiantes utilizaron frascos de orina para agregar las sustancias a evaluar. Todos utilizaron una pila de 9 V y un bombillo de linterna para evaluar de forma cualitativa la conductividad. Con el uso del multímetro también pudieron verificar el voltaje sobre el bombillo, y la corriente después de pasar por la sustancia. Todos los grupos lograron comprobar que las sustancias orgánicas que son apolares no son buenas conductoras eléctricas. Los ácidos orgánicos como el vinagre si son conductores eléctricos e identificaron unas burbujas sobre uno de los electrodos sumergidos en la disolución. Corroboraron que el agua sin iones no es un buen conductor eléctrico. Los grupos que utilizaron algún metal como una lámina de zinc, hierro o cobre comprobaron la conductividad natural de los metales. En la imagen 23 se puede observar los resultados más representativos de un grupo de estudiantes.

Sustancia problema	Intensidad lumínica del bombillo	Voltaje sobre el bombillo (V)	Corriente del circuito (mA)
• Yoduro de Potasio (ac)	NO prende	5,13 v	6,86 mA
• Glicerina	NO prende	1,43 v	NO MARCA
• Vinagre	Prende	5,06 v	4,62 mA
• Trietanol amina	NO Prende	1,88 v	NO MARCA
• Agua de la llave	NO prende	4,75 v	0,35 mA
• Carbón activado (s)	NO Prende	5,33 v	1,6 mA
• Ácido Bórico Polvo	NO Prende	0,02 v	NO MARCA
• Azufre Cristalizado	NO Prende	NO MARCA	NO MARCA
• Cloruro de Potasio (s)	NO Prende	NO MARCA	NO MARCA
• Cloruro de Potasio (ac)	Prende	4,91 v	41,44 mA
• Cloruro de Amonio (s)	NO Prende	NO MARCA	NO MARCA
• Cloruro de Amonio (ac)	NO Prende	4,73 v	12,55 mA
• Nitrato de Calcio (ac)	NO Prende	4,62 v	7,24 mA
• Sulfato de Magnesio (ac)	NO Prende	4,05 v	13,19 mA
• Sulfato de Cobre (ac)	Prende	5,04 v	14,52 mA

**Imagen 23. Resultados de la práctica transportando carga. En la anterior ilustración se muestra los resultados de un grupo de estudiantes que evaluaron la conductividad eléctrica de diferentes sustancias.**

Uno de los resultados más importantes es la contrastación entre sales inorgánicas en estado sólido y en estado acuoso. Los estudiantes verificaron que los cristales de las sales utilizadas no son conductores naturales, pero al disolver estas sales en agua conducen la corriente eléctrica, así no enciende el bombillo. Frente a este fenómeno, el 45 % de los grupos utilizaron lo aprendido en las prácticas anteriores, y reconocen que

algunas de las soluciones pueden oponer resistencia al paso de la corriente, y por esta razón disminuye la intensidad, por lo cual no enciende el bombillo. En la imagen 24 se puede evidenciar un montaje propuesto por los estudiantes para evaluar la conductividad de dos diferentes soluciones usando un multímetro análogo.



**Imagen 24. Montaje conductividad eléctrica. Este es el montaje utilizado por un grupo de estudiantes para determinar el voltaje y corriente del sistema cuando se evalúa la conductividad de una sustancia específica.**

El análisis de los estudiantes se fundamentó en 3 aspectos. En primer lugar los estudiantes establecieron que se puede conducir la corriente eléctrica en un metal, debido a que los electrones del último orbital de los átomos metálicos pueden moverse conduciendo la carga. En segundo lugar compararon los resultados de una sal en estado sólido con respecto a su disolución en agua. Utilizaron el concepto transporte de sustancia, específicamente los procesos de migración por carga. En estado sólido los estudiantes consideran que las sales no conducen la electricidad debido a que los iones no pueden moverse, pero cuando están disueltas, la conducción de carga en estos medios ocurre por el movimiento de iones. Los iones cargados positivamente migran hacia el electrodo negativo (cátodo) mientras que los iones cargados negativamente se mueven hacia el electrodo positivo (ánodo). Complementando estos resultados se debe resaltar que solo el 27 % de los grupos consideran que los electrones solitarios no pueden transportarse fácilmente en un líquido. En tercer lugar el 36 % de los estudiantes analizan por qué no enciende el bombillo con algunas sustancias que según el multímetro son conductoras de la electricidad. Plantean que muchas de estas disoluciones gastan carga

para que se movilizan los iones dentro del agua y esto hace que disminuya el voltaje. Otro grupo de estudiantes plantea que las disoluciones oponen resistencia al paso de la corriente y por esta razón disminuye la intensidad. El 45 % de los grupos que observaron algunas sustancias no conductoras, analizan esto simplemente planteando que este material ofrece mucha resistencia al paso de los electrones o que en disolución acuosa no conforma electrolitos disociados.

Esta práctica permitió aplicar conceptos básicos aprendidos y trabajados en las actividades del presente módulo. Para poder realizar la actividad es necesario una sesión de predicciones y experimentos de 90 minutos, pero se recomienda que la actividad de análisis se realice en una sesión independiente de 45 minutos, para que el docente oriente las respuestas de los estudiantes, utilizando información teórica más precisa. También es recomendable que los estudiantes traigan una roseta para el bombillo que utilizaran. Ya que en algunos casos se liberan gas sobre el cátodo sumergido en las disoluciones acuosas, este debe ser un fenómeno que se analice frente a la relación entre la electricidad y las reacciones químicas. Se debe también profundizar en el funcionamiento de las sustancias que son aislantes eléctricos.

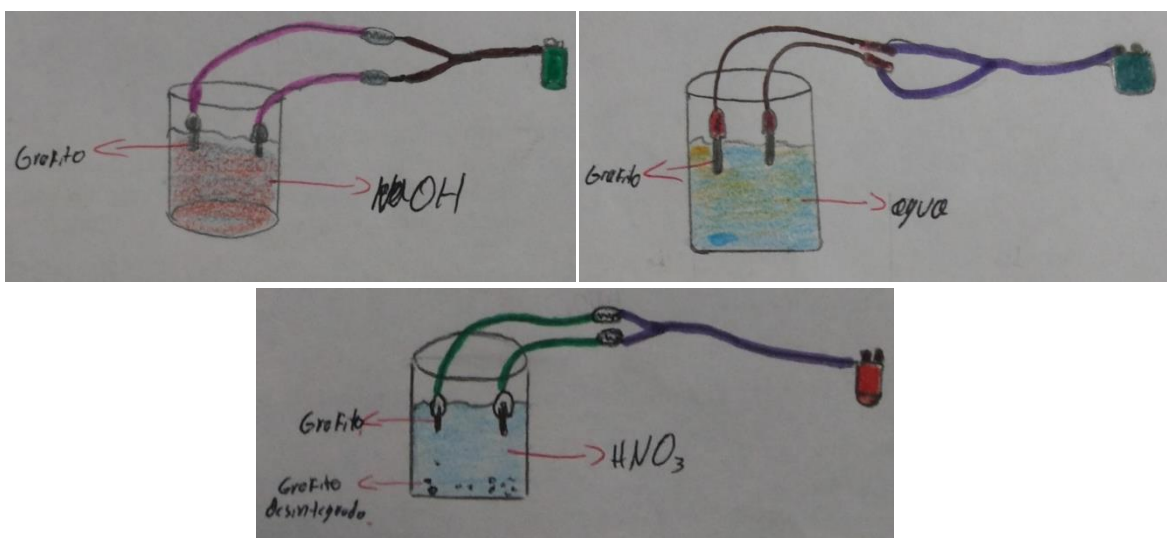
## **Módulo II. Estructura atómica y reacciones electroquímicas.**

### *Practica 1. Electricidad y agua*

Para esta práctica se planteó solamente una pregunta para la construcción de las predicciones. En esta pregunta los estudiantes establecían qué sucedería sobre los electrodos conectados a la fuente de energía, cuando se sumergen en cada uno de los líquidos planteados. Es importante resaltar que teniendo en cuenta las recomendaciones de la aplicación de las prácticas anteriores, se decidió usar una sesión de 45 minutos para la aplicación de la hoja de predicciones. En esta sesión se dieron 20 minutos para la elaboración y socialización de las predicciones y en 25 minutos se realizó la exposición del diseño metodológico básico, la construcción de los electrodos de grafito y las recomendaciones de seguridad.

El 40% de los estudiantes considera que el grafito se desborona o altera al colocar en contacto con los líquidos, como se ejemplifica en la imagen 25. Particularmente algunos plantean que cambiara la tonalidad de las soluciones. Dentro de este grupo se encuentra un 20 % de estudiantes que consideran que habrá un desplazamiento de iones

relacionados con la corriente eléctrica. En la imagen 1 se muestra los dibujos utilizados por un estudiante con este tipo de predicciones. El 25 % de los estudiantes plantean que el sistema se va a calentar (fuente de energía eléctrica, cables, grafito, líquidos, beaker). Otro 15 % de los estudiantes considera que la interacción de la corriente eléctrica con los líquidos genera un campo eléctrico y su vez un campo magnético, que se ve representado en el movimiento de las barras de grafito (atracción, repulsión, vibración). Finalmente el 20 % restante utiliza el esquema aprendido en la practica 3 del modulo 1 (conductividad eléctrica), y plantea sus predicciones con respecto a si se conduce o no la electricidad en cada uno de los líquidos. En este subgrupo todos plantean que el agua destilada al no tener minerales no conduce la electricidad, por el contrario el ácido nítrico y el hidróxido de sodio son buenos conductores eléctricos porque en disolución aparecen iones. Es importante resaltar que varios estudiantes preguntan sobre qué es el grafito, por lo cual es necesario explicar de dónde se sacaran las barras de grafito.



**Imagen 25. Predicciones planteadas por los estudiantes. Estos son algunos de los cambios que los estudiantes suponen evidenciarían en los electrodos de grafito sumergidos en las diferentes disoluciones.**

El desarrollo de la práctica se divide en 3 partes. Primero se contrasta el efecto de la corriente eléctrica cuando se sumergen los electrodos en los diferentes líquidos. Para estos experimentos todos los estudiantes reconocen que solo hay efecto observable en disoluciones de  $\text{HNO}_3$  y  $\text{NaOH}$ , ya que observan que comienzan a salir burbujas de los electrodos de grafito, algunos estudiantes relacionan esto con procesos de evaporación, por lo que fue necesario entregar termómetros y que verificaran la temperatura del sistema (zonas cercanas a los electrodos). En la segunda parte se recolectan los gases

de cada electrodo en tubos de ensayo, por desplazamiento de líquido. Para este caso los estudiantes utilizaron preferiblemente un adaptador sin uso de la casa y determinaron con el multímetro cuál era el ánodo y cátodo. Todos lograron evidenciar que el volumen de gas recolectado en el cátodo era el doble al recolectado en el ánodo. Para poder verificar el efecto de la corriente eléctrica en la práctica, todos los grupos verificaron el voltaje y la corriente que podía suministrar el adaptador que utilizaron. Socializando y comparando resultados lograron identificar que el aumentar la corriente eléctrica permite aumentar la velocidad de recolección de los gases. En la imagen 12 muestra los montajes utilizados por los estudiantes para poder recolectar los gases de cada electrodo. Revisando los videos y el diario de campo, se resalta que algunos grupos ya asocian este fenómeno con reacciones de oxidación-reducción, incluso un grupo plantea que en el ánodo ocurre una oxidación y en el cátodo una reducción, que permite la formación de gases.

Finalmente en la parte 3, los estudiantes tratan de verificar cual gas fue producido en cada uno de los tubos. Esta parte solo se pudo realizar con el 60 % de los grupos, que lograron llenar totalmente los tubos de los gases respectivos. Tomando el tubo que se lleno más rápido (cátodo) acercaron el fosforo encendido y verificaron una pequeña explosión. Hasta este punto ningún estudiante planteo que gas probablemente fue el recolectado. Contrastando con el resultado del tubo del ánodo, en donde el pedazo de papel volvió a encender, algunas personas plantearon la existencia del oxígeno y por deducción luego consideraron que en el otro tubo había hidrogeno, el cual tiene una reacción violenta con el oxígeno de la llama. En la imagen 26 se muestran los procesos ignición de los gases. Los estudiantes finalmente registraron el valor del volumen de cada tubo de ensayo, para poder determinar cuánto gas habían recolectado.



**Imagen 26. Reacciones de ignición de los gases recolectados. En la parte derecha se muestra como un papel carbonizado vuelve a encender por la presencia del oxígeno. En la parte izquierda se observa como el hidrogeno emite una pequeña explosión al reaccionar con el oxígeno de la llama.**

El análisis de los estudiantes frente al resultado de esta práctica muestra que realizar la electrólisis del agua les permite a ellos relacionar la química con la electricidad. El 80% de los grupos plantean las reacciones de la electrolisis. Identifican la reacción específica de cada electrodo y de esta manera logran establecer el gas que recolectan en cada tubo. En la imagen 13 se muestran las ecuaciones planteadas por los estudiantes. Solamente el 35% de los grupos plantearon cálculos de la cantidad de gas usando la ecuación de los gases ideales. Los grupos que hicieron esta actividad confirmaron la relación 2:1 en la obtención de los gases. Estos grupos infieren en su análisis que este experimento se utilizó para determinar la fórmula molecular del agua. Para la construcción de conceptos los estudiantes consultaron sobre las leyes de Faraday para electrolisis y a partir de esta información lograron entender la relación entre la corriente suministrada por el adaptador utilizado y la velocidad de recolección de los gases. Solo la mitad de los grupos establecen las reacciones químicas de las pruebas hechas sobre los gases en los tubos. Estas reacciones químicas les permitieron confirmar la presencia de oxígeno en el tubo del ánodo e hidrógeno en el tubo del cátodo.

Esta práctica demostró ser muy útil para abordar el tema de la estructura del átomo, porque los estudiantes verifican de forma clara la relación entre la materia y la electricidad. El hecho de que casi todos los grupos puedan establecer reacciones de oxidación y reducción, confirma que se alcanzó el objetivo de la actividad. También en esta práctica se confirma que los estudiantes están relacionando conceptos físicos con conceptos químicos, y son capaces de socializar resultados de manera más organizada y productiva, para establecer conclusiones. Es importante también resaltar que al ser una práctica nueva para los estudiantes, diseñada para tener una secuencia clara, incentivo la curiosidad de los estudiantes para buscar información sobre la historia de la electrolisis y las leyes de Faraday. Además esta práctica fortalece la actitud de los estudiantes hacia las ciencias naturales, pues ellos evidencian directamente algo tan cotidiano en la química como la fórmula molecular del agua.

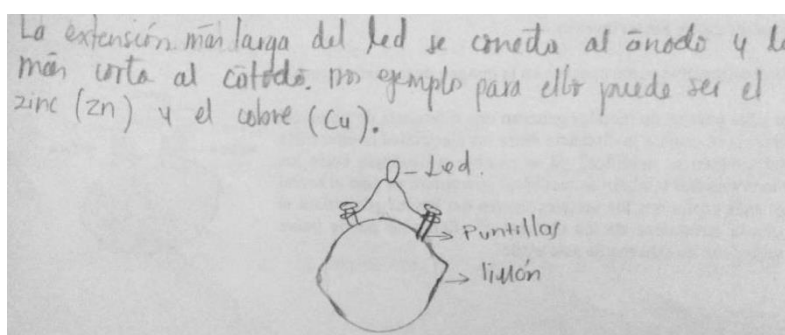
### **Módulo III. Electroquímica y termodinámica**

#### *Práctica 1. Limones y metales*

En esta práctica el conjunto de predicciones buscaban establecer cómo se puede mejorar los valores de voltaje y corriente, cambiando la pareja de metales y las características de estos. Aunque solo el 45 % de los grupos consideran que los metales que mejor diferencia de potencial proporcionan serían el cobre y el zinc, llama la atención que un 35



% consideran el aluminio y las puntillas, como mejor pareja de metales. En todas las predicciones de los estudiantes se plantea que si se modifica algún factor de los electrodos, posición, área de contacto, profundidad, se alteran las propiedades eléctricas del sistema, como el voltaje y la corriente. El 72 % escribió que el voltaje aumenta con cambiar el tamaño de los electrodos o con sumergir más en el electrodo dentro del limón. Es importante colocar que gracias a la practica 1 del módulo 1, el 81 % de los estudiantes plantearon que la mejor manera de encender el LED es colocando las pilas de limones en conexión en serie. En la imagen 27 se muestra como un estudiante propone como conectar el LED, teniendo en cuenta el metal que es ánodo y cátodo respectivamente.



**Imagen 27. Predicción practica limones y metales. En la imagen se observa como un estudiante propone cual probablemente sea el ánodo y el cátodo, y como se debe conectar el LED para que encienda.**

Para la primera parte experimental, el 45 % de los grupos decidieron mantener constante uno de los metales y modificar el otro, para tener un punto de referencia en el análisis de resultados. Particularmente los metales que mantenían constantes fueron el cobre, el zinc o la puntilla. El 65% de los grupos presentaron problemas para poder determinar la corriente del sistema, al momento de identificar la escala necesaria en el multímetro para realizar la medición. El 75% de los grupos pudieron evidenciar la disminución de la corriente al separar los electrodos y el 55% evidenciaron el aumento de la corriente al aumentar el área de contacto de los electrodos. En la imagen 28 se muestran los resultados recolectados por un grupo de estudiantes.

Distancia entre los electrodos (mm)	Voltaje (V)	Intensidad (mA)
5	0.87	707 $\mu$ A
10	0.83	77 $\mu$ A
15	0.83	60 $\mu$ A
20	0.81	60 $\mu$ A
25	0.87	56 $\mu$ A
30	0.87	53 $\mu$ A

a el dispositivo como aparece en la imagen de la parte derecha. En este caso solo zinc y de cobre. Cambie el tamaño de los electrodos y utilice la siguiente tabla para:

Tamaño del electrodo (mm)	Voltaje (V)	Intensidad (mA)
5 mm x 50 mm	0.94	726 $\mu$ A
10 mm x 50 mm	0.97	407 $\mu$ A
15 mm x 50 mm	0.89	360 $\mu$ A
20 mm x 50 mm	0.87	522 $\mu$ A

**Imagen 28. Variación de la corriente modificando características de los electrodos. En la imagen se observan los resultados de un grupo, frente al cambio en la corriente modificando la distancia y el tamaño de los electrodos.**

En este punto de la práctica, los estudiantes observaron los cambios sobre las láminas de cobre, ya que estas presentaban algún grado de corrosión o están quedando mas opacas. Relacionaron el funcionamiento de esta batería con la pila de volta construida con monedas, zinc y vinagre, ya que en esa pila las monedas también se oxidaban. El 81% de los grupos alcanzaron a encender un LED e incluso una calculadora con esta batería, como se puede evidenciar en la imagen 14.

Cuando los estudiantes analizaron los resultados, pudieron determinar fácilmente que la única forma de cambiar la diferencia de potencial con un solo sistema, era cambiando la naturaleza de los electrodos. Para explicar esta situación el 55 % de los grupos consideran que cada metal tiene una estructura diferente, y algunos pueden perder más fácil los electrones con respecto a otros. Todos los grupos establecieron que la corriente es inversamente proporcional a la distancia entre los electrodos, relacionando esta situación con una especie de resistencia que puede generar el limón al movimiento de las cargas. El 81% de los grupos determinaron que la corriente que proporciona un solo sistema puede variar cambiando el tamaño de los electrodos. Esos grupos establecen que se puede mejorar la corriente de un solo sistema mejorando el área de contacto de los electrodos, porque de esta forma mejora el flujo de los electrones, ya que hay mayor espacio (ver anexo video grafico 2). Una de las explicaciones más interesantes que plantearon los grupos es una analogía con una autopista:

*“... cuando se cambian los metales por unos más grandes, hay mayor campo para que se muevan los electrones, y como el movimiento y la velocidad de los electrones está relacionado con la corriente, entre más fácil se muevan así aumenta la corriente. Es como tener 100 carros en una autopista... si la autopista tiene más carriles, los carros se mueven más rápido, pero a menor cantidad de carriles estos disminuyen su velocidad...”*

Con respecto al objetivo y temática de esta práctica, los estudiantes lograron establecer cómo la energía potencial química se puede convertir en energía en forma de radiación electromagnética (luz visible), incluso aprendieron a identificar las reacciones involucradas en este proceso, como se puede ver en la imagen 15. La transformación de la energía es uno de los pilares fundamentales de la termodinámica. En el análisis también se pudo evidenciar como ellos relacionan el flujo de cargas con el incremento de la energía cinética, y así relacionar estos procesos con la segunda ley de la termodinámica. De esta manera la práctica demostró ser muy útil para relacionar los procesos químicos con los conceptos de la termodinámica. En cuanto al tiempo de aplicación de la actividad, la práctica pudo realizarse sin contratiempos en 90 minutos, pero si es recomendable realizar la sesión de análisis independiente a la sesión experimental, para que los estudiantes puedan preparar información adicional para responder correctamente las preguntas planteadas.

### **Módulo III. Electroquímica y termodinámica.**

#### *Practica 2. Metal sobre metal*

Las predicciones para esta práctica giraban en torno a lo que le sucedería con los metales conectados a los electrodos del adaptador, cuando estos se sumergen en la disolución de ácido nítrico. El 72 % de los estudiantes consideran que lo que ocurriría es una reacción de oxidación del cobre. Plantean que el ácido nítrico tiene un efecto corrosivo sobre este metal; adicional a esto el 45 % de los estudiantes considera que la masa del cobre disminuirá debido a corrosión de este metal y su posible disolución en el ácido. Solo el 14 % de los estudiantes plantea alguna situación para el utensilio de metal utilizado, algunos consideran que también se oxidaría o simplemente colocan la palabra reducción sin plantear algún resultado evidenciable. El 28 % de los estudiantes escribieron que existiría un fenómeno de conductividad eléctrica, pero no supusieron como se evidenciaría esta situación.

Durante el desarrollo de la práctica los estudiantes hicieron referencia el montaje de la electrolisis del agua para poder comenzar con esta práctica. El dibujo colocado en la guía fue de bastante utilidad para saber en qué electrodo se colocaba el correspondiente metal. En esta práctica se utilizó  $\text{HNO}_3$  al 5 % como electrolito debido a las regulaciones nacionales frente al uso de  $\text{HCl}$  y  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . No obstante las medidas de seguridad se mantuvieron. Todos los grupos pudieron observar que inmediatamente después de conectar el adaptador a los dos metales, sobre el implemento que se colocó en el cátodo aparecen burbujas en gran cantidad. Relacionan esta situación con la evidenciada en la electrolisis del agua y suponen algunos grupos que estas burbujas probablemente hidrogeno gaseoso que se redujo en el cátodo. Después casi 5 minutos se puede comenzar a observar como el metal empieza a ser recubierto por el cobre y disminuyen las burbujas sobre este. El 45 % de los grupos logran observar como la disolución del ácido comienza a tomar un color azul, lo que los hace suponer que la lámina de cobre se está oxidando. En la imagen 16 se pueden observar algunos montajes utilizados por los estudiantes, y los resultados previos que van obteniendo.

Todos los grupos lograron verificar con ayuda de las tablas como disminuyó la masa de la lámina de cobre y aumentó la masa del metal colocado en el cátodo. La oxidación del cobre la confirmaron al retirar la lámina y observar los cambios mecánicos y de brillo que presentaba este material. Este proceso lo repitieron también con estaño, logrando recubrir incluso algunas monedas de \$ 100 y llaves de cobre. El cambio de masa también fue comprobado en este experimento, y la oxidación del estaño fue más evidente debido a que se utilizó alambre de este material como ánodo. En las imágenes 29 y 30 se pueden observar algunos de los objetos galvanizados por los estudiantes. El proceso de pulido de los objetos lo realizado con un paño levemente húmedo y bicarbonato sólido.

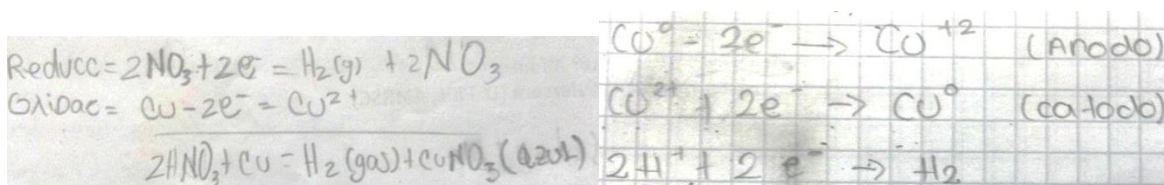


**Imagen 29. Galvanización con cobre. En las fotografías se puede observar algunos de los objetos galvanizados por los estudiantes.**



**Imagen 30. Galvanización con estaño.** En las fotografías se puede observar algunos de los objetos galvanizados por los estudiantes.

En el análisis de la práctica el 71 % de los grupos lograron explicar correctamente los procesos químicos que suceden en este experimento, pero solo 4 grupos plantearon reacciones químicas claras para poder exponer los procesos de oxidación y reducción, como se observa en la imagen 31. Los grupos que utilizaron una pila de 9 V lograron identificar que esta fuente de energía no era suficiente para poder culminar el proceso y por eso plantearon que era necesario una diferencia de potencial constante y mayor a 7 V para que migren los iones de cobre al cátodo. Los estudiantes que utilizaron adaptadores compararon sus resultados e identificaron que la corriente tiene una relación directa con la velocidad del proceso, pero la rapidez no implica necesariamente que el proceso sea totalmente eficaz en la fijación del cobre. El 82 % de los grupos consultaron sobre el proceso de galvanizado de zinc y encontraron que es muy similar. Dos grupos consultaron sobre los procesos de cromado y aunque encontraron que son más complejos, establecieron relaciones con este proceso como el uso de la electricidad, la reducción de un metal previamente oxidado y el uso de electrolitos.



**Imagen 31. Reacciones proceso de galvanizado.** Ecuaciones propuestas por los estudiantes para explicar el proceso de galvanizado.

En el análisis de los aspectos termodinámicos del proceso, se encontró que el 82 % de los grupos plantean aspectos relacionados con la transformación de la energía, pero solo el 41 % escriben manera general que el proceso no ocurre de forma natural, ya que se debe agregar cierta cantidad de energía para hacer que esta reacción sea más rápida,

efectiva y evidenciable. Incluso un grupo plantea de forma superficial que el fenómeno probablemente sea una tipo de reacción endotérmica. Ningún grupo plantea el uso del concepto de entropía en su explicación. El 82 % de los grupos consideran que este proceso a nivel industrial se utiliza para proteger hierro, níquel, aluminio y otros metales, con cobre y zinc para evitar la oxidación y realizar trabajos artísticos.

Con esta práctica se logró relacionar la química y la física, con la industria en diferentes niveles. El objetivo que era evidenciar un proceso termodinámico solo fue alcanzado de forma parcial, puesto que los estudiantes no profundizaron en los conceptos planteados inicialmente como el de entropía. Para esto es necesario que desde la contextualización teórica de la practica 1 de este módulo se analice este importante concepto de la ciencia contemporánea. Es recomendable también puntualizar y condensar las predicciones para que la práctica se pueda hacer fácilmente en 90 minutos. También se concluyó en la aplicación que es necesario realizar la sesión de análisis en 45 minutos independientes a las actividades experimentales.

#### **Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.**

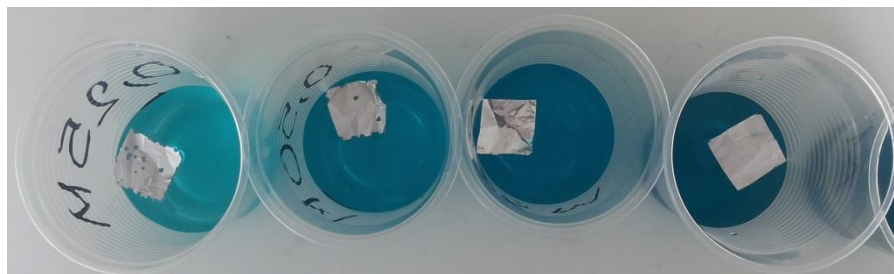
##### *Practica 1. Azul y plateado*

Las predicciones en esta práctica buscaban establecer qué pasaría con los metales, particularmente con el aluminio al sumergirlos en una disolución de  $\text{CuSO}_4$ , cambiando algunas condiciones. En el 38 % de las predicciones los estudiantes plantean que los metales liberarían burbujas al sumergirlos en esta disolución. En esta misma categoría se considera que cuando se cambia la concentración del  $\text{CuSO}_4$ , aumentaría la cantidad de burbujas que se libera. El 42% de los estudiantes consideran que los metales cambian de color cuando están en contacto con la solución de sulfato de cobre. Solo un 24 % considera que el papel aluminio se descompone en esta solución, y un 38 % que el papel aluminio se colocara de color azul. Solo el 72 % de los estudiantes contestaron la predicción con respecto al uso del  $\text{NaCl}$ . El 38 % de las predicciones afirman que la reacción es diferente pero no mencionan algún cambio específico, y el 34% afirman que la reacción cambia en el tipo de producto que se obtiene. Todos los estudiantes afirman que al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de la reacción.

Durante el desarrollo de la práctica se evidenciaron algunas situaciones que requieren sean modificadas de la planificación de la guía. En primer lugar es necesario aumentar el tamaño del aluminio para que se pueda medir de manera más sencilla la masa de este

material. Si se requiere hacer la actividad más estricta a nivel cuantitativo se recomienda utilizar una balanza de mayor precisión ( $\pm 0,001$  g). También se deben cambiar las concentraciones utilizadas, ya que todos los grupos determinaron que las soluciones que lograron reaccionar fácilmente con el aluminio fueron las de 0,25 M y 0,5 M. Por esta razón es necesario utilizar una disolución de 0,3 M para realizar los experimentos con cambio de temperatura y presencia de catalizador. Frente al uso de los cloruros se recomienda agregar 5 cantidades entre 0,25 g y 1,25 g, debido a que también se evidencio que cantidades muy grandes de sal (mayores a 2 g) no aceleran la velocidad de la reacción, y por el contrario tarda más en reaccionar el aluminio con la disolución.

Con respecto a los resultados encontrados por los estudiantes, todos los grupos pudieron evidenciar la reacción del  $\text{CuSO}_4$  con los metales planteados y particularmente con el aluminio. En la imagen 32 se observa cómo ocurre la reacción del aluminio al cambiar la concentración de la disolución. Durante las reacciones los estudiantes plantean que los metales sumergidos están oxidándose o los cambios presentados son resultado de procesos de corrosión.



**Imagen 32. Experimento velocidad de reacción. En esta imagen se observan los resultados de la reacción entre el aluminio y disoluciones de diferente concentración de  $\text{CuSO}_4$ .**

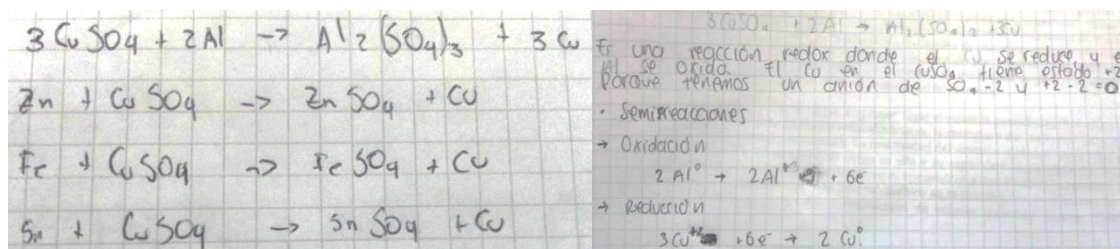
En la imagen 18 se observa cómo reacciona el aluminio con el  $\text{CuSO}_4$ , con la presencia de cloruros en la disolución. Se debe resaltar el cambio que presenta la disolución de  $\text{CuSO}_4$ , al agregar cantidades superiores a 1,5 gr de NaCl. En este caso solo 6 de los grupos logran identificar que esta reacción sigue siendo la misma y que la sal solo acelera la interacción del aluminio con el sulfato de cobre. Frente al uso de la temperatura, solo 7 grupos lograron realizar esta práctica debido a los problemas de tiempo mencionados anteriormente. Estos grupos evidenciaron sin problema que al aumentar la temperatura, la descomposición del papel aluminio se aceleraba (imagen 33) y cuando se colocó el sistema en cama de hielo, el aluminio no presento agujeros.



**Imagen 33. Velocidad de la reacción con el efecto de la temperatura. En esta imagen se muestra como se acelera la oxidación del aluminio, aumentando la temperatura del sistema.**

El análisis de los estudiantes tuvo como objetivo explicar por qué cambia la velocidad de reacción. Inicialmente el 82 % de los grupos colocaron las reacciones de óxido reducción de la primera parte de la práctica, como se puede observar en la imagen 34. Solo el 54 % de los grupos intentaron proponer explicaciones desde diferentes modelos a los cambios de velocidad, ya que el resto de estudiantes se limitaron a referenciar lo observado en la práctica. Los grupos que evidenciaron una disminución de la velocidad con el aumento de la concentración de  $\text{CuSO}_4$ , decidieron relacionar este fenómeno con la poca movilidad que tienen los iones en soluciones más saturadas, lo que no permite que interactúen con más facilidad los iones sulfato con la superficie de la lámina de aluminio. El 73% de los grupos considera simplemente que el  $\text{NaCl}$  es un acelerador de la reacción, y solo el 27 % utilizan la explicación mostrada en la introducción teórica, y muestran que posiblemente se formen compuestos aluminio-cloro, que son más reactivos con los sulfatos, y así ocurre más fácilmente la oxidación. Ningún grupo consulta sobre este aspecto o plantea los complejos de aluminio y cloro que facilitan la reacción del metal. Todos los grupos que realizaron la prueba de calentamiento y enfriamiento, utilizaron la teoría cinético-molecular para explicar por qué a mayor temperatura puede aumentar la velocidad de la reacción. También compararon los resultados sobre cómo influye la forma del aluminio, y ya que reacciona más rápido la lámina con respecto al doblez en forma de esfera; a partir de esto decidieron concluir que el área de contacto favorece la velocidad de la reacción. Estas respuestas se pueden ver referenciadas en la imagen 19.





**Imagen 34. Reacciones de los metales en sulfato de cobre. En las fotografías inferiores se observan las reacciones planteadas por los estudiantes.**

Adicional a las recomendaciones iniciales, es necesario incentivar las consultas de los estudiantes para que puedan explicar el funcionamiento de los catalizadores. Por esta razón también la sesión de análisis debe ser en un espacio diferente, y así permitir el debate argumentado de los estudiantes. Esta práctica también demostró ser útil para contextualizar las reacciones de óxido-reducción, e incluso aplicar conceptos trabajados en los módulos anteriores. Sin embargo las consideraciones de tiempo y la preparación de los reactivos en concentraciones precisas, son aspectos que se deben mejorar en la planificación de la actividad.

#### **Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.**

##### *Practica 2. Puntilla en gelatina*

Esta práctica es una de las más complejas en cuanto al diseño experimental, por esta razón fue necesario explicar de manera muy detallada cual era el montaje a utilizar para que los estudiantes de forma sencilla indicaran sus predicciones. Particularmente se explicó de manera experimental, que es el agar y cuáles son sus propiedades físicas y químicas. El 63 % de los estudiantes plantearon que solo se oxidaran las que están cubiertas con cobre y este mismo grupo escribe que el zinc favorece la reacción de reducción. El 36% de los estudiantes considera que el manipular las puntillas favorece la oxidación, y particularmente se corroen más rápido si no tienen ninguna cobertura. Todos los estudiantes plantean que la zona más propensa a la oxidación es la cabeza, debido a que allí es mayor el área de contacto. El 72 % de los estudiantes considera que el cobre o el zinc se disuelven en el agar-agar.

Para la realización de la práctica se requiere que el material este muy limpio sin residuos de jabón u otra sustancia que pueda alterar el pH del agar. También es necesario que el agua este mínimo en  $85^\circ\text{C}$  para disolver con facilidad el agar y evitar que este forme el coloide o grumos dentro del recipiente de preparación. Es recomendable que para no

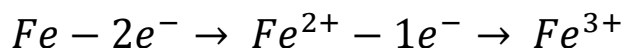
desperdiciar material esta parte de la práctica la realice el profesor con un representante de cada grupo, y ellos sean los responsables de llevar las cajas de Petri con el agar gelificado y las puntillas a cada grupo para su valoración.

Ya durante la práctica solo 7 de los grupos lograron preparar bien el medio para evaluar la oxidación de las puntillas. El uso de la tabla permitió organizar de forma más efectiva las observaciones, algunas de las cuales serán citadas a continuación. En la imagen 20 (izquierda) se puede observar cómo utilizar puntillas de referencia es un punto de partida para entender los procesos naturales de corrosión de una puntilla. En la imagen 20 (derecha) se puede observar como el daño mecánico sobre una puntilla acelera la oxidación de las zonas afectadas. En ese punto se debe resaltar que si se utilizan puntillas galvanizadas, se encontraran áreas que actúan como cátodo como ocurre con la cabeza de las puntillas.

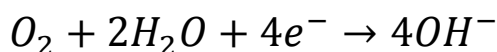
En la imagen 21 (izquierda) se puede observar el cobre acelera la oxidación de la puntilla y alrededor del cobre se presentan reacciones de reducción. Sin embargo cuando se cubre la puntilla con zinc o simplemente se pone en contacto con una granalla de zinc, el hierro no se oxida y ocurren reacciones de reducción alrededor del clavo. En la imagen 21 (derecha) se encuentran 3 puntillas cubiertas con otros metales; una recubierta con cinta de magnesio, otra con alambre de estaño y otra en contacto con un trozo de plomo. En esta imagen se evidencia que alrededor del magnesio ocurre una reacción de reducción, pero no protege completamente al hierro. Es importante resaltar que en este caso se liberan burbujas como una efervescencia. Con el estaño ocurre lentamente la oxidación de algunas zonas de las puntillas. Sobre el plomo ocurre una reacción de reducción pero se oxidan algunas zonas de las puntillas.

Ya en el análisis de la información, el 72 % de los grupos lograron identificar que cuando ocurre un daño mecánico sobre las puntillas se puede perder la protección que tienen de fábrica. Estos mismos grupos también identificaron que el cobre acelera la oxidación del hierro, pero el zinc protege al hierro de la oxidación y por esta razón es el más utilizado en los procesos de protección catódica. Solo el 54 % de los grupos analizaron la situación de los demás metales, planteando de forma general que algunos de estos favorecen de diferente forma la oxidación del hierro. Es importante resaltar que solo 1 grupo planteo las reacciones de oxidación y de reducción, que generan los colores característicos en el

agar. Por esta razón se debe realizar el análisis de la práctica de forma dirigida por el docente, estableciendo la función del hexaciano ferrato (III) y de la fenolftaleína. En la explicación el docente se debe indicar que el color verde se debe a la reacción de oxidación del hierro como se muestra en la siguiente ecuación.



Lo importante en esta explicación es que los estudiantes reconozcan que el ion  $Fe^{2+}$  reacciona con el ion hexaciano ferrato (III) dando lugar al precipitado de color verde-azulado que pone de manifiesto el avance de la oxidación. Por otro lado el color rosa es consecuencia de la reacción de reducción anódica, que se ha explicado en experimentos anteriores. Para este caso se requiere que el estudiante identifique que es el  $OH^-$  el que hace que la fenolftaleína vire de incoloro a rosa.



Adicional a las recomendaciones anteriores se pudo determinar que la práctica permite a los estudiantes reconocer los procesos de protección galvánica, particularmente el mecanismo de acción del ánodo de sacrificio. Se considera pertinente recordar de forma previa, aspectos generales de la nomenclatura química, particularmente del  $K_3 [Fe(CN)_6]$ . También explicar el funcionamiento del agar, puesto que dejan de lado que dentro de este sistema pueden ocurrir procesos de difusión, para evidenciar más fácilmente la oxidación y reducción sobre los metales.

### **Módulo VI. Bioelectricidad.**

#### *Practica 1. Accidente cocinando*

La validación preliminar de esta práctica, tuvo como objetivo estructurar la actividad teniendo en cuenta todos los aspectos metodológicos. Esta práctica se realizó con 5 estudiantes, debido a las dificultades para tener el material originalmente planteado. En las predicciones de los alumnos participantes, existe un común denominador y es que no conocen en absoluto el fenómeno de la sal sobre el tejido animal planteado. Dos de ellos consideran que se calentará el tejido, y los otros dos grupos consideran que se libera agua como resultado de un proceso de osmosis, similar a lo que sucede cuando se agrega sal al aguacate.

Para poder realizar la práctica, inicialmente se buscó incentivar el tejido fresco de algunas ancas de rana, pero debido a las complicaciones para conseguir este material, debido a

las regulaciones nacionales frente al trato de los animales, se tuvo que desistir esta idea. Revisando la bibliografía y las fuentes videográficas, se evaluaron otros tejidos como el pollo, gallina y algunos peces, pero no se logró que se movieran los músculos utilizando la sal. Finalmente se decidió utilizar un pez doméstico de agua dulce, de clima frío, de la especie *Fantail* (imagen 35), el cual fue sacrificado con las precauciones de higiene y bioética necesarias, se le retiraron los órganos internos y se dejó en reposo por aproximadamente 10 horas.



**Imagen 35. Pez Domestico Fantail.**

Luego de esperar el tiempo de reposo, el cual aseguraba que el animal no presentara signos de actividad biológica residual, se agregó sal sobre el tejido exterior del pez. Al realizar este experimento no ocurrió mayor cambio. Al colocar la sal en contacto directo con el tejido interno del pez, este comenzó realizar leves movimientos, principalmente en sus agallas y boca. Al voltear el pez y disolverse más fácilmente la sal en el tejido, se movió parte del torso y la cola, junto con los reflejos ya evidentes en la boca. Estos resultados se pueden observar en la imagen 36 y el anexo video gráficos 3.



**Imagen 36. Movimientos de un pescado al agregarle sal de cocina. En la imagen derecha se encuentra los aspectos iniciales del tejido animal. En la imagen central y derecha se pueden observar algunos movimientos al agregar la sal (agallas y boca).**

En la implementación de esta práctica, se tomó evidencia videográfica de la actividad anterior, y en el desarrollo del análisis de la sesión se acompañó este video, con otros previamente seleccionados en donde se evidencian fenómenos similares. Uno de los principales resultados observados al mostrar los videos a los estudiantes, es su gran asombro por los movimientos de los animales que fueron manipulados. Pero aun observando este fenómeno, los estudiantes se muestran algo escépticos, pues consideran que se agrega algo más que sal, para que se incentiven los nervios y músculos y así ocurra el movimiento. Cuando se les muestra a los estudiantes el video

realizado con el pez doméstico, inmediatamente aparecen los conceptos de nervio e iones, en un mismo argumento. Particularmente un estudiante indica que el hecho de que la sal logre ingresar hasta las zonas más cercanas de la columna vertebral, genera que se puedan producir impulsos nerviosos que actúan sobre los músculos del pez.

Utilizando las preguntas de análisis de la sesión los estudiantes empiezan a explicar el fenómeno haciendo uso del concepto de iones, particularmente el ion sodio y cloruro, y utilizando la explicación dada en la introducción teórica, entienden que el funcionamiento de los nervios, además de ser un fenómeno eléctrico, tiene relación con solubilidad de dichos iones. Desafortunadamente el colocar la imagen del transporte del potencial de acción en la explicación teórica, limitó a los estudiantes para que hicieran sus propios diagramas explicativos, pues hicieron uso de estos para argumentar la razón por la que se mueven los músculos de los animales mostrados. Ya que uno de los videos analizados, muestra el efecto de una corriente eléctrica sobre los nervios de un anca de rana, los estudiantes entienden que los nervios gracias a la presencia de los iones dentro y fuera de la membrana, son conductores eléctricos naturales.

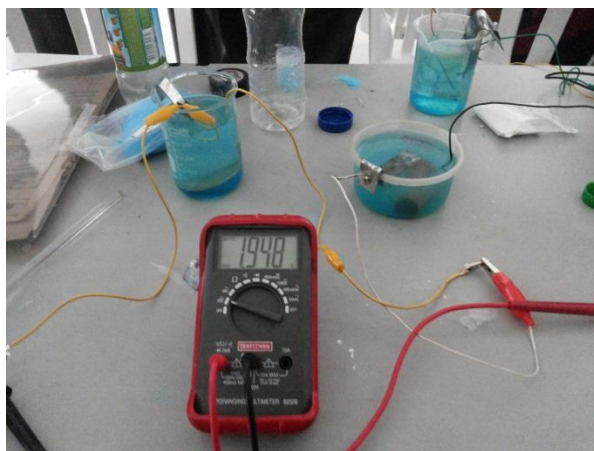
La aplicación preliminar de esta práctica permitió consolidar el aprendizaje interdisciplinar de los conceptos vistos en la electroquímica. Observar los efectos eléctricos y químicos sobre el tejido animal facilita a los estudiantes realizar la construcción de argumentos que incluyan aspectos físicos, biológicos y químicos, en un solo objeto de estudio. Sin embargo, la presentación del video del pez y de las ancas de rana fue controversial para los alumnos. Tres de ellos manifestaron su inconformidad sobre la manera en que se sacrificó el pez doméstico, o como se debió realizar la preparación de las ancas de rana. Esto demuestra que aunque los resultados de esta práctica son prometedores, se recomienda el uso de los videos para realizar la actividad. Si el docente considera pertinente la disección de un pez doméstico, debe evaluar las condiciones sociales del grupo y resaltar que esta práctica no busca irrespetar los derechos de los animales. Si se realiza la práctica con el tejido vivo, se debe garantizar que los estudiantes desarrollen una actitud ética frente al uso de animales en experimentos de aprendizaje.

## Módulo V. Construcción de baterías.

### *Practica 1. Líquidos y electricidad*

#### *Practica 2. Pila del futuro*

La aplicación de esta práctica no evaluó los resultados en cuanto a la construcción de conceptos por parte de los estudiantes, si no verifico la viabilidad de los montajes experimentales planteados. Inicialmente se planteó la versión gravimétrica de la pila de Daniell, la cual es una modificación propuesta por Callaud en 1860, que funciona a partir de la separación gravimétrica de las dos disoluciones de electrolito, en función de las diferentes densidades de las dos disoluciones de  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{ZnSO}_4$ . Este montaje mejora la corriente obtenida, ya que el montaje original al hacer uso de un puente salino incorpora una resistencia interna a la batería. El uso de esta pila requiere que el sistema esté en total reposo para evitar que por una reacción de desplazamiento, se fije cobre sobre el electrodo de zinc. La diferencia de potencial entre ambos electrodos que se logró obtener es aproximada a 0,8 voltios, y la corriente de los montajes de los diferentes grupos alcanzo los 60 mA en promedio. En la imagen 37 se muestra como al conectar las celdas de Daniel en serie se puede obtener en promedio 2 V. El poder utilizar diferentes recipientes para construir las celdas demuestra la versatilidad de estos montajes. En el anexo video gráfico 3 se puede observar como diferentes grupos logran encender juguetes y radios Fm con esta pila, lo cual demuestra la pertinencia de este diseño experimental para realizar con en una ámbito escolar.



**Imagen 37. Pilas gravimétricas de Daniel en serie. En la imagen se puede observar el voltaje obtenido con 3 celdas de Gravimétricas de Daniel conectadas en serie.**

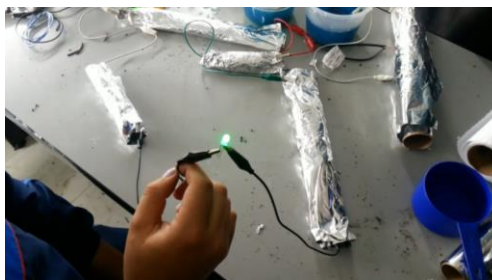
Sin embargo con el fin de que los estudiantes puedan analizar las ventajas y desventajas de diferentes formas de construir pilas de Daniel, en el módulo se recomienda la

construcción de la pila usando un puente salino sencillo, elaborado con papel absorbente que fue sumergido en una solución saturada de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . En la imagen 37 se muestra la elaboración de esta celda galvánica, y en el anexo videográfico 3 se entrevista a un estudiantes en donde analiza las ventajas y desventajas de este montaje. Es importante resalta que el voltaje suministrado por una sola celda de este estilo alcanzo 1,10 V, pero su intensidad no superaba los 5 mA. Además el tener que utilizar más recipientes, hace más difícil conectarlas en serie, presentando inconveniente es su uso lúdico de encender los diferentes dispositivos planteados.



**Imagen 38. Pila de Daniel con puente salino**

La construcción de las pilas de aluminio aire fue más sencilla, debido a la facilidad de los materiales a utilizar. En la construcción de estas pilas los estudiantes evaluaron la facilidad de los montajes, su resistencia mecánica según el tipo de material de aluminio usado y aplicaron los conceptos aprendidos en las prácticas anteriores. En la imagen 39 se puede observar cómo se puede mejorar el montaje para obtener mayor corriente y voltaje suministrado por la pila. Se resalta que con estas baterías se logró aumentar la intensidad lumínica de los LED encendidos.



**Imagen 39. Batería de aluminio aire. Este montaje muestra como al agregar de forma organizada más capas de papel humedecido con la solución salina y con el carbón activado se puede mejorar la corriente suministrada por el sistema.**



## B. Anexo 2. Test de ideas previas

UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES



Institución: INSTITUTO SAN JUAN DE DIOS

Docente responsable: JESÚS ANDRÉS PINTOR ALFONSO

Director del trabajo: Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

Nombre del estudiante:

Curso:

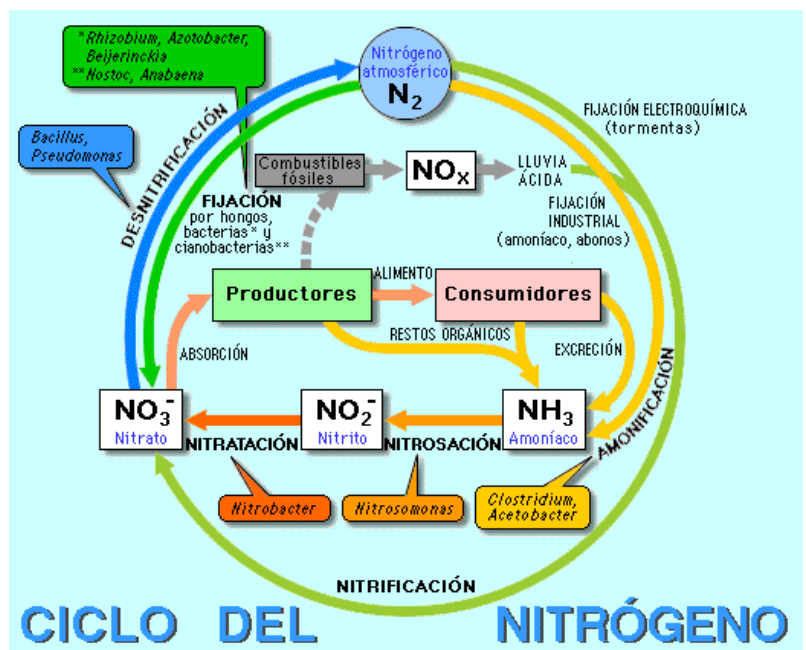
Edad:

### Test de ideas previas

Estimado estudiante:

El siguiente es un test de ideas previas que tiene como objetivo indagar acerca de algunas temáticas de las ciencias naturales. Este cuestionario está construido con preguntas abiertas y cerradas las cuales debes contestar en los espacios destinados para colocar tu respuesta. Por favor utiliza letra legible y esfero para responder. Cualquier inquietud que tengas durante el desarrollo de esta actividad, por favor hazla conocer del docente responsable.

1. En la siguiente imagen se expone de forma sencilla la forma en que el nitrógeno se transforma en la naturaleza para favorecer la existencia de seres vivos. En ese proceso ocurren diferentes tipos de reacciones, las cuales son facilitadas por procesos ambientales, procesos industriales o procesos biológicos de los diferentes seres vivos. En el espacio correspondiente explica cuáles son las reacciones de oxidación y las reacciones de reducción del nitrógeno, indicando el cambio en el número de oxidación.





**Cambio químico 1:** \_\_\_\_\_ → \_\_\_\_\_

**Explicación:** \_\_\_\_\_

**Cambio químico 2:** \_\_\_\_\_ → \_\_\_\_\_

**Explicación:** \_\_\_\_\_

**Cambio químico 3:** \_\_\_\_\_ → \_\_\_\_\_

**Explicación:** \_\_\_\_\_

**Cambio químico 4:** \_\_\_\_\_ → \_\_\_\_\_

**Explicación:** \_\_\_\_\_

**Cambio químico 5:** \_\_\_\_\_ → \_\_\_\_\_

**Explicación:** \_\_\_\_\_

2. De las siguientes situaciones indique cuales corresponden a un proceso de oxidación y cuales a un proceso de reducción.

Situación	Proceso (oxidación o reducción)
• Un átomo gana un electrón	
• El número de oxidación del elemento pasa de ser 0 a +3.	
• Un átomo cede un electrón	
• El número de oxidación del elemento pasa de ser 0 a -3.	
• Una barrilla de hierro se deja a la intemperie sin protección.	
• Al hacer reaccionar $\text{HCl}_{(ac)}$ con $\text{Zn}_{(s)}$ se libera hidrogeno gaseoso.	

3. De las siguientes situaciones cotidianas, seleccione en cuales se pueden presentar procesos electroquímicos.

Situación	Relación con procesos electroquímicos		
	Si	No	Justificación
• Funcionamiento de un generador eléctrico			
• Proceso de cromado del marco de una bicicleta			
• Funcionamiento de una fotocelda			
• Funcionamiento de un marcapasos cardiaco			
• Funcionamiento de un bombillo ahorrador			
• Funcionamiento de un motor de combustión interna			
• Golpearse la punta del codo del brazo con una superficie puntuda.			
• Encender el gas natural de la estufa con una chispa eléctrica			

4. En electroquímica es muy importante entender qué son, cómo influyen y como se relacionan las magnitudes presentes en un circuito eléctrico. Define de manera sencilla las siguientes magnitudes eléctricas:

Magnitud	Definición
Voltaje	
Corriente eléctrica	
Resistencia eléctrica	
Potencia eléctrica	

5. Los cascos de los barcos en el mar están sometidos a varios tipos de corrosión. En las siguientes imágenes se muestran 2 estructuras metálicas de un barco; La que está ubicada en la izquierda presenta una corrosión severa, y la estructura metálica de la derecha no está.



¿Por qué una estructura metálica como un barco, se corroe de la forma en que se muestra en la imagen de la derecha? Responde esta pregunta, indicando que sustancias hacen parte de este cambio químico.

---

---

---

---

¿Cómo se podría aumentar la vida útil de los barcos protegiéndolos de la corrosión severa?

---

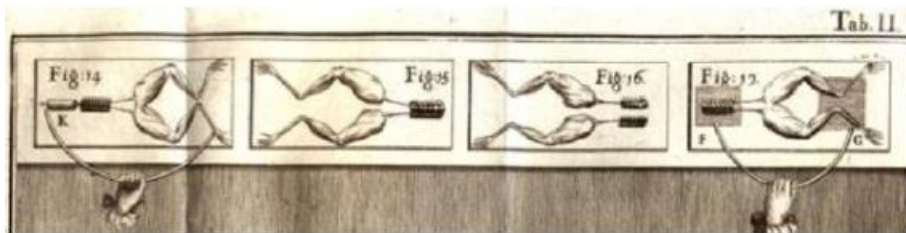


---



---

6. El médico y anatomista italiano Luigi Galvani en 1791 descubrió un fenómeno mientras disecaba ancas de rana que habían sido separadas del cuerpo. Su bisturí tocó accidentalmente un gancho de bronce del cual colgaba la pata, lo cual produjo una pequeña descarga eléctrica. La pata que estaba en ese gancho colgada, se contrajo espontáneamente. Galvani demostró que las contracciones musculares en las ranas y otros animales podrían ser provocados por una corriente eléctrica a partir de un generador de electricidad estática. Argumenta cómo consideras que sucede este fenómeno con los seres vivos, estableciendo cuál es la relación entre la electricidad y algunos procesos de los seres vivos como el movimiento muscular o los impulsos nerviosos.




---



---



---

7. El funcionamiento de los procesos de respiración en el ser humano, son el resultado de la sincronización de muchos procesos biológicos, químicos y físicos. Enuncia qué fenómenos, leyes naturales, conceptos y procesos se pueden analizar de la respiración humana, resaltando el área de las ciencias naturales que tiene como objeto de estudio este aspecto.

Química: \_\_\_\_\_

Física: \_\_\_\_\_

Biología: \_\_\_\_\_

---

8. Los problemas ambientales son uno de los objetos de estudio más importantes actualmente en las investigaciones en ciencias naturales. Selecciona una problemática ambiental que tú consideres importante resolver en la actualidad, y plantea una pregunta problema para realizar una investigación desde las áreas planteadas.

<b>Problemática Ambiental</b>	
<b>Pregunta problema Química</b>	
<b>Pregunta problema Física</b>	
<b>Pregunta problema Biología</b>	

9. De las siguientes temáticas, indica cuál puede ser estudiada desde una perspectiva que integre conceptos y procesos químicos, físicos y/o biológicos.

<b>Temática</b>	<b>Física</b>	<b>Química</b>	<b>Biología</b>
<b>Funcionamiento de una neurona</b>			
<b>Funcionamiento de un globo aerostático</b>			
<b>Funcionamiento del ojo humano</b>			
<b>Funcionamiento de un Smartphone</b>			
<b>Proceso de fotosíntesis</b>			
<b>Procesos en un ecosistema</b>			
<b>Evolución de especies</b>			

10.Cuál de los siguientes temas, es transversal en la explicación de los fenómenos que son objeto de estudio de la química, la física y la biología.

<b>Tema</b>	<b>Física</b>	<b>Química</b>	<b>Biología</b>
<b>Electricidad</b>			
<b>Magnetismo</b>			
<b>Termodinámica</b>			
<b>Difusión</b>			
<b>Procesos de oxidación</b>			
<b>Comportamiento de los gases</b>			
<b>Propiedades de los líquidos</b>			
<b>Espectro electromagnético</b>			
<b>Teoría cinético molecular</b>			

## **C. Anexo 3. Módulo I: Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples**

En este anexo se presenta el modulo I de la estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica.

A continuación se colocan los siguientes documentos:

- Practica 1. Sumando celdas
- Practica 2. Probando a Ohm
- Practica 3. Transportando carga

Cada práctica se compone de las siguientes partes

- Hoja de predicciones
- Hoja de Introducción teórica
- Hoja de resultados
- Hoja de análisis



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 1. Sumando Celdas*

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica las propiedades básicas de una batería por medio de la construcción de una pila de Volta.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 20 minutos después de ser entregada por el profesor. Marque de forma clara este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica. Ponga mucha atención a la explicación del docente frente al uso del multímetro.

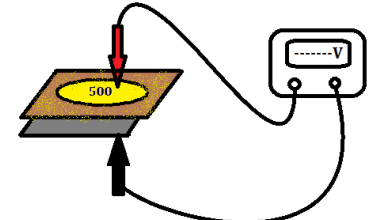
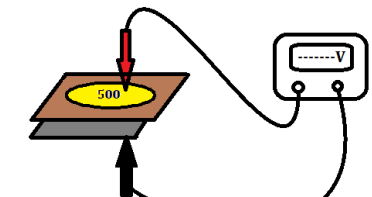
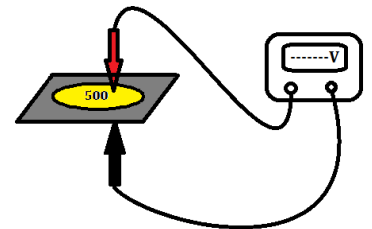
**Descripción del problema:** Se tienen monedas de \$100 y \$200 pesos, láminas de zinc de 2 cm x 2cm, pedazos de cartón de 3 cm x 3 cm y vinagre casero. Se cuenta también con un bombillo LED, alambre de cobre, cinta aislante y un multímetro. El objetivo es encender un bombillo LED utilizando el material del que se dispone.

**Diseño metodológico - Experimento**

I. Coloque una moneda de 200 pesos, sobre una lámina de zinc de 2 cm x 2cm.

II. Coloque una moneda de 200 pesos, sobre un pedazo de cartón de 3 cm x 3 cm, y debajo el cartón coloque una lámina de zinc de 2 cm x 2cm.

III. Humedezca un pedazo de cartón de 3 cm x 3 cm con vinagre casero, coloque este sobre la moneda de 200 y debajo del cartón coloque una lámina de zinc de 2 cm x 2cm.



**Predicciones**

- ¿Cuál de los anteriores sistemas puede producir un voltaje y una corriente eléctrica medible con el multímetro?

---

---

---

- ¿tiene algún efecto la denominación de las monedas utilizadas?

---

---

---

- ¿De qué forma alguno de los sistemas puede aumentar la cantidad de voltaje que produce? Diseñe un diagrama que le permita explicar su solución.

---

---

---

- ¿De qué forma alguno de los sistemas puede aumentar la cantidad de corriente que fluye en el sistema?

---

---

---

Diseñe un diagrama que le permita explicar su solución.

- ¿Cuál cree que es el la forma más efectiva para poder encender el LED utilizando alguno de los sistemas planteados? Diseñe un diagrama que le permita explicar su solución.

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 1. Sumando Celdas*

**Hoja de resultados**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Introducción conceptual**

La primera batería electroquímica la construyó Alessandro Volta, colocando discos de metales diferentes de forma alternada; a este dispositivo se le denominó pila voltaica (ver imagen derecha). Esta invención es la base de las baterías modernas y una serie de otros inventos galvánicos como los ánodos de sacrificio. Alessandro Volta está inmortalizado en la unidad voltios que sirve para medir la diferencia de potencial de un circuito, una nomenclatura que se remonta a 1881.

Entender la teoría atómica es indispensable para entender la electroquímica. Cuando ocurren los procesos electroquímicos se pueden formar iones (átomos ionizados) mediante la pérdida o ganancia de electrones. El flujo de materia hacia la interfaz de los electrodos puede ocurrir a través de la difusión, que es un proceso que se explica a través de la teoría cinético molecular de la materia y la segunda ley de la termodinámica. Finalmente el flujo de carga en los metales ocurre a través del movimiento de “partículas” llamadas electrones.

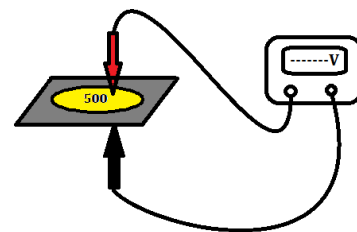


**Bibliografía**

- PowerStream. (24 de febrero de 2005). PowerStream Battery Chemistry FAQ. Recuperado el 21 de febrero de 2015, de Battery Chemistry Tutorial and FAQ from PowerStream: Custom battery chargers and power supplies for OEMs: <http://www.powerstream.com/BatteryFAQ.html>
- Centeno, E., Reneses, J., & Sanchez, J. (2007). Analogías para comprender la electricidad. *anales de mecánica y electricidad*, 20-28.
- Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.
- Levy, E. (2004). *Diccionario Akal de fisica*. Londres: Ediciones Akal.
- Burbano, E., Gracia, C., & Burbano, S. (2003). *Fisica general 32 edicion*. Madrid: Tebar ediciones.

**Indicaciones y recomendaciones para realizar la práctica**

I. Coloque una moneda de 200 pesos, sobre una lámina de zinc de 2,5 cm<sup>2</sup>, como lo muestra la imagen de la derecha. Usando el multímetro mida si existe algún voltaje entre los dos metales en contacto. Realizando los cambios necesarios en el multímetro, mida también la corriente que se presenta en este sistema. Realice este mismo proceso, cambiando la denominación de la moneda. Tome nota de forma organizada de los valores obtenidos en las mediciones.





**Observación:**

---

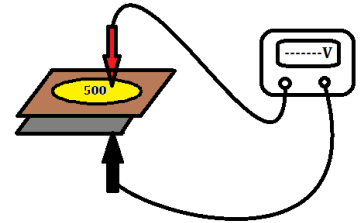


---



---

II. Coloque una moneda de 200 pesos, sobre un pedazo de cartón de 3 cm<sup>2</sup>, y debajo el cartón coloque una lámina de zinc de 2,5 cm<sup>2</sup>. Usando el multímetro mida si existe algún voltaje entre los dos metales en contacto. Realizando los cambios necesarios en el multímetro, mida también la corriente que se presenta en este sistema. Realice este mismo proceso, cambiando la denominación de la moneda. Tome nota de forma organizada de los valores obtenidos en las mediciones.



**Observación:**

---

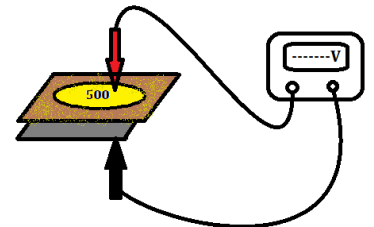


---



---

III. Humedezca un pedazo de cartón de 3 cm<sup>2</sup> con vinagre casero, coloque este sobre la moneda de 200 y debajo del cartón coloque una lámina de zinc de 2,5 cm<sup>2</sup>. Usando el multímetro mida si existe algún voltaje entre los dos metales en contacto. Realizando los cambios necesarios en el multímetro, mida también la corriente que se presenta en este sistema. Realice este mismo proceso, cambiando la denominación de la moneda. Tome nota de forma organizada de los valores obtenidos en las mediciones. Observe el sistema que construyo previamente el profesor con 24 horas de anterioridad. Analice cual es el estado de la moneda y de la lámina de zinc.



**Observación:**

---



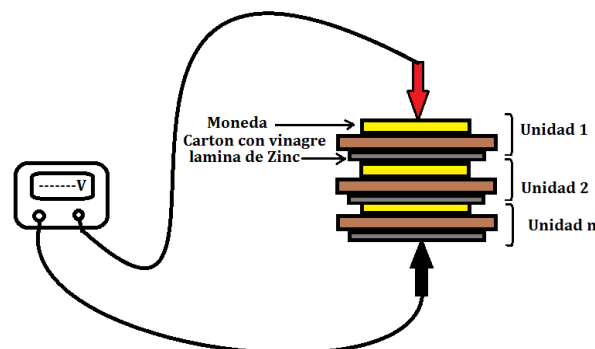
---



---

**Recolección de observaciones y datos:** Utilizando el **sistema III**, realice las siguientes actividades y reporte de forma organizada las mediciones obtenidas al usar el multímetro.

1. Coloque varios sistemas III de manera vertical como lo muestra la imagen de a continuación usando el multímetro mida el voltaje y la corriente que obtiene cuando pone en contacto varios sistemas III. Utilice la tabla que está a continuación para poder organizar las mediciones obtenidas.







**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 1. Sumando Celdas*

**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

¿Cuál de los 3 sistemas construidos producen un voltaje y corriente considerable? ¿Cuál es la explicación para que suceda esto? ¿Cuál es la ecuación química que explica este fenómeno?

¿Se puede cambiar el vinagre por otro líquido? ¿Cuál? ¿Qué efectos tendría sobre el voltaje y corriente que suministra el sistema?

¿Cuál es el sentido de la corriente eléctrica? ¿cuál es la polaridad de los electrodos en este sistema?

¿Si se utilizan monedas de área más pequeño, cambia en algo el voltaje y la corriente que suministra el sistema? ¿Si se utilizan láminas de zinc de área más pequeño, cambia en algo el voltaje o la corriente que suministra el sistema? ¿Por qué sucede esto?

Cuando se utilizan los sistemas III en serie ¿cuál es la tendencia de la corriente y el voltaje al aumentar el número de sistemas?

Cuando se utilizan los sistemas III en paralelo ¿cuál es la tendencia de la corriente y el voltaje al aumentar el número de sistemas?

¿Qué circuito utilizarías para encender un LED? ¿Qué montaje proporciona la mejor relación entre Voltaje y corriente, utilizando solo 10 monedas de la misma denominación?

**Construcción de los conceptos**

***Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:***

Conductores eléctricos y iónicos. Transporte de carga y materia. Concepto de Voltaje e intensidad. Baterías en Paralelo y baterías en serie. Concepto de potencia y de trabajo

**Conclusiones y Recomendaciones**



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 2. Probando a Ohm*

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

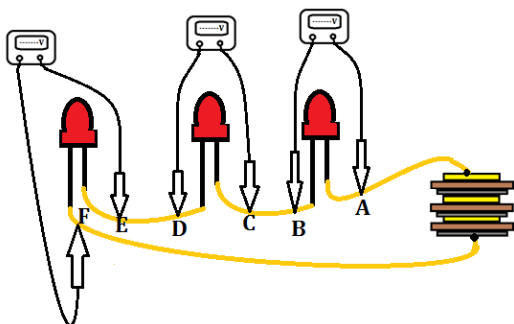
**Edad:**

**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica las propiedades básicas de un circuito eléctrico por medio de la construcción de una pila de Volta.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 20 minutos después de ser entregada por el profesor. Marque de forma clara este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica. Ponga mucha atención a la explicación del docente frente al uso del multímetro y como se realizan montajes en la protoboard.

**Descripción del problema:** Construya una batería con monedas, cartón humedecido con vinagre y láminas de Zinc. La batería debe proporcionar mínimo un voltaje de 4,5 V y una intensidad aproximada de 100 mA. El objetivo de la práctica es encender 3 leds intentando que emitan la mayor cantidad luz juntos. Utilizaras también un potenciómetro (resistencia variable) para relacionar el voltaje, la intensidad y la corriente de un circuito. Si es posible se puede hacer uso de una protoboard para construir los montajes.

**Diseño metodológico - Experimento**



I. Conecte los 3 leds como lo muestra la figura de la izquierda.

**Predicción 1**

¿Cuál será el voltaje que encuentras entre el punto A y B, punto C y D, y el punto E y F? ¿Cuál será la corriente que encuentras entre la moneda y el punto A, el punto B y C, punto D y E, y el punto F y la lámina de zinc? ¿Cuál será la resistencia que encuentras entre el punto A y B, punto C y D, punto A y D, y el punto A y F?

---



---



---



---

II. Conecte los 3 leds como lo muestra la figura de la derecha.

**Predicción 2** ¿Cuál será el voltaje que encuentras entre el punto A y B, punto C y D, y el punto E y F? ¿Cuál será la corriente que encuentras entre el punto A y B, punto C y D, y el punto E y F? ¿Cuál será la resistencia que encuentras entre el punto A y B, punto C y D, y el punto A y D, y el punto A y F?

---

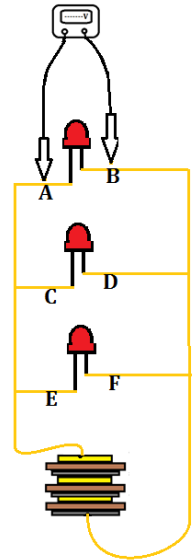
---

---

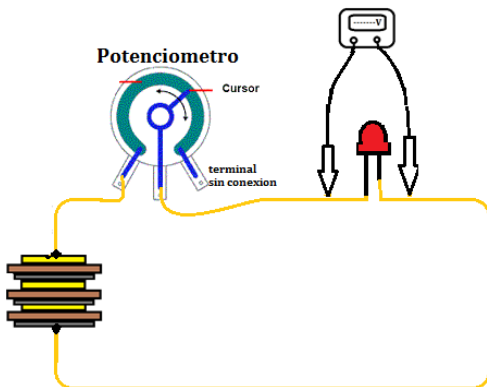
---

---

---



III. En un circuito con un solo LED, conecte el potenciómetro como muestra la figura de la siguiente página. Coloque el potenciómetro en el menor valor de resistencia y mida el voltaje sobre el LED. Mida la corriente del circuito antes del LED. Modifique el valor de la resistencia con el potenciómetro, y siga realizando las mediciones.



**Predicción 3**

¿Cuál es el valor de corriente y de voltaje sobre los puntos A y B cuando se aumenta de forma controlada el valor de resistencia del potenciómetro? Realice una gráfica que relacione la resistencia con la intensidad, la resistencia con el voltaje, y la intensidad con el voltaje obtenido en los puntos medidos.

---

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 2. Probando a Ohm*

**Introducción teórica**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

Los aspectos más elementales del comportamiento del “fluido eléctrico”, la tensión, la corriente, la resistencia y energía eléctrica, pueden ser analizados mediante dos depósitos con agua situados a distinta altura, como se puede ver en la figura 1 (Centeno, Reneses, & Sanchez, 2007). Si hay una conexión entre los depósitos, la diferencia de altura haría circular el agua entre ambos recipientes. La diferencia de altura existe y la podemos medir, aunque el agua no circule. Ésta es la idea que se aplica también a la tensión: puede haberla aunque no haya corriente eléctrica. De este modo el potencial eléctrico es energía potencial por unidad de carga. Al colocar la tubería, aparece un caudal de agua que corre a través de la misma. Esa circulación de agua es equivalente a la corriente eléctrica. La cantidad de agua que circula depende de la diferencia de altura entre los depósitos, y también del grosor de la tubería que instalamos. Igualmente, la corriente que haga circular la batería dependerá de la tensión y, además, del componente que conectemos. Un elemento que oponga más resistencia al paso de la corriente será equivalente a una tubería estrecha, y por él circulará una intensidad pequeña. Un equipo que oponga poca resistencia permitirá circular una mayor intensidad.

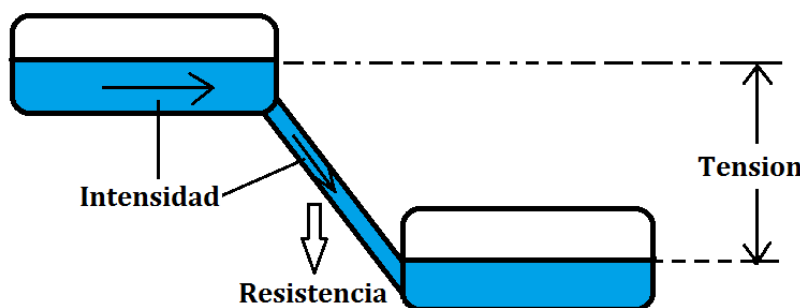


Figura 1. Analogía del agua para entender el voltaje, la resistencia y la intensidad.

**Bibliografía**

- PowerStream. (24 de febrero de 2005). PowerStream Battery Chemistry FAQ. Recuperado el 21 de febrero de 2015, de Battery Chemistry Tutorial and FAQ from PowerStream: Custom battery chargers and power supplies for OEMs: <http://www.powerstream.com/BatteryFAQ.html>
- Centeno, E., Reneses, J., & Sanchez, J. (2007). Analogías para comprender la electricidad. *anales de mecánica y electricidad*, 20-28.
- Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.
- Levy, E. (2004). *Diccionario Akal de fisica*. Londres: Ediciones Akal.
- Burbano, E., Gracia, C., & Burbano, S. (2003). *Fisica general 32 edicion*. Madrid: Tebar ediciones.



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

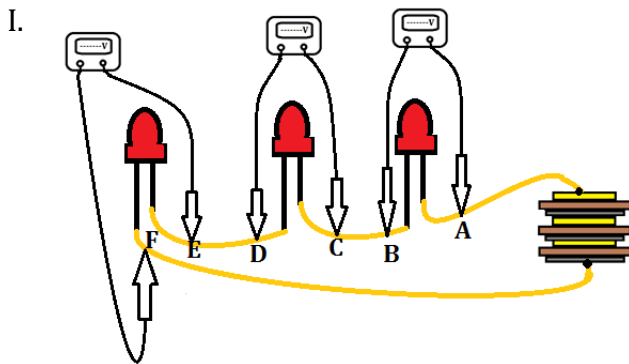
Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 2. Probando a Ohm*

**Hoja de resultados**

**Indicaciones y recomendaciones para realizar la práctica.**

Se recomienda usar una protoboard para realizar los montajes planteados y realizar con mayor facilidad las mediciones.



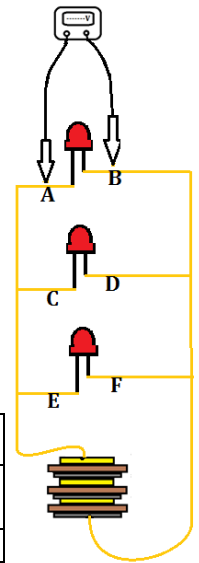
Conecte los LEDs como se muestra en la imagen de la derecha. Recuerde que la pila con monedas debe estar bien construida y que soporte el uso continuo para los diferentes experimentos. Para este fin puede usar cinta aislante que le permita mantener estable la estructura de la pila. Mida el voltaje y la corriente de la batería inicialmente antes de conectarla a los LEDs. Recuerde que los estos bombillos son diodos que tienen una forma específica de conexión; la terminal más larga del diodo es el ánodo que debe ir conectado al terminal positiva de la batería. La terminal corta del diodo es el cátodo que debe ir conectado al terminal negativo de la batería. Registre los resultados utilizando la siguiente tabla.

el ánodo que debe ir conectado al terminal positiva de la batería. La terminal corta del diodo es el cátodo que debe ir conectado al terminal negativo de la batería. Registre los resultados utilizando la siguiente tabla.

\*Para medir la corriente en un circuito es necesario abrir el circuito y conectar entre los dos puntos abiertos las terminales del multímetro (amperímetro)

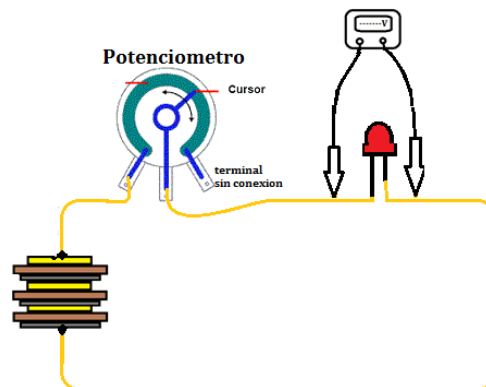
Voltaje	Pila sin circuito	Punto A y B	Punto C y D	Punto E y F		
Intensidad *	moneda y A	Punto B y C	Punto D y E	Punto F y la lámina de zinc		
Resistencia	Pila sin circuito	Punto A y B	punto C y D	Punto E y F	punto A y D	punto A y F

II. Conecte los 3 LEDs como lo muestra la siguiente figura. Mantenga presente los aspectos anteriormente aclarados frente a la estructura de la pila. Mida el voltaje y la corriente de la batería inicialmente antes de conectarla a los LEDs. Recuerde que los estos bombillos son diodos que tienen una forma específica de conexión. Registre los resultados utilizando la siguiente tabla. Para medir la corriente en un circuito es necesario abrir el circuito y conectar entre los dos puntos abiertos las terminales del multímetro (amperímetro).



Voltaje	Pila sin circuito	Punto A y B	Punto C y D	Punto E y F		
Intensidad *	Moneda y E	Moneda y C	moneda y A	Punto F y la lámina de zinc	Punto D y la lámina de zinc	Punto D y la lámina de zinc
Resistencia	Pila sin circuito	Punto A y B	punto C y D	Punto E y F	punto E y D	punto A y F

III. Construya un circuito con un solo LED, conecte el potenciómetro como muestra la siguiente figura. Coloque el potenciómetro en el menor valor de resistencia y mida el voltaje sobre el LED. Mida la corriente del circuito antes del LED. Modifique el valor de la resistencia con el potenciómetro, y siga realizando las mediciones.



Resistencia ( $\Omega$ )									
Voltaje (V DC)									
Intensidad * (mA)									

Espacio para las graficas





**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 2. Probando a Ohm*

**Hoja de Análisis.**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

En el primer circuito, el cual se denomina circuito en serie, ¿Cuál es la relación entre el voltaje y la intensidad? ¿Por qué la corriente sigue teniendo el mismo valor en los puntos medidos? ¿Por qué el voltaje tiene diferente valor en los puntos medidos? ¿Cuál es la relación entre la resistencia y el voltaje?

En el segundo circuito, el cual se denomina circuito en paralelo, ¿Cuál es la relación entre el voltaje y la intensidad? ¿Por qué la corriente cambia de valor en los puntos medidos? ¿Por qué el voltaje tiene el mismo valor en los puntos medidos? ¿Cuál es la relación entre la resistencia y el voltaje?

En el Tercer circuito, donde se utiliza una resistencia variable ¿Cuál es la relación entre el voltaje, la intensidad y la corriente? ¿De qué depende el brillo del LED en este circuito?

Realice una gráfica de Corriente vs Voltaje, en un circuito sin LED donde varié de forma muy lenta la resistencia por medio del potenciómetro. ¿Qué tendencia encuentra en esta grafica? ¿a qué se debe esta tendencia? ¿Existe una zona de caída del voltaje o de la corriente?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Circuitos en serie y paralelo. Concepto de Voltaje, intensidad y Resistencia. Ley de Ohm. Caída Óhmica. Concepto de potencia y de trabajo

**Conclusiones**

**Recomendaciones**



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 3. Conduciendo carga*

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

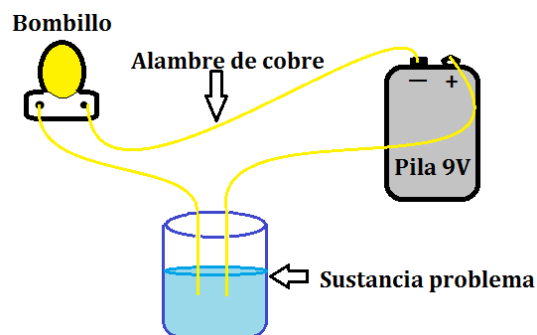
**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica los fenómenos de transporte de carga y materia por medio de la conductividad de diferentes sustancias.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Marque de forma clara este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en el respaldo de esta hoja de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** Se tienen 5 líquidos puros, 5 disoluciones acuosas y 5 sólidos los cuales son las sustancias problemas. Se cuenta también con un pequeño bombillo de linterna, una pila de 9 voltios bombillos LED, alambre de cobre, cinta aislante y un multímetro. Se construye un circuito simple para poder encender el bombillo, pero este circuito se deja abierto. El objetivo es observar si se enciende el bombillo de linterna, cerrando el circuito con las sustancias problemas que se disponen.

**Diseño metodológico - Experimento**

I. Agregue 10 ml (aprox.) del líquido en el recipiente plástico indicado por el profesor. Marque cada uno de los frascos indicando la sustancia que contiene. Introduzca los cables del circuito abierto dentro del líquido, sin que estos se toquen entre sí. Verifique si el bombillo enciende o no. Repita este proceso con las disoluciones acuosas y con los sólidos entregados por el profesor.



**Predicciones**

1. ¿Cuál de las sustancias problemas a utilizar permite que el bombillo se encienda totalmente?

---

---

---

---

2. ¿Cuál de las sustancias problemas a utilizar permite que el bombillo se encienda con baja intensidad lumínica?

---

---

---

---

3. ¿Cuál de las sustancias problemas a utilizar NO permite que el bombillo se encienda?

---

---

---

---

4. ¿Cuál será el voltaje sobre el bombillo para cada una de las sustancias problemas? (indique solamente si mayor, igual, menor o mucho menor al de la pila)

---

---

---

---

5. ¿Cuál será la corriente del circuito para cada una de las sustancias problemas? (indique solamente si mayor, igual, menor o mucho menor al del circuito cerrado sin sustancia problema)

---

---

---

---

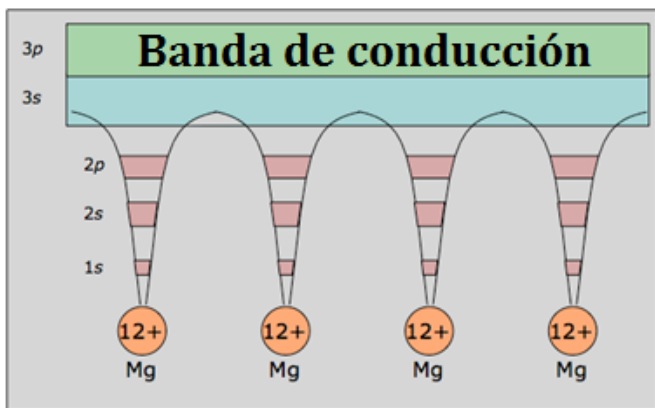


**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 3. Conduciendo carga*

**Introducción conceptual**



La corriente eléctrica representa la transferencia de carga. Esta carga puede ser llevada a través de los metales puros o a través de los electrolitos líquidos. El primer tipo de conducción se denomina conducción metálica y el segundo conducción iónica.

La imagen de la izquierda es un diagrama esquemático de las bandas de energía de un cristal de magnesio; este diagrama nos permite entender la conductividad en un metal. Los únicos electrones que pueden tener “libre” movimiento al interior de un metal son aquellos que tienen energías cercanas a la

energía de Fermi, que es la energía del nivel más alto ocupado por los electrones a una temperatura de 0 K. En la imagen serían los electrones que tienen una energía situada en la banda verde ya que tienen energías superiores a las barreras de energía potencial ocasionadas por la presencia de los núcleos atómicos (son las líneas curvas que unen los núcleos atómicos en la imagen) Esto quiere decir que los electrones encargados de transportar la carga son muy pocos con respecto a la cantidad total de electrones al interior del cristal.

Si la energía de los electrones de más alta energía al interior de un sólido está por debajo del máximo de energía potencial de la barrera que separa un núcleo atómico de otro adyacente, el material se comportará como un aislante o un semiconductor.

Ya que electrones aislados no son estables en electrolitos líquidos, la conducción de carga en estos medios ocurre por el movimiento de iones. Los iones cargados positivamente migran hacia el electrodo negativo (cátodo) mientras que los iones cargados negativamente se mueven hacia el electrodo positivo (ánodo). Ambos tipos de conducción, iónica y metálica, se producen en células electroquímicas.

### Bibliografía

- PowerStream. (24 de febrero de 2005). PowerStream Battery Chemistry FAQ. Recuperado el 21 de febrero de 2015, de Battery Chemistry Tutorial and FAQ from PowerStream: Custom battery chargers and power supplies for OEMs: <http://www.powerstream.com/BatteryFAQ.html>
- Centeno, E., Reneses, J., & Sanchez, J. (2007). Analogías para comprender la electricidad. *anales de mecánica y electricidad*, 20-28.
- Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.
- Levy, E. (2004). *Diccionario Akal de fisica*. Londres: Ediciones Akal.
- Burbano, E., Gracia, C., & Burbano, S. (2003). *Fisica general 32 edicion*. Madrid: Tebar ediciones.



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

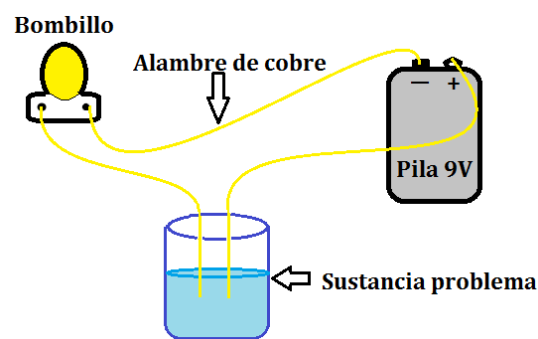
*Practica 3. Conduciendo carga*

**Hoja de resultados**

**Indicaciones y recomendaciones para realizar la práctica**

I. Construya el circuito que se indica en la imagen de la derecha. Recuerde que las puntas de los cables deben estar sumergidas en la sustancia problema pero no se deben tocar entre sí. Usando el Multímetro verifique el voltaje que hay en el bombillo y la corriente del circuito. En el caso de las sustancias liquidas y las disoluciones acuosas se pueden agregar aprox. 10 ml. Para el caso de las sustancias solidas agregue 2 g o una cantidad suficiente para tener una altura de la sustancia de 3 cm aproximadamente dentro del recipiente.

Recolecte los resultados usando la siguiente tabla.



Sustancia problema	Intensidad lumínica del bombillo	Voltaje sobre el bombillo (V)	Corriente del circuito (mA)

- II. Agregue 2 ml de agua destilada a las sustancias sólidas y repita el experimento.
- III. Agregue 10 ml de agua destilada a las sustancias sólidas y repita el experimento.



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo I. Diseño de baterías y circuitos eléctricos simples.

*Practica 3. Conduciendo carga*

**Hoja de análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

¿Cuál de las sustancias conduce la corriente eléctrica? ¿Qué es un electrolito? ¿Por qué puede haber iones en disolución acuosa? ¿Qué sustancias oponen resistencia al paso de la corriente eléctrica? ¿Por qué razón hay sustancias que oponen resistencia al paso de la corriente eléctrica?

¿Qué sucede cuando se agrega agua a las sustancias sólidas? ¿Por qué hay sustancias que si conducen la corriente cuando se solubilizan en agua y en estado sólido no lo hacen? ¿Por qué hay sustancias que no conducen la electricidad aun después de agregarles agua?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Conductividad eléctrica y conductividad iónica. Concepto de Voltaje, intensidad y Resistencia. Concepto de potencia y de trabajo

**Conclusiones**

**Recomendaciones**

## **D. Anexo 4. Módulo II: Estructura atómica y reacciones electroquímicas.**

En este anexo se presenta el modulo II de la estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica.

A continuación se colocan los siguientes documentos:

- Practica 1. Electricidad y agua

Cada práctica se compone de las siguientes partes

- Hoja de predicciones
- Hoja de Introducción teórica
- Hoja de resultados
- Hoja de análisis



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo II. Estructura atómica y reacciones electroquímicas.

*Practica 1. Electricidad y agua*

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica la relación entre la estructura atómica y las reacciones electroquímicas a partir del proceso de electrolisis del agua.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 20 minutos después de ser entregada por el profesor. Marque de forma clara este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** Se sumergen 2 electrodos de grafito conectados a una fuente de poder que suministre entre 7 y 12 V (pila cuadrada, adaptador o fuente de poder), en agua destilada para observar si sucede algún cambio. Se realiza el mismo experimento con una disolución 1 M de HNO<sub>3</sub> y una disolución 1 M de NaOH, y se observa si hay algún cambio sobre los electrodos sumergidos en las disoluciones.

**Diseño metodológico - Experimento:**

**I.** Se preparan los electrodos, colocando una varilla de grafito (mina de lápiz) en contacto con la punta caimán de un cable. Se recubre esta conexión con silicona caliente, dejando solo en el exterior parte del grafito (aproximadamente 2 cm). Se conectan los electrodos a la fuente a la fuente de poder. En un beaker de 600 ml se agregan 500 ml de agua destilada y se sumergen en este líquido los electrodos, evitando que estos se toquen entre sí.

**II.** Se preparan los electrodos, colocando una varilla de grafito (mina de lápiz) en contacto con la punta caimán de un cable. Se recubre esta conexión con silicona caliente, dejando solo en el exterior parte del grafito (aproximadamente 2 cm). Se conectan los electrodos a la fuente a la fuente de poder. En un beaker de 600 ml se agregan 500 ml de una disolución de HNO<sub>3</sub> 1 M y se sumergen en este líquido los electrodos, evitando que estos se toquen entre sí.

**III.** Se preparan los electrodos, colocando una varilla de grafito (mina de lápiz) en contacto con la punta caimán de un cable. Se recubre esta conexión con silicona caliente, dejando solo en el exterior parte del grafito (aproximadamente 2 cm). Se conectan los electrodos a la fuente a la fuente de poder. En un beaker de 600 ml se agregan 500 ml de una disolución de NaOH 1 M y se sumergen en este líquido los electrodos, evitando que estos se toquen entre sí.

**Predicciones**

¿Qué sucederá sobre la superficie de los electrodos al conectar la batería en cada uno de los líquidos planteados?





**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo II. Estructura atómica y reacciones electroquímicas.

*Practica 1. Electricidad y agua*

**Introducción teórica**

El átomo es un sistema de partículas elementales conformado básicamente por los neutrones, protones y electrones. Existe una probabilidad significativa de encontrar los protones (carga positiva) y neutrones (carga neutra) en un espacio muy pequeño, con respecto al espacio donde existe una probabilidad significativa de encontrar los electrones (carga negativa); a este espacio se le denomina núcleo. La probabilidad de encontrar al electrón alrededor de un único núcleo tiene una simetría esférica, lo que quiere decir que es constante a una distancia dada del núcleo y que varía únicamente con la distancia a éste, pero no con la dirección. La reactividad química o la tendencia a formar enlaces químicos entre los átomos tiene que ver, por lo menos en parte, con la facilidad que tienen los átomos de ganar o perder carga eléctrica negativa.

El enlace químico es una relación binaria entre dos núcleos atómicos adyacentes donde la densidad de carga negativa en medio de los dos núcleos es mayor que la suma de las densidades de carga esperadas para los átomos aislados. La carga negativa en este caso, se debe entender como un fluido continuo en el espacio, distribuido de forma heterogénea, y cuando se forma el enlace químico hay un desplazamiento de carga negativa hacia el espacio intermedio entre los dos núcleos atómicos que forman el enlace. La energía liberada cuando se forma el enlace químico se llama energía de enlace. Desde el punto de vista energético solo se puede formar un enlace si la energía de la molécula formada es menor que la energía de los átomos aislados. Cuando un átomo pierde carga al formar un enlace, mientras el otro gana carga negativa, se establece que se formó un enlace iónico y se dice que este enlace es muy polar debido a que se forma un dipolo eléctrico (un sistema donde hay zonas en el espacio donde hay un exceso de carga negativa y en otras con un exceso de carga positiva). Pero cuando la molécula no es polar su enlace se clasifica como covalente.

Con este experimento podrá analizar lo anteriormente expuesto, además de identificar otra relación entre la electricidad y la transformación de la materia; en este caso la reacción química sucede gracias a que se proporciona una carga a través de los electrodos. Recuerde que si se analiza la composición de todas las sustancias puras, se puede observar que la proporción en masa (o moles) de todos los elementos que componen un compuesto es bien definida. Este hecho está de acuerdo con la hipótesis de que toda la materia está compuesta por átomos, porque si no fuera de este modo ¿cómo podríamos explicar que las sustancias puras tienen proporciones bien definidas entre las masas, o partículas, de los distintos elementos que la componen? Recuerda en tu análisis tener en cuenta esta relación de las proporciones definidas

**Bibliografía**

Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Suarez, M. F. (2014). *TEORIA CINETICO MOLECULAR DE LA MATERIA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Heredia-Avalos, S. (2007). EXPERIENCIAS DIVERTIDAS DE ELECTROQUÍMICA CASERA. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, vol. 4(3), pp. 506-525.



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
*ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5*

Módulo II. Estructura atómica y reacciones electroquímicas.

*Practica 1. Electricidad y agua*

**Hoja de resultados**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

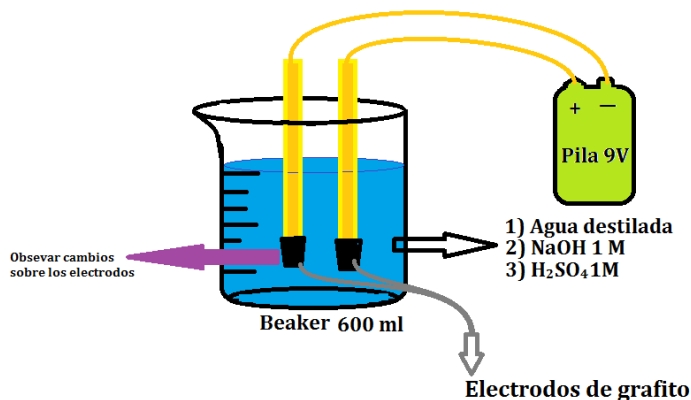
**Edad:**

**Recomendaciones de seguridad**

Para esta práctica se va a utilizar una disolución de NaOH 1 M y una disolución de HNO<sub>3</sub> 1M. Estas soluciones son bastante corrosivas y pueden ser peligrosas si no se tienen los cuidados necesarios. Por esta razón es indispensable que se **todos los participantes de la actividad tengan las mono gafas de seguridad, los guantes de nitrilo y la bata siempre apuntada.** En caso de alguna quemadura indicar inmediatamente al profesor para realizar el proceso de neutralización y limpieza abundante con agua. Recuerde que las quemaduras con NaOH pueden ser neutralizadas con la solución de vinagre que el profesor deja en el lugar indicado, y en caso de quemaduras con HNO<sub>3</sub> 1M utilice el bicarbonato de sodio. Complete este procedimiento con un abundante lavado con agua.

**Parte 1**

Utilizando cinta aislante y cables caimán, conectar dos alambres de cobre a 2 varillas de grafito (mina de lápiz). Cada cable con su respectiva varilla se debe conectar a las terminales de la fuente de poder. Utiliza un beaker de 600 ml para depositar el agua, o las disoluciones de NaOH o HNO<sub>3</sub> según sea el experimento. Sumerge en la respectiva disolución las terminales de grafito sin que estos se toquen entre sí. En la siguiente imagen se explica el montaje de la práctica utilizando una pila cuadrada de 9 V.



**Recolección de observaciones y datos:**

- ¿Qué sucede con los electrodos cuando se sumergen en agua destilada?

---

---

- ¿Qué sucede con los electrodos cuando se sumergen en la disolución de NaOH 1 M?

---

---

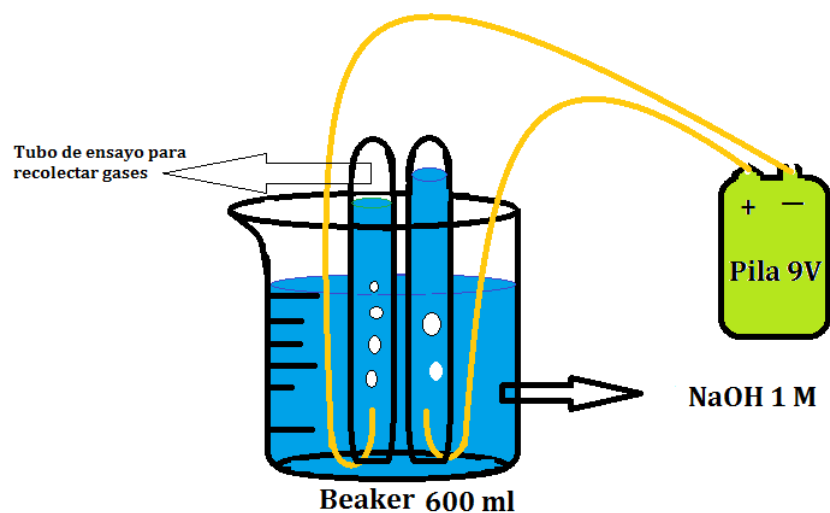
- ¿Qué sucede con los electrodos cuando se sumergen en la disolución de HNO<sub>3</sub> 1 M?

---

---

**Parte 2**

Construye el siguiente montaje para poder recolectar los gases que se desprenden de cada electrodo. Utilice electrodos de grafito conectados a un cable de cobre y aislé al unión de tal modo que tan solo el grafito este en contacto con la solución acuosa. Utilice 2 tubos de ensayo del mismo tamaño para recolectar los gases. Para esta prueba solo se debe utilizar la disolución de NaOH 1 M, por esta razón tenga en cuenta las recomendaciones de seguridad planteadas al principio. Llene previamente los tubos de ensayo con la disolución de NaOH y colóquelos boca abajo sin que pierdan cantidad alguna del líquido. En la boca del tubo coloque los electrodos de grafito. Puede doblar el cable previamente para que quede dentro del tubo y se recolecte con mayor precisión el gas que se libera de cada electrodo.



**Recolección de observaciones y datos:**

- ¿Cuál es la relación de que hay entre el volumen del gas recolectado en el tubo de ensayo con el electrodo conectado al ánodo, con respecto al volumen de gas recolectado en el tubo de ensayo con el electrodo conectado al cátodo?

---

---

---

- Comparando los resultados con los de tus compañeros ¿Qué sucede con el volumen de los gases recolectado si se aumenta el voltaje del sistema? ¿Cuál es la relación de la producción de los gases con respecto al tiempo al realizar esta modificación?

---

---

---

- Comparando los resultados con los de tus compañeros ¿Qué sucede con la velocidad de producción de los gases recolectados cuando aumenta la corriente del sistema?

---

---

---

**Parte 3**

**I.** De forma muy rápida y con el cuidado respectivo tome el tubo de ensayo que contiene el gas que se desprendió en el ánodo. Tome el tubo cuando se recolecte la mayor cantidad de gas. Acerque un trozo de madera carbonizado que recién se haya apagado y observe lo que sucede.

---

---

---

**II.** De forma muy rápida y con el cuidado respectivo tome el tubo de ensayo que contiene el gas que se desprendió en el cátodo. Tome el tubo cuando se recolecte la mayor cantidad de gas. Tome el tubo de ensayo con las pinzas para tubo. Acerque un fósforo encendido a la boca del tubo y observe lo que sucede.

---

---

---

---

- Según las observaciones, probablemente ¿cuál es el gas que se recolecta en el tubo de ensayo con el ánodo?

---

---

---

---

- Según las observaciones, probablemente ¿cuál es el gas que se recolecta en el tubo de ensayo con el cátodo?

---

---

---

---

**- Repita el experimento 2, pero esta vez utilice 2 probetas de 20 ml para recolectar los gases liberados en el proceso. Verifique la temperatura del sistema y la presión a la que está sometido el gas en cada probeta teniendo en cuenta la altura de la columna de agua y la presión atmosférica. Anote el volumen de cada gas recolectado.**



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo II. Estructura atómica y reacciones electroquímicas. Practica 1.

**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

- ¿En cuál de las sustancias utilizadas se produce la liberación de gases sobre los electrodos? ¿En cuál de estos casos sucede un cambio químico? ¿Cuáles son las reacciones químicas que explican este proceso?
- ¿Cuál es el gas que se recolecta sobre el ánodo y cual el gas que se recolecta sobre el cátodo? ¿Cuál es la proporción de los gases en los tubos de ensayo? ¿Por qué se da esta proporción?
- ¿Cuál es la conexión entre la electricidad y la transformación de la materia? ¿Existe alguna relación entre la cantidad de gas producido (en moles) y la carga total que fluyó por los electrodos?
- ¿Por qué razón al acercar el trozo de madera carbonizado al tubo del ánodo este se vuelve a encender? ¿Por qué razón al acercar el fosforo al tubo del cátodo se produce un sonido similar al de un silbido? ¿Estos fenómenos son cambios químicos? ¿Cuáles serían las reacciones que explican lo sucedido?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Composición elemental del agua, la ley de proporciones definidas, la ley de Faraday (carga proporcional a masa), teoría de gases (cálculo de moles a partir de P, T y V).

**Conclusiones**

**Recomendaciones**

## **E. Anexo 5. Módulo III. Electroquímica y termodinámica.**

En este anexo se presenta el módulo III de la estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica.

A continuación se colocan los siguientes documentos:

- Practica 1. Limones y metales
- Practica 2. Metal sobre metal

Cada práctica se compone de las siguientes partes

- Hoja de predicciones
- Hoja de Introducción teórica
- Hoja de resultados
- Hoja de análisis



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

Practica 1. Limones y metales

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

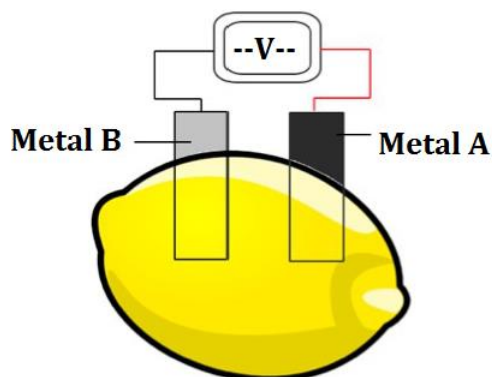
**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la ley 1 y 2 de la termodinámica, y la entropía, a partir de un batería electroquímica construida con diferentes metales y limones.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Marque de forma clara este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en el respaldo de esta hoja de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** Se introducen diferentes metales en un limón. Cada pareja de metales son los electrodos de este sistema. Se van a medir las diferencias de potencial de dos metales disimiles inmersos en un limón. Los metales que se utilizaran son: Puntillas de hierro, Puntillas de acero, Monedas de 50, 100, 200, 500 pesos, Trozo de aluminio, Trozo de níquel (puede ser una llave de la casa), Trozo de magnesio, Láminas de zinc (5 mm x 50 mm, 10 mm x 50 mm, 15 mm x 50 mm, 20 mm x 50 mm), Láminas de Cobre (5 mm x 50 mm, 10 mm x 50 mm, 15 mm x 50 mm, 20 mm x 50 mm), Varilla de grafito.

**Diseño metodológico - Experimento**

I. Construirá un sistema como aparece en la imagen.





**Predicciones**

- ¿Qué parejas de metales generan una diferencia de potencial considerable?

---

---

---

---

- ¿Si se cambia la distancia entre los electrodos la diferencia de potencial también se modifica?

---

---

---

---

- ¿Si se cambia la distancia entre los electrodos la intensidad también se modifica?

---

---

---

---

- ¿Cambiaría en algo el hecho de sumergir más profundos los metales dentro del limón?

---

---

---

---

- ¿Cambiaría el potencial con la naturaleza de los elementos?

---

---

---

---

- ¿Cómo se puede hacer funcionar un LED con un sistema de este estilo?

---

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

*Practica 1. Limones y metales*

**Introducción teórica**

La termodinámica estudia la transformación y el flujo de la energía en sistemas compuestos por un gran número de átomos, moléculas o en general partículas. La energía puede ser cinética, cuando esta se encuentra asociada al movimiento y por lo tanto está relacionada con la velocidad y la masa del objeto, o puede ser energía potencial cuando está relacionada con la posición relativa entre dos cuerpos que están interactuando a través de alguna fuerza conservativa (nuclear, gravitacional o electromagnética). Un cuerpo tiene energía cinética con respecto a un punto de referencia u observador, a partir del cual se mide la velocidad relativa del objeto. Para que haya energía potencial un cuerpo debe estar influenciado por un campo (de fuerza) generado por otro objeto. En otras palabras un cuerpo aislado no tiene energía potencial, ni cinética.

La primera ley de la termodinámica establece que la energía ni se crea ni se destruye sino tan solo se transforma en los sistemas aislados.

La segunda ley de la termodinámica dice que los procesos naturales tienden hacia estados de mínima energía potencial y a incrementar su energía cinética. Si hay reacciones químicas los sistemas tenderán hacia estados de mayor probabilidad, que son aquellos en los cuales el estado energético y/o la posición de cada partícula (partículas fundamentales, átomos o moléculas) es más incierto.

Los sistemas electroquímicos son muy útiles para explicar las leyes de la termodinámica. Por ejemplo cuando una batería hace funcionar un LED estamos observando la transformación de la energía; de energía "potencial química" en energía eléctrica y esta su vez en energía en forma de radiación electromagnética. Por otro lado la primera ley se debe cumplir, de este modo la "energía química" liberada debe ser igual a la energía en forma de fotones emitidas por el LED más la energía disipada en forma de calor por todo el sistema. Finalmente la segunda ley nos dice que si la reacción electroquímica al interior de la batería ocurre es porque la entropía del universo aumenta con este proceso.

¿Por qué la electrolisis de agua no ocurre naturalmente? Se debe a que este proceso lleva a una disminución de la entropía del sistema y por tanto no va a ocurrir a menos que se haga trabajo sobre él. Este trabajo se realiza cuando se aplica una diferencia de potencial eléctrica entre los dos electrodos que "obliga" a que la reacción ocurra a pesar de disminuir la entropía del sistema, ya que el aumento de entropía a través del dispositivo utilizado para hacer la electrolisis es mucho mayor que la disminución de la entropía al hacer la electrolisis del agua, y de este modo la entropía del universo aumenta.

En esta práctica el estudiante debe observar que hay reacciones que ocurren naturalmente (como la oxidación de cinc en contacto con los jugos del limón) y otras que no ocurren naturalmente como la electrolisis del agua. Por otro lado debe asimilar que la energía no se puede crear sino tan solo transformarse, y que cuando esta transformación ocurre se puede realizar trabajo.

### **Bibliografía**

Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Suarez, M. F. (2014). *Conceptos básicos de termodinámica vistos desde el punto de vista de la teoría cinético molecular de la materia*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

*Practica 1. Limones y metales*

**Hoja de resultados**

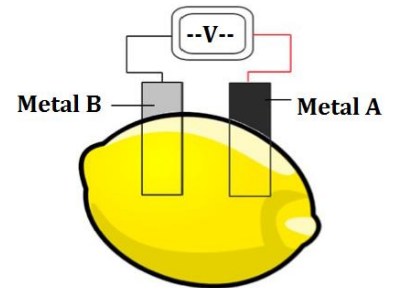
**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**



I. Construya el dispositivo como aparece en la imagen de la parte derecha. En la siguiente tabla relacione los metales que utilizo con el limón y la diferencia de potencial que proporciona el sistema.

Metal A	Metal B	Voltaje (V)	Intensidad (mA)

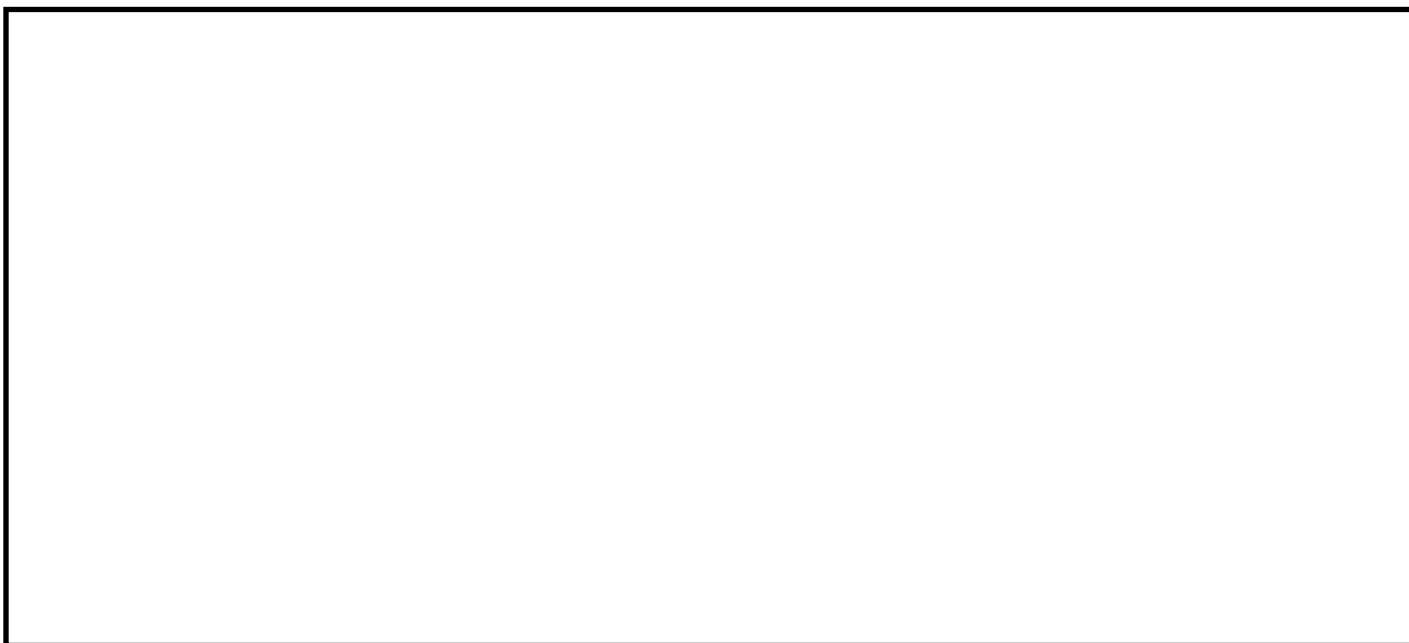
II. Construya el dispositivo como aparece en la imagen de la parte derecha. En este caso solo utilice las láminas de Zinc y de cobre de 10 mm x 50 mm. Cambie la distancia entre los electrodos y utilice la siguiente tabla para referenciar los datos.

Distancia entre los electrodos (mm)	Voltaje (V)	Intensidad (mA)
5		
10		
15		
20		
25		
30		

III. Construya el dispositivo como aparece en la imagen de la parte derecha. En este caso solo utilice las láminas de Zinc y de cobre. Cambie el tamaño de los electrodos y utilice la siguiente tabla para referenciar los datos.

Tamaño del electrodo (mm)	Voltaje (V)	Intensidad (mA)
5 mm x 50 mm		
10 mm x 50 mm		
15 mm x 50 mm		
20 mm x 50 mm		

IV. Dibuje el diseño que utilizo para poder encender un LED, utilizando esta batería.





**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

*Practica 1. Limones y metales*

**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

- ¿Cuál de los metales utilizados produce una diferencia de potencial relevante en el sistema construido? ¿Esto sucede como resultado de un cambio químico? ¿Cuáles son las reacciones químicas que explican este proceso?
- ¿Qué sucede en el sistema cuando se modifica la distancia entre los metales? ¿Cómo se puede explicar este cambio? ¿Qué proporción se puede establecer?
- ¿Qué sucede en el sistema cuando se modifica el tamaño de los metales? ¿Cómo se puede explicar este cambio? ¿Qué proporción se puede establecer?
- ¿Por qué el potencial cambia con la naturaleza de los elementos?
- ¿Por qué se puede hacer funcionar un LED con este sistema?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Reacciones de oxidación-reducción, primera ley de la termodinámica, segunda ley de la termodinámica, naturaleza de los reactivos, entropía.

**Conclusiones**

**Recomendaciones**



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

*Practica 2. Metal sobre metal*

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

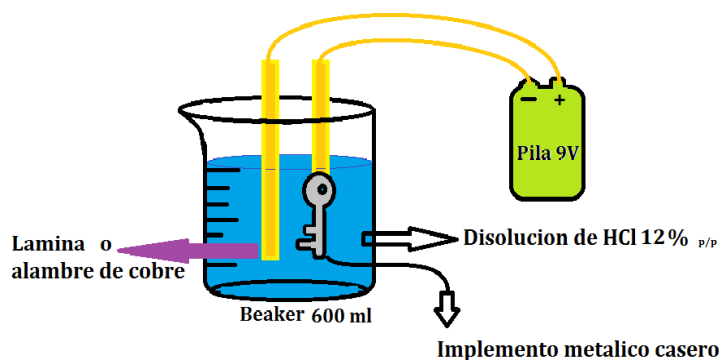
**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la ley 1 y 2 de la termodinámica y la entropía, a partir de un proceso de galvanizado casero.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Marque de forma clara este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** En esta práctica de laboratorio se toma un trozo de cobre o de estaño que está conectado al ánodo de un adaptador de aproximadamente 9 V y un implemento de metal casero conectado al cátodo de esta misma fuente de poder. Estos metales se introducen en una solución de ácido nítrico sin que se toquen entre sí. Los materiales necesarios son: implementos de metal caseros (puede ser una moneda, una puntilla de hierro, una llave de la casa o un cubierto metálico), un adaptador de aproximadamente 9 V, 2 cables caimán – caimán, un pedazo de cobre (lamina o alambre), alambre de estaño, desengrasante y disolución de  $\text{HNO}_3$  5 % p/p (se puede preparar a partir de una disolución de ácido muriático, ver recomendaciones de seguridad). Observar montaje en la siguiente imagen, donde se coloca como fuente de poder una pila cuadrada de 9 V.

**Diseño metodológico – Experimento**

I. Construirá un sistema como aparece en la imagen.



**Predicciones**

¿Qué sucederá sobre la superficie de los metales?

---

---

¿Qué sucederá con el implemento de metal casero?

---

---

¿Qué sucederá con la masa de este implemento?

---

---

¿Qué sucederá con el trozo de cobre?

---

---

¿Qué sucederá con la masa del trozo de cobre?

---

---

¿Qué sucede con la disolución de ácido muriático?

---

---

¿Cambiará en algo el hecho de sumergir los metales en una disolución del ácido más concentrada o diluida?

---

---

¿Qué sucede si se dejan en contacto el cobre y el otro metal dentro de la disolución del ácido?

---

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

*Practica 2. Metal sobre metal*

**Introducción teórica**

La alteración de las propiedades mecánicas de un material por la acción del medio ambiente se llama corrosión. Los elementos que estén hechos de hierro o acero se oxidan rápidamente, y esto hace que las estructuras que estén hechas de estas sustancias sean menos resistentes, se deformen y finalmente se fracturen. Para aumentar la vida útil de estos materiales se disminuye la velocidad de oxidación de los metales recubriéndolos con otro metal más resistente a la oxidación o colocándolos en contacto con Zn, que se oxida más fácil que el metal original y evita su oxidación.

Se denomina galvanización al proceso electroquímico por el cual se puede cubrir un metal con otro por medio de la reacción electroquímica. De este proceso se derivan diferentes técnicas como la galvanotecnia, y luego la galvanoplastia. La función del galvanizado es proteger la superficie del metal sobre el cual se realiza el proceso. El galvanizado más común consiste en depositar una capa de zinc (Zn) sobre hierro (Fe); ya que, al ser el zinc más oxidable que el hierro y generar un óxido estable, protege al hierro de la oxidación al exponerse al oxígeno del aire.

Otros procesos de galvanizado muy utilizados son los que se refieren a piezas decorativas. Se recubren estas piezas con fines principalmente decorativos. Las hebillas, botones, llaveros, artículos de escritorio y un sinnúmero de productos son bañados en cobre, níquel, plata, oro, bronce, cromo, estaño, etc. En el caso de la bisutería se utilizan baños de oro (generalmente de 18 a 21 quilates). También se recubren joyas con metales más escasos como platino y rodio.

En los procesos de galvanizado se utiliza una fuente de alimentación de corriente continua y que sean capaces de producir una diferencia de potencial de alrededor de 12 V. También se requiere un electrolito, que puede ser una disolución de sales del metal que se quiere depositar mediante una reacción de reducción. El ánodo debe estar hecho de una placa muy pura del mismo metal que se pretende depositar en el cátodo.

**Bibliografía**

Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Suarez, M. F. (2014). *Conceptos básicos de termodinámica vistos desde el punto de vista de la teoría cinético molecular de la materia*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Heredia-Avalos, S. (2007). EXPERIENCIAS DIVERTIDAS DE ELECTROQUÍMICA CASERA. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, vol. 4(3), pp. 506-525.

Página Universitaria De Hasael Duran Luna; Universidad Queretaro; Diseño De Herramientas; Prof. Ing. Jose Armando Nogueron ----[Http:// Hasaelduranluna.Galeon.Com/](http://Hasaelduranluna.Galeon.Com/)





**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

*Practica 2. Metal sobre metal*

**Hoja de resultados**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

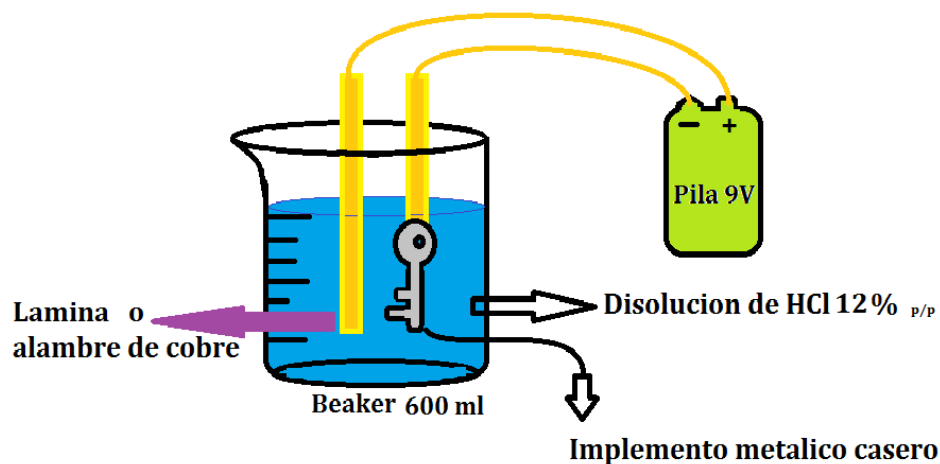
**Edad:**

**Recomendaciones de seguridad**

Para esta práctica se va a utilizar una disolución de  $\text{HNO}_3$  5% p/p. Esta disolución es bastante corrosiva y puede ser peligrosa si no se tienen los cuidados necesarios. Por esta razón es indispensable que se **todos los participantes de la actividad tengan las gafas de seguridad, los guantes de nitrilo y la bata siempre apuntada**. En caso de alguna quemadura indicar inmediatamente al profesor para realizar el proceso de neutralización y lavado. Recuerde que las quemaduras con  $\text{HNO}_3$  pueden ser neutralizadas con el bicarbonato de sodio que se encuentra en el lugar indicado por el profesor. Complete este procedimiento con un abundante lavado con agua.

**Parte 1**

Construya el montaje que se muestra a continuación. Limpie muy bien el metal que va a utilizar. Si es necesario utilice desengrasante y lave bien la pieza con agua. Pese previamente el cobre y el metal para conocer la masa inicial de las piezas de cobre y el otro metal. Tome el trozo de cobre y utilizando el cable caimán conéctelo al ánodo del adaptador. Conecte al ánodo del adaptador el implemento de metal casero. Sumerja en la disolución de ácido muriático los metales sin que estos se toquen entre sí. Observe lo que sucede sobre cada uno de los metales y anote las observaciones. Cuando observe que el color del objeto metálico haya cambiado totalmente, retírelo, séquelo con las precauciones necesarias y determine la masa final. Repita este proceso con el trozo de cobre que utilizo.



## Observaciones

- ¿Qué sucede sobre el objeto de metal?

---

---

---

- ¿Qué sucede sobre el trozo de cobre?

---

---

---

- ¿Qué sucede con la disolución de  $\text{HNO}_3$ ?

---

---

---

- ¿Qué sucede con las masas de los metales utilizados?

---

---

---

	Cobre	Metal
Masa inicial (g)		
Masa final (g)		

## Recomendaciones para el galvanizado con cobre

1. Solamente retire el objeto cuando sea evidente que está totalmente cubierto por el nuevo color.
2. Siempre utilice los guantes de nitrilo y las monogafas de seguridad.
3. Puede utilizar un paño humedecido y bicarbonato de sodio para pulir de forma delicada la pieza que recubrió con cobre.
4. Tenga en cuenta los cambios sobre los cables caimán- caimán.

**Parte 2**

Repita el mismo proceso anterior con otra pieza de metal, pero esta vez utilice estaño en vez de cobre. Se recomienda recubrir una moneda de cobre o de bronce.

**Observaciones**

- ¿Qué sucede sobre el objeto de metal?

---

---

---

- ¿Qué sucede sobre el trozo de estaño?

---

---

---

- ¿Qué sucede con la disolución de  $\text{HNO}_3$ ?

---

---

---

- ¿Qué sucede con las masas de los metales utilizados?

---

---

---

	Estaño	Metal
Masa inicial (g)		
Masa final (g)		

**Parte 3**

Repita la parte 1 con otro trozo de metal, pero esta vez conecte al ánodo el objeto de metal y el cátodo el trozo de cobre.

¿Ocurre el mismo proceso que en la parte 1?

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo III. Electroquímica y termodinámica.

*Practica 2. Metal sobre metal*

**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

- ¿Qué sucede sobre el objeto de metal que está conectado al cátodo cuando se sumerge en la disolución de HCl? ¿Qué gas es el que se libera en este proceso? ¿Esto sucede como resultado de un cambio químico? ¿Cuáles son las reacciones químicas que explican este proceso?
- ¿Qué sucede con la masa del trozo de cobre? ¿Qué sucede con la masa del objeto de metal? ¿Cómo se puede explicar este cambio? ¿Se puede establecer alguna proporción con respecto al tiempo? ¿Cómo se puede establecer una relación entre la cantidad de cobre y el voltaje del sistema?
- ¿Qué sucede en el sistema cuando se modifica cuando se cambia el cobre por el estaño? ¿Cómo se puede explicar este cambio? ¿Qué otro metal se puede utilizar?
- ¿Este proceso ocurre naturalmente? ¿Qué relación tiene este proceso con la termodinámica?
- ¿Cómo se evidencia este proceso en la industria?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Reacciones de oxidación-reducción, primera ley de la termodinámica, segunda ley de la termodinámica, naturaleza de los reactivos, entropía.

**Conclusiones**

**Recomendaciones**

## **F. Anexo 6. Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.**

En este anexo se presenta el módulo IV de la estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica.

A continuación se colocan los siguientes documentos:

- Practica 1. Azul y plateado
- Practica 2. Puntilla en gelatina

Cada práctica se compone de las siguientes partes

- Hoja de predicciones
- Hoja de Introducción teórica
- Hoja de resultados
- Hoja de análisis



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 1. Azul y plateado*

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la cinética química a partir de reacciones de óxido-reducción entre el sulfato cúprico y otros metales.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Coloque su nombre de forma clara en este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** Se preparan disoluciones de  $\text{CuSO}_4$  de diferente concentración y en donde se sumergen trozos de aluminio, cobre, hierro y zinc. El objetivo de la práctica es verificar el efecto que tiene esta disolución sobre los metales, y como puede variar la velocidad de la reacción.

**Diseño metodológico - Experimento**

**Parte 1.**

Tome 5 beaker y en cada uno de ellos agregue 50 ml de  $\text{CuSO}_4$  0,3 M. En cada beaker coloque respectivamente las siguientes piezas de metal: lámina de Zinc, puntilla de hierro, moneda de 100 pesos, alambre de estaño, trozo de papel aluminio.

**Parte 2.**

Prepare 5 disoluciones de  $\text{CuSO}_4$  con las siguientes concentraciones: 0,1 M, 0,2 M, 0,3M, 0,40 M, 0,5M. En un beaker 100ml coloque 50 ml de cada disolución. En cada disolución sumerja un pedazo de papel aluminio de 4 cm por 4 cm.

**Parte 3.**

Tome 5 beaker de 100 ml y a cada uno se agregan 50 ml de  $\text{CuSO}_4$  0,30 M. Agregue a cada uno cantidad diferente de NaCl. Se utilizan como referencia las siguientes cantidades de NaCl: 0,25 g, 0,50g, 0,75g, 1,00 g Y 1,25 g. Luego de tener homogéneas las disoluciones se sumergen en cada una de ellas un pedazo de papel aluminio de 4 cm por 4 cm.

**Parte 4**

Tome 2 beaker de 100 ml y a cada uno se agregan 50 ml de  $\text{CuSO}_4$  0,30 M. Caliente en un baño de maría de 80° C uno de los Beaker y coloque un pedazo de papel aluminio de 4 cm por 4 cm. El segundo beaker colóquelo en un baño de hielo cuya temperatura sea menor a 0° C y agregue un pedazo de papel aluminio de 4 cm por 4 cm.

**Predicciones**

¿Qué sucede con cada uno de los metales al sumergirlos en la disolución de  $\text{CuSO}_4$ ?

---

---

---

---

¿Qué sucede con el papel aluminio al cambiar la concentración de  $\text{CuSO}_4$ ?

---

---

---

---

¿Qué sucede con el papel aluminio al agregar diferentes cantidades de  $\text{NaCl}$  a las disoluciones de  $\text{CuSO}_4$ ?

---

---

---

---

¿Qué sucede con el papel aluminio al cambiar la temperatura de las disoluciones de  $\text{CuSO}_4$ ?

---

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 1. Azul y plateado*

**Introducción teórica**

Aunque las reacciones químicas pueden ocurrir en fase homogénea (que es cuando los reactivos y productos están en mezclas homogéneas llamadas disoluciones) la mayoría de reacciones químicas en la naturaleza ocurren en la interfaz entre dos fases o estados de agregación, como por ejemplo la transferencia de carga eléctrica que ocurre en la interfaz electrodo-electrolito. Fenómenos de transporte de materia como la difusión (cuando hay una presencia de gradientes de concentración), la advección, la convección (cuando hay movimiento del fluido que está reaccionando por presencia de gradientes de presión o de densidad) y la migración (cuando hay una presencia de gradientes de potencial eléctrico y de reactivos iónicos) tienen un efecto significativo en la velocidad de reacción.

Para hablar de cinética química, se debe verificar en primer lugar si existe la posibilidad de que ocurra la reacción. Para esto el cambio de las propiedades termodinámicas, la entropía o del potencial químico, son útiles para determinar la viabilidad de la reacción. La reactividad del átomo o molécula está relacionada directamente con la distribución de densidad de carga en ella y su capacidad de polarización. Por esta razón la reacción química solo va a ocurrir si los reactivos se encuentran a una distancia pequeña y en las orientaciones apropiadas como para que puedan ocurrir cambios en la distribución de densidad de carga en las moléculas que lleven a la formación o destrucción de enlaces químicos (Suarez, CINETICA QUIMICA, 2014).

La velocidad a la que se muevan los átomos o moléculas en un medio dado incide directamente en el número de colisiones de estas y por ende en la velocidad de la reacción química. Ya que la temperatura se relaciona con el movimiento de las partículas, y afecta el número de colisiones, esta propiedad tiene una gran influencia en la velocidad de la reacción. Si se tiene mayor número de moléculas, mayor es la frecuencia de colisión, y así se explica cómo la velocidad de reacción es afectada por la concentración, la presión, la temperatura y el área de contacto entre dos fases. También la velocidad de la reacción se puede ver afectada por un catalizador, el cual es una sustancia que proporciona otra ruta de reacción donde la velocidad de la reacción química es mucho más alta.

Al oxidarse el aluminio a un pH neutro o alcalino se forma una película protectora de óxidos de aluminio que protege parcialmente al aluminio de ser oxidado. Cuando esto ocurre se dice que el aluminio se pasivó. Lo que quiere decir esto es que aún en condiciones oxidantes la cinética de oxidación del Aluminio es muy lenta. Los iones cloruro facilitan la disolución de los óxidos pasivantes (al formar complejos solubles de aluminio-cloro), lo que deja expuesto el aluminio a la oxidación.

### **Bibliografía**

Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Suarez, M. F. (2014). *Conceptos básicos de termodinámica vistos desde el punto de vista de la teoría cinético molecular de la materia*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.





**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 1. Azul y plateado*

**Hoja de resultados**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Recomendaciones de seguridad.**

Para esta práctica se va a utilizar una disolución de  $\text{CuSO}_4$ . Por esta razón es indispensable que se todos los participantes de la actividad tengan las gafas de seguridad, los guantes de nitrilo y la bata siempre apuntada.

**Parte 1.**

Tome 5 beaker y en cada uno de ellos agregue 50 ml de  $\text{CuSO}_4$  1 M. En cada beaker coloque respectivamente las siguientes piezas de metal: lámina de Zinc, puntilla de hierro, moneda de 100 pesos, alambre de estaño, trozo de papel aluminio. Antes de sumergir los metales límpielos bien, retire cualquier impureza; si es necesario use desengrasante. Cuando los sumerja observe lo que sucede sobre cada uno de los metales durante el tiempo que están sumergidos en la disolución de  $\text{CuSO}_4$ . Retire los metales después de 15 minutos de estar sumergidos y utilice el siguiente cuadro para anotar los resultados.

Beaker	Metal	Observación metal sumergido	Resultado final
1	lámina de Zinc		
2	puntilla de hierro		
3	moneda de 100 pesos		
4	alambre de estaño		
5	trozo de papel aluminio		

**Parte 2.**

Prepare 5 disoluciones de  $\text{CuSO}_4$  con las siguientes concentraciones: 0,1 M, 0,2 M, 0,3M, 0,4 M, 0,5 M. En un beaker 100ml coloque 50 ml de cada disolución. En cada disolución sumerja un pedazo de papel aluminio de 4 cm por 4 cm. Mida el valor de la masa inicial del trozo de aluminio. En el siguiente cuadro anote lo que observa en cada uno de los beaker y el tiempo que dura en comenzar a descomponerse el aluminio.

Beaker	Concentración $\text{CuSO}_4$	Masa de aluminio (g)	Tiempo reacción (minutos)	Observación
1	0,10 M			
2	0,20 M			
3	0,30 M			
4	0,40 M			
5	0,50 M			

**Parte 3.**

Tome 5 beaker de 100ml y a cada uno se agregan 50 ml de  $\text{CuSO}_4$  0,30 M. Agregue a cada uno cantidad diferente de  $\text{NaCl}$ . Se utilizan como referencia las siguientes cantidades: 0,25 g, 0,50 g, 0,75, 1,00 g, 1,25 g. Luego de tener homogéneas las disoluciones se sumergen en cada una de ellas un pedazo de papel aluminio de 4 cm por 4 cm. Mida el valor de la masa inicial del trozo de aluminio. En el siguiente cuadro anote lo que observa en cada uno de los beaker y el tiempo que dura en descomponerse totalmente el aluminio.

Beaker	Masa de $\text{NaCl}$	Masa de aluminio (g)	Tiempo reacción (minutos)	Observación
1	0,25 g			
2	0,50 g			
3	0,75 g			
4	1,00 g			
5	1,25 g			

**Parte 4**

Tome 2 beaker de 100 ml y a cada uno se agregan 50 ml de  $\text{CuSO}_4$  0,30 M. Caliente en un baño de maría de  $80^\circ\text{C}$  uno de los Beaker y coloque un pedazo de papel aluminio de 5 cm por 10 cm. El segundo beaker colóquelo en un baño de hielo cuya temperatura sea menor a  $0^\circ\text{C}$  y agregue un pedazo de papel aluminio de 4 cm por 4 cm. Mida el valor de la masa inicial del trozo de aluminio. En el siguiente cuadro anote lo que observa en cada uno de los beaker y el tiempo que dura en desaparecer totalmente el aluminio. Repita el experimento anterior pero en esta ocasión sumerja el papel aluminio como bolita muy comprimida.

Beaker	Forma del aluminio	Temperatura ( $^\circ\text{C}$ )	Masa de aluminio (g)	Tiempo reacción (minutos)	Observación
1	Lamina	$70^\circ\text{C}$			
2	Lamina	$0^\circ\text{C}$			
3	Bolita	$70^\circ\text{C}$			
4	Bolita	$0^\circ\text{C}$			



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 1. Azul y plateado*

**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

- ¿Qué sucede con cada uno de los metales al sumergirlos en la disolución de  $\text{CuSO}_4$ ? ¿Cuáles son las reacciones químicas que explican este proceso? ¿Qué tipo de reacciones se evidencian en este fenómeno?
- ¿Qué sucede con el papel Aluminio al cambiar la concentración de  $\text{CuSO}_4$ ? ¿Cómo se puede relacionar el tiempo que dura el aluminio en disolverse con la concentración del  $\text{CuSO}_4$ ? ¿Cómo se puede relacionar el tiempo que dura el aluminio en disolverse con la cantidad de aluminio?
- ¿Qué sucede con el papel Aluminio al agregar diferentes cantidades de  $\text{NaCl}$  a las disoluciones de  $\text{CuSO}_4$ ? ¿Cómo se puede relacionar el tiempo que dura el aluminio en disolverse con la cantidad de sal agregada? ¿Por qué la presencia de  $\text{NaCl}$  cambia la velocidad de reacción?
- ¿Qué sucede con el papel Aluminio al cambiar la temperatura de las disoluciones de  $\text{CuSO}_4$ ? ¿Cómo se puede relacionar el tiempo que dura el aluminio en disolverse con la temperatura del sistema? ¿La forma del papel aluminio afecta el tiempo de la reacción? ¿Por qué la temperatura del sistema cambia la velocidad de reacción? ¿Por qué la forma del aluminio cambia la velocidad de reacción?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Reacción química, reacciones de óxido-reducción, velocidad de reacción, ley de velocidad, factores que afectan la velocidad de reacción y la segunda ley de la termodinámica.

**Conclusiones**

**Recomendaciones**



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 2. Puntilla en gelatina*

**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica los conceptos relacionados con la cinética química a partir del fenómeno que se evidencia en los ánodos de sacrificio.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Marque de forma clara este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en el respaldo de esta hoja de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** En esta práctica de laboratorio se colocaran puntillas de hierro a un medio oxidante, y se les cambiaran algunas condiciones. El objetivo es evaluar la respuesta del hierro en los casos de corrosión por tensión y fatiga. **Para identificar la corrosión se utiliza un reactivo que colorea azul-verdoso cuando se produce oxidación y otro que colorea rosa cuando sucede reducción.** Los clavos se coloran dentro de un medio construido con agar-agar, un gel que impide que haya convección y permite observar el proceso de difusión más fácilmente.

**Diseño metodológico - Experimento**

Para esta práctica se utilizaran como sistema de almacenamiento tres cajas de Petri. En estas se colocara el gel de agar-agar y dentro de estas las puntillas a las que se les evaluara la corrosión. El montaje se observa en la imagen del lado derecho.

**Caja 1**

En esta caja se colocan 2 puntillas de hierro de 1" de largo (una pulgada). Una puntilla de referencia, la cual solo se limpió y no se manipulo, y otra a la que se le ha realizado una hendidura con una lima.

**Caja 2**

En esta caja se colocan 2 puntillas de hierro de 1" de largo (una pulgada). Una puntilla doblada una sola vez y otra doblada repetidas veces. También se puede colocar una puntilla que ya haya sido utilizada o golpear repetidamente el cuerpo de una puntilla.

**Caja 3**

En esta caja se colocan 2 puntillas de hierro de 1" de largo (una pulgada). Una puntilla esta enrollada con alambre de cobre y la otra esta enrollada con un trozo de zinc.



**Predicciones**

¿Cuáles de las puntillas presentaran oxidación (color azul verdoso)?

---

---

---

---

---

---

¿Cuáles de las puntillas presentaran reducción (color rosado)?

---

---

---

---

---

---

¿Cuál de las puntillas se oxidara más rápido y cual se oxidara más lento?

---

---

---

---

---

---

¿En qué zona se oxidaran más las puntillas? ¿Qué sucederá con el alambre de cobre y de zinc?

---

---

---

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 2. Puntilla en gelatina*

**Introducción teórica**

En la industria química el estudio de las condiciones óptimas para que ocurra una reacción química es fundamental para maximizar la producción y minimizar costos. En general se buscan métodos o procesos que aceleren las velocidades de reacción y que sean rentables. Pero también existen mecanismos en donde se requiere reducir la velocidad de la reacción, para evitar daños estructurales que pueden generar enormes pérdidas económicas.

Durante los procesos de corrosión se alteran negativamente algunas propiedades mecánicas de un material debido a la exposición de este a un medio corrosivo. Este proceso natural afecta principalmente a los materiales metálicos y especialmente al acero, un metal de gran importancia industrial en muchos campos como la construcción, transporte, etc. El hierro, componente principal del acero, reacciona con el oxígeno produciendo óxido de hierro, un material esponjoso y permeable a través del cual avanza la oxidación (García, 2015). Este proceso ocurre de manera lenta y solo se percibe por el producto rojizo que uno encuentra en la superficie del metal oxidado. Otros metales, como el cobre, el aluminio o el zinc, se oxidan de forma diferente; por ejemplo sobre la superficie de cobre aparece una capa impermeable (óxido de cobre), la cual es de color verde. Esta capa cumple la función de proteger el interior del cobre a la exposición al aire y al agua. El aluminio, que se utiliza en las ollas o en los boceles de construcción, produce un óxido que se ubica en forma de una fina capa casi invisible sobre la superficie que lo protege contra la oxidación.

Para controlar la velocidad de reacción se pueden usar diferentes mecanismos, como controlar la temperatura o usar un catalizador. Pero también existen técnicas para alterar los potenciales de reacción en un proceso de oxidación. Por ejemplo para aumentar la vida útil de los barcos, la cual se ve afectada por la oxidación del acero de sus cascos, se puede disminuir la velocidad de oxidación de los aceros poniéndolos en contacto con Zn. Brevemente, lo que se hace es formar una pila galvánica compuesta de los electrodos de Zn y Fe que están sumergidos en agua de mar. El Zn es el ánodo ya que éste se oxida y el acero va a actuar como cátodo, donde ocurre la reacción de reducción, que posiblemente es la reducción del oxígeno presente en la atmósfera terrestre. Esta técnica de proteger el acero se conoce como protección catódica, y consiste en polarizar el acero a potenciales más bajos que el potencial de corrosión para disminuir la velocidad de oxidación.

**Bibliografía**

Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

García M., M. (2015). Cuaderno de laboratorio. [mgarcia@iespadreisla.es](mailto:mgarcia@iespadreisla.es)- IES Padre Isla (León). <http://www.cuadernodelaboratorio.es/corrosion.html>

Wong, I. (22 de julio de 2010). *Berry Berry Easy*. Recuperado el 9 de octubre de 2015, de *Berry Berry Easy*: <http://berryberryeasy.com/2011/02/berry-event-no-3-effective-chemistry-practical-course-johor-2010-kursus-amali-berkesan-kimia-johor-2010-johor-bahru-jabatan-pendidikan-negeri-johor/>



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 2. Puntilla en gelatina*

**Hoja de resultados**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Recomendaciones de seguridad- Preparación del medio oxidante**

El medio se prepara disolviendo 2 g de agar-agar en 120 ml de agua, calentando hasta disolver totalmente. Utilice cajas de Petri de 40 a 50 ml de capacidad. Cuando el agar-agar este totalmente disuelto y la disolución este caliente agregue 20 gotas de hexaciano ferrato (III) de potasio 0,5 M ( $K_3[Fe(CN)_6]$ - ferricianuro de potasio) y 20 gotas de fenoltaleína. Coloque las puntillas que corresponden en cada una de las cajas de Petri y vierta el agar aún caliente en cada una de las cajas, de forma que las puntillas queden completamente cubiertas. Para evitar la condensación, se dejan las placas parcialmente destapadas hasta que se enfrió el agar. Se recomienda limpiar muy bien las puntillas, desengrasándolas con acetona.

**Caja 1**

En esta caja se coloque 2 puntillas de hierro de 1" de largo (una pulgada). Una puntilla será de referencia, y esta solo debe ser limpiada y verificar que no tenga algún daño. A la otra puntilla hágale una hendidura con una lima; esta hendidura debe ser profunda y perceptible. Evite que las puntillas queden en contacto cuando las coloque en la caja de Petri. Las puntillas deben quedar totalmente sumergidas en el agar.

**Caja 2**

En esta caja se colocan 2 puntillas de hierro de 1" de largo (una pulgada). Una puntilla doblada una sola vez y otra doblada repetidas veces. También se puede colocar una puntilla que ya haya sido utilizada o golpear repetidamente el cuerpo de una puntilla. Evite que las puntillas queden en contacto cuando las coloque en la caja de Petri. Las puntillas deben quedar totalmente sumergidas en el agar.

**Caja 3**

En esta caja se colocan 2 puntillas de hierro de 1" de largo (una pulgada). Una puntilla esta enrollada con alambre de cobre y la otra esta enrollada con un trozo de zinc. También puede colocar la puntilla en contacto con una granalla de Zinc. Evite que las puntillas queden en contacto cuando las coloque en la caja de Petri. Las puntillas deben quedar totalmente sumergidas en el agar.

**Caja 4 (si dispone de los materiales)**

En esta caja se colocan 3 puntillas de hierro de 1" de largo (una pulgada). Si dispone de los materiales puede repetir el experimento anterior enrollando 3 puntillas. Una con cinta de Magnesio, otra con lámina de plomo y otra con alambre de estaño.



## Resultados

En la siguiente tabla anote si lo que observa en cada una de las cajas de Petri. Indique en que zona ocurre la oxidación o la reducción. También indique si encuentra algún cambio adicional sobre las puntillas o en el gel del agar-agar.

<b>Caja de Petri</b>	<b>Puntilla</b>	<b>Oxidación o Reducción.</b>	<b>Observación</b>
<b>1</b>	<b>Referencia</b>		
	<b>Con hendidura</b>		
<b>2</b>	<b>Con 1 dobles</b>		
	<b>Con 3 dobles</b>		
	<b>Con uso previo</b>		
<b>3</b>	<b>Con cobre</b>		
	<b>Con lamina de Zinc</b>		
	<b>Con granalla de Zinc</b>		
<b>4</b>	<b>Con magnesio</b>		
	<b>Con plomo</b>		
	<b>Con estaño</b>		



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo IV. Electroquímica y Cinética Química.

*Practica 2. Puntilla en gelatina*

**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

**- Para las puntillas de la caja 1 y 2** ¿Cuáles de las puntillas presentaran oxidación (color azul verdoso)? ¿En qué zona se oxidaron más las puntillas? ¿Porque estas puntillas se oxidaron en estas zonas? ¿Qué proceso químico explica este proceso de oxidación del hierro? ¿Cuál de las puntillas se oxidaron más rápido y cual se oxidaron más lento? ¿Cuál es la reacción química que explica el color azul verdoso cuando hay oxidación?

**-Para las puntillas de la caja 3** ¿Cuáles de las puntillas presentaran oxidación (color azul verdoso)? ¿En qué zona se oxidaron más las puntillas? ¿Porque estas puntillas se oxidaron en estas zonas? ¿Cuáles de las puntillas presentaran reducción (color rosado)? ¿Por qué el cobre acelera el proceso de oxidación? ¿Por qué el zinc evita que la puntilla se oxide? ¿Cuál es la reacción química que explica el color rosa cuando hay una reducción?

**-Para las puntillas de la caja 4** ¿Cuál de los metales favorece una oxidación más rápida de la puntilla? ¿Cómo se evidencia este proceso en la industria?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Formación de enlaces químicos, Reacción química, reacciones de óxido-reducción, velocidad de reacción, ley de velocidad, factores que afectan la velocidad de reacción, Superficies de energía potencial, orden de reacción.

**Conclusiones**

**Recomendaciones**

## **G. Anexo 7. Módulo V. Construcción de baterías.**

En este anexo se presenta el módulo V de la estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica.

A continuación se colocan los siguientes documentos:

- Practica 1. Líquidos y electricidad
- Practica 2. Pila del futuro

Cada práctica se compone de las siguientes partes

- Hoja de predicciones
- Hoja de Introducción teórica
- Hoja de resultados
- Hoja de análisis



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5

Módulo V. Construcción de baterías.  
*Practica 1. Líquidos y electricidad*  
**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

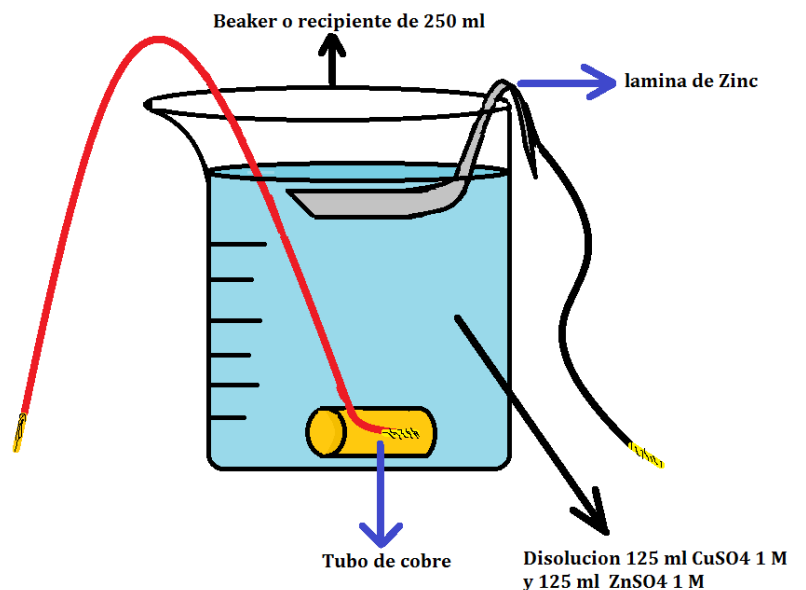
**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica el funcionamiento de diferentes baterías y pilas caseras, a partir de los procesos físico y químicos que ocurren en los sistemas construidos.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Coloque su nombre de forma clara en este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en el respaldo de esta hoja de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** Se preparan disoluciones de  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{ZnSO}_4$ . Se toman volúmenes iguales de estas disoluciones y se colocan en un mismo recipiente que contiene en la parte inferior un trozo de cobre y en la parte superior un trozo de zinc. Cada metal está conectado a un cable de cobre, y los metales no se tocan entre sí. El objetivo de esta práctica es entender y funcionamiento químico de este sistema, por medio del mejoramiento de sus características eléctricas.

**Diseño metodológico - Experimento**

Se toma un Beaker de 250 ml. En la parte inferior de manera muy estable se coloca un trozo de tubo de cobre de 1" (una pulgada) y de largo 5 cm. Este tubo de cobre debe tener un cable de cobre soldado de mínimo 20 cm de largo. En la parte superior se coloca una lámina de Zinc 10 cm x 5 cm. Realice un dobles en un en un extremo de la lámina de zinc, para que pueda colocar esta contra borde del recipiente; puede utilizar cinta para que esta totalmente fija y estable en la superficie del beaker. La lámina de zinc también debe estar conectada a un cable de 20 cm de largo. Finalmente agregue 125 ml de  $\text{CuSO}_4$  1 M y 125 ml de  $\text{ZnSO}_4$  1 M.



**Predicciones**

Teniendo en cuenta que sistema es una batería

¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo?

---

---

---

¿Qué estrategia utilizarías para mejorar el voltaje que presenta este sistema?

---

---

---

¿Qué estrategia utilizarías para mejorar la intensidad que presenta este sistema?

---

---

---

¿El voltaje de este sistema siempre es constante?

---

---

---

¿La intensidad de este sistema es constante?

---

---

---

¿Si se agita la solución de las sales que sucede con el valor de voltaje (aumenta, disminuye, permanece constante)?

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo V. Construcción de baterías. *Practica 1. Líquidos y electricidad*

**Introducción teórica**

Las baterías, pilas o celdas de combustible, y los condensadores electroquímicos, son sistemas de almacenamiento y conversión de energía electroquímica, que aunque funcionen de forma diferente, existen principios electroquímicos comunes en estos tres sistemas. Las características comunes son que los procesos de provisión de energía tienen lugar en el límite de la fase del electrodo / electrolito y que el transporte de electrones y de iones se separan (Winter & Brodd, 2004). Tenga en cuenta que las baterías, pilas de combustible, y supercondensadores constan de dos electrodos en contacto con una solución de un electrolito.

La energía eléctrica, en las baterías y celdas de combustible, se obtiene a través de las reacciones redox que suceden en el ánodo y el cátodo. El electrodo donde ocurre la reacción de oxidación se designa el ánodo, mientras que el cátodo es el electrodo donde ocurre la reducción.

Las baterías son sistemas cerrados, donde no hay flujo de masa desde la batería hacia los alrededores o viceversa. Por el contrario las celdas de combustible son generalmente sistemas abiertos, donde los reactivos son suministrados continuamente desde una fuente externa a la célula y los productos de reacción son retirados continuamente (PowerStream, 2005). A diferencia de los ánodos metálicos utilizados normalmente en las baterías, los combustibles en una pila de combustible son generalmente gases o líquidos, con oxígeno como oxidante. La célula de combustible de hidrógeno / oxígeno es el más común.

Aunque muchas aplicaciones de las celdas electroquímicas implican un flujo de corriente entre los dos electrodos, se puede realizar una medición de la tensión, entre electrodos en ausencia de cualquier corriente de la célula. Esta tensión, que por lo general nos referimos como el potencial de las celdas, es la diferencia de potencial entre los electrodos. Cada uno de los potenciales de media celda es a su vez una diferencia de potencial entre el electrodo y la solución (Lower, 1994). Es importante entender que los potenciales de la media celda no son directamente medibles. Pero si no podemos determinar el valor absoluto de un potencial de media celda, todavía podemos medir su valor en relación con los potenciales de otras media celdas.

### **Bibliografía**

- Lower, S. (1994). *Electrochemistry: a Chem1 Supplement Text*. Burnaby, Canada: Simon Fraser University.
- PowerStream. (24 de febrero de 2005). *PowerStream Battery Chemistry FAQ*. Recuperado el 21 de febrero de 2015, de Battery Chemistry Tutorial and FAQ from PowerStream: Custom battery chargers and power supplies for OEMs: <http://www.powerstream.com/BatteryFAQ.html>
- Winter, M., & Brodd, R. (2004). What Are Batteries, Fuel Cells, and Supercapacitors? *American Chemical Society*, 4245-4269.



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5

Módulo V. Construcción de baterías. *Practica 1. Líquidos y electricidad*  
Hoja de resultados

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

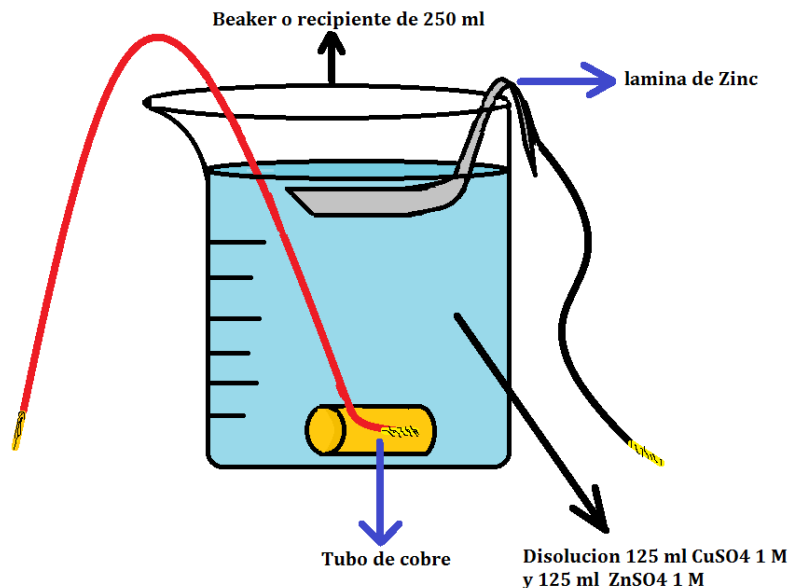
**Edad:**

**Recomendaciones de seguridad.**

Para esta práctica se va a utilizar una disolución de  $\text{CuSO}_4$ . Por esta razón es indispensable que se todos los participantes de la actividad tengan las gafas de seguridad, los guantes de nitrilo y la bata siempre apuntada.

**Parte 1.**

Tome un Beaker de 250 ml. En la parte inferior de manera muy estable se coloca un trozo de tubo de cobre de 1" (una pulgada) de diametro y de largo 5 cm. Este tubo de cobre debe tener un cable de cobre soldado de mínimo 20 cm de largo. En la parte superior se coloca una lámina de Zinc 10 cm x 5 cm. Realice un dobles en un en un extremo de la lámina de zinc, para que pueda colocar esta contra borde del recipiente; puede utilizar cinta para que esta totalmente fija y estable en la superficie del beaker. La lámina de zinc también debe estar conectada a un cable de 20 cm de largo. Conecte las terminales del voltímetro a los cables que están conectados a los respectivos metales. Finalmente agregue 125 ml de  $\text{CuSO}_4$  1 M y 125 ml de  $\text{ZnSO}_4$  1 M. La lámina de Zinc debe estar sumergida en la parte superior del líquido dentro del beaker. Verifique el valor del voltaje inmediatamente después de agregar las disoluciones. Anote el valor del voltaje cada 15 segundos y referéncielo en la tabla siguiente.



En la siguiente tabla referencia anote el cambio del voltaje del sistema, con respecto al tiempo.

<b>t (seg)</b>							
<b>V (voltios)</b>							

Agite la disolución evitando dañar los electrodos del sistema. Tome el valor del voltaje inmediatamente después de agitar. Tome el valor del voltaje del sistema cada 30 segundos. En la siguiente tabla referencia anote el cambio del voltaje del sistema, con respecto al tiempo.

<b>t (seg)</b>							
<b>V (voltios)</b>							

### Parte 2.

Agite la disolución evitando dañar los electrodos del sistema. Retire 100 ml del líquido y agregue 100 ml de agua. Después de 3 minutos verifique el valor del voltaje y de la corriente que proporciona el sistema. Repita este proceso 5 veces, siempre homogenizando la mezcla de sales antes de retirar volumen de estas. En la siguiente tabla referencia anote el cambio del voltaje y de la corriente del sistema, con respecto al volumen que agrega de agua.

<b>Volumen (ml)</b>							
<b>V (voltios)</b>							
<b>i (mA)</b>							

### Parte 3.

Repita la construcción del sistema de la parte 1. Cambie el tamaño de los electrodos y verifique el voltaje y la corriente del sistema. Si considera más sencillo puede utilizar una lámina de cobre para remplazar el tubo de cobre, pero haga el cambio del tamaño de los electrodos proporcional.

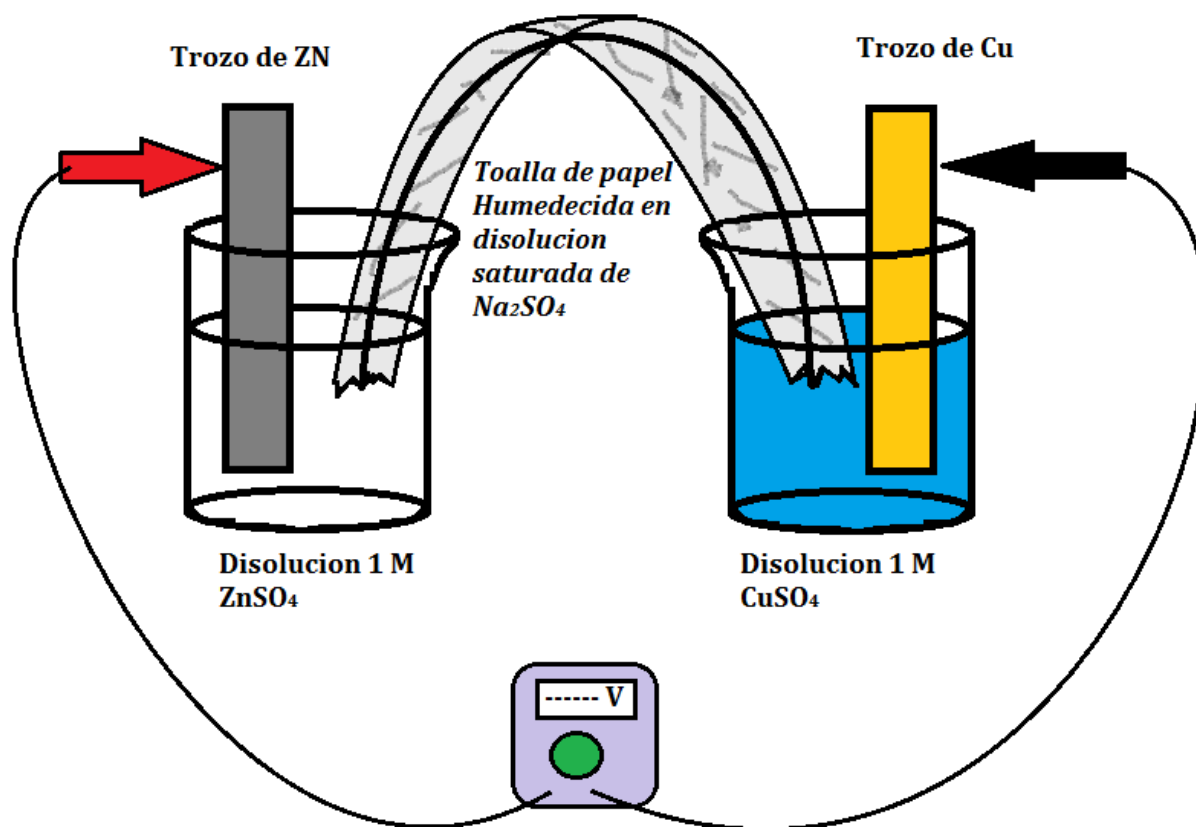
<b>Tamaño de los electrodos</b>			
<b>Voltaje (voltios)</b>			
<b>Corriente (mA)</b>			

**Parte 4. Plantee y construya un montaje que le permita encender la maquina (radio FM) que le proporciona el profesor. Dibuje su propuesta a continuación.**



### Recomendación didáctica

La mayoría de los montajes planteados cuando se quiere explicar el funcionamiento de una pila o batería, se basan en las celdas galvánicas que usan un puente salino como comunicante entre 2 semiceldas separadas. La pila utilizada anteriormente fue planteada por los beneficios metodológicos e históricos, que presenta la facilidad de la elaboración de la pila gravimétrica de Daniel. Sin embargo se recomienda que los estudiantes conozcan el montaje básico que usa el puente salino, para que puedan comparar el funcionamiento, contrastando las ventajas y desventajas de cada montaje. Para este caso proponemos que se realice el siguiente montaje.



**Nota:** Se recomienda utilizar la toalla de papel enrollada para favorecer la estabilidad mecánica del puente salino.

Los estudiantes deben realizar en el análisis, un debate que tenga como problema de estudio los beneficios de cada diseño experimental.



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo V. Construcción de baterías. *Practica 1. Líquidos y electricidad*  
**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

### **Análisis de los datos**

- ¿Qué sucede con el valor del voltaje con respecto al tiempo luego de agregar las disoluciones de las sales? ¿Qué tipo de reacciones se evidencian en este fenómeno? ¿Cuáles son las reacciones químicas que explican este proceso?
- ¿Qué sucede con el valor de voltaje cuando se agita la mezcla de sales? ¿Cómo se puede explicar el cambio del voltaje con respecto a las características físicas de las disoluciones?
- ¿Qué sucede con el sistema cuando se agrega agua a las mezclas de las sales? ¿Cómo se puede relacionar la cantidad de agua con el voltaje y la corriente que proporciona el sistema?
- ¿Qué sucede cuando se cambia el tamaño de los electrodos? ¿Cómo se puede relacionar el tamaño de los electrodos con el voltaje y la corriente del sistema? ¿Qué montaje utilizo para aumentar encender la máquina que proporciono el profesor?
- ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de los 2 montajes planteados anteriormente? (versión gravimétrica y versión con puente salino)

### **Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Reacción química, reacciones de óxido-reducción, funcionamiento de una celda electroquímica, serie electromotriz, doble capa eléctrica.

### **Conclusiones**

### **Recomendaciones**



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5

Módulo V. Construcción de baterías.

Practica 2. Pila del futuro

Hoja de predicciones

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

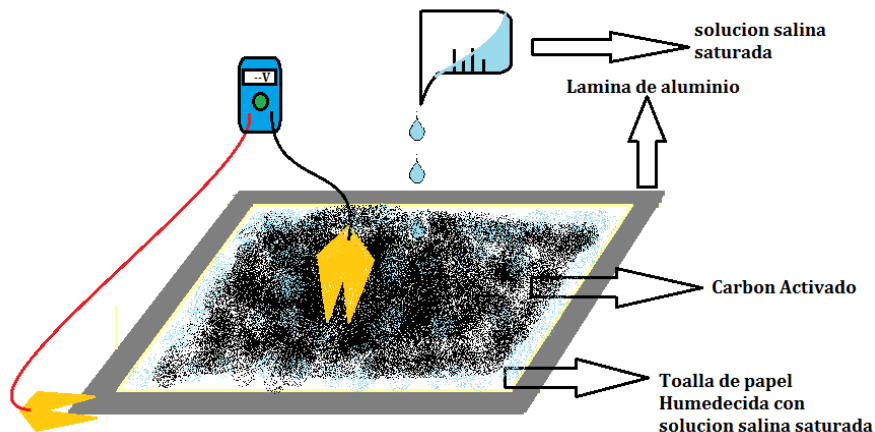
**Objetivo de aprendizaje:** Explicar de forma práctica el funcionamiento de diferentes baterías y pilas caseras, a partir de los procesos físico y químicos que ocurren en los sistemas construidos.

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Coloque su nombre de forma clara en este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en el respaldo de esta hoja de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** ¿Cómo encender un LED blanco utilizando papel aluminio, solución salina saturada y grafito? Observar el video **-La primera batería de aluminio de alto rendimiento - hi-tech-** <https://www.youtube.com/watch?v=yg5bCiTavLM>

**Diseño metodológico - Experimento**

Se coloca un pedazo de papel aluminio de 15 cm x 15 cm. Encima de este se coloca una toalla de papel de 15 cm x 15 cm humedecida totalmente con la solución salina de NaCl saturada. Sobre la toalla de papel se esparce de manera delicada 2 g de carbón activado. Sobre el carbón activado se coloca la punta desnuda de un cable caimán- caimán. Se humedece un poco el carbón activado con la solución salina. Otro cable caimán- caimán se conecta al papel aluminio. Se evalúan las características de este sistema (corriente y voltaje) y se plantea la mejor forma de encender un LED con este montaje.



**Predicción**

Teniendo en cuenta que sistema es una batería

¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo?

---

---

---

¿Qué estrategia utilizarías para mejorar el voltaje que presenta este sistema?

---

---

---

¿Qué estrategia utilizarías para mejorar la intensidad que presenta este sistema?

---

---

---

¿El voltaje de este sistema siempre es constante?

---

---

---

¿La intensidad de este sistema es constante?

---

---

---

¿Qué sucede con las características del sistema si se colocan barras de grafito en contacto con el carbón activado?

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

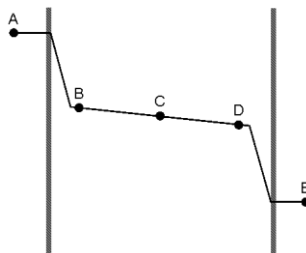
Módulo V. Construcción de baterías.

*Practica 2. Pila del futuro*

**Introducción teórica. Potenciales estándar de reducción**

Aunque muchas aplicaciones de las celdas electroquímicas implican un flujo de corriente entre los dos electrodos, se puede realizar una medición de la tensión, entre electrodos en ausencia de cualquier corriente de la célula. Esta tensión, que por lo general nos referimos como el potencial de las celdas, es la diferencia de potencial entre los electrodos. Cada uno de los potenciales de media celda es a su vez una diferencia de potencial entre el electrodo y la solución (ecuación 1) (Lower, 1994). Es importante entender que los potenciales de la media celda no son directamente medibles. Pero si no podemos determinar el valor absoluto de un potencial de media celda, todavía podemos medir su valor en relación con los potenciales de otras media celdas.

Las caídas de potencial más significativas ocurren en las inmediaciones de la interfaz electrodo electrolito debido a la presencia de las llamadas dobles capas eléctricas (zonas entre A-B y D-E de la siguiente figura) (ecuación 1) (Lower, 1994).



$$E_{cel} = V_{AB} + V_{BD} + V_{DE} \quad (1)$$

Si adoptamos una celda de referencia cuyo potencial se define arbitrariamente como cero, y medimos el potencial de otros sistemas de electrodos en contra de esta celda de referencia, se puede medir los potenciales de una media celda en una escala que es relativa al potencial de la celda de referencia. Al medir varios sistemas de reducción de un metal (ecuación 2), podemos construir una tabla en la que las diversas reacciones de cada media celda están dispuestas en orden de sus potencialidades. La forma convencional de hacer esto, como se muestra en la Tabla---, es escribir las reacciones como reducciones, y colocarlos en el orden creciente de potenciales (más positiva). Los valores resultantes se conocen como los potenciales estándar de media célula (o celda), denotados por  $E^0$ . Por esta razón todos los valores del  $E^0$  se miden con respecto al electrodo normal de hidrógeno al cual se le asigna el valor de 0.000V. Si la caída de potencial DE (figura \*\*) y la resistencia del medio es muy baja el potencial de media celda va a ser igual a:

$$E_{media\ celda} = V_{AB}$$

$$M^{2+} + 2e^- \rightarrow M_{(s)} \quad (2)$$

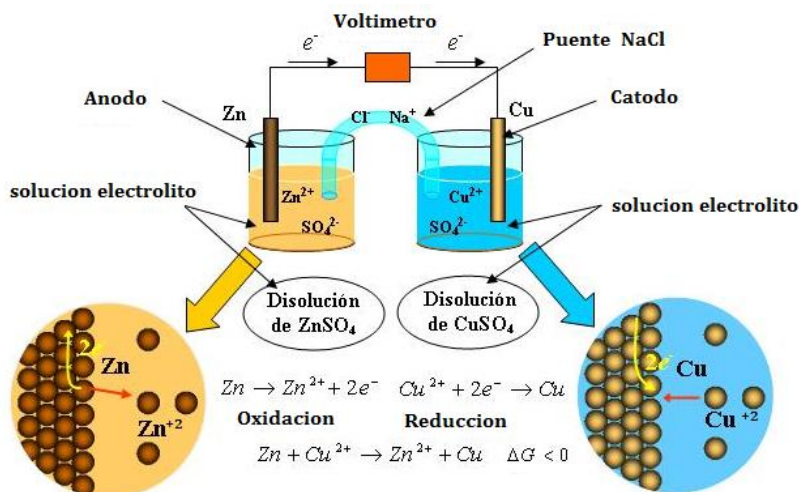
### Serie electromotriz. Potenciales de las semirreacciones.

Media reacción	$E^{\circ}$ (V)	Media reacción	$E^{\circ}$ (V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.05	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.80
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \leftrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.68	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.80
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Mn}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.95
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.44	$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	+1.09
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0.00	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	+0.16	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.34	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1.36
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \leftrightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.40	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \leftrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.52	$\text{HO}_2^{\bullet} + \text{H}^+ + \text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+1.51
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	+0.54	$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \leftrightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1.52
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^- \leftrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.59	$\text{Ag}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Ag}^+(\text{aq})$	+1.98
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.70	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{HF}(\text{aq})$	+3.05

Supongamos una celda hecha de electrodos de cobre y zinc; un electrodo de cobre sumergido en una solución de sulfato de cobre y un electrodo de zinc sumergido en una solución de sulfato de zinc. Es necesario colocar un puente salino entre los dos recipientes que contienen los electrodos, que permite el transporte de iones entre los dos compartimentos.

En la siguiente ilustración se pueden observar las semi-reacciones de cada celda. Por medio de un voltímetro se puede medir la diferencia entre los voltajes en las dos interfaces de metal/solución. El uso de un voltímetro de alta resistencia asegura que el potencial de la célula se mide en las condiciones de no flujo de corriente, y por lo tanto no se pueden producir reacciones electroquímicas.

#### Diagrama esquemático de una celda galvánica de Zn y Cu.



El voltaje teórico de la celda ( $E_0$ ) puede determinarse usando la serie electroquímica y está dado por la diferencia entre el potencial de electrodo estándar en el cátodo,  $E_0$  del cátodo, y el potencial de electrodo estándar en el ánodo,  $E_0$  del ánodo (ecuación 3).

$$E_{\text{catodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = E_{\text{celda}}^0 \quad (3)$$



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo V. Construcción de baterías. *Practica 2. Pila del futuro*

**Hoja de resultados**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Parte 1.**

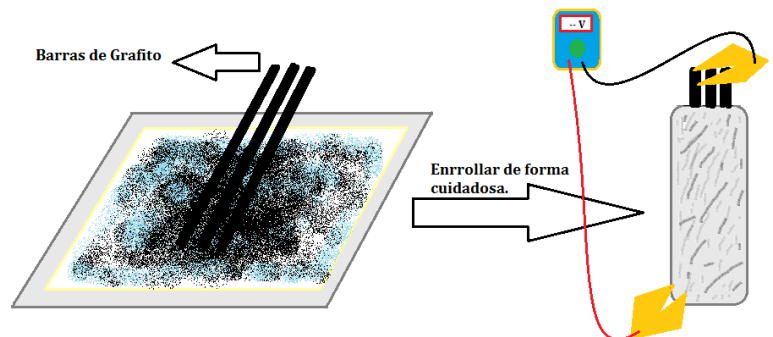
I) Coloque un pedazo de papel aluminio de 15 cm x 15 cm. Encima de este se coloca una toalla de papel de 15 cm x 15 cm humedecida totalmente con la solución salina de NaCl saturada. Sobre la toalla de papel agregue de manera delicada 2 g de carbón activado. Sobre el carbón activado se coloque la punta desnuda de un cable caimán- caimán. Humedezca un poco el carbón activado con la solución salina. Otro cable caimán- caimán se conecta al papel aluminio. Verifique el valor de corriente y voltaje.

Voltaje (Voltios)	Intensidad (mA)

II) Enrolle el sistema anterior con los cuidados pertinentes. Evite dañar el papel aluminio y la toalla de papel. Presione bien la zona donde se encuentre el carbón activado con la punta del cable caimán. Realice los dobleces necesarios para evitar que haya fugas de carbón activado. Verifique el valor de corriente y voltaje.

Voltaje (Voltios)	Intensidad (mA)

III) Construya de nuevo un sistema como el anterior, pero en esta ocasión coloque 3 barras de grafito de 15 cm en contacto con el carbón activado. Enrolle este sistema con los cuidados pertinentes. Evite dañar el papel aluminio y la toalla de papel. Presione bien la zona donde se encuentre el carbón activado en contacto con las barras de grafito. Conecte un cable caimán a las barras de grafito y el otro al aluminio. Realice los dobleces necesarios para evitar que haya fugas de carbón activado. Verifique el valor de corriente y voltaje.



Voltaje (Voltios)	Intensidad (mA)

## Recomendaciones de seguridad

Para esta práctica se van a utilizar 4 disoluciones de KOH a diferentes concentraciones (0,25 M, 0,50 M, 0,75 M, 1,0 M. Estas disoluciones son bastante corrosivas y pueden ser peligrosas si no se tienen los cuidados necesarios. Por esta razón es indispensable que **todos los participantes de la actividad tengan las mono gafas de seguridad, los guantes de nitrilo y la bata siempre apuntada**. En caso de alguna quemadura indicar inmediatamente al profesor para realizar el proceso de neutralización y limpieza abundante con agua. Recuerde que las quemaduras con KOH pueden ser neutralizadas con la solución de vinagre que el profesor deja en el lugar indicado. Complete este procedimiento con un abundante lavado con agua.

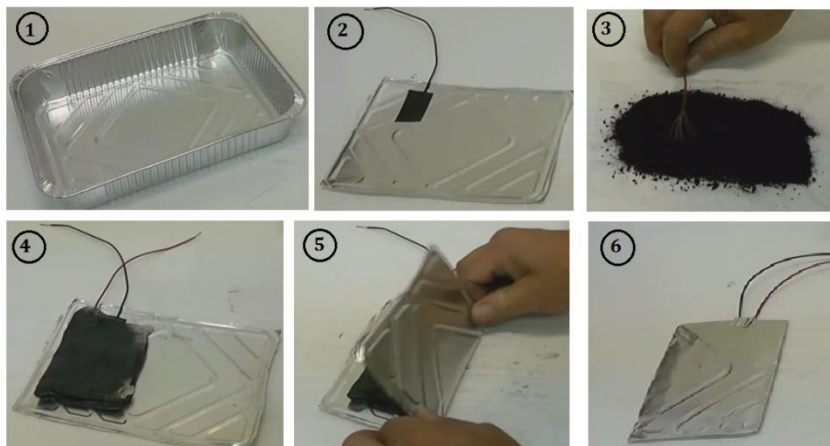
### Parte 2.

Construya una batería con las indicaciones anteriores pero en esta ocasión humedezca la toalla de papel y el carbón activado con las disoluciones de KOH que el profesor suministra. Utilice el montaje con las barras de grafito para evitar contacto del metal de los cables caimán con la solución de KOH. Verifique el valor de corriente y voltaje, para cada concentración de la disolución de KOH.

Concentración KOH (M)	0,25 M	0,50 M	0,75 M	1,00 M
Voltaje (Voltios)				
Intensidad (mA)				

### Parte 3.

Coloque una lámina de aluminio 20 cm x 20 cm. Esta lámina se obtiene de una bandeja desechable de comida rápida como la que se muestra en la imagen. Utilizando cinta aislante pegue un cable de cobre a la lámina de aluminio. Encima de esta coloque una toalla de papel de 15 cm x 15 cm humedecida totalmente con una disolución de KOH 1,00 M. Sobre la toalla de papel agregue de manera delicada 2 g de carbón activado. Sobre el carbón activado puede colocar el otro cable de o si lo considera más cómodo coloque los 3 electrodos de grafito. Humedezca un poco el carbón activado con la solución de KOH. Aproveche las propiedades de maleabilidad de y firmeza de esta lamina de aluminio para construir una batería más resistente. Verifique el valor de corriente y voltaje. Plantee el montaje que le permite encender un pequeño motor eléctrico con este tipo de batería.



N° celdas	Voltaje (Voltios)	Intensidad (mA)
1		
2		
3		





**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo V. Construcción de baterías. *Practica 2. Pila del futuro*  
**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

- ¿Qué sucede con el valor del voltaje cuando se colocan los electrodos en el aluminio y el carbón activado respectivamente? ¿Cuáles son las reacciones químicas que explican este proceso?
- ¿Qué sucede con el valor de voltaje cuando se enrolla el sistema? ¿Qué sucede con la corriente y el voltaje cuando se presiona la batería? ¿Qué sucede con la corriente y el voltaje cuando se utilizan las barras de grafito?
- ¿Qué sucede con el sistema cuando se utiliza una disolución de KOH como electrolito? ¿Cuáles son las reacciones químicas que explican este proceso? ¿Cómo se puede relacionar la concentración de las disoluciones de KOH con el voltaje y la corriente que proporciona el sistema?
- ¿Qué sucede cuando se cambia el papel aluminio por la lámina de aluminio? ¿Cómo se logró encender el motor? ¿Cuáles son las desventajas de usar la disolución de NaCl? Cuáles son las desventajas de usar la disolución de KOH?

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Reacción química, reacciones de óxido-reducción, funcionamiento de una celda electroquímica, serie electromotriz, doble capa eléctrica.

**Conclusiones**

**Recomendaciones**

## **H. Anexo 8. Módulo VI. Bioelectricidad.**

En este anexo se presenta el módulo VI de la estrategia para la enseñanza experimental interdisciplinaria de la electroquímica.

A continuación se colocan los siguientes documentos:

- Practica 1. Accidente cocinando

Cada práctica se compone de las siguientes partes

- Hoja de predicciones
- Hoja de Introducción teórica
- Hoja de resultados
- Hoja de análisis



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA  
DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5

Módulo VI. Bioelectricidad.  
*Practica 1. Accidente cocinando*  
**Hoja de predicciones**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Objetivo de aprendizaje:** Observar algunos fenómenos relacionados con la bioelectricidad utilizando tejido animal.

**Consideraciones éticas:** Es importante que este tipo de experimentos no se hagan utilizando tejido animal de animales silvestres protegidos por las normas ambientales. Utilice tejido animal de alimentos y tenga cuidado con no herir la susceptibilidad de los estudiantes

**Instrucciones generales:** Esta hoja será recogida 10 minutos después de ser entregada por el profesor. Coloque su nombre de forma clara en este documento para tener en cuenta su participación. Responda las preguntas en el respaldo de esta hoja de forma clara y precisa. Tenga en cuenta que sus predicciones no serán tenidas en cuenta para la evaluación. Siga todas las instrucciones del docente y no realice ninguna actividad experimental hasta que el autorice la práctica.

**Descripción del problema:** Algunos de los procesos culinarios más comunes son:

I) Durante la preparación de algunas ancas de rana como parte de una receta culinaria exótica, se agrega sal sobre la piel de estas.

II) Durante la preparación de un platillo común para la cultura oriental, se agrega salsa de soya sobre un calamar crudo que va a ser consumido.

III) Cuando se está preparando una anguila para consumo en un hogar, le agregan sal al organismo para su condimentación.

### Diseño metodológico – Actividad

El docente mostrara una serie de videos grabados por diferentes personas en el mundo, en donde se agrega sal o salsa de soya a diferentes organismos antes de su preparación culinaria. También se mostrara un video que realizo el profesor, en donde coloca en contacto con sal de cocina, a un pez domestico de pecera el cual tiene 10 horas de haber sido sacrificado y que ya no tiene órganos internos.



**Predicción**

¿Qué sucede con las ancas de rana cuando se les agrega sal encima?

---

---

---

---

¿Qué sucede con el calamar cuando se le agrega la salsa de soya?

---

---

---

---

¿Qué sucede con la anguila cuando se agrega sal para su condimentación?

---

---

---

---

¿Qué sucede con el pez casero que se coloca en contacto con sal?

---

---

---

---



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo VI. Bioelectricidad.

*Practica 1. Accidente cocinando*

**Introducción teórica**

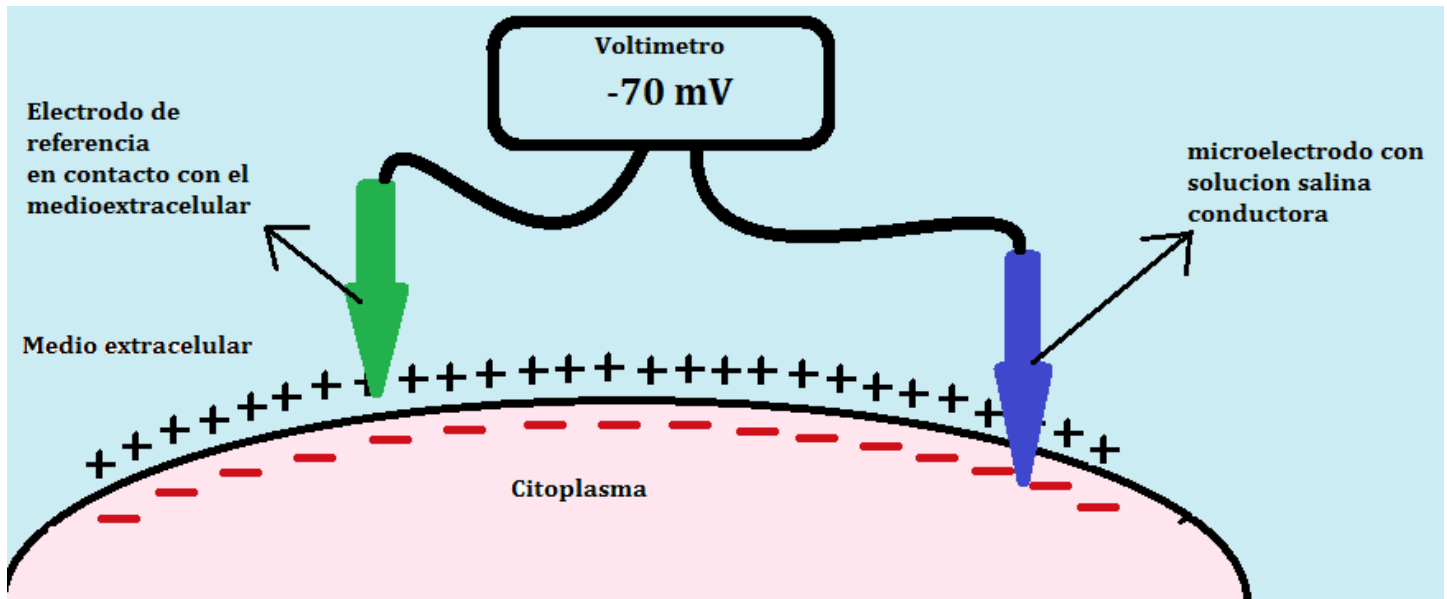
Cuando se enseñan temas de electroquímica se recurre generalmente a la explicación del funcionamiento de las baterías, celdas galvánicas y celdas electrolíticas, pero no se expone cómo en los organismos vivos también encontramos estos fenómenos electroquímicos, como por ejemplo las tensiones desarrolladas por la anguila eléctrica, las corrientes iónicas que participan en los impulsos nerviosos, y las corrientes iónicas del músculo cardíaco que se miden en un electrocardiograma (Chirpich, 1975). Los organismos vivos pueden vivir gracias a que ocurren reacciones electroquímicas de forma controlada en las membranas biológicas de las células que funcionan de manera similar a como lo hacen las células de combustible.

Desde los descubrimientos del médico y anatomista Luigi Galvani, se comenzaron a construir las bases científicas de la electroquímica. Las observaciones que hizo sobre el fenómeno que ocurría al pasar electricidad por las ancas de rana, y nuevamente al tocar ambos extremos de los nervios empleando el mismo escalpelo descargado, fueron las bases para exponer que en las formas de vida superior como los animales, existe una sustancia que él denominó "*nervio eléctrica*" (Shukla & Prem, 2008). El planteo que esta era otra forma de generación de electricidad natural diferente a algunos fenómenos ya conocidos, como el de la anguila eléctrica o las rayas eléctricas.

Pero fue hasta la década de los 50 del siglo XX, que algunos biólogos usando el axón largo del calamar, registraron los sucesos eléctricos que tienen lugar dentro de las neuronas individuales. Dentro de los descubrimientos que obtuvieron, determinaron por ejemplo, que una neurona tiene un potencial eléctrico a través de su membrana plasmática, fenómeno que es similar a la diferencia de potencial que se encuentra entre los polos de una batería. De este modo se almacena energía a través de la membrana (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003).

La membrana plasmática contiene proteínas que funcionan como canales (más específicamente conductores iónicos), los cuales permiten a los principales iones celulares ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{+2}$ , y  $\text{Cl}^-$ ) desplazarse a través de ellos a diferentes velocidades de acuerdo a la diferencia de potencial electroquímico a ambos lados de la membrana y a la conductividad de cada canal. La diferencia de potencial en la membrana se ocasiona por la presencia de proteínas capaces de transportar iones en contra del gradiente electroquímico llamadas ATPasas que aprovechan la energía química para convertirla, al menos en parte, en energía potencial eléctrica. Esto constituyen el principal mecanismo para generar una diferencia potencial eléctrico, a través de la membrana plasmática. A este voltaje se le denomina potencial de membrana, y resulta de la diferencia de potencial eléctrico a ambos lados de la membrana, producto de la distribución asimétrica de iones. Para ser más específicos, el potencial de membrana es consecuencia de la separación de cargas positivas y negativas a través de una membrana celular. Debido a que la bicapa lipídica actúa como una barrera para la difusión de los iones, las cargas positivas se encuentran en el exterior de la membrana cuando una célula del sistema nervioso está en reposo (Lodish, y otros, 2004).

### Ilustración 21. Medición del potencial eléctrico a través de la membrana plasmática

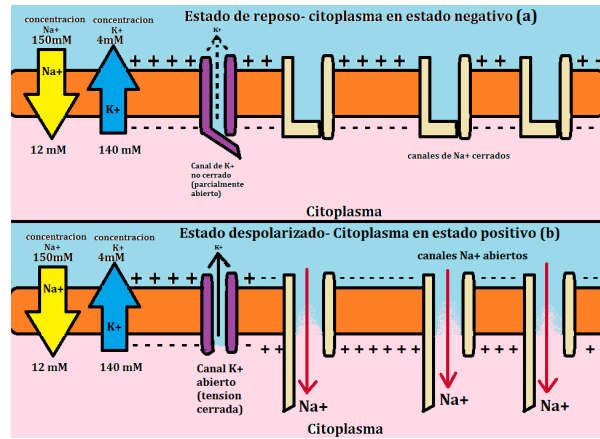


Cuando la célula se encuentra inactiva (no estimulada), el voltaje se denomina **potencial de reposo** y por convención se toma el potencial externo como cero, y teniendo en cuenta que el interior tiene un exceso de carga negativa, el potencial de membrana en este caso toma valor negativo de  $-60$  a  $-70$  mV, como se muestra en la ilustración 1. El potencial de reposo se basa en un equilibrio entre gradientes químicos y eléctricos, el cual se mantiene mediante transporte activo y con una membrana que es selectivamente permeable a iones específicos.

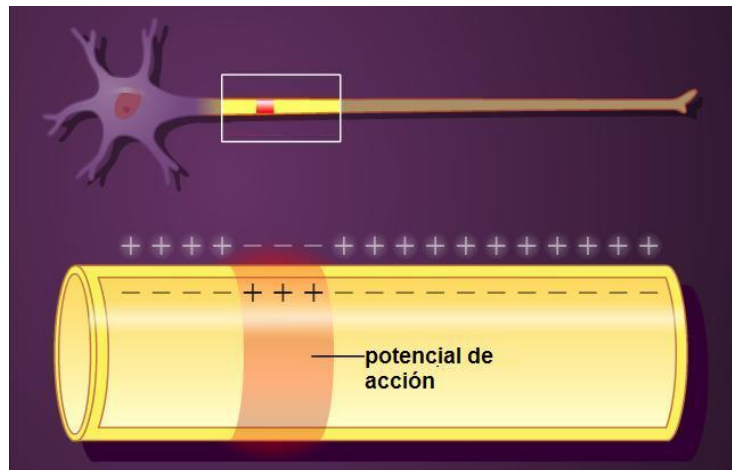
En el citoplasma se encuentran a mayor concentración iones  $K^+$  y moléculas orgánicas grandes como proteínas que tienen carga negativa las cuales no pueden salir de la célula. En el líquido extracelular se encuentran a mayor concentración iones  $Na^+$  y  $Cl^-$ . Las diferencias de concentración se mantienen por la acción de una proteína especializada en la membrana llamada bomba de sodio-potasio, la cual bombea simultáneamente  $K^+$  hacia adentro de la célula y  $Na^+$  hacia afuera. Cuando la neurona no es estimulada, solo el  $K^+$  puede transportarse a través de la membrana por medio de proteínas específicas llamadas canales de potasio, mientras que los canales de sodio (proteínas especializadas en el paso de  $Na^+$ ) permanecen cerrados (Lodish, y otros, 2004). Ya que la concentración de  $K^+$  es más alta dentro de la célula que en el exterior, este ion tiende a salir por difusión, y las moléculas orgánicas con carga negativa se queda en el interior. Esta difusión de  $K^+$  se detiene cuando la carga negativa es lo bastante grande como para contrarrestar el gradiente de difusión a través de la membrana. Esta carga negativa en reposo es el potencial de reposo de la neurona.

Si la magnitud negativa del potencial se reduce lo suficiente como para alcanzar un umbral, se genera un potencial de acción. El potencial de reposo se modifica cada vez que ocurre un flujo neto de iones hacia o desde el interior de la célula. Cuando se produce una disminución de la separación de carga el proceso se denomina despolarización. El caso contrario se conoce como hiperpolarización (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003). Al modificarse el potencial de membrana se genera un flujo de corriente y esto es posible por la acción de canales iónicos. Durante un potencial de acción, el potencial de la neurona se eleva rápidamente hasta cerca de  $+50$  mV dentro de la célula, y este proceso ocurre en milisegundos, ya que inmediatamente después la célula regresa a su potencial de reposo. La carga positiva del potencial de acción fluye a través del axón hasta la terminal sináptica que es donde se realiza la comunicación entre neuronas, por medio de potenciales postsinápticos (PPS) (Audesirk, Audesirk, & Byers, 2003).

**Ilustración 22. Estado de reposo de una membrana neuronal (a). Estado despolarizado de una membrana neuronal (b).**



Los potenciales de acción suceden si una PPS genera en el interior de una célula que el potencial alcance el valor del umbral. En la ilustración 2 (b) podemos observar cómo se abren los canales de  $\text{Na}^+$ , y por difusión ingresa los iones  $\text{Na}^+$ . Pero inmediatamente después del cambio en el gradiente, se cierran estos canales, y la carga positiva en el citoplasma genera que se abran los canales  $\text{K}^+$ , para que puedan salir iones  $\text{K}^+$ , en búsqueda de restablecer el potencial de reposo negativo. Un potencial de acción es como una ola de carga positiva que viaja hacia la terminal sináptica. Durante este recorrido se abren más canales  $\text{Na}^+$  en el axón, para que el potencial de acción avance por todo el axón. Durante el paso de las cargas positivas, el potencial de reposo se restablece mediante el flujo de  $\text{K}^+$  hacia afuera, como se puede observar en la ilustración 3. Se debe resaltar que si no se alcanza el umbral, no se desarrolla un potencial de acción, pero cuando este se alcanza es la bomba de sodio potasio la que mantiene los gradientes de  $\text{Na}^+$  y  $\text{K}^+$ .



**Ilustración 23. Transporte del potencial de acción por una neurona.**

**Bibliografía**

Audesirk, G., Audesirk, T., & Byers, B. (2003). *Biología- la vida en la tierra*. Denver: Pretince Hall.  
 Chirpich, T. (1975). Electrochemistry in Organisms: Electrochemistry in Organisms. *Journal of Chemical Education*, 99-100.  
 Lodish, H., Berk, A., Matsudaira, P., Kaiser, C., Krieger, M., P. Scott, M., y otros. (2004). *Molecular Cell Biology*. Massachusetts: Institute of Technology.  
 Shukla, A., & Prem, T. (2008). Pillars of modern electrochemistry. *The Electrochemical Society Interface*, 31-39.



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo VI. Bioelectricidad.  
*Practica 1. Accidente cocinando*  
**Hoja de resultados**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Recomendaciones Bioética.**

Para esta actividad se van a utilizar algunos videos que pueden molestar la susceptibilidad de algunos de ustedes. Por esta razón es indispensable que se tenga en cuenta que la presentación de esta información solo tiene como objetivo la formación en ciencias naturales, para entender de forma interdisciplinar cómo funcionan los organismos vivos con sistema nervioso. Todos los participantes de la actividad tienen la posibilidad de dar su opinión frente a la información que se les presenta en la sección de recomendaciones.

**Parte 1.**

Observe los videos que el docente presenta a continuación, en donde se muestra que sucede cuando se agrega sal de cocina un conjunto de ancas de rana, a las que previamente se les retiro la piel. En el espacio que se presenta a continuación describa **detalladamente** lo que observa en los videos.

Nombre del video	Hipervínculo	Descripción de lo observado
"Frog Legs Dancing With A Little Salt"	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=2YZJt_Bw3eo&amp;index=2&amp;list=FL4EDdqEZZ1hVrNEkqvrDMqA">https://www.youtube.com/watch?v=2YZJt_Bw3eo&amp;index=2&amp;list=FL4EDdqEZZ1hVrNEkqvrDMqA</a>	
"Frog legs doing the salt shake"	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=b79loRYPPBQ&amp;list=FL4EDdqEZZ1hVrNEkqvrDMqA&amp;index=3">https://www.youtube.com/watch?v=b79loRYPPBQ&amp;list=FL4EDdqEZZ1hVrNEkqvrDMqA&amp;index=3</a>	



**Parte 2.**

Observe los videos que el docente presenta a continuación, en donde se muestra que sucede cuando se agrega salsa de soya a calamar que ya va a ser consumido. A este calamar previamente se le retiro la parte superior de su cuerpo y solo quedan sus tentáculos. En el espacio que se presenta a continuación describa **detalladamente** lo que observa en los videos.

Nombre del video	Hipervínculo	Descripción de lo observado
"Dead Squid Is Dancing (Michael Jackson - Thriller)"	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=5J3NOY9znso">https://www.youtube.com/watch?v=5J3NOY9znso</a>	

**Parte 3.**

Observe los videos que el docente presenta a continuación, en donde se muestra que sucede cuando se proporciona una corriente eléctrica a algunas ancas de rana, en experimentos que realizan diferentes conjuntos de personas. Identifique a que parte del cuerpo se conectan los electrodos y cuáles son las condiciones de las pruebas. En el espacio que se presenta a continuación describa **detalladamente** lo que observa en los videos.

Nombre del video	Hipervínculo	Descripción de lo observado
"Twitching the Frog's Muscle using Neuro-Bridge Device (BME Capstone Project)"	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=8-dZnp66t1Y&amp;list=PLDuccGYjpX2tEOrjOqeXbH6tm0VEvXV8Q">https://www.youtube.com/watch?v=8-dZnp66t1Y&amp;list=PLDuccGYjpX2tEOrjOqeXbH6tm0VEvXV8Q</a>	
"Frog leg experiment ...my way :)"	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=8KPz24Pqgz8&amp;list=PLDuccGYjpX2tEOrjOqeXbH6tm0VEvXV8Q&amp;index=2">https://www.youtube.com/watch?v=8KPz24Pqgz8&amp;list=PLDuccGYjpX2tEOrjOqeXbH6tm0VEvXV8Q&amp;index=2</a>	
"Nerve Physiology - sciatic nerve and gastrocnemius"	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=cioEzou3D5c&amp;list=PLDuccGYjpX2tEOrjOqeXbH6tm0VEvXV8Q&amp;index=3">https://www.youtube.com/watch?v=cioEzou3D5c&amp;list=PLDuccGYjpX2tEOrjOqeXbH6tm0VEvXV8Q&amp;index=3</a>	

**Parte 4.**

Observe el video elaborado por el profesor en donde se muestra que sucede cuando se agrega sal a un pez domestico de pecera que fue sacrificado con 10 horas de anterioridad y al cual se le retiraron los órganos internos. Identifique que parte del cuerpo reacciona más fácil y cuál es la zona más sensible a la sal. En el espacio que se presenta a continuación describa **detalladamente** lo que observa en el video.

Nombre del video	Hipervínculo	Descripción de lo observado
“efecto de la sal de concina sobre el tejido descubierto de un pez doméstico”	Elaborado por Jesús Andrés Pintor Alfonso y Juan Sebastián Mikly	

**Parte 5. (Adicional)**

Observe el siguiente video donde se hacen varios experimentos con peces capaces de detectar campos eléctricos, que utilizan para comunicarse y navegar.

Nombre del video	Hipervínculo	Descripción de lo observado
Peces capaces de detectar campos eléctricos.	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=8vhpOW2_NKQ">https://www.youtube.com/watch?v=8vhpOW2_NKQ</a>	



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA**  
**FACULTAD DE CIENCIAS**  
**MAESTRIA EN ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES**  
**ESTRATEGIA PARA LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL INTERDISCIPLINARIA**  
**DE LA ELECTROQUÍMICA A ESTUDIANTES DE CICLO 5**

Módulo VI. Bioelectricidad.  
*Practica 1. Accidente cocinando*  
**Hoja de Análisis**

**Docente responsable:** Jesús Andrés Pintor Alfonso

**Director del trabajo:** Marco Fidel Suárez Herrera (D. Phil., AMRSC)

**Nombre del estudiante:**

**Curso:**

**Edad:**

**Análisis de los datos**

- ¿Qué sucede cuando se agrega sal a las ancas de rana? ¿Sucedería lo mismo si están aun con la piel cubriendo los músculos? ¿Cuáles es la explicación electroquímica de este fenómeno?

- ¿Qué sucede con el calamar cuando se agrega la salsa de soya? ¿Este fenómeno tiene relación con lo que sucede con las ancas de rana y la sal? ¿Por qué el movimiento del calamar es más evidente que el de las ancas de rana?

- ¿Qué sucede con las ancas de rana cuando se suministra una corriente eléctrica sobre ellas? ¿Cuáles son las zonas más sensibles a la corriente eléctrica suministrada? ¿Este fenómeno tiene relación con lo que sucede con las ancas de rana y la sal?

- ¿Qué sucede cuando se agrega a el pez sacrificado sal de cocina? ¿Cuál es la zona más sensible a la sal agregada? ¿Cuál es la explicación electroquímica a este fenómeno?

-Realice un dibujo y explíquelo, en donde exponga lo que sucede a nivel neuronal cuando se agrega sal al tejido descubierto de una animal como la rana, los calamares o los peces.

-Realice un dibujo y explíquelo, en donde exponga lo que sucede a nivel neuronal cuando se suministra una corriente eléctrica al tejido muscular de un animal.

**Construcción de los conceptos**

**Teniendo en cuenta el análisis de los resultados en conjunto, comparando los resultados propios con los de otros grupos y utilizando las directrices y explicaciones que comunique el profesor se deben entender los siguientes conceptos:**

Bioelectricidad, ATP, neurona, Axón, dendritas, canales iónicos, bomba de sodio-potasio, potencial de reposo, despolarización de la membrana, potencial de acción.

**Conclusiones**

**Recomendaciones**



# I. Anexo video gráfico.

A continuación se referencian las carpetas que se anexan a este documento, en los DVD de anexos video gráficos, en donde se encuentran las grabaciones de las prácticas realizadas en la validación preliminar, y las entrevistas a algunos estudiantes en el momento del análisis de la información obtenida con los experimentos. También en estos archivos se encuentran fotografías de los montajes, los productos obtenidos y escritos relevantes de los estudiantes en sus guías.

- Anexo video gráfico 1:
  - Aplicación de test de ideas previas
  - Practica 1: Sumando celdas
- Anexo video gráfico 2:
  - Practica 2: Ley de Ohm
  - Practica 3: conductividad
  - Practica 4: Electrolisis
  - Practica 5: Batería de limón
- Anexo video gráfico 3:
  - Practica 6: Galvanización
  - Practica 7: Velocidad de reacción
  - Practica 8: Protección catódica
  - Practica 9: Pilas y Baterías
  - Practica 10: Bioelectricidad

## Bibliografía

- Audesirk, G., Audesirk, T., & Byers, B. (2003). *Biología- la vida en la tierra*. Denver: Prentice Hall.
- Barrera, J. G. (2012). *Enseñanza de los factores que afectan la velocidad de reacción: una propuesta de aula desde el aprendizaje activo*. Bogotá D.C.: Maestría thesis, Universidad Nacional de Colombia.
- Benitez, Y., & Mora, C. (2011). Enseñanza tradicional vs aprendizaje activo para alumnos de ingeniería. *Revista Cubana de Física N°27*, 175-179.
- Birss, V., & Rodney, D. (1990). An Effective Approach to Teaching Electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, 403-410.
- Bonwell, C., & Eison, J. (1991). *Active learning: Creating excitement in the classroom*. Washington, D.C.: The George Washington University.: ASHE-ERIC Higher Education Report N° 1.
- Breslow, L. (1999). *New Research Points to the Importance of Using Active Learning in the Classroom*. MIT, Cambridge, MA: Vol XIII, N°1.
- Burbano, E., Gracia, C., & Burbano, S. (2003). *Física general 32 edición*. Madrid: Tebar ediciones.
- Camacho, J. (2011). La historia de la teoría electroquímica y su contribución a la promoción de la explicación científica en la química escolar. *Revista Científica / ISSN 0124 2253*, 8-20.
- Centeno, E., Reneses, J., & Sanchez, J. (2007). Analogías para comprender la electricidad. *anales de mecánica y electricidad*, 20-28.
- Chemical-Mafians. (21 de 08 de 2014). *Chemical World*. Recuperado el 15 de 05 de 2015, de Blogspot: <http://chemicalmafians.blogspot.com.co/p/electro-chemistry.html>

- Chirpich, T. (1975). Electrochemistry in Organisms, Electron flow and power output. *Journal of Chemical Education*, Volume 52, N° 2, 99-100
- De la Plaza, M., Izquierdo, M., Peral, F., & Troitiño, M. (2006). El medio ambiente en la enseñanza de la física y la química. *Aspectos didácticos de la electroquímica en relación con el medio ambiente*. Paseo Senda del Rey. Madrid: Departamento de Ciencias y Técnicas Fisicoquímicas, Universidad Nacional de Educación a Distancia. pag. 313-320.
- DeKock, R. L. (1996). Tendency of Reaction, Electrochemistry, and Units. *Journal of Chemical Education*, Vol. 73, N°10, 955-956.
- Faulkner, L. R. (1983). Understanding Electrochemistry: Some Distinctive Concepts. *Journal of Chemical Education*, Vol. 60, N°4, 262-264.
- Galvanotecnia.Puchades. (10 de 12 de 2011). *Galvanotecnia Puchades*. Recuperado el 10 de 08 de 2015, de LUIGI GALVANI Y LAS ANCAS DE RANA:  
<http://www.galvanotecniapuchades.es/luigi-galvani-y-las-ancas-de-rana>
- genomasur. (2013). *genomasur.com*. Recuperado el 05 de 05 de 2015, de Propagación del potencial de acción en un axón amielínico:  
[http://genomasur.com/piloto/BCH\\_tradu/b\\_4/propagacion\\_potaccion.htm](http://genomasur.com/piloto/BCH_tradu/b_4/propagacion_potaccion.htm)
- González, M. (07 de 06 de 2010). *La Guía 2000*. Recuperado el 10 de 08 de 2015, de Ciclo del Nitrogeno: <http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/ciclo-del-nitrogeno>
- Hassa, O., & Cairns, E. J. (1999). Electrochemical energy storage. *Annu. Rep. Prog. Chem.*, Vol. 95, 163-197.
- Heredia-Avalos, S. (2007). EXPERIENCIAS DIVERTIDAS DE ELECTROQUÍMICA CASERA. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, Vol. 4(3), 506-525.
- Huber, G. (2008). Active learning and methods of teaching. *Revista de Educación, número extraordinario*, 59-81.
- Huddle, P., & White, M. (2000). Using a Teaching Model to Correct Known Misconceptions in Electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, Vol. 77, N°1, 104-110.
- Kumar, V., & Sarakonsri, T. (2010). Introduction to Electrochemical Cells. En K. E. Aifantis, S. A. Hackney, & R. V. Kumar, *High Energy Density Lithium Batteries*. KGaA, Weinheim: WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. 1-25
- Levy, E. (2004). *Diccionario Akal de física*. Londres: Ediciones Akal.

- Lodish, H., Berk, A., Matsudaira, P., Kaiser, C., Krieger, M., P. Scott, M., y otros. (2004). *Molecular Cell Biology*. Massachusetts: Institute of Technology.
- Lower, S. (1994). *Electrochemistry: a Chem1 Supplement Text*. Burnaby, Canada: Simon Fraser University.
- M.E.N., M. d. (2004). *ESTÁNDARES BÁSICOS DE COMPETENCIAS EN CIENCIAS NATURALES*. Bogota D.C.: Centro de Investigación y Formación en Educación.
- M.E.N., M. d. (2010). PROGRAMA PARA EL DESARROLLO DE COMPETENCIAS. *Programa para el desarrollo de competencias*. Colombia: Dirección para la calidad de la educación básica y media.
- 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*. Manizales: Universidad Nacional de Colombia. Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales.
- 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.
- May, M., & Gupta, V. (1997). Electrochemistry "Discovery" Course for Undergraduates. *Journal of Chemical Education*, Vol. 74, N° 7, 824-829.
- Mora, F. (2012). *NEUROEDUCACION. Solo se puede aprender aquello que se ama*. Madrid: Alianza editorial.
- Nogueron, J. (2012). *PAGINA UNIVERSITARIA DE HASAEL DURAN LUNA*. Recuperado el 30 de 10 de 2015, de UNIVERSIDAD QUERETARO; DISEÑO DE HERRAMIENTAS: [http:// hasaelduranluna.galeon.com/](http://hasaelduranluna.galeon.com/)
- Ozkaya, A. R. (2002). Conceptual Difficulties Experienced by Prospective Teachers in electrochemistry: : Half-Cell Potential, Cell Potential, and Chemical and Electrochemical Equilibrium in Galvanic Cells. *Journal of Chemical Education*, Vol. 79, N° 6, 735-738.
- PowerStream. (24 de febrero de 2005). *PowerStream Battery Chemistry FAQ*. Recuperado el 21 de febrero de 2015, de Battery Chemistry Tutorial and FAQ from PowerStream: Custom battery chargers and power supplies for OEMs: <http://www.powerstream.com/BatteryFAQ.html>
- Pozuelo, J. (01 de 01 de 2015). *UNIVERSIDAD CARLOS III DE MADRID. Open Course Ware*. Recuperado el 25 de 05 de 2015, de QUÍMICA DE MATERIALES- TEMA 5. CINÉTICA QUÍMICA, TERMODINÁMICA Y EQUILIBRIO:



<http://ocw.uc3m.es/ciencia-e-oin/quimica-de-los-materiales/Material-de-clase/tema-5.-cinetica-quimica-termodinamica-y-equilibrio-iv>

Prolongo, M., & Pinto, G. (2010). Las bebidas autocalentables y autoenfriables como recursos para un aprendizaje activo. *Educación Química EduQ*, N° 7, 4-14.

Rache, J., Avendaño, H. R., & Suarez, M. F. (2013). *Conceptos básicos de termodinámica vistos desde el punto de vista de la teoría cinético molecular de la materia*. Bogota, Colombia: Universidad Nacional de Colombia.

radiosantiago.cl. (12 de 02 de 2014). *radiosantiago.cl*. Recuperado el 15 de 05 de 2015, de El Diario de Santiago: <http://www.radiosantiago.cl/>

Ramirez, C., & Monroy, F. A. (2012). *ALOP-Aprendizaje activo en Óptica y Fotónica-Un programa de la UNESCO que a través de la Universidad Nacional toma fuerza en Colombia*. Bogota D.C. : Universidad Nacional de Colombia.

Rojas, G. A. (2011). *La enseñanza de los fenómenos de óptica geométrica a estudiantes de undécimo grado desde la perspectiva del aprendizaje activo*. Bogota D.C.: Maestría thesis, Universidad Nacional de Colombia.

RZCS, I. E. (12 de 09 de 2012). *Centro de desarrollo e innovacion educativa*. Recuperado el 02 de junio de 2015, de <http://micampus.csf.itesm.mx/rzmcm/>

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

Suarez, M. F. (2014). *CINETICA QUIMICA (guias de clase)*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Suarez, M. F. (2014). *TEORIA CINETICO MOLECULAR DE LA MATERIA (guias de clase)*. Bogota D.C.: Universidad Nacional de Colombia.

Thornton, R. (2012). Using interective lectura demonstration to create an active learning enviroment. *The physics Teacher* , Vol. 35, 340-347.

Torres, J. (1994). *Globalización e interdisciplinariedad: el currículo integrado*. Madrid: Morata. pág.75.

UCDavis.ChemWiki. (01 de 01 de 2014). *chemwiki-ucdavis*. Recuperado el 20 de 05 de 2015, de Bonding in Metals and Semiconductors: [http://chemwiki.ucdavis.edu/Textbook\\_Maps/General\\_Chemistry\\_Textbook\\_Maps/Map%3A\\_Lower's\\_Chem1/08.\\_Chemical\\_Bonding\\_and\\_Molecular\\_Structure/Bonding\\_in\\_Metals\\_and\\_Semiconductors](http://chemwiki.ucdavis.edu/Textbook_Maps/General_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Lower's_Chem1/08._Chemical_Bonding_and_Molecular_Structure/Bonding_in_Metals_and_Semiconductors)

- Valencia, R., Hurtado, J., & Benavides, J. (2013). Construcción sobre los modelos de la electroquímica y su enseñanza. *IX CONGRESO INTERNACIONAL SOBRE INVESTIGACIÓN EN DIDÁCTICA DE LAS CIENCIAS*, 3595-3600.
- Vera, M., Montiel, G., Stoppello, M., & Giménez, L. (2011). APRENDIENDO ELECTROQUÍMICA. UN ESTUDIO COMPARATIVO. *AVANCES EN CIENCIAS E INGENIERÍA*, VOL. 2, N°2, 131-139.
- Vergara, D. P. (2012). *Estudio del impacto didáctico de la metodología "De aprendizaje activo" en la enseñanza de la óptica*. Medellín, Colombia: Tesis Maestría. Universidad Nacional de Colombia.
- Wandlowski, T. (07 de 12 de 2007). *Universitat Bern*. Recuperado el 10 de 05 de 2015, de electrochemical nanoscience lab:  
<http://wandlowski.dcb.unibe.ch/research/edl.html>
- Winter, M., & Brodd, R. (2004). What Are Batteries, Fuel Cells, and Supercapacitors? *American Chemical Society*, 4245-4269.