

SEP

SECRETARÍA DE
EDUCACIÓN PÚBLICA



TECNOLÓGICO NACIONAL DE MÉXICO



INSTITUTO TECNOLÓGICO DE CD. GUZMÁN

TITULACIÓN INTEGRAL

TESIS

TEMA:

**GENERACIÓN DE ENERGÍA ELECTROQUÍMICA A
PARTIR DE AGUAS RESIDUALES**

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:

INGENIERO AMBIENTAL

PRESENTA:

ADOLFO DE JESÚS ARREDONDO VALDOVINOS

ASESOR:

M.C. JUAN JOSÉ CHÁVEZ VELARDE

CD. GUZMÁN JALISCO, MÉXICO, SEPTIEMBRE DE 2018

Cd. Guzmán, Jal. a **23/Agosto/2018**

ASUNTO: Liberación de Proyecto para Titulación Integral.

C. ING. FAVIO REY LÚA MADRIGAL
JEFE DE LA DIVISIÓN DE ESTUDIOS PROFESIONALES
PRESENTE

Por este medio le informo que ha sido liberado el siguiente proyecto para la Titulación Integral:

a)Nombre del Egresado:	ADOLFO DE JESÚS ARREDONDO VALDOVINOS
b)Carrera:	INGENIERÍA AMBIENTAL
c)No. de Control:	13290284
d)Nombre del Proyecto:	"GENERACIÓN DE ENERGÍA ELECTROQUÍMICA A PARTIR DE AGUAS RESIDUALES"
e)Producto:	TESIS PROFESIONAL

Agradezco de antemano su valioso apoyo en esta importante actividad para la formación profesional de nuestros egresados.

A T E N T A M E N T E


ING. ARQ. FRANCISCO JAVIER MÉNDEZ DONATO
JEFE DEL DEPARTAMENTO DE CIENCIAS DE LA TIERRA


S.E.P. T.N.M.
INSTITUTO TECNOLÓGICO
DE CD. GUZMÁN,
DPTO. CIENCIAS DE LA TIERRA

		
ING. JUAN JOSÉ CHÁVEZ VELARDE Asesor	ING. FERNANDO MANCILLA PEÑA Revisor	ING. OSCAR ALBERTO BARRAGÁN ESPINOZA Revisor

C.c.p.Expediente
DLAS/CRM/FJMD*mejg

Dedicatoria

*“Hoy estoy aquí cumpliendo mis sueños,
gracias a la lucha incansable de mi madre,
ella es la primera a quien le doy esta dedicatoria,
mi esfuerzo, valor, cariño y amor.
A mis hermanos que siempre me dan
la motivación para seguir adelante.
En toda la trayectoria de mi vida,
he conocido a muchas personas,
que a todas sin excepción alguna;
sí fueron, amistades largas o cortas,
rivalidades o desacuerdos,
amores del pasado y presente,
maestros de vida y aula,
alumnos que me han enseñado,
a todos por general,
les doy mi eterno agradecimiento,
pues yo soy, la suma de todas las personas
que alguna u otra manera tocaron mi vida.
En memoria de mi padre y mi novia Hetsiba Michell,
Gracias a ti, estoy aquí cumpliendo nuestro sueño”.*

Ciudad Guzmán, Jalisco, México. 21 de Septiembre de 2018.

Resumen

El agua y la energía son los recursos naturales más importantes para las actividades del ser humano. Nuestra huella ecológica se miden entre diferentes recursos naturales, pero sin duda alguna la necesidad básica es la existencia del agua. En un era de globalización donde la cuarta era industrial será las tecnologías de la información y la inteligencia artificial, dependeremos más de la energía para realizar nuestra vida tal cual la conocemos, pero es verdad; que lograr una evolución tecnológica no es sustentable sino se considera la manera en que generamos esa energía, cada día los hidrocarburos serán reemplazados por tecnologías verdes y estamos muy limitados en cuanto a capacidad y demanda para las grandes industrias que exigen altos consumos.

Este trabajo de investigación hace la referencia de la posibilidad de tratar las aguas residuales mientras se genera energía eléctrica, para ellos emplearemos los fundamentos y propiedades de la electroquímica, que por más de 5 años, se ha llevado un proceso de investigación y experimentación. Se han estudiado las propiedades del agua residual como fuente electrolítica, así como el potencial de los metales que participan en la reacciones de óxido y reducción, mejor conocidas como reacciones "redox". Plasmar todas las combinaciones y pruebas que se registraron en bitácora fundamenta el método, fórmula, elementos, materiales y diseño descritos en este trabajo, como la mejor alternativa sustentable en cuanto a generación de voltaje, la capacidad de corriente, la cantidad de agua residual tratada, el costo de materiales, el gasto de producción y el impacto económico, social y ambiental.

Abstrac

Water and energy are the most important natural resources for human activities. Our ecological footprint is measured between different natural resources, but without a doubt the basic needs is the existence of water. In an era of globalization where the fourth industrial will be information technologies and artificial intelligence, we'll depend more on energy to make our lives as we know, but it's true that achieving a technological evolution is not sustainable, but the way we generate hydrocarbons will be replaced by green technologies and we're very limited in terms of capacity and current for large industries that demand high performance.

This research work makes reference to the possibility of treating wastewater while generating electricity for them, we'll use the fundamentals and properties of electrochemistry, which for more than 5 years, has taken a process of research and experimentation. The properties of wastewater as an electrolytic source have been studied, as well as the potential of the metal involved in the redox reaction.

The method, formula, elements, materials and design describes in this paper are bases on all the combinations and tests recorded in the logbook as the best sustainable alternative in terms of voltage generation, current capacity, amount of treated wastewater, cost of materials, production cost and economic, social and environmental impact.

Índice

1.- Introducción.....	19
1.1. Justificación	21
1.2. Objetivo.....	23
1.2.1. Objetivo General	23
1.2.2. Objetivos Específicos	23
2.- Problema de Investigación	27
2.1. Problemas.....	27
2.3. Propuestas.....	28
2.4. Alcances y Límites.....	29
2.4.1. Alcances.....	29
2.4.2. Límites.....	29
2.5. Impacto Potencial	30
3.- Marco Teórico.	34
3.1. Base teórica.....	34
3.1.1 Bases Científicas.....	34
3.1.1.1 Primera Ley de Faraday de la Electrólisis	34
3.1.1.2. Segunda Ley de Faraday de la Electrólisis.	34
3.1.1.3 Forma Matemática	35
3.1.2 Cinética de Corrosión.....	36
3.1.3. Fuerza electromotriz.....	40
3.1.3.1. Unidades de medida	40
3.2. Bases Legales	42
3.3. Hipótesis	46
3.3.1. Hipótesis 1	46
3.3.2 Hipótesis 2	46
3.3.3. Hipótesis 3	46
3.3.4 Bases Empíricas	46
3.4. Competencias Aplicadas	47
3.4.1 Temario	47
3.5. Celda galvánica	48
3.5.1. Descripción	48

3.6. Voltaje de la pila	51
3.7. Voltio.....	52
3.7.1 Definición clásica.....	52
3.7.2. Definición estándar.....	52
3.7.3. Historia	53
3.8. Analogía hidráulica	54
3.9. Reducción-Oxidación.....	54
3.10. Principio de electroneutralidad.....	56
3.11. Oxidación.....	56
3.12. Reducción.....	58
3.13. Número de oxidación	59
3.13.1 El número de oxidación	59
3.13.2. Reglas para asignar el número de oxidación	59
3.14. Puente salino	61
3.14.1. Puentes salinos de tubo de vidrio.....	61
3.14.2. Puentes salinos de papel filtro	62
3.14.3. Usos	62
3.15. Celda electroquímica	64
3.15.1. Tipos de celdas electro-químicas	64
3.15.2. Las semiceldas o semirreacciones en una celda voltaica	65
3.15.3 Reacción de equilibrio	66
3.15.4. Potenciales de electrodo	67
3.16. Tipos de celdas galvánicas	67
3.16.1. Celdas galvánicas primarias	67
3.16.2. Celdas galvánicas secundarias	68
3.16.3. Celdas electrolíticas	71
3.17. Serie galvánica	72
3.18. Corrosión galvánica	74
3.18.1. Prevención de la corrosión galvánica.....	75
3.18.2. Factores que influyen en la corrosión galvánica	80
3.19. Compatibilidad galvánica	81
3.19.1. Compatibilidad entre acero galvanizado y aluminio	82
3.20. Corrosión y acero galvanizado	84

3.20.1. Comportamiento.....	84
3.21. Corriente continua	89
3.21.1. Conversión de corriente alterna en continua.....	89
3.22. Polaridad.....	90
3.23. Diodo	91
3.24. Inversor.....	92
3.24.1. Funcionamiento.....	92
3.25. Corriente alterna	94
3.25.1. Corriente alterna frente a corriente continua	95
3.26. Rectificador.....	96
3.26.1. Rectificación monofásica no controlada	96
3.26.2. Circuitos rectificadores de media onda	97
3.26.3. Circuitos rectificadores de onda completa.....	98
3.26.4. Rectificador de onda completa tipo puente doble de Graetz.....	99
3.26.6. Rectificación monofásica controlada.....	100
3.26.6. Rectificador Síncrono	101
4.- Metodología	105
4.1. Antecedentes.....	105
4.2. Diseño.....	106
4.2.1 Optimización de un Cilindro	106
4.2.2 Espacio del prototipo.....	109
4.3 Muestra.....	110
4.4. Procedimiento y Descripción de las Actividades Realizadas	110
4.4.1 21 de Agosto de 2017 – 15 de Septiembre de 2017	110
4.4.2. 18 De Septiembre de 2017 – 13 de Octubre de 2017	111
4.4.3. 16 de Octubre de 2017 – 17 de Noviembre de 2017.....	112
4.4.4. 20 de Noviembre de 2017 – 15 de Diciembre de 2017	113
4.5. Manual de Construcción para Panel Electroquímico	115
4.5.1. Materiales o Instrumentación	115
4.5.2. Procedimiento	115
5.- Análisis y Sistematización de Resultados.	120
5.1. Cantidad de Materiales Requeridos.....	120
5.3. Datos Obtenidos	122

5.3.1. Voltaje	122
5.3.2. Corriente	123
5.3.4. Tiempo y Peso de Corrosión	124
5.4. Prototipo 1	127
5.5. Prototipo 2	128
5.6. Prototipo 3	129
5.7. Discusión de Resultados	130
6.- Conclusiones.....	134
7.- Recomendaciones	139
8.- Bibliografía	143
9.- Anexos	147
9.1 I.A Criterios de Calidad para la Reutilización de las Aguas según sus usos.	147
9.2. Búsqueda de Propiedad Intelectual	149
9.2.1. Gaceta 1	149
9.2.2. Gaceta 2.....	149

Índice de Ilustraciones

Ilustración 1. Correlación E - I para las reacciones anódicas y catódicas.	38
Ilustración 2 Medida de la polarización anódica y catódica.	39
Ilustración 3 Esquema de una celda galvánica de Zn-Cu	48
Ilustración 4 La pila de Bunsen, inventada por Robert Bunsen	51
Ilustración 5 Pilas ideadas por Alessandro Volta.....	53
Ilustración 6 La pila Cu-Ag, un ejemplo de una reacción redox.....	54
Ilustración 7 Trozo de metal oxidado (corroído)	55
Ilustración 8 Oxidación del Hierro.....	56
Ilustración 9 Celda electroquímica con puente salino de tubo de vidrio con KNO ₃ ...	61
Ilustración 10 Un diagrama de celda electroquímica.....	64
Ilustración 11 Celda electrolítica, mostrando los electrodos y la fuente de alimentación que genera la corriente eléctrica.	64
Ilustración 12 Batería de ácido-plomo, de un automóvil.....	67
Ilustración 13 Batería de ácido-plomo, regulada por válvula de sellado, libre de mantenimiento.....	68
Ilustración 14 Batería de ácido-plomo con celdas de fieltro de vidrio absorbente, mostrando aparte los dos electrodos y, en medio, el material de vidrio absorbente que evita derrames del ácido.	69
Ilustración 15 Aparato para electrolisis del agua y otras disoluciones con matraces para recogida de los gases liberados.....	71
Ilustración 16 Corrosión de tornillo en la unión con otro metal, expuestos ambos a la humedad ambiental.....	75
Ilustración 17 Corrosión por deterioro del revestimiento.	76
Ilustración 18 Ánodos de sacrificio (aluminio) montados al vuelo en una estructura metálica de acero para prevenir la corrosión.....	77
Ilustración 19 Este soporte de batería de contadores de agua, ha tenido que sustituir al original a los 4 años de uso, por estar conectado a una tubería de cobre del edificio (0,85 V de diferencia de potencial, ver el punto de corrosión abajo a la izquierda),..	84
Ilustración 20 Representación de la tensión en corriente continua.	89
Ilustración 21 Tensión de salida de un rectificador de onda completa.	90
Ilustración 22 Filtrado para atenuar el rizado de la tensión rectificada mediante un condensador, conformando un circuito RC (filtro de condensador).....	90
Ilustración 23 Un inversor solar instalado en una planta de conexión a red en Speyer, Alemania.	92
Ilustración 24 Forma sinusoidal.....	95

Ilustración 25 Diodo Rectificador.....	96
Ilustración 26 Circuito rectificador de media onda.....	97
Ilustración 27 Circuito rectificador de K onda completa.....	98
Ilustración 28 Rectificador de onda completa con puente de Gratz.	99
Ilustración 29 Primera prueba	105
Ilustración 30 Cilindro para la reacción de la celda	106
Ilustración 31 Diagrama de longitud del cilindro	106
Ilustración 32 Diagrama de plano del panel electroquímico	109
Ilustración 33 Primer prototipo de presentación	116
Ilustración 34 Prototipo 1	127
Ilustración 35 Prototipo 2.....	128
Ilustración 36 Prototipo 3.....	129

Índice de Tablas

Tabla 1 Carga eléctrica según el metal	34
Tabla 2 Ejemplos de Baterías Electroquímica.....	70
Tabla 3 Ánodos de Sacrificio.....	78
Tabla 4 Sistemas de Protección Catódica por Corriente Impresa.....	79
Tabla 5.1 Índice Anódico.....	87
Tabla 6.1 Índice Anódico.....	88
Tabla 7. Cantidad de Materiales.....	120
Tabla 8 Material - Prototipo 1	120
Tabla 9 Material - Prototipo 2	121
Tabla 10 Material - Prototipo 3	121
Tabla 11 Datos obtenidos.....	122
Tabla 12 Voltaje Registrado	122
Tabla 13 Corriente Registrado.	123
Tabla 14 Tiempo y Peso de Corrosión	124

Índice de Ecuaciones

Ecuación 1.....	35
Ecuación 2.....	35
Ecuación 3.....	35
Ecuación 4.....	36
Ecuación 5.....	36
Ecuación 6.....	36
Ecuación 7.....	37
Ecuación 8.....	37
Ecuación 9.....	40
Ecuación 10.....	106
Ecuación 11.....	107
Ecuación 12.....	107
Ecuación 13.....	107
Ecuación 14.....	107
Ecuación 15.....	107
Ecuación 16.....	108
Ecuación 17.....	108
Ecuación 18.....	108
Ecuación 19.....	108
Ecuación 20.....	108
Ecuación 21.....	125
Ecuación 22.....	125

CAPÍTULO I

INTRODUCCIÓN

1.- Introducción

Hablar de energía para los científicos, ha sido un tema de gran estudio durante los años, desde el almacenamiento, la generación y el transporte de la misma. Múltiples campos de aplicación y en cada uno de ellos, ha mantenido su importancia sobre las necesidades del ser humano, a donde quiera que volteemos, vemos la energía en función. Pero en este presente trabajo nos dedicaremos a un tipo de energía especial. La energía electroquímica y el cómo se puede aplicar en las aguas residuales, se ha dado la propuesta que las aguas residuales sean el electrolito y el puente salino para hacer el cambio de electrones entre los metales. Puede que este tipo de competencia, ayuda al tratamiento de las aguas y genere una fuente de energía limpia, que contribuya a un impacto ambiental positivo.

El inicio de las baterías que hoy conocemos, son diseñadas a partir de la energía electroquímica, las baterías de auto, o las que utilizamos comúnmente en los controles. Inclusive nuestra batería de celular funciona con este principio.

El comienzo de todo esto fue en el año 1780, Luigi Galvani descubrió que cuando dos metales diferentes (cobre y zinc, por ejemplo) se ponían en contacto y, a continuación, ambos tocaban diferentes partes de un nervio de un anca de rana, hacían que se contrajesen los músculos de dicha extremidad. Llamó a este fenómeno "electricidad animal" y sirvió de modelo para el diseño de la primera pila. La pila voltaica inventada por Alessandro Volta en 1800 es similar a la pila galvánica. Estos descubrimientos allanaron el camino para las baterías eléctricas.

En el presente proyecto uní los fundamentos de la química así como la física para desarrollar mi proyecto. Un panel electroquímico, funcional con cobre y zinc pero con un electrolito especial, las aguas residuales.

Los fundamentos de la física con lleva en el transporte de electrones, la corriente directa que genera el panel y como puede funcionar para la aplicación de electrodomésticos, utilizando un banco de baterías, un inversor que transforma la corriente directa a corriente alterna. Así como los análisis y cálculos sobre la velocidad de corrosión de los metales y la reducción de los mismos como el tras paso de los electrones.

Los fundamentos de la química son las reacciones óxido-reducción o "redox". El comportamiento de las reacciones entre los metales en un medio acuoso y la generación de la energía electroquímica a partir de las celdas.

Puedo firmar que el presente proyecto, es una rama de la física y la química, denominado "fisicoquímica". Pues la física al final de cuentas estudia los fenómenos del universo y los componentes en él. Creo que ambas ciencias van muy de la mano, comunes y complejas, pero que nos ayudan a entender (o tratar de comprender) lo que sucede a nuestro alrededor. Dicen que la materia y energía no se crea ni se destruye, solo se transforma, y la física y la química juegan un papel importante en ello.

1.1. Justificación

Se pretende realizar un dispositivo capaz de generar energía eléctrica, a partir de las aguas residuales. Al mismo tiempo que se genera la energía mediante reacciones redox, se quiere que estas reacciones en el medio acuoso (en este caso las aguas residuales) reciban un tratamiento primario por los procesos de electrocoagulación, que a comparación de la coagulación normal, este método tiene mayor eficiencia de los cationes nacientes de aluminio y hierro generados, frente a los provenientes de productos químicos tradicionales como sulfato de aluminio o hierro, equipos más compactos, menor costo, posible automatización y menor generación de sales y residuos, y electroflotación que a diferencia del proceso de flotación de aire disuelto (DAF por sus siglas en inglés "Dissolved Air Flotation"). Ofrece las principales ventajas en que el 90 % de las burbujas generadas en electroflotación tienen un tamaño entre 15 y 45 μm mientras que en el proceso DAF el tamaño oscila entre 50 y 70 μm . Para ello, se requiere estudiar las propiedades de las aguas residuales, como temperatura, pH y viscosidad, para determinar si las aguas residuales funcionan como un electrolito adecuado para realizar un ataque electroquímico en los metales que se emplearan para dicha reacción.

La principal razón del porque se realizará un dispositivo es porque el fundamento teórico y experimentaciones apuntan a que puede ser viable y posible implementar este tipo de tecnologías a las aguas residuales. Un ejemplo es el caso de la ingeniería marítima, que el agua de mar puede corroer el casco de los barcos al solo estar en exposición de esta. Al realizar un panel electroquímico con aguas

residuales, puede que tenga un efecto en los metales al punto de provocar una corrosión en el cobre y una reducción en el zinc.

La planta de tratamiento del Sistema de Agua Potable de Zapotlán (SAPAZA) cuenta con una tecnología de lodos activados para su tratamiento, el motivo de aplicar tecnología electroquímica en la planta, es que deseamos captar parte de las aguas residuales que llegan a la planta, aprovechar un porcentaje del caudal que llega, para generar energía para la misma planta y tratar esa misma agua, con ello tendríamos ahorro significativo en el costo de energía y de tratamiento.

Para ello se realizará una investigación en la planta de tratamiento y se diseñarán pruebas para experimentar la teoría de la aplicación. Se crearán prototipos y mediciones en el panel electroquímico para cuantificar los requerimientos de agua, celdas, metales y dispositivos necesarios para cumplir con la demanda energética de la misma planta de tratamiento.

De ser posible su aplicación en la planta de tratamiento, estaríamos dando un paso más para la creación de un sistema óptimo de energía y tratamiento de agua, ahorrando costos de operación y electricidad.

El principal reto del proyecto es encontrar un balance adecuado y estudiar a fondo la teoría sobre la energía electroquímica, ya que se ha tenido este tipo de energía presente en múltiples aplicaciones, pero sería un fundamento interesante como tecnología de remediación en el agua.

1.2. Objetivo

1.2.1. Objetivo General

Diseñar panel electroquímico que pueda utilizar como medio electrolítico las aguas residuales de las plantas de tratamiento.

1.2.2. Objetivos Específicos

1. Realizar una valorización de los residuos sólidos urbanos para construir el panel.
2. Aprovechar las propiedades de las aguas residuales para generar una corriente y diferencial de potencial aceptable que permita cargar una batería de 12 voltios, 100A.
3. Generar un dispositivo con 24 celdas capaz de cargar una batería de 12 Voltios y 100 A.

CAPÍTULO II

PROBLEMA DE INVESTIGACIÓN

2.- Problema de Investigación

2.1. Problemas

1. La planta de tratamiento 1 actualmente trata el 70% del agua residual de la población de Ciudad Guzmán, pero en los últimos años ha incrementado el número de habitantes en la comunidad, y con ello el agua residual. A tal punto que las plantas de tratamiento no pueden con la sobre carga de agua que se estimada cuando se diseñaron. (SAPAZA, 2018)
2. Cantidades significativas de agua residual que no pueden ser tratadas por las plantas de tratamiento, son dispuestas al cuerpo receptor. En este caso llegan directamente a la laguna de Zapotlán el Grande, con altos contenidos de Fósforo, Nitrógeno, DBO y DQO. Estos compuestos aceleran el crecimiento y la proliferación del lirio acuático.
3. El alto gasto de energía en las plantas de tratamiento, recurre a buscar recursos para solventar los gastos de operación, si bien realizar un ahorro energético a la planta es ideal, lo mejor sería implementar tecnologías que permitan realizar esa generación de energía utilizando las mismas aguas residuales.

2.3. Propuestas

1. El dispositivo funciona con aguas residuales, al canalizar las aguas al panel, estaremos ayudando a disminuir la cantidad de agua residual a tratar mediante los procesos de electrocoagulación.
2. El panel electroquímico se fabrica con residuos sólidos urbanos, los principales materiales son: metales chatarra (Zinc, Cobre, Hierro, Aluminio, etc.) con los cuales utilizamos como ánodos y cátodos para las reacciones redox, cartón con el que se fabrica las bases, botellas de plástico que se utilizan para crear las celdas. Con ellos disminuimos el material que se dispone al relleno sanitario y realizamos una valorización de reutilización así como una energética.
3. El panel no resolverá el conflicto administrativo, pero si ayudará a crear una nueva política administrativa para el beneficio de la comunidad y la empresa SAPAZA.

2.4. Alcances y Límites

2.4.1. Alcances

1. Se cuenta con material, ya que es muy económico y abundante, sirve para realizar experimentaciones a muy bajo costo.
2. La planta de tratamiento de SAPAZA, ha prestado su laboratorio e información para impulsar las investigaciones del desarrollo del panel electroquímico.
3. El prototipo ha ganados múltiples concursos, entre ellos un recurso económico de \$40'000.00 (Cuarenta mil pesos M/N) que sirve para impulsar el desarrollo del prototipo.
4. El Instituto Tecnológico de Ciudad Guzmán ha impulsado el proyecto prestando reactivos y material de laboratorio para continuar con el desarrollo del prototipo.

2.4.2. Límites

1. Se requieren análisis del material residual que genera el panel electroquímico para determinar con mayor precisión los resultados de la reacción que tienen las celdas electroquímicas con el agua residual.
2. Para plasmar el dispositivo como tal se requiere comprar bancos de baterías e inversores que la planta y el usuario está fuera de su presupuesto para hacerlo funcionar como tal, pero al tener un prototipo funcional, puede incentivar a la empresa en asignar un recurso para ello.

2.5. Impacto Potencial

La energía electroquímica ha sido parte fundamental en múltiples aplicaciones, desde baterías de autos hasta de celular. El costo de tratamiento de las aguas residuales es grande, una buena forma de aprovechar estas aguas residuales sería en generar energía electroquímica siendo el electrolito necesario para las reacciones comunes de las celdas.

1. Las aguas residuales puede ser un electrolito potencial para la energía electroquímica.
2. Valorización y aprovechamiento de los residuos sólidos urbanos
3. Energía limpia y segura

CAPÍTULO III

MARCO TEÓRICO

3.- Marco Teórico.

3.1. Base teórica

A continuación se presentan las bases teóricas que sustentan la investigación sobre el potencial energético que tienen las aguas residuales como electrolito para las reacciones electroquímicas.

La investigación se relaciona con las propiedades del agua residual que se captan en las tratadoras. En ese sentido, las siguientes teorías se consideran adecuadas para fundamentar la investigación.

3.1.1 Bases Científicas

3.1.1.1 Primera Ley de Faraday de la Electrólisis

La masa de una sustancia depositada en un electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad transferida a este electrodo.

La cantidad de electricidad se refiere a la cantidad de carga eléctrica, que en general se mide en coulombs.

<i>Proceso</i>	<i>Cantidad depositada</i>	<i>Cantidad e^- necesarios</i>	<i>Carga eléctrica</i>
$Na^+_{(aq)} + 1 e^- \rightarrow Na_{(s)}$	1 mol Na	1 mol e^-	96500 C \equiv 1F
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow Mg_{(s)}$	1 mol Mg	2 mol e^-	2 · 96500 C \equiv 2F
$Al^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \rightarrow Al_{(s)}$	1 mol Al	3 mol e^-	3 · 96500 C \equiv 3F

Tabla 1 Carga eléctrica según el metal

3.1.1.2. Segunda Ley de Faraday de la Electrólisis.

Para una determinada cantidad de electricidad (carga eléctrica), la masa depositada de una especie química en un electrodo, es directamente proporcional al peso equivalente del elemento. El peso equivalente de una sustancia es su masa molar, dividido por un entero que depende de la reacción que tiene lugar en el material.

3.1.1.3 Forma Matemática

Las leyes de Faraday se pueden resumir en la forma moderna:

$$m = \frac{Q}{F} \cdot \frac{M}{z}$$

Ecuación 1

Donde:

- "m" es la masa de la sustancia producida en el electrodo (en gramos).
- "Q" es la carga eléctrica total que pasó por la solución (en culombios).
- "F" es la constante de Faraday.
- "M" es la masa molar de la sustancia (en gramos por mol).
- "z" es el número de valencia de la sustancia como ion en la solución (electrones por ion).

En el caso que la electrólisis tenga lugar en corriente continua:

$$Q = I \cdot t$$

Ecuación 2

Donde:

- "I" es la intensidad de corriente eléctrica (en amperios).
- "t" es el tiempo transcurrido (en segundos).

Sustituyendo esta expresión para la carga "Q" en la ecuación anterior, obtenemos:

$$m = \frac{It}{F} \cdot \frac{M}{z}$$

Ecuación 3

y por lo tanto, como $n = m/M$:

$$n = \frac{It}{F} \cdot \frac{1}{z}$$

Ecuación 4

Donde:

- "n" es la cantidad de sustancia liberada (en moles).

En el caso que la corriente varíe en el tiempo, la intensidad instantánea se define como:

$$I = \frac{dQ}{dt}$$

Ecuación 5

Integrando, obtenemos que la carga total es:

$$Q = \int_{t_0}^{t_f} I(t)dt \quad Q = \int_{t_0}^{t_f} I(t)dt$$

Ecuación 6

Donde:

- "t₀" es el instante de tiempo inicial.
- "t_f" es el instante de tiempo final.

3.1.2 Cinética de Corrosión

Las cinéticas de los sistemas en corrosión son muy complejas y no están comprendidas totalmente. La cantidad de metal uniformemente corroído de un ánodo

o electro depositado sobre un cátodo, en una disolución acuosa durante un periodo de tiempo, se puede determinar usando la ecuación de Faraday, que establece:

$$W = \frac{ItM}{nF}$$

Ecuación 7

Donde

W = peso del metal (g), corroído o electrodepositado en una solución acuosa

t = tiempo (segundos)

I = flujo de corriente (A)

M = masa atómica del metal (g/mol),

n = número de electrones/átomo producido o consumido en el proceso

F es la constante de Faraday, 96500 C/mol o 96500 A·s/mol.

A veces la corrosión acuosa uniforme de un metal se expresa en términos de una densidad de corriente, *i*, o intensidad de corriente de corrosión, que se suele dar en unidades A/cm². Sustituyendo I por *i*·A, la ecuación se convierte en:

$$W = \frac{iAtM}{nF}$$

Ecuación 8

Donde

i = densidad de corriente, A/cm²,

A = área en cm², si el cm se usa de longitud.

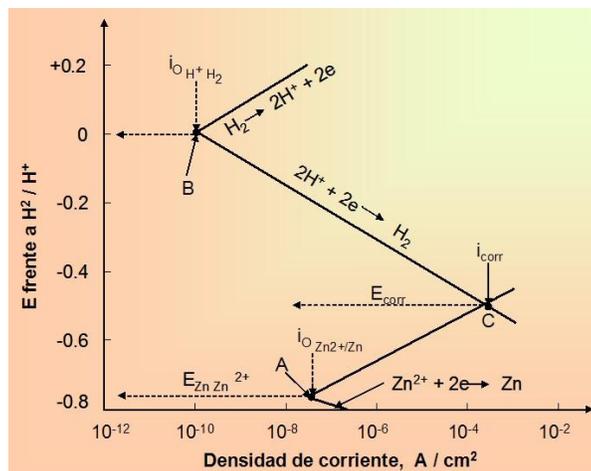


Ilustración 1. Correlación E - I para las reacciones anódicas y catódicas.

Los puntos A y B de dicha figura representan el potencial de equilibrio E^0 y el correspondiente cambio de densidad de corriente i_0 para cada semi-reacción. El cambio de densidad de corriente i_0 es la velocidad de reacción de oxidación y reducción en un electrodo en equilibrio expresado en términos de densidad de corriente. El cambio en las densidades de corriente debe determinarse experimentalmente cuando no hay corriente neta. Cada electrodo con su electrodo específico tendrá un propio valor de i_0 . Cuando el metal empieza a corroerse, a corroerse, puesto que es un buen conductor eléctrico, debe estar a un potencial constante.

Este potencial es E_{corr} (punto C). Así, cuando un metal comienza a corroerse, el potencial de las áreas catódicas se hace cada vez más negativo hasta alcanzar valores alrededor del E_{corr} y el de las áreas anódicas más positivo hasta alcanzar el mismo E_{corr} .

En el punto C de la Ilustración 19 la velocidad de disolución del metal, Zn, es igual a la velocidad de desprendimiento de hidrógeno. La densidad de corriente

correspondiente a esta velocidad de reacción se llama i_{corr} y, por consiguiente, es igual a la velocidad de disolución del cinc o corrosión.

Así cuando un metal se corroe por el cortocircuito debido a la acción de celdas galvánicas microscópicas, las reacciones netas de oxidación y reducción se producen sobre la superficie del metal. Los potenciales de las regiones anódica y catódica locales no son mayores en el equilibrio; lo que hacen es cambiar los potenciales para alcanzar un valor intermedio constante de E_{corr} . El desplazamiento de los potenciales de electrodo desde sus valores de equilibrio a un potencial constante de algún valor intermedio y la creación de un flujo de corriente neta llamada polarización.

El montaje de la Ilustración 20 permite analizar las caídas de potencial, polarización del cátodo y ánodo de una forma separada. La necesidad del análisis de las causas de la polarización es obvia. Cuanto mayor es la polarización menor será I_{corr} y, por tanto, la masa que se corroe.

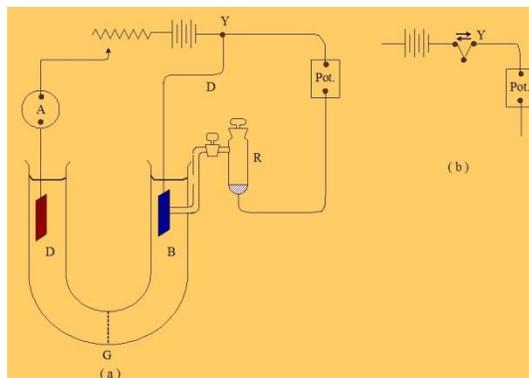


Ilustración 20 Medida de la polarización anódica y catódica.

Podemos modelizar para la polarización catódica y anódica de la forma:

$$E = E_c^0 - \log I_{\text{corr}} \text{ [Cátodo]}$$

$$E = E_a^0 + \log I_{\text{corr}} \text{ [Anodo]}$$

Pudiendo hallarse $\log I_{\text{corr}}$ del sistema anterior

3.1.3. Fuerza electromotriz

La fuerza electromotriz o voltaje inducido (FEM) es toda causa capaz de mantener una diferencia de potencial entre dos puntos de un circuito abierto o de producir una corriente eléctrica en un circuito cerrado. Es una característica de cada generador eléctrico.

3.1.3.1. Unidades de medida

El voltaje (también llamado diferencia de potencial o tensión) se define como el trabajo que el generador realiza para pasar por su interior la unidad de carga negativa del polo negativo al positivo, dividido por el valor en culombios de dicha carga, esto es: julios/culombio. Normalmente se mide en voltios (V) que equivale a julios entre culombio (J/C), pero estas son unidades derivadas del sistema internacional.

En el sistema internacional sus unidades básicas son metro cuadrado por kilogramo partido por segundo al cubo por amperio: $\text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-3} \cdot \text{A}^{-1}$.

$$1V = 1 \frac{J}{C}$$

Ecuación 9

- V – Voltaje Diferencia de Potencial
- J – Julios de Energía
- C – Columbio de Carga

La diferencia de potencial entre dos electrodos de una celda voltaica proporciona la fuerza motriz que empuja los electrones a través del circuito externo. Por

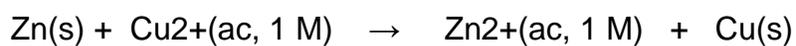
consiguiente, llamamos a esta diferencia de potencial fuerza electromotriz (que causa movimiento de electrones), o FEM.

La FEM de una celda, que se denota como E_{celda} , se conoce como potencial de celda. Puesto que la E_{celda} se mide en voltios, solemos referirnos a ella como el voltaje de la celda.

Para cualquier reacción de celda que se lleva a cabo espontáneamente, como en una celda voltaica, el potencial de celda es positivo.

La FEM de una celda voltaica en particular depende de las reacciones específicas que se llevan a cabo en el cátodo y ánodo, la concentración de los reactivos y productos, y la temperatura. Enfocaremos nuestra atención en celdas que operan a 25 °C en condiciones estándar: concentración 1 M de reactivos y productos en solución y 1 atm de presión para los gases. En condiciones estándar la fem se llama FEM estándar o potencial estándar de la celda, y se denota como:

Para la celda voltaica de Zn/Cu, el potencial estándar de celda a 25 °C es 1,10 V:



$E_{\text{ocelda}} = 1,10 \text{ V}$.

3.2. Bases Legales

3.2.2.1. Disposiciones de la Constitución Política de los Estados Unidos Mexicanos

3.2.2.1.1. Artículo 4.

3.2.2.1.1.1. Párrafo sexto

Toda persona tiene derecho al acceso, disposición y saneamiento de agua para consumo personal y doméstico en forma suficiente, salubre, aceptable y asequible.

El Estado garantizará este derecho y la ley definirá las bases, apoyos y modalidades para el acceso y uso equitativo y sustentable de los recursos hídricos, estableciendo la participación de la Federación, las entidades federativas y los municipios, así como la participación de la ciudadanía para la consecución de dichos fines.

3.2.2.1.2. Artículo 27.

3.2.2.1.2.1. Párrafo primero

La propiedad de las tierras y aguas comprendidas dentro de los límites del territorio nacional, corresponde originariamente a la Nación, la cual ha tenido y tiene el derecho de transmitir el dominio de ellas a los particulares, constituyendo la propiedad privada.

3.2.2.1.3. Artículo 115.

Los Estados adoptarán, para su régimen interior, la forma de gobierno republicano, representativo, popular, teniendo como base de su división territorial y de su organización política y administrativa el Municipio Libre, conforme a las bases siguientes:

III. Los Municipios tendrán a su cargo las funciones y servicios públicos siguientes:

- a) Agua potable, drenaje, alcantarillado, tratamiento y disposición de sus aguas residuales;

3.2.2.1.4. Artículo 122.

Definida por el artículo 44 de este ordenamiento la naturaleza jurídica del Distrito Federal, su gobierno está a cargo de los Poderes Federales y de los órganos Ejecutivo, Legislativo y Judicial de carácter local, en los términos de este artículo.

La distribución de competencias entre los Poderes de la Unión y las autoridades locales del Distrito Federal se sujetará a las siguientes disposiciones:

G. Para la eficaz coordinación de las distintas jurisdicciones locales y municipales entre sí, y de éstas con la federación y el Distrito Federal en la planeación y ejecución de acciones en las zonas conurbadas limítrofes con el Distrito Federal, de acuerdo con el artículo 115, fracción VI de esta Constitución, en materia de asentamientos humanos; protección al ambiente; preservación y restauración del equilibrio ecológico; transporte, agua potable y drenaje; recolección, tratamiento y disposición de desechos sólidos y seguridad pública, sus respectivos gobiernos podrán suscribir convenios para la creación de comisiones metropolitanas en las que concurren y participen con apego a sus leyes. Las comisiones serán constituidas por acuerdo conjunto de los participantes. En el instrumento de creación se determinará la forma de integración, estructura y funciones.

A través de las comisiones se establecerán:

a) Las bases para la celebración de convenios, en el seno de las comisiones, conforme a las cuales se acuerden los ámbitos territoriales y de funciones respecto a la ejecución y operación de obras, prestación de servicios públicos o realización de acciones en las materias indicadas en el primer párrafo de este apartado;

b) Las bases para establecer, coordinadamente por las partes integrantes de las comisiones, las funciones específicas en las materias referidas, así como para la aportación común de recursos materiales, humanos y financieros necesarios para su operación; y

c) Las demás reglas para la regulación conjunta y coordinada del desarrollo de las zonas conurbadas, prestación de servicios y realización de acciones que acuerden los integrantes de las comisiones.

DECRETO por el que se Declara reformado el párrafo quinto y se adiciona un párrafo sexto recorriéndose en su orden los subsecuentes, al artículo 4o. de la Constitución Política de los Estados Unidos Mexicanos.

Publicado en el Diario Oficial de la Federación el 8 de febrero de 2012

3.2.2.2. Disposiciones de la Constitución Política del Estado De Jalisco

3.2.2.2.1. Artículo 79.

Los municipios, a través de sus ayuntamientos, tendrán a su cargo las siguientes funciones y servicios públicos:

I. Agua potable, drenaje, alcantarillado, tratamiento y disposición de sus aguas residuales;

II. Alumbrado público;

III. Aseo público, recolección, traslado, tratamiento y disposición final de los residuos de su competencia;

IV. Mercados y centrales de abastos;

V. Estacionamientos;

VI. Cementerios;

VII. Rastro;

VIII. Calles, parques y jardines, y su equipamiento;

IX. Seguridad pública, policía preventiva municipal y tránsito; y

X. Los demás que deban prestarse, según las condiciones territoriales y socioeconómicas de los municipios y lo permita su capacidad administrativa y financiera.

3.3. Hipótesis

3.3.1. Hipótesis 1

Se puede considerar que sin puente salino las reacciones se pueden llevar a cabo, siempre y cuando el electrolito contenga la suficiente acidez para hacer el flujo de electrones.

3.3.2 Hipótesis 2

El tamaño de los metales no determina el diferencial de potencial, así que se puede emplear un diseño más pequeño y de fácil transporte.

3.3.3. Hipótesis 3

La duración de la batería depende de la velocidad de corrosión del metal, la influencia ácida del electrolito y el peso de los metales; se considera utilizar un equilibrio adecuado para mantener un panel de tamaños aceptables con duración funcional continua de 15 días.

3.3.4 Bases Empíricas

El determinar la fundamentación de la investigación, nos centraremos más en el potencial energético que pueden ofrecer las aguas residuales, cabe señalar que el tratamiento electroquímico está clasificado como avanzado terciario. Quiere decir que no solo se han mostrado resultados positivos en cuestión del tratamiento del agua residual mientras se genera energía eléctrica.

Más el presente trabajo se enfocará en la variante de una celda electroquímica sin usos de un puente salino entre la conexión serie paralelo, sino que se utilizará las propiedades del agua residual, así como su capacidad de conducción de electrones

para sustituir los puentes salinos y generar el diferencial de potencial, fuerza electromotriz e intensidad de carga para su uso doméstico.

3.4. Competencias Aplicadas

3.4.1 Temario

1. Reacciones de Óxido-Reducción.
2. Número Atómico.
3. Puente Salino.
4. Mediciones de pH.
5. Balance Estequimétrico.
6. Balance de Materia y Energía.
7. Análisis y Caracterización de Aguas Residuales.
8. Mecánica de Fluidos.
9. Tratamiento de Aguas Residuales.
10. Conexión Serie.
11. Conexión Paralelo
12. Inversores.
13. Corriente Alterna.
14. Corriente Directa o Continua.
15. Voltaje.
16. Fuerza Electromotriz.
17. Diodos.
18. Cinética de Corrosión.
19. Ataque electroquímico.
20. Fenómenos de Transporte.
21. Estrategias de Minimización de Residuos Sólidos Urbanos.
22. Biorremediación de Aguas Residuales.
23. Gestión Integral de Residuos Sólidos Urbanos.
24. Valorización Energética de los Residuos.
25. Normatividad Ambiental aplicada al Tratamiento de las Aguas Residuales.
26. Electrocoagulación
27. Electroflotación

3.5. Celda galvánica

La celda galvánica o celda voltaica, denominada en honor de Luigi Galvani y Alessandro Volta respectivamente, es una celda electroquímica que obtiene la energía eléctrica a partir de reacciones redox espontáneas que tienen lugar dentro de la misma. Por lo general, consta de dos metales diferentes conectados por un puente salino, o semiceldas individuales separadas por una membrana porosa. Volta fue el inventor de la pila voltaica, la primera pila eléctrica. (Aramendia, 2014)

En el uso común, la palabra pila es una celda galvánica única y una batería propiamente dicha consta de varias celdas, conectadas en serie o paralelo.

3.5.1. Descripción

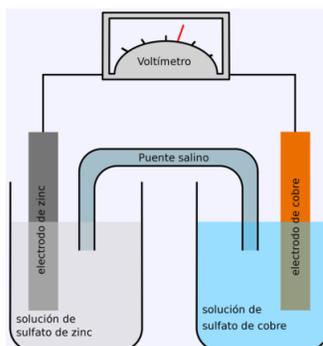
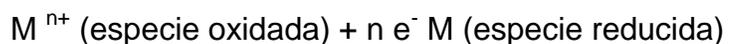


Ilustración 3 Esquema de una celda galvánica de Zn-Cu

Una celda galvánica consta de dos semipilas (denominadas también semiceldas o electrodos). En su forma más simple, cada semipila consta de un metal y una solución de una sal del metal. La solución de la sal contiene un catión del metal y un anión para equilibrar la carga del catión.

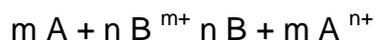
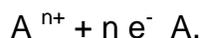
En esencia, la semipila contiene el metal en dos estados de oxidación, y la reacción química en la semipila es una reacción redox, escrita simbólicamente en el sentido de la reducción como:



En una pila galvánica un metal es capaz de reducir el catión del otro, y, por el contrario, el otro catión puede oxidar al primer metal. Las dos semipilas deben estar separadas físicamente de manera que las soluciones no se mezclen. Se utiliza un puente salino o una placa porosa para separar las dos soluciones. (Otero, 2006)

El número de electrones transferidos en ambas direcciones debe ser el mismo; así las dos semipilas se combinan para dar la reacción electroquímica global de la celda.

Para dos metales, A y B:



Esto no es toda la historia, ya que los aniones también deben ser transferidos de una semicelda a la otra. Cuando un metal se oxida en una semipila, deben transferirse aniones a la semipila para equilibrar la carga eléctrica del catión producido. Los aniones son liberados de la otra semipila cuando un catión se reduce al estado metálico. Por lo tanto, el puente salino o la membrana porosa sirven tanto para mantener las soluciones separadas como para permitir el flujo de aniones en la dirección opuesta al flujo de electrones en el cable de conexión de los electrodos.

El voltaje de la pila galvánica es la suma de los potenciales de las dos semipilas. Se mide conectando un voltímetro a los dos electrodos. El voltímetro tiene una resistencia muy alta, por lo que el flujo de corriente es realmente insignificante. Cuando un dispositivo como un motor eléctrico se conecta a los electrodos fluye una

corriente eléctrica y las reacciones redox se producen en ambas semipilas. Esto continuará hasta que la concentración de los cationes que se reducen se aproxime a cero.

Para la pila galvánica, representada en la *Ilustración 3.*, los dos metales son zinc y cobre, y las dos sales son los sulfatos del metal correspondiente. El zinc es el metal más reductor, de modo que, cuando un dispositivo se conecta a ambos electrodos, la reacción electroquímica es



El electrodo de zinc se disuelve y el cobre se deposita en el electrodo de cobre. Por definición, el cátodo es el electrodo donde tiene lugar la reducción (ganancia de electrones), por lo que el electrodo de cobre es el cátodo. El ánodo atrae cationes, que tienen una carga positiva, por lo que el ánodo es el electrodo negativo. En este caso el cobre es el cátodo y el zinc es el ánodo.

Las celdas galvánicas se usan normalmente como fuente de energía eléctrica. Por su propia naturaleza producen corriente. Por ejemplo, una batería de plomo y ácido contiene un número de celdas galvánicas. Los dos electrodos son efectivamente plomo y óxido de plomo. (Maya, 2002)

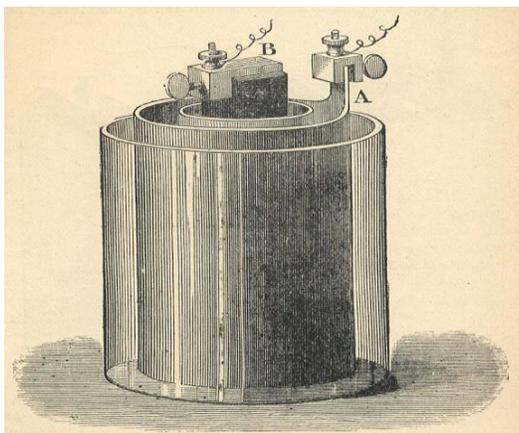


Ilustración 4 La pila de Bunsen, inventada por Robert Bunsen

3.6. Voltaje de la pila

El potencial eléctrico estándar de una pila puede determinarse utilizando una tabla de potenciales estándar para las dos semipilas involucradas. La primera etapa es identificar los dos metales que reaccionan en la celda.

A continuación se mira el potencial estándar de electrodo, en V, para cada una de las dos semirreacciones. El potencial estándar de la pila es igual al valor de E^0 más positivo menos el valor más negativo (o menos positivo) del otro E^0 . (B & N, 2018)

Por ejemplo, en la *Ilustración 1*, las soluciones son CuSO_4 y ZnSO_4 . Cada solución contiene una tira del metal correspondiente y un puente salino o disco poroso que conecta las dos soluciones y que permite que los iones SO_4^{2-} fluyan libremente entre las soluciones de cobre y zinc. A fin de calcular el potencial estándar de la celda se buscan las semirreacciones del cobre y del zinc, y se encuentra:



Por lo tanto, la reacción global es:



El potencial estándar de la reacción es entonces $0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$.

La polaridad de la celda se determina como sigue: el zinc metálico es reducido más fuertemente que el cobre metálico como muestra el hecho de que el potencial estándar de reducción para el zinc sea más negativo que para el cobre. Así, el zinc metálico cede electrones a los iones Cu^{2+} y quedan cargados positivamente.

3.7. Voltio

El voltio o volt por símbolo V, es la unidad derivada del Sistema Internacional para el potencial eléctrico, la fuerza electromotriz y la tensión eléctrica. Recibe su nombre en honor a Alessandro Volta, quien en 1800 inventó la pila voltaica, la primera batería química. (Educalingo, 2018)

3.7.1 Definición clásica

El voltio se define como la diferencia de potencial a lo largo de un conductor cuando una corriente de un amperio consume un vatio de potencia.

Así mismo, el voltio se define de forma equivalente como la diferencia de potencial existente entre dos puntos tales que hay que realizar un trabajo de 1 J para trasladar del uno al otro la carga de 1 C.

3.7.2. Definición estándar

El voltio estándar se define utilizando un oscilador de unión Josephson, cuya frecuencia de oscilación (extraordinariamente estable) viene dada por:

La relación entre la frecuencia y el voltaje a través de la unión, depende únicamente de las constantes fundamentales e (carga del electrón) y h (constante de Planck).

Para un microvoltio aplicado a la unión, la frecuencia es:

El voltio estándar se define como el voltaje necesario para producir una frecuencia de 483.597,9 GHz en un oscilador de unión Josephson.

3.7.3. Historia

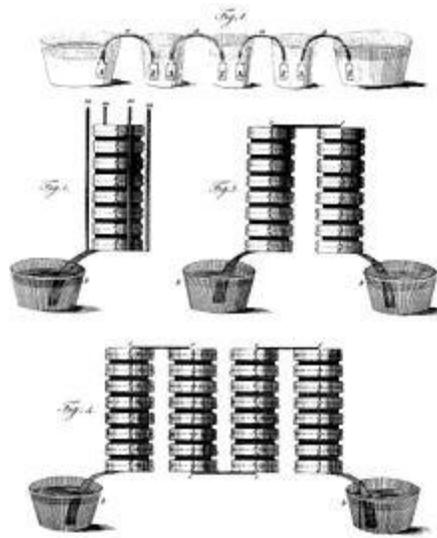


Ilustración 5 Pilas ideadas por Alessandro Volta

En 1800, como resultado de un desacuerdo profesional sobre la respuesta galvánica propugnada por Luigi Galvani, Alessandro Volta desarrolló su propia pila, que a la postre se convertiría en precursora de la batería, que produjo una corriente eléctrica constante. Volta había determinado la más eficaz manera de utilizar metales para producir electricidad, estos metales eran el zinc y la plata.

En la década de 1880, el Congreso Internacional de electricidad, ahora conocida como Comisión Electrotécnica Internacional (IEC), aprobó el voltio como unidad para medir la fuerza electromotriz. En ese momento, el voltio estaba definido como la diferencia de potencial a través de un conductor eléctrico cuando una corriente de

un amperio disipa un vatio de potencia. Antes de la evolución del sistema de medición de la tensión de voltaje estándar de Josephson, en los laboratorios el voltio de referencia se medía mediante baterías especiales debidamente calibradas y construidas al efecto. (Glosarios, 2016)

3.8. Analogía hidráulica

La analogía hidráulica se utiliza en muchas ocasiones para explicar el funcionamiento de los circuitos eléctricos: la corriente eléctrica se suele comparar con el agua en las tuberías. El voltaje se asemeja a la presión del agua, ya que en los fluidos esta presión es la que determina su velocidad; el fluido circulante se asemeja a la intensidad de los electrones en el circuito eléctrico. (Edumedia, 2018)

La corriente (en amperios), en la misma analogía, es una medida del caudal de agua que fluye a través de un determinado punto, y la potencia total se mide en vatios.

3.9. Reducción-Oxidación

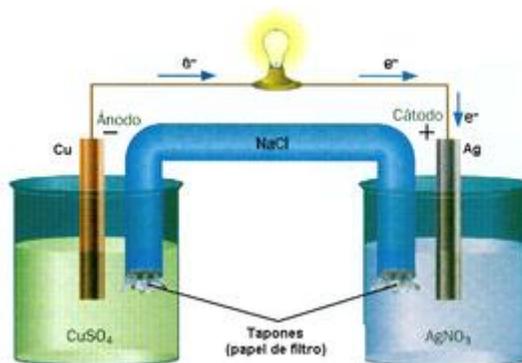


Ilustración 6 La pila Cu-Ag, un ejemplo de una reacción redox.



Ilustración 7 Trozo de metal oxidado (corroído)

Reacción de reducción-oxidación, de óxido-reducción o, simplemente, reacción redox, a toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación.

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

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

Cuando un elemento químico reductor cede electrones al medio, se convierte en un elemento oxidado, y la relación que guarda con su precursor queda establecida mediante lo que se llama un «par redox».

Análogamente, se dice que, cuando un elemento químico capta electrones del medio, este se convierte en un elemento reducido, e igualmente forma un par redox

con su precursor oxidado. Cuando una especie puede oxidarse, y a la vez reducirse, se le denomina anfótero, y al proceso de la oxidación-reducción de esta especie se le llama anfoterización.

3.10. Principio de electroneutralidad

El principio de electroneutralidad de Pauling corresponde a un método de aproximación para estimar la carga en moléculas o iones complejos; este principio supone que la carga siempre se distribuye en valores cercanos a 0 (es decir, -1, 0, +1).

Dentro de una reacción global redox, se da una serie de reacciones particulares llamadas semirreacciones o reacciones parciales.

La tendencia a reducir u oxidar a otros elementos químicos se cuantifica mediante el potencial de reducción, también llamado potencial redox. Una titulación redox es aquella en la que un indicador químico indica el cambio en el porcentaje de la reacción redox mediante el viraje de color entre el oxidante y el reductor.

3.11. Oxidación

La oxidación es una reacción química donde un elemento cede electrones, y por lo tanto aumenta su estado de oxidación.



Ilustración 8 Oxidación del Hierro.

Se debe tener en cuenta que en realidad una oxidación o una reducción es un proceso por el cual cambia el estado de oxidación de un compuesto. Este cambio no significa necesariamente un intercambio de iones. Implica que todos los compuestos formados mediante un proceso redox son iónicos, puesto que es en estos compuestos donde sí se da un enlace iónico, producto de la transferencia de electrones.

Por ejemplo, en la reacción de formación del cloruro de hidrógeno a partir de los gases dihidrógeno y dicloro, se da un proceso redox y sin embargo se forma un compuesto covalente. Estas dos reacciones siempre se dan juntas; es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce. Una cede electrones y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones *redox*.

La vida misma es un fenómeno redox. El oxígeno es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace), y sin embargo es muy electronegativo, casi tanto como el flúor.

La sustancia más oxidante que existe es el catión KrF^+ porque fácilmente forma Kr y F^+

Entre otras, existen el permanganato de potasio ($KMnO_4$), el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), el agua oxigenada (H_2O_2), el ácido nítrico (HNO_3), los hipohalitos y los halatos (por ejemplo el hipoclorito de sodio ($NaClO$) muy oxidante en medio alcalino y el bromato de potasio ($KBrO_3$)). El ozono (O_3) es un oxidante muy enérgico.

El nombre de "oxidación" proviene de que, en la mayoría de estas reacciones, la transferencia de electrones se da mediante la adquisición de átomos de oxígeno (cesión de electrones) o viceversa. Sin embargo, la oxidación y la reducción puede darse sin que haya intercambio de oxígeno de por medio: por ejemplo, la oxidación de yoduro de sodio a yodo mediante la reducción de cloro a cloruro de sodio

3.12. Reducción

En química, reducción es el proceso electroquímico por el cual un átomo o un ion ganan electrones. Implica la disminución de su estado de oxidación. Este proceso es contrario al de oxidación. Cuando un ion o un átomo se reducen presenta estas características:

- Actúa como agente oxidante.
- Es reducido por un agente reductor.
- Disminuye su estado o número de oxidación.

Ejemplo:

El ion hierro (III) puede ser reducido a hierro (II):

En química orgánica, la disminución de enlaces de átomos de oxígeno a átomos de carbono o el aumento de enlaces de hidrógeno a átomos de carbono se interpreta como una reducción.

Por ejemplo:

- El etino se reduce para dar eteno.
- El etanal se reduce a etanol.

3.13. Número de oxidación

La cuantificación de un elemento químico puede efectuarse mediante su número de oxidación. Durante el proceso de oxidación, el número de oxidación o también llamado estado de oxidación del elemento aumenta. En cambio, durante la reducción, el número de oxidación de la especie que se reduce disminuye. El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado. En un elemento puro todos los átomos son neutros, ya que estos no tiene carga y se le asigna el estado de oxidación 0.

3.13.1 El número de oxidación

- Aumenta si el átomo pierde electrones (el elemento químico que se oxida), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.
- Disminuye cuando el átomo gana electrones (el elemento químico que se reduce), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

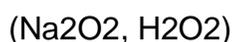
3.13.2. Reglas para asignar el número de oxidación

1. El número de oxidación de todos los elementos sin combinar es cero. Independientemente de la forma en que se representen.
2. El número de oxidación de las especies iónicas monoatómicas coincide con la carga del ion.

El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos, donde su número de oxidación es -1



El número de oxidación del oxígeno combinado es -2, excepto en los peróxidos, donde su número de oxidación es -1

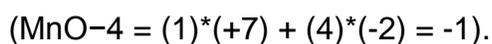


El número de oxidación en los elementos metálicos, cuando están combinados es siempre positivo y numéricamente igual a la carga del ion.

El número de oxidación de los halógenos en los hidrácidos y sus respectivas sales es -1, en cambio el número de oxidación del azufre en su hidrácido y respectivas sales es -2.

El número de oxidación de una molécula neutra es cero, por lo cual la suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen a una molécula neutra es cero.

La carga eléctrica total de una molécula no-neutra (no nula) se corresponde con la suma algebraica de los números de oxidación de todas las especies atómicas que la constituyen.



3.14. Puente salino

Un puente salino, en química, es un dispositivo de laboratorio utilizado para conectar las semiceldas de oxidación y reducción de una celda galvánica (o pila voltaica), un tipo de celda electroquímica. La función del puente salino es la de aislar los contenidos de las dos partes de la celda mientras se mantiene el contacto eléctrico entre ellas. Los puentes salinos por lo general vienen en dos tipos: tubo de vidrio y papel de filtro.

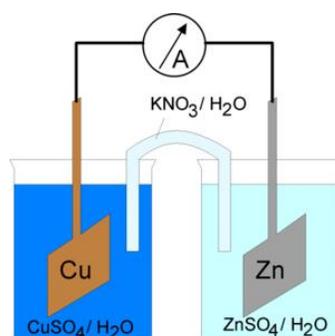


Ilustración 9 Celda electroquímica con puente salino de tubo de vidrio con KNO₃

3.14.1. Puentes salinos de tubo de vidrio

Este tipo de puentes salinos consisten en un tubo de vidrio en forma de U lleno de un electrólito relativamente inerte, normalmente se utilizan yoduro de potasio o sulfato de sodio, aunque el diagrama aquí ilustra el uso de una solución de nitrato de potasio. El electrólito es a menudo gelificado con agar-agar para ayudar a prevenir la mezcla de líquidos que de lo contrario podrían ocurrir. La conducción de electricidad desde una solución electrolítica a la otra ocurre por un desplazamiento de los iones positivos en el puente en una dirección (Na^+ o K^+) y de los iones negativos (SO_4^{-2} , NO_3^- o Cl^-).

La conductividad de un puente salino de tubo de vidrio, depende principalmente de la concentración de la solución electrolítica. Un aumento en la concentración por debajo

de la saturación aumenta la conductividad. Un contenido de electrolitos mayor que la saturación y un diámetro de tubo estrecho pueden ambos disminuir la conductividad.

3.14.2. Puentes salinos de papel filtro

El otro tipo de puentes salinos consiste en un papel de filtro, también empapado en un electrólito relativamente inerte, generalmente cloruro de potasio o cloruro de sodio, ya que son químicamente inertes. No se requiere ningún agente de gelificación ya que el papel de filtro proporciona un medio sólido para la conducción.

La conductividad de este tipo de puentes salinos depende de una serie de factores: de la concentración de la solución electrolítica, de la textura del papel de filtro y de la capacidad de absorción del papel de filtro.

En general, una textura más suave y una mayor absorción equivalen a una mayor conductividad. Un disco poroso o una barrera porosa de otro tipo entre las dos semiceldas se pueden utilizar en lugar de un puente salino, sin embargo, básicamente sirven para el mismo propósito.

3.14.3. Usos

Cuando los electrones salen de una semicelda de la pila galvánica y fluyen a la otra, se establece una diferencia de potencial entre ellas. Si no se utilizara un puente salino, esta diferencia de potencial evitaría el flujo de más electrones. Un puente salino permite el flujo de los iones para mantener un equilibrio en la carga entre los recipientes de la oxidación y la reducción mientras mantiene separado el contenido de cada uno. Con la diferencia de carga equilibrada, los electrones pueden fluir una vez más, y las reacciones de reducción y oxidación pueden continuar. En general, es preferible mantener las dos celdas separadas desde el punto de vista de la

eliminación de las variables en un experimento. Cuando no se permite el contacto directo entre los electrolitos, no es necesario tener en cuenta las posibles interacciones entre las especies iónicas.

La técnica permite, más concretamente, la libertad de elección de los iones en solución. Por ejemplo, una mezcla de dos cationes diferentes en la solución podría resultar en la reducción preferencial del no deseado para los fines del experimento. Con un puente salino, el catión deseado (átomos positivo) está aislado en un recipiente, mientras que el catión en el otro recipiente puede ser elegido para hacer el experimento más fácil, por ejemplo, utilizando una sal de la especie aniónica (negativa) más soluble, o más estable.

3.15. Celda electroquímica

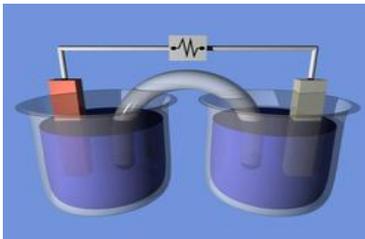


Ilustración 10 Un diagrama de celda electroquímica

Una celda electroquímica es un dispositivo capaz de obtener energía eléctrica a partir de reacciones químicas (o bien, de producir reacción química a través de la introducción de energía eléctrica, cuando se esté cargando la celda). Un ejemplo común de celda electroquímica es la pila (por ejemplo, la estándar de 1,5 voltios o la recargable de 1,2), que es una celda galvánica simple, mientras una batería eléctrica consta de varias celdas conectadas en serie o paralelo.

3.15.1. Tipos de celdas electro-químicas

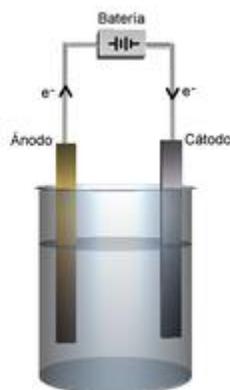


Ilustración 11 Celda electrolítica, mostrando los electrodos y la fuente de alimentación que genera la corriente eléctrica.

Hay dos tipos fundamentales de celdas y en ambas tiene lugar una reacción redox, y la conversión o transformación de un tipo de energía en otra:

- La celda galvánica o celda voltaica

Transforma una reacción química espontánea en una corriente eléctrica, como las pilas y baterías.

- La celda electrolítica

Transforma una corriente eléctrica en una reacción química de oxidación-reducción que no tiene lugar de modo espontáneo. En muchas de estas reacciones se descompone una sustancia química por lo que dicho proceso recibe el nombre de electrolisis. También se la conoce como celda electrolítica. A diferencia de la celda voltaica, en la celda electrolítica, los dos electrodos no necesitan estar separados, por lo que hay un sólo recipiente en el que tienen lugar las dos semirreacciones.

3.15.2. Las semiceldas o semirreacciones en una celda voltaica

Una celda galvánica o celda voltaica consta de dos semiceldas conectadas eléctricamente mediante un conductor metálico, y también mediante un puente salino. Cada semicelda consta de un electrodo y un electrolito.

Las dos semiceldas pueden utilizar el mismo electrolito, o pueden utilizar electrolitos diferentes. Las reacciones químicas en la celda pueden implicar al electrolito, a los electrodos o a una sustancia externa (como en las pilas de combustible que puede utilizar el hidrógeno gaseoso como reactivo). En una celda voltaica completa, las especies químicas de una semicelda pierden electrones (oxidación) hacia su electrodo mientras que las especies de la otra semicelda ganan electrones (reducción) desde su electrodo.

Un puente salino se emplea a menudo para proporcionar un contacto iónico entre las dos medias celdas con electrolitos diferentes, para evitar que las soluciones se mezclen y provoquen reacciones colaterales no deseadas.³ Este puente salino puede ser simplemente una tira de papel de filtro empapado en solución saturada de nitrato

de potasio. Otros dispositivos para lograr la separación de las disoluciones son vasijas porosas y disoluciones gelificadas. Un recipiente poroso se utiliza en la pila de Bunsen (derecha).

También se les denomina semirreacciones pues en cada una de ellas tiene lugar una parte de la reacción redox:

- La pérdida de electrones (oxidación) tiene lugar en el ánodo.
- La ganancia de electrones (reducción) en el cátodo.

3.15.3 Reacción de equilibrio

Cada semicelda tiene una tensión característica llamada potencial de semicelda o potencial de reducción. Las diferentes sustancias que pueden ser escogidas para cada semicelda dan lugar a distintas diferencias de potencial de la celda completa, que es el parámetro que puede ser medido.

No se puede medir el potencial de cada semicelda, sino la diferencia entre los potenciales de ambas. Cada reacción está experimentando una reacción de equilibrio entre los diferentes estados de oxidación de los iones; cuando se alcanza el equilibrio, la célula no puede proporcionar más tensión.

En la semicelda que está sufriendo la oxidación, cuanto más cerca del equilibrio se encuentra el ion/átomo con el estado de oxidación más positivo, tanto más potencial va a dar esta reacción.

Del mismo modo, en la reacción de reducción, cuanto más lejos del equilibrio se encuentra el ion/átomo con el estado de oxidación más negativo, más alto es el potencial.

3.15.4. Potenciales de electrodo

Los potenciales de pila tienen un rango posible desde 0 hasta 6 voltios.

Las pilas que usan electrolitos disueltos en agua generalmente tienen potenciales de celda menores de 2,5 voltios, ya que los oxidantes y reductores muy potentes, que se requerirían para producir un mayor potencial, tienden a reaccionar con el agua.

3.16. Tipos de celdas galvánicas

Las celdas o células galvánicas se clasifican en dos grandes categorías:

- Las células primarias transforman la energía química en energía eléctrica, de manera irreversible (dentro de los límites de la práctica).

Cuando se agota la cantidad inicial de reactivos presentes en la pila, la energía no puede ser fácilmente restaurada o devuelta a la celda electroquímica por medios eléctricos.

- Las células secundarias pueden ser recargadas, es decir, que pueden revertir sus reacciones químicas mediante el suministro de energía eléctrica a la celda, hasta el restablecimiento de su composición original.

3.16.1. Celdas galvánicas primarias



Ilustración 12 Batería de ácido-plomo, de un automóvil.

Las celdas galvánicas primarias pueden producir corriente inmediatamente después de su conexión. Las pilas desechables están destinadas a ser utilizadas una sola vez y son desechadas posteriormente.

Las pilas desechables no pueden ser recargadas de forma fiable, ya que las reacciones químicas no son fácilmente reversibles y los materiales activos no pueden volver a su forma original.

Generalmente, tienen densidades de energía más altas que las pilas recargables, pero las células desechables no van bien en aplicaciones de alto drenaje con cargas menores de 75 ohmios (75Ω).

3.16.2. Celdas galvánicas secundarias



Ilustración 13 Batería de ácido-plomo, regulada por válvula de sellado, libre de mantenimiento.

Las celdas galvánicas secundarias deben ser cargadas antes de su uso; por lo general son ensambladas con materiales y objetos activos en el estado de baja energía (descarga). Las celdas galvánicas recargables o pilas galvánicas secundarias se pueden regenerar (coloquialmente, recargar) mediante la aplicación de una corriente eléctrica, que invierte las reacciones químicas que se producen durante su uso. Los dispositivos para el suministro adecuado de tales corrientes que regeneran las sustancias activas que contienen la pila o batería se llaman, de modo inapropiado, cargadores o recargadores.

La forma más antigua de pila recargable es la batería de plomo-ácido.

Esta celda electroquímica es notable, ya que contiene un líquido ácido en un recipiente sellado, lo cual requiere que la celda se mantenga en posición vertical y la zona de estar bien ventilada para garantizar la seguridad de la dispersión del gas hidrógeno producido por estas células durante la sobrecarga. La celda de plomo-ácido es también muy pesada para la cantidad de energía eléctrica que puede suministrar. A pesar de ello, su bajo costo de fabricación y sus niveles de corriente de gran aumento hacen que su utilización sea común cuando se requiere una gran capacidad (más de 10 A·h) o cuando no importan el peso y la escasa facilidad de manejo.



Ilustración 14 Batería de ácido-plomo con celdas de fieltro de vidrio absorbente, mostrando aparte los dos electrodos y, en medio, el material de vidrio absorbente que evita derrames del ácido.

Un tipo mejorado de la celda de electrolito líquido es la celda de plomo-ácido regulada por válvula de sellado (VRLA, por sus siglas en inglés), popular en la industria del automóvil como un sustituto para la celda húmeda de plomo-ácido, porque no necesita mantenimiento. La celda VRLA utiliza ácido sulfúrico inmovilizado como electrolito, reduciendo la posibilidad de fugas y ampliando la vida útil.

Se ha conseguido inmovilizar el electrolito, generalmente por alguna de estas dos formas:

- Celdas de gel que contienen un electrolito semi-sólido para evitar derrames.

- Celdas de fieltro de fibra de vidrio absorbente, que absorben el electrolito en un material absorbente realizado con fibra de vidrio especial.

Otras células portátiles recargables son (en orden de densidad de potencia y, por tanto, de coste cada vez mayores): celda de níquel-cadmio(Ni-Cd), celda de níquel metal hidruro (NiMH) y celda de iones de litio (Li-ion).

Por el momento, las celdas de ion litio tienen la mayor cuota de mercado entre las pilas secas recargables. Mientras tanto, las pilas de NiMH han sustituido a las de Ni-Cd en la mayoría de las aplicaciones debido a su mayor capacidad, pero las de NiCd siguen usándose en herramientas eléctricas, radios de dos vías, y equipos médicos.

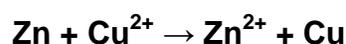
Batería de Níquel-Cadmio (Ni-Cd)	Batería de Níquel metal hidruro (NiMH)	Batería de ion litio (Li-ion)
		
Usada en cámaras de vídeo...	Usada en cámaras fotográficas y en pequeños dispositivos electrónicos	Usada en teléfonos móviles

Tabla 2 Ejemplos de Baterías Electroquímica

3.16.3. Celdas electrolíticas

El segundo gran tipo de celdas electroquímicas convierte la energía de una corriente eléctrica en la energía química de los productos de una reacción que no se da de modo espontáneo en las condiciones de trabajo de dicha celda. El voltaje de dicha corriente ha de ser mayor al que tendría la celda galvánica en la que se produjese el proceso inverso, por lo que también se deben conocer los potenciales de reducción.

Ejemplo: Los potenciales de reducción del cobre(II)/cobre y del zinc(II)/Zinc valen respectivamente +0,34 V y -0,76 V. Una pila o celda galvánica que aprovechara la reacción espontánea



Proporcionaría una fuerza electromotriz de +0,34 V -(-0,76 V)=1,10 voltios.



Ilustración 15 Aparato para electrolisis del agua y otras disoluciones con matracas para recogida de los gases liberados.

Si ahora queremos provocar la reacción contraria $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn}$ por ejemplo para depositar Zn sobre un objeto metálico, habremos de introducir una fuente de alimentación que genere una diferencia de potencial de más de 1,10 voltios.

Por tanto, en la célula electrolítica existe igualmente una reacción redox pero ahora está provocada por la energía eléctrica de las cargas que atraviesan la cuba. Aunque ahora existe un único recipiente, también existen dos semirreacciones, una en cada electrodo, pues en cada una de ellas tiene lugar una parte de la reacción redox:

- La pérdida de electrones (oxidación) tiene lugar en el ánodo.
- La ganancia de electrones (reducción) se produce en el cátodo.

3.17. Serie galvánica

La serie galvánica (o serie electro-potencial) determina el grado de nobleza o inercia química de los metales y semimetales. A la inversa, dicha serie mide la tendencia de dichos materiales para sufrir corrosión.

Cuando dos metales están sumergidos en un electrolito, a la vez que están conectados eléctricamente, el menos noble (base) experimentará una corrosión galvánica. La velocidad de corrosión galvánica se determina por el electrolito y la diferencia en la nobleza, que se puede apreciar en esta serie.

La diferencia de nobleza se puede cuantificar a partir de la diferencia de sus potenciales de corrosión. La reacción galvánica entre dos metales es una reacción redox y es el principio en que se basan las pilas.

Los metales más nobles aparecen en la parte superior y, puestos en contacto con otros que aparecen más abajo dentro de una disolución de electrolito, son capaces de corroerlos.

La siguiente es la serie galvánica para agua de mar estancada (es decir, con bajo contenido de oxígeno). El orden puede cambiar en diferentes ambientes.

- Grafito
- Paladio
- Platino
- Oro
- Plata
- Titanio
- Acero inoxidable 316 (pasivo)
- Acero inoxidable 304 (pasivo)
- Acero inoxidable 316 (activo)
- Monel 400
- Latón Almirantazgo
- Latón
- Latón chapado
- Latón amarillo
- Latón naval 464
- Uranio (8% Mo)
- Niobio (1% Zr)
- Wolframio o tungsteno
- Acero inoxidable 304 (activo)
- Tantalio
- Cromo chapado
- Níquel (pasivo)
- Cobre
- Níquel (activo)
- Hierro fundido
- Acero
- Plomo
- Estaño
- Aluminio
- Uranio (puro)
- Cadmio
- Recubrimiento de zinc (ver galvanización)
- Magnesio.

3.18. Corrosión galvánica

La corrosión galvánica es un proceso electroquímico en el que un metal se corroe al estar en contacto directo con un tipo diferente de metal (más noble) y ambos metales se encuentran inmersos en un electrolito o medio húmedo.

Por el contrario, una reacción galvánica se aprovecha en baterías y pilas para generar una corriente eléctrica de cierto voltaje. Un ejemplo común es la pila de carbono-zinc donde el zinc se corroe preferentemente para producir una corriente. La batería de limón es otro ejemplo sencillo de cómo los metales diferentes reaccionan para producir una corriente eléctrica.

Cuando dos o más diferentes tipos de metal entran en contacto en presencia de un electrolito, se forma una celda galvánica porque metales diferentes tienen diferentes potenciales de electrodo o de reducción.

El electrolito suministra el medio que hace posible la migración de iones por lo cual los iones metálicos en disolución pueden moverse desde el ánodo al cátodo. Esto lleva a la corrosión del metal anódico (el que tienen menor potencial de reducción) más rápidamente que de otro modo; a la vez, la corrosión del metal catódico (el que tiene mayor potencial de reducción) se retrasa hasta el punto de detenerse.

La presencia de electrolitos y un camino conductor entre los dos metales puede causar una corrosión en un metal que, de forma aislada, no se habría oxidado. Incluso un solo tipo de metal puede corroerse galvánicamente si el electrolito varía en su composición, formando una celda de concentración.



Ilustración 16 Corrosión de tornillo en la unión con otro metal, expuestos ambos a la humedad ambiental.

La corrosión galvánica es de gran interés para la industria marina. Son muy comunes las tablas con series galvánicas de metales en agua de mar, debido a la amplia utilización del metal en la construcción naval.

Es posible que la corrosión de la soldadura de plata en una tubería de agua salada pudiera haber causado un fallo que condujo al hundimiento del buque USS Thresher y la muerte de todos sus tripulantes.

3.18.1. Prevención de la corrosión galvánica

Hay varias maneras de reducir y prevenir este tipo de corrosión:

Una manera es aislar eléctricamente los dos metales entre sí. A menos que estén en contacto eléctrico, no puede haber una celda galvánica establecida. Esto se puede hacer usando plástico u otro aislante para separar las tuberías de acero para conducir agua de los accesorios metálicos a base de cobre, o mediante el uso de una capa de grasa para separar los elementos de aluminio y acero. El uso de juntas de material absorbente, que puedan retener líquidos, es a menudo contraproducente.

Las tuberías pueden aislarse con un recubrimiento para tuberías fabricado con materiales plásticos, o hechas de material metálico recubierto o revestido internamente. Es importante que el recubrimiento tenga una longitud mínima de unos 500 mm para que sea eficaz.



Ilustración 17 Corrosión por deterioro del revestimiento.

Otra forma es mantener a los metales secos y / o protegidos de los compuestos iónicos (sales, ácidos, bases), por ejemplo, pintando o recubriendo al metal protegido bajo plástico o resinas epoxi, y permitiendo que se sequen.

Revestir los dos materiales y, si no es posible cubrir ambos, el revestimiento se aplicará al más noble, el material con mayor potencial de reducción. Esto es necesario porque si el revestimiento se aplica sólo en el material más activo (menos noble), en caso de deterioro de la cubierta, habrá un área de cátodo grande y un área de ánodo muy pequeña, y el efecto en la zona será grande pues la velocidad de corrosión será muy elevada.

También es posible elegir dos metales que tengan potenciales similares. Cuanto más próximos entre sí estén los potenciales de los dos metales, menor será la diferencia de potencial y por lo tanto menor será la corriente galvánica. Utilizar el mismo metal para toda la construcción es la forma más precisa de igualar los potenciales y prevenir la corrosión.



Ilustración 18 Ánodos de sacrificio (aluminio) montados al vuelo en una estructura metálica de acero para prevenir la corrosión.

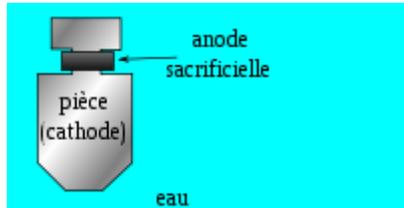
Las técnicas de galvanoplastia o recubrimiento electrolítico con otro metal (chapado) también puede ser una solución. Se tiende a usar los metales más nobles porque mejor resisten la corrosión: cromo, níquel, plata y oro son muy usados.

La protección catódica mediante ánodos de sacrificio

Se conecta el metal que queremos proteger con una barra de otro metal más activo, que se oxidará preferentemente, protegiendo al primer metal. Se utilizan uno o más ánodos de sacrificio de un metal que sea más fácilmente oxidable que el metal protegido. Los metales que comúnmente se utilizan para ánodos de sacrificio son el zinc, el magnesio y el aluminio.

Esto es habitual en los calentadores de agua y tanques de agua caliente de las calderas. La falta de regularidad al reemplazar los ánodos de sacrificio en los calentadores de agua disminuye severamente la vida útil del tanque. Las sustancias para corregir la dureza del agua (ablandadores) de agua tienden a degradar los ánodos de sacrificio y los tanques más rápidamente.

Ánodos de sacrificio para protección catódica



Esquema de protección de una pieza metálica mediante un ánodo de sacrificio unido a dicha pieza para prevenir la corrosión.



Ánodos de zinc para protección catódica de metales expuestos a la corrosión (tuberías y depósitos enterrados...).



Ánodo de sacrificio tras ejercer su función de protección.

Tabla 3 Ánodos de Sacrificio

Por ejemplo, consideremos un sistema compuesto por acero inoxidable 316 (un acero inoxidable de la serie 300, es una aleación muy noble lo que significa que es bastante resistente a la corrosión y tiene un alto potencial), y un acero dulce (un metal muy activo con menor potencial).

El acero dulce se corroerá en presencia de un electrolito, como el agua salada. Si se usa un ánodo de sacrificio (como una aleación de zinc, aleaciones de aluminio o magnesio), estos ánodos se corroerán, protegiendo a los otros metales. Esta es una práctica común en la industria marítima para proteger el equipamiento del buque. Barcos y buques que están en contacto con agua salada usan o bien aleaciones de zinc o de aluminio. Si los barcos están sólo en agua dulce, se utiliza una aleación de magnesio.

El magnesio tiene uno de los potenciales galvánicos más altos de todos los metales. Si se usa en una instalación expuesta al agua salada, como en un casco de un barco

de acero o de aluminio, las burbujas de hidrógeno que se forman debajo de la pintura causarán ampollas y descamación.

La protección catódica mediante una corriente eléctrica es otro ejemplo de protección contra la corrosión.

Una fuente de alimentación eléctrica de corriente continua se puede conectar para oponerse a la corriente galvánica corrosiva. Se emplea en estructuras grandes donde los ánodos galvánicos no pueden suministrar suficiente protección. (Véase sistema de protección catódica por corriente impresa)

Sistemas de protección catódica por corriente impresa		
<p>Esquema de protección catódica mediante corriente impresa para prevenir la corrosión de una pieza metálica.</p>	<p>Rectificador de protección catódica para generar una corriente continua opuesta a la diferencia de potencial entre metales, causa de la corrosión.</p>	<p>Esquema de un sistema de protección catódica por corriente impresa para proteger una tubería.</p>

Tabla 4 Sistemas de Protección Catódica por Corriente Impresa

Los barcos de metal conectados a una línea de electricidad en tierra normalmente tienen que tener el casco conectado a tierra por razones de seguridad. Sin embargo, el final de la conexión a tierra es probable que sea una varilla de cobre enterrada en el puerto deportivo, resultando una "batería" acero-cobre de alrededor de 1,1 V.

En tales casos, el uso de un aislante galvánico es esencial - típicamente 2 diodos en serie, para impedir cualquier flujo de corriente, mientras que la tensión aplicada sea inferior a 1,4 V (es decir, 0,7 V por diodo), pero permitiendo un flujo completo en caso de un fallo de la tierra. Se ha señalado que todavía habrá una fuga muy pequeña a través de los diodos que pueden dar lugar a una corrosión ligeramente más rápida de lo normal.

3.18.2. Factores que influyen en la corrosión galvánica

- El uso de una capa protectora entre metales diferentes evitará la reacción de los dos metales.
- Tamaño relativo de ánodo y cátodo: Esto se conoce como "efecto de la zona". Como es el ánodo el que se corroe más rápido, cuanto más grande sea el ánodo en relación con el cátodo, menor será la corrosión. Por el contrario, un ánodo pequeño y un cátodo grande hará que el ánodo se dañe fácilmente. La pintura y el revestimiento pueden alterar las zonas expuestas.
- La aireación del agua de mar. El agua pobremente aireada puede afectar a los aceros inoxidable, moviéndolos más hacia el final de una escala anódica galvánica.
- Grado de contacto eléctrico - Cuanto mayor es el contacto eléctrico, más fácil será el flujo de corriente galvánica.
- Resistividad eléctrica del electrolito - Al aumentar la resistividad del electrolito disminuye la corriente, y la corrosión se hace más lenta.⁵
- Rango de diferencia de potencial individual entre los dos metales: Es posible que los distintos metales podrían solaparse en su gama de diferencias de potencial individual. Esto significa que cualquiera de los metales podría actuar

como ánodo o cátodo dependiendo de las condiciones que afectan a los potenciales individuales.

- Cubierta del metal con organismos biológicos: Los limos que se acumulan en los metales pueden afectar a las zonas expuestas, así como la limitación de caudal de agua circulante, de la aireación, y la modificación del pH.
- Óxidos: Algunos metales pueden ser cubiertos por una fina capa de óxido que es menos reactivo que el metal desnudo. Limpiar el metal puede retirar esta capa de óxido y aumentar así la reactividad.
- Humedad: Puede afectar a la resistencia electrolítica y al transporte de iones.
- Temperatura: La temperatura puede afectar a la tasa de resistencia de los metales a otros productos químicos. Por ejemplo, las temperaturas más altas tienden a hacer que los aceros sean menos resistentes a los cloruros.
- Tipo de electrolito - La exposición de una pieza de metal a dos electrolitos diferentes (ya sean diferentes productos químicos o diferentes concentraciones del mismo producto) pueden causar que una corriente galvánica fluya por el interior del metal.

3.19. Compatibilidad galvánica

La compatibilidad de dos metales distintos puede predecirse por medio del "*índice anódico*". Este parámetro mide el voltaje electroquímico que se desarrolla entre el metal y el oro, tomado como electrodo de referencia. Para tener el voltaje relativo entre dos metales, basta con hacer la diferencia de sus índices anódicos.

Para ambientes normales, tales como almacenes u otros ambientes interiores sin control de temperatura y humedad, la diferencia de los índices anódicos no debería

ser superior a 0,25 V. En ambientes interiores con temperatura y humedad controladas, puede tolerarse hasta 0,50 V. Para ambientes más duros, tales como intemperie, alta humedad, y ambientes salinos, la diferencia no debería superar 0,15 V. Así, por ejemplo, los índices del oro y la plata difieren en 0,15 V, y por tanto serían compatibles para este tipo de ambientes.

A menudo, cuando el diseño requiere que metales diferentes estén en contacto, se gestiona la compatibilidad galvánica entre ellos mediante los acabados y el revestimiento. El acabado y el recubrimiento seleccionado facilitan que los materiales disímiles estén en contacto y protegen así a los materiales de base de la corrosión.

3.19.1. Compatibilidad entre acero galvanizado y aluminio

¿Se pueden poner en contacto el acero galvanizado y el aluminio o están sujetos a la corrosión galvánica?

Por teoría, experimentos y práctica, estos dos materiales son definitivamente compatibles.

1. La teoría predice que el aluminio y el acero galvanizado son compatibles. El zinc (recubrimiento del acero) y el aluminio están adyacentes el uno junto al otro en la escala de galvanizado. La presencia del aluminio acoplado con el acero galvanizado incrementa la densidad actual (rango de corrosión) del zinc solo del 0.1% al 1% (el aluminio es el cátodo, o el lado protegido del par) Este incremento en el rango de corrosión del zinc es insignificante, y por lo tanto, el contacto entre el aluminio y el acero galvanizado no acelera significativamente la corrosión de ninguno de los dos materiales.

2. Las pruebas experimentales confirman la teoría. Por ejemplo, Doyle y Wright muestran que el grado de corrosión del aluminio no se incrementa al estar en contacto con el acero galvanizado. Por ello concluyen que el zinc es muy compatible con el aluminio en todos los ambientes, y en varios casos incluso mostrando que el aluminio estaba siendo protegido catódicamente por el zinc.
3. La normativa ha incorporado estos resultados. Por ejemplo, la Asociación del Aluminio, en su código estructural, establece que no hay necesidad de separar o pintar las superficies de acero galvanizado que estén en contacto con el aluminio.
4. Muchas estructuras y componentes en el último medio siglo atestiguan lo anterior. El revestimiento de aluminio es frecuentemente fijado a estructuras de acero galvanizado y muy a menudo se utilizan tornillos con recubrimiento de zinc. La mayoría de las estructuras exteriores de tribunas de estadios en Norte América están hechas de una estructura galvanizada en la que se fijan pisos o asientos de aluminio. Y también un número incontable de conectores de sistemas de conexión en servicio en todo el mundo han sido fabricados uniendo tubos de acero galvanizado exitosa y permanentemente.

3.20. Corrosión y acero galvanizado



Ilustración 19 Este soporte de batería de contadores de agua, ha tenido que sustituir al original a los 4 años de uso, por estar conectado a una tubería de cobre del edificio (0,85 V de diferencia de potencial, ver el punto de corrosión abajo a la izquierda),

Generalmente el acero galvanizado se comporta bien en contacto con los metales más habituales en la construcción cuando se encuentran expuestos a la atmósfera, siempre que la relación superficial entre el acero galvanizado y el otro metal sea alta. Por el contrario, en condiciones de inmersión el riesgo de ataque por corrosión bimetalica se incrementa de forma significativa, por lo que normalmente es necesario utilizar algún tipo de aislamiento entre ambos metales.

Los recubrimientos galvanizados son más resistentes a la corrosión atmosférica y a la corrosión provocada por el agua, porque los productos de corrosión del zinc que se forman en tales medios, normalmente carbonatos básicos de zinc hidratados, son insolubles, adherentes y poco porosos, y constituyen una capa de pasivación que aísla eficazmente el recubrimiento galvanizado del contacto con el medio ambiente agresivo.

3.20.1. Comportamiento

Cobre. Dada la gran diferencia de potencial entre el acero galvanizado y el cobre o las aleaciones de este metal, se recomienda siempre el aislamiento eléctrico de los dos metales, incluso en condiciones de exposición a la atmósfera. Donde sea

posible, el diseño debe además evitar que el agua o las condensaciones de humedad escurran desde el cobre sobre los artículos galvanizados, ya que el cobre disuelto en forma iónica podría depositarse sobre las superficies galvanizadas y provocar la corrosión del zinc.

Por este mismo motivo, en las conducciones de agua no deben mezclarse tramos de tuberías de cobre y de acero galvanizado (aunque se utilicen elementos de aislamiento eléctrico en las uniones de ambos tipos de tuberías), especialmente si los tramos de cobre se colocan delante de los de acero galvanizado y, por tanto, el flujo de agua pasa principalmente por las tuberías de cobre.

Aluminio. El riesgo de corrosión bimetálica debida al contacto entre el acero galvanizado y el aluminio en la atmósfera es relativamente bajo.

Conviene recordar que una aplicación frecuente en la que se usan conjuntamente estos dos metales son los revestimientos con paneles de aluminio montados sobre una subestructura de perfiles de acero galvanizado. En estos casos es aconsejable aunque no imprescindible, aislar ambos metales, debido a la gran superficie de los paneles de aluminio en relación con la de los perfiles en contacto.

Plomo. La posibilidad de corrosión bimetálica con el plomo es baja en una exposición a la atmósfera. No se han detectado problemas en aplicaciones tales como el uso de tapajuntas de plomo con productos o recubrimientos de zinc, o en la utilización de plomo para fijar postes o elementos estructurales galvanizados.

Acero inoxidable. El uso más habitual del acero inoxidable en contacto con acero galvanizado es en forma de tornillos y tuercas en condiciones de exposición a la

atmósfera Este tipo de uniones no suelen ser muy problemáticas, debido al bajo par galvánico que se establece entre ambos metales y a la elevada relación superficial entre el metal anódico (acero galvanizado) y el catódico (acero inoxidable). No obstante, en medios de elevada conductividad (humedad elevada o inmersión en agua) es recomendable disponer un aislamiento entre las superficies en contacto de ambos metales (p.e. arandelas de plástico o neopreno y casquillos o cintas aislantes).

Índice anódico	
Metal	Índice (V)
Oro, sólido y chapado en oro, aleación de oro y platino	0,00
Rodio chapado sobre cobre plateado	0,05
Plata, sólida o chapada, metal monel. Aleaciones de cobre ricas en níquel	0,15
Níquel, sólido y chapado, titanio y sus aleaciones, Monel	0,30
Cobre, sólido y chapado; latones o bronces de bajo grado; soldadura de plata, aleaciones de cobre-níquel de alto grado para plateado, aleaciones de níquel-cromo	0,35
Latón y bronces	0,40
Latones de alto grado y bronces	0,45
Aceros resistentes a la corrosión, tipo 18% de cromo	0,50
Cromo chapado (cromado); estaño chapado (estañado); Aceros resistentes a la corrosión, tipo 12% de cromo	0,60

Tabla 5.1 Índice Anódico

Hojalata, soldadura de estaño y plomo	0,65
Plomo, sólido o chapado, aleaciones de plomo de alto grado	0,70
Aluminio forjado serie 2000	0,75
Hierro forjado, de color gris o maleable, al carbono y aceros de baja aleación	0,85
Aluminio, aleaciones forjadas que no sean aluminio serie 2000, aleaciones de fundición del tipo de silicio	0,90
Aluminio, aleaciones distintas de las de silicio, cadmio, níquelado y cromado	0,95
Chapa de zinc (galvanizado por baño fundido); acero galvanizado	1,20
Zinc (forjado); aleaciones de zinc (vaciado); zinc (chapado)	1,25
Magnesio & aleaciones con base de magnesio, fundido o forjado	1,75
Berilio	1,85

Tabla 6.1 Índice Anódico

3.21. Corriente continua

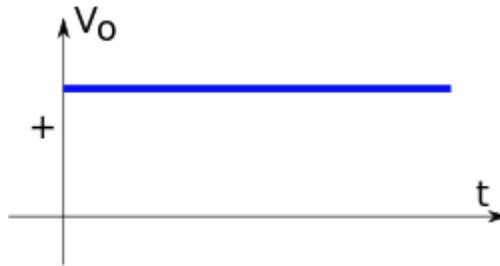


Ilustración 20 Representación de la tensión en corriente continúa.

La corriente continua se refiere al flujo continuo de carga eléctrica a través de un conductor entre dos puntos de distinto potencial, que no cambia de sentido con el tiempo. (Area Tecnologia, 2016) A diferencia de la corriente alterna, en la corriente continua las cargas eléctricas circulan siempre en la misma dirección. Aunque comúnmente se identifica la corriente continua con una corriente constante, es continua toda corriente que mantenga siempre la misma polaridad, así disminuya su intensidad conforme se va consumiendo la carga (por ejemplo cuando se descarga una batería eléctrica).

También se dice corriente continua cuando los electrones se mueven siempre en el mismo sentido, el flujo se denomina corriente continua y va (por convenio) del polo positivo al negativo.

3.21.1. Conversión de corriente alterna en continua

Muchos aparatos necesitan corriente continua para funcionar, sobre todos los que llevan electrónica (equipos audiovisuales, ordenadores, etc). Para ello se utilizan fuentes de alimentación que rectifican y convierten la tensión a una adecuada.

Este proceso de rectificación, se realiza mediante dispositivos llamados rectificadores, antiguamente basados en el empleo de tubos de vacío y actualmente, de forma casi general incluso en usos de alta potencia, mediante diodos semiconductores o tiristores.

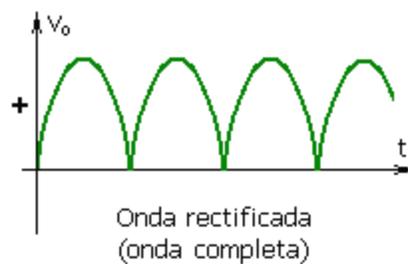


Ilustración 21 Tensión de salida de un rectificador de onda completa.



Ilustración 22 Filtrado para atenuar el rizado de la tensión rectificada mediante un condensador, conformando un circuito RC (filtro de condensador).

3.22. Polaridad

Generalmente los aparatos de corriente continua no suelen incorporar protecciones frente a un eventual cambio de polaridad, lo que puede acarrear daños irreversibles en el aparato. Para evitarlo, y dado que la causa del problema es la colocación inadecuada de las baterías, es común que los aparatos incorporen un diagrama que muestre cómo deben colocarse; así mismo, los contactos se distinguen empleándose convencionalmente un muelle metálico para el polo negativo y una placa para el polo positivo.

En los aparatos con baterías recargables, el transformador - rectificador tiene una salida tal que la conexión con el aparato sólo puede hacerse de una manera, impidiendo así la inversión de la polaridad. En la norma sistemática europea el color negro corresponde al negativo y el rojo al positivo.

En los casos de instalaciones de gran envergadura, por ejemplo, centrales telefónicas y otros equipos de telecomunicación, donde existe una distribución centralizada de corriente continua para toda la sala de equipos se emplean elementos de conexión y protección adecuados para evitar la conexión errónea de polaridad.

3.23. Diodo

Un diodo es un componente electrónico de dos terminales que permite la circulación de la corriente eléctrica a través de él en un solo sentido. (Orisov, 1989). Este término generalmente se usa para referirse al diodo semiconductor, el más común en la actualidad; consta de una pieza de cristal semiconductor conectada a dos terminales eléctricos.

El *diodo de vacío* (que actualmente ya no se usa, excepto para tecnologías de alta potencia) es un tubo de vacío con dos electrodos: una lámina como ánodo, y un cátodo.

De forma simplificada, la curva característica de un diodo (I-V) consta de dos regiones: por debajo de cierta diferencia de potencial, se comporta como un circuito abierto (no conduce), y por encima de ella como un circuito cerrado con una resistencia eléctrica muy pequeña. Debido a este comportamiento, se les suele denominar *rectificadores*, ya que son dispositivos capaces de suprimir la parte

negativa de cualquier señal, como paso inicial para convertir una corriente alterna en corriente continua. Su principio de funcionamiento está basado en los experimentos de Lee De Forest.

3.24. Inversor

La función de un inversor es cambiar un voltaje de entrada de corriente continua a un voltaje simétrico de salida de corriente alterna, con la magnitud y frecuencia deseada por el usuario o el diseñador. (Robredo, 2009). Los inversores se utilizan en una gran variedad de aplicaciones, desde pequeñas fuentes de alimentación para computadoras, hasta aplicaciones industriales para controlar alta potencia. Los inversores también se utilizan para convertir la corriente continua generada por los paneles solares fotovoltaicos, acumuladores o baterías, etc, en corriente alterna y de esta manera poder ser inyectados en la red eléctrica o usados en instalaciones eléctricas aisladas.



Ilustración 23 Un inversor solar instalado en una planta de conexión a red en Speyer, Alemania.

3.24.1. Funcionamiento

Un inversor simple consta de un oscilador que controla a un transistor, el cual se utiliza para interrumpir la corriente entrante y generar una onda rectangular.

Esta onda rectangular alimenta a un transformador que suaviza su forma, haciéndola parecer un poco más una onda senoidal y produciendo el voltaje de salida necesario.

La forma de onda de salida del voltaje de un inversor ideal debería ser sinusoidal. Una buena técnica para lograr esto es utilizar la técnica de PWM logrando que la componente principal senoidal sea mucho más grande que las armónicas superiores.

Los inversores más eficientes utilizan varios artificios electrónicos para tratar de llegar a una onda que simule razonablemente a una onda senoidal en la entrada del transformador, en vez de depender de éste para suavizar la onda.

Se pueden clasificar en general en dos tipos:

- Inversores monofásicos
- Inversores trifásicos.

Se pueden utilizar condensadores e inductores para suavizar el flujo de corriente desde y hacia el transformador.

Además, es posible producir una llamada "onda senoidal modificada", la cual se genera a partir de tres puntos: uno positivo, uno negativo y uno de tierra. Una circuitería lógica se encarga de activar los transistores de manera que se alternen adecuadamente. Los inversores de onda senoidal modificada pueden causar que ciertas cargas, como motores, por ejemplo; operen de manera menos eficiente.

Los inversores más avanzados utilizan la modulación por ancho de pulsos con una frecuencia portadora mucho más alta para aproximarse más a la onda seno o modulaciones por vectores de espacio mejorando la distorsión armónica de salida.

También se puede predistorsionar la onda para mejorar el factor de potencia ($\cos \Phi$).

3.25. Corriente alterna

Corriente alterna (abreviada CA en español y AC en inglés, de *alternatingcurrent*) se denomina a la corriente eléctrica en la que la magnitud y el sentido varían cíclicamente. (Robert L. Boylestad, 1989) La forma de oscilación de la corriente alterna más comúnmente utilizada es la oscilación senoidal con la que se consigue una transmisión más eficiente de la energía, a tal punto que al hablar de corriente alterna se sobrentiende que se refiere a la corriente alterna senoidal. Sin embargo, en ciertas aplicaciones se utilizan otras formas de oscilación periódicas, tales como la triangular o la cuadrada.

Utilizada genéricamente, la CA se refiere a la forma en la cual la electricidad llega a los hogares y a las industrias. Sin embargo, las señales de audio y de radio transmitidas por los cables eléctricos, son también ejemplos de corriente alterna. En estos usos, el fin más importante suele ser la transmisión y recuperación de la información codificada (o modulada) sobre la señal de la CA.

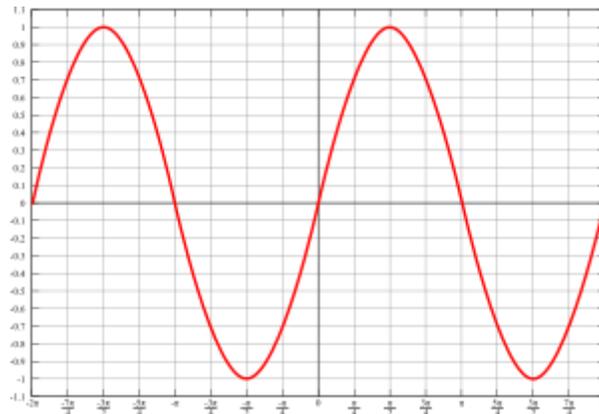


Ilustración 24 Forma sinusoidal.

3.25.1. Corriente alterna frente a corriente continua

La razón del amplio uso de la corriente alterna viene determinada por su facilidad de transformación, cualidad de la que carece la corriente continua. En el caso de la corriente continua, la elevación de la tensión se logra conectando dínamos en serie, lo que no es muy práctico; al contrario, en corriente alterna se cuenta con un dispositivo, el transformador, que permite elevar la tensión de una forma eficiente. (Robredo, 2009) La energía eléctrica viene dada por el producto de la tensión, la intensidad y el tiempo. Dado que la sección de los conductores de las líneas de transporte de energía eléctrica depende de la intensidad, mediante un transformador se puede elevar la tensión hasta altos valores (alta tensión), disminuyendo en igual proporción la intensidad de corriente. Con esto la misma energía puede ser distribuida a largas distancias con bajas intensidades de corriente y, por tanto, con bajas pérdidas por causa del efecto Joule y otros efectos asociados al paso de corriente, tales como la histéresis o las corrientes de Foucault.

Una vez en el punto de consumo o en sus cercanías, el voltaje puede ser de nuevo reducido para su uso industrial o doméstico y comercial de forma cómoda y segura.

3.26. Rectificador

En electrónica, un rectificador es el elemento o circuito que permite convertir la corriente alterna en corriente continua. (Robredo, 2009). Esto se realiza utilizando diodos rectificadores, ya sean semiconductores de estado sólido, válvulas al vacío o válvulas gaseosas como las de vapor de mercurio (actualmente en desuso). Dependiendo de las características de la alimentación en corriente alterna que emplean, se les clasifica en monofásicos, cuando están alimentados por una fase de la red eléctrica, o trifásicos cuando se alimentan por tres fases.

Atendiendo al tipo de rectificación, pueden ser de media onda, cuando sólo se utiliza uno de los semiciclos de la corriente, o de onda completa, donde ambos semiciclos son aprovechados.

El tipo más básico de rectificador es el rectificador monofásico de media onda, constituido por un único diodo entre la fuente de alimentación alterna y la carga.



Ilustración 25 Diodo Rectificador

3.26.1. Rectificación monofásica no controlada

La rectificación no controlada requiere un estudio previo de las necesidades, ya que el circuito rectificador tan solo funcionará de la forma correcta si todas las condiciones de contorno con las que se ha realizado el cálculo se cumplen. Es decir, tanto la tensión de entrada como la carga RL han de ser las especificadas.

3.26.2. Circuitos rectificadores de media onda

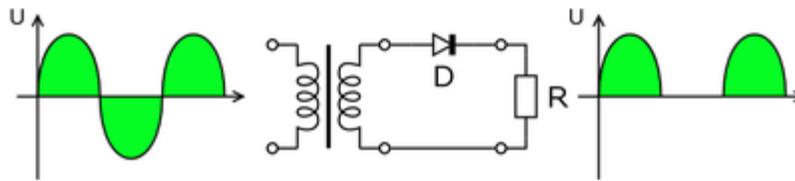


Ilustración 26 Circuito rectificador de media onda.

Es construido con un diodo ya que este puede mantener el flujo de corriente en una sola dirección, se puede utilizar para cambiar una señal de CA a una de CC. (Robert L. Boylestad, 1989). En la Ilustración 26. Se muestra un circuito rectificador de media onda. Cuando la tensión de entrada es positiva, el diodo se polariza en directo y se puede sustituir por un corto circuito. Si la tensión de entrada es negativa el diodo se polariza en inverso y se puede remplazar por un circuito abierto. Por tanto cuando el diodo se polariza en directo, la tensión de salida a través de la carga se puede hallar por medio de la relación de un divisor de tensión. Sabemos además que el diodo requiere 0.7 voltios para polarizarse, así que la tensión de salida está reducida en esta cantidad (este voltaje depende del material de la juntura del diodo).

Cuando la polarización es inversa, la corriente es cero, de manera que la tensión de salida también es cero. Este rectificador no es muy eficiente debido a que durante la mitad de cada ciclo la entrada se bloquea completamente desde la salida, perdiendo así la mitad de la tensión de alimentación. El voltaje de salida en este tipo de rectificador es aproximadamente 0.45 veces el voltaje eficaz de la señal de entrada (este 0.45 surge de calcular). La forma de onda que observamos a la salida se muestra en la Ilustración 26.

3.26.3. Circuitos rectificadores de onda completa

Un rectificador de onda completa convierte la totalidad de la forma de onda de entrada en una polaridad constante (positiva o negativa) en la salida, mediante la inversión de las porciones (semiciclos) negativas (o positivas) de la forma de onda de entrada. Las porciones positivas (o negativas) se combinan con las inversas de las negativas (positivas) para producir una forma de onda parcialmente positiva (negativa). (Robert L. Boylestad, 1989)

Rectificador de onda completa mediante dos diodos con transformador de punto medio

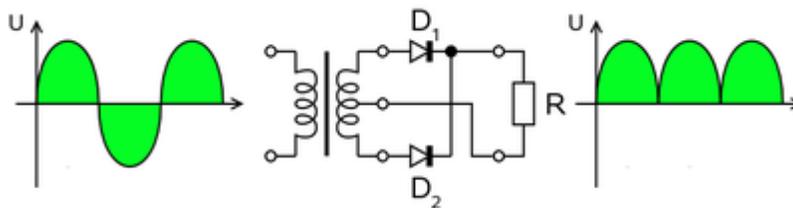


Ilustración 27 Circuito rectificador de K onda completa

El circuito, representado en la Ilustración 28, funciona como sigue:

El transformador convierte la tensión alterna de entrada en otra tensión alterna del valor deseado, esta tensión es rectificada durante el primer semiciclo por el diodo D1 y durante el segundo semiciclo por el diodo D2, de forma que a la carga R le llega una tensión continua pulsante muy impura ya que no está filtrada ni estabilizada.

En este circuito tomamos el valor de potencial 0 en la toma intermedia del transformador.

3.26.4. Rectificador de onda completa tipo puente doble de Graetz

Se trata de un rectificador de onda completa en el que, a diferencia del anterior, sólo es necesario utilizar transformador si la tensión de salida debe tener un valor distinto de la tensión de entrada. (Robert L. Boylestad, 1989).

En la Ilustración 28 está representado el circuito de un rectificador de este tipo.

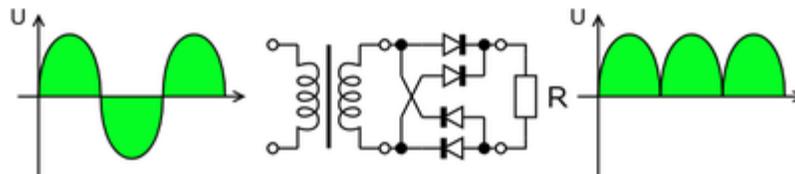


Ilustración 28 Rectificador de onda completa con puente de Graetz.

A fin de facilitar la explicación del funcionamiento de este circuito vamos a denominar D-1 al diodo situado más arriba y D-2, D-3 y D-4 a los siguientes en orden descendente.

Durante el semiciclo en que el punto superior del secundario del transformador es positivo con respecto al inferior de dicho secundario, la corriente circula a través del camino siguiente:

- Punto superior del secundario --> Diodo D-1 --> (+)Resistencia de carga R(-) --> Diodo D-4 --> punto inferior del secundario.
- En el semiciclo siguiente, cuando el punto superior del secundario es negativo y el inferior positivo lo hará por:
- Punto inferior del secundario --> Diodo D-2 --> (+)Resistencia de carga R (-) --> Diodo D-3 --> punto superior del secundario.

En este caso, vemos como circula corriente por la carga, en el mismo sentido, en los dos semiciclos, con lo que se aprovechan ambos y se obtiene una corriente

rectificada más uniforme que en el caso del rectificador de media onda, donde durante un semiciclo se interrumpe la circulación de corriente por la carga.

En ambos tipos de rectificadores de onda completa, la forma de onda de la corriente rectificada de salida, será la de una corriente continua pulsatoria, pero con una frecuencia de pulso doble de la corriente alterna de alimentación.

3.26.6. Rectificación monofásica controlada

Es un tipo de regulación mucho más complicada de implementar, pero proporciona un control total de la carga. El esquema de este tipo de rectificadores sería como el de los anteriormente expuestos, añadiendo entre la carga y la salida rectificada, de forma conceptual, un interruptor. (Robert L. Boylestad, 1989). Este 'interruptor' denominados tiristores (SCR) permitiría o cortar el paso de la señal dentro de un ángulo correspondiente entre 0 y 180 grados de la onda Senoidal, permitiendo un control de potencia dentro de esos ángulos de disparo.

Cabe añadir que la complejidad reside en el diseño del sistema de control, donde el 'interruptor' conceptual ha de ser sustituido por un circuito tan complicado como requiera el dispositivo.

3.26.6. Rectificador Síncrono

Hay aplicaciones en las que la caída de tensión directa en los diodos (V_F) causa que tengan una baja eficiencia, como el caso de algunos convertidores DC-DC.

Un rectificador síncrono sustituye los diodos por transistores MOSFET, gobernados por un circuito de control que los corta cuando la tensión entra en su ciclo negativo. (Robredo, 2009). Esta técnica tiene tres ventajas frente a los diodos:

No existe V_F en un MOSFET. Éste se comporta como una resistencia (R_{ON}) de modo que conduce con cualquier valor de tensión ($V>0$), mientras que un diodo necesita $V>V_F$, lo que es de suma importancia en circuitos alimentados a muy baja tensión.

CAPÍTULO IV

METODOLOGÍA

4.- Metodología

4.1. Antecedentes

Las primeras pruebas, iniciaron para la formulación del electrolito con una solución de sal comestible con agua, los metales a utilizar fueron aleaciones de zinc y aluminio, en este caso escuadras que se pueden conseguir en ferreterías, y pequeños trozos de un tubo de cobre.

Una sola celda producía un diferencial de potencial aceptable, 0.89 V. La corriente es de 0.05 mA. El objetivo de la prueba se cumplió al realizar una celda galvanizada sin un puente salino directo.

La primera prueba aplicable se demuestra al mover un motor de CA de 3 V. y unos pequeños Leds de Luz de 1.5 V.



Ilustración 29 Primera prueba

Al realizar la simulación se decidió almacenar la energía producida a un batería de celular.

4.2. Diseño

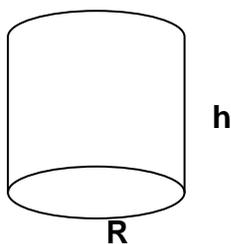
El panel electroquímico está fabricado con materiales captados del aprovechamiento de los residuos sólidos urbanos. Las propiedades electroquímicas nos permiten hacer un diseño más óptimo y pequeño, ya que el tamaño no influye en el voltaje de cada celda, eso depende de la electronegatividad de cada metal, la corriente depende del electrolito y en su defecto su nivel de acidez.

Por ello se decidió hacer un diseño según las necesidades del volumen de las aguas residuales que se deseen utilizar en el panel.

Para ello es importante realizar una optimización de un cilindro en función del volumen.

4.2.1 Optimización de un Cilindro

El volumen requerido para cada celda es de 400 ml.



$$V = (Ab)(h) \text{ Ecuación 10}$$

Ilustración 30. Cilindro para la reacción de la celda

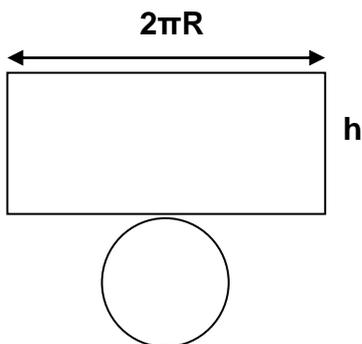


Ilustración 31. Diagrama de longitud del cilindro

Tenemos que encontrar el área del cilindro, esto quiere decir que tenemos que encontrar el área de la base (**Ab**) sumar el área lateral (**AL**).

El área lateral es el área de un rectángulo, para encontrarla tenemos que multiplicar la base por la altura, en este caso la base es la longitud de la circunferencia, por lo tanto la base será igual a **2πR**. Para encontrar el área de la base, es encontrar el área de la circunferencia que es multiplicar **πR²**

$$\mathbf{Ab = \pi R^2}$$

Ecuación 11

$$\mathbf{AL = (2\pi R)(h)}$$

Ecuación 12

$$\mathbf{AT = Ab + AL = \pi R^2 + (2\pi R)(h)}$$

Ecuación 13

Para encontrar el máximo y el mínimo de las medidas requeridas, necesitamos aplicar una derivada para encontrar la optimización del cilindro. Podemos derivar con respecto al radio (**R**). Sin embargo en el área total tenemos dos funciones, el radio y la altura por lo que tendremos que sustituir la altura por una ecuación que me deje todas las variables en función al radio, para ello requerimos usar la ecuación para encontrar el volumen del cilindro

$$\mathbf{V = (Ab)(h) \text{ al sustituir}}$$

Ecuación 10 en 11

$$\mathbf{V = (\pi R^2)(h)}$$

Ecuación 14

Recordemos que nuestro volumen es 400 ml al aplicar la conversión

$$400 \text{ ml} \left(\frac{0.001 \text{ cm}^3}{1 \text{ ml}} \right) = \mathbf{0.4 \text{ dm}^3}$$

Ecuación 15

Al plasmar el volumen en la ecuación nos queda

$$\mathbf{0.4 \text{ cm}^3 = (\pi R^2)(h)}$$

Ecuación 15 igualada a 14

Al despejar la altura

$$h = \frac{0.4 \text{ dm}^3}{\pi R^2}$$

Ecuación 16

Y al sustituir la altura de la ecuación del área total nos queda

$$AT = (2\pi R^2) + (2\pi R) \frac{1 \text{ dm}^3}{\pi R^2}$$

Ecuación 17

Al resolver y dividir las unidades nos queda

$$AT = (2\pi R^2) + \frac{2 \text{ dm}^3}{R}$$

Ecuación 18

Ahora la ecuación nos queda en función del radio, podemos aplicar la derivada

$$\frac{dAT}{dR}$$

$$\frac{d \left((2\pi R^2) + \frac{2 \text{ dm}^3}{R} \right)}{dR} = 4\pi R - \frac{2}{R^2}$$

Ecuación 19

Si igualamos el área a cero

$$0 = 2\pi R - \frac{2 \text{ dm}^3}{R^2}$$

Al despejar el radio nos queda

$$R = \sqrt[3]{\frac{1 \text{ dm}^3}{2\pi}} = 0.54 \text{ dm} = 5.4 \text{ cm}$$

Ecuación 20

Para encontrar la altura

$$h = \frac{0.4 \text{ dm}^3}{\pi * (0.5419 \text{ dm})^2} = 0.43 \text{ dm} = 4.3 \text{ cm}$$

Las dimensiones ideales para cada celda con un volumen de 400 ml son:

$$h = 4.3 \text{ cm}$$

$$R = 5.4 \text{ cm}$$

$$D = 10.8 \text{ cm}$$

4.2.2 Espacio del prototipo

Al definir un parámetro de medidas para cada cilindro o celda, podemos determinar las longitudes de la plataforma donde se pondrá el dispositivo. Construiremos un panel con 16 celdas.

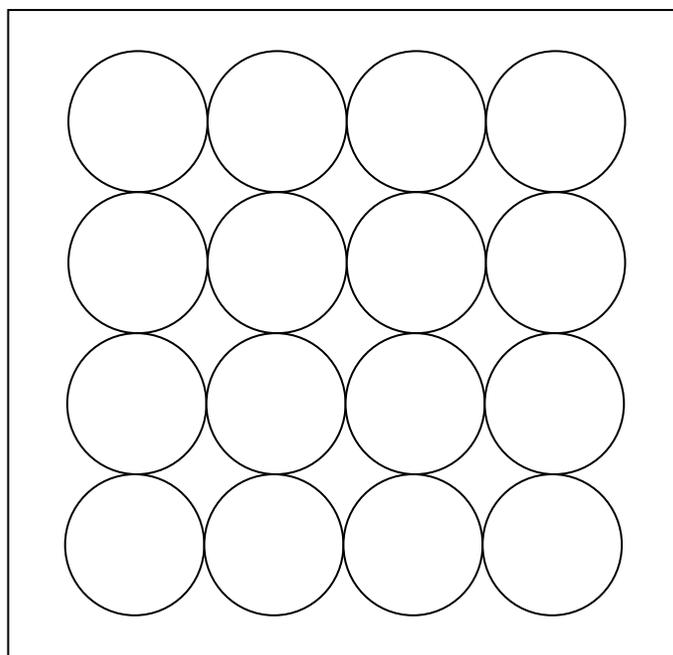


Ilustración 32. Diagrama de plano del panel electroquímico

Cada celda tiene un diámetro de 10.8 cm. En esta estructura cada espacio toma 43.2 cm por cada lado en un área aproximada de 1866 cm².

Por lo que realizaremos un panel con longitudes de 45 cm por cada lado, dando un área total del dispositivo de 2025 cm².

4.3 Muestra

La metodología que se adoptará para esta investigación es por muestreo cualitativo, debido a que el soporte de la efectividad de los resultados, así como el diseño, depende de factores como la cantidad de agua residual que se desea utilizar, el peso de los metales, y la energía obtenida a partir de los materiales requeridos.

4.4. Procedimiento y Descripción de las Actividades Realizadas

4.4.1 21 de Agosto de 2017 – 15 de Septiembre de 2017

4.4.1.1. 21 de Agosto - 25 de Agosto

En la semana uno comencé a familiarizarme con la planta de tratamiento de aguas residuales de SAPAZA, así como identificar y aprender todo el proceso de tratamiento que se emplea. En este trayecto me familiaricé con el laboratorio y las reglas internas, así como emplear los métodos de seguridad, para el cuidado de mi salud. En esta semana se me pidió realizar un prototipo capaz de aprovechar las aguas residuales para la generación de energía eléctrica, dirigida bien al uso de los sopladores o en su defecto al uso de oficinas. Previamente, fui a familiarizarme con las dos plantas de tratamiento, tomando fotos de todo el proceso industrial de ambas plantas.

4.4.1.2. 28 de Agosto - 1 de Septiembre

La semana dos empecé a tomar muestras de las aguas residuales, así como evaluar los parámetros y contenido de compuestos a su llegada a la planta, para detectar la composición de las aguas residuales y determinar que reacciones podía emplear para su aprovechamiento en el proyecto. En todo el proceso se trabajó en la planta número 1, de ahí se concluyó que el agua tenía altos compuestos de ácidos grasos, material fecal, y desperdicio sanitario.

4.4.1.3. 4 de Septiembre – 8 de Septiembre

La semana tres realicé análisis químico de las aguas residuales, experimentando con reactivos de Hidróxido de Sodio y Ácido Clorhídrico, para hacer al agua lo bastante ácida como para potenciar la corriente del panel electroquímico. Se me solicitó apoyo para el cuidado del laboratorio.

4.4.1.4. 11 de Septiembre – 15 de Septiembre

La semana cuatro, fue evaluar la capacidad energética del panel con la mezcla empleada. Sin previos cálculos de balance de materia y energía, solo se vio reflejado en las mediciones del amperímetro arrojando un diferencial potencial de 0.9 voltios y 220 mA.

4.4.2. 18 De Septiembre de 2017 – 13 de Octubre de 2017

4.4.2.1. 18 de Septiembre – 22 de Septiembre

En la semana cinco, al tener las primeras mediciones en el laboratorio comencé la investigación sobre métodos electroquímicos, así como su tratamiento y aplicación en las aguas residuales. La investigación arrojó métodos de baterías galvánicas, utilizando ánodos y cátodos.

4.4.2.2. 25 de Septiembre – 29 de Septiembre

La semana seis, fue ver modelos que se podrían aplicar, estudiando el potencial electroquímico del cobre y el zinc, así determinar el voltaje de cada celda, al obtener 0.98 voltios. Este avance generó la estrategia de conexión serie para aumentar el voltaje.

4.4.2.3. 2 de Octubre – 6 de Octubre

La semana siete, se comenzó a experimentar con diferentes fluidos para aumentar la corriente, pues al estudiar los efectos electroquímicos. Los resultados al principio eran

desalentadores. Se intentaron alrededor de 120 mezclas, todas con aguas residuales. La corriente nos daba entre 0.02 mA – 50 mA. Al punto de esta experimentación se tomó a considerar realizar una conexión serie-paralelo. Para mantener el voltaje y amplificar el amperaje.

4.4.2.3. 9 de Octubre -13 de Octubre

La semana ocho, se intento realizar una conexión serie-paralelo con un banco de baterías de 7 celdas cada una, para tener un voltaje de 4.7 voltios con 0.8 mA. Al realizar la conexión serie paralelo se obtuvo una descompensación en el voltaje, pero se duplicó la corriente. A partir de esta hipótesis se realizó más experimentos para poder cargar una batería de 12 voltios 100 A.

4.4.3. 16 de Octubre de 2017 – 17 de Noviembre de 2017

4.4.3.1. 16 de Octubre – 20 de Octubre

Se intentó encontrar la solución a cálculos para mejorar la corriente y el voltaje de las celdas. Los resultados eran algo complicados de interpretar, inclusive se pensó en que no era posible dicho experimentos.

4.4.3.2. 23 de Octubre – 27 de Octubre

La semana nueve, se empezó a diseñar un prototipo para la comodidad de su transporte durante el trayecto de mi hogar a la planta de tratamiento. La ventaja al estudiar el comportamiento de las baterías electroquímicas, fue darnos cuenta que el tamaño no afecta la corriente y el voltaje, esto se daba en apertura de hacer un dispositivo pequeño.

4.4.3.3. 30 de Octubre – 3 de Noviembre

La semana diez, se enfocó hacer funcionar el panel electroquímico. Bautizado así, por su semejanza a un panel solar. Se realizó un dispositivo de 30 celdas

interconectadas en serie, en ánodo y cátodo. Y cada panel se conectaría en paralelo para amplificar la corriente. Se crearon 2 dispositivos para este proyecto.

4.4.3.4. 6 de Noviembre - 10 de Noviembre

La semana once, medí el tiempo de duración del panel, así como la corrosión de los metales, el cálculo de durabilidad de la batería. Se concluyó que el tiempo de la batería es en función a la velocidad de la corrosión de los metales, quiere decir que el peso del metal influía mucho en el tiempo de vida útil del panel. Con ello se eligieron tamaños de 20g de cobre y 5g de zinc para tener una durabilidad de un mes.

4.4.3.5. 13 de Noviembre - 17 de Noviembre

La semana doce, se registraron los resultados de dejar la reacción por una semana, tomando valores de tiempo, corriente y voltaje.

4.4.4. 20 de Noviembre de 2017 – 15 de Diciembre de 2017

4.4.4.1. 20 de Noviembre - 24 de Noviembre

Se buscó una estrategia viable para implementarlo en la planta de tratamiento. Para los valores obtenidos se eligió utilizarlo para el alumbrado de la planta.

La semana trece, para estos puntos el material para el panel fue: 20g de cobre c/celda, 5g de zinc c/celda, 5ml de mezcla de agua residual + ácido clorhídrico + hidróxido de sodio. Aunque la relación porcentual fue H₂O 50%, HCL 35% y NaOH 15%. Aunque no estaba balanceada la mezcla, nos daba un pH de 0.98, casi era un súper ácido.

4.4.4.2. 27 de Noviembre - 1 de Diciembre

La semana catorce, se enfocó en realizar los cálculos de balance de materia y energía, y fue complicado determinar la cantidad de materia que entraba y los resultados arrojados en el balance, ya que producíamos gases, reacciones químicas, energía y residuos.

4.4.4.3. 4 de Diciembre - 8 de Diciembre

La semana quince, el panel electroquímico logró cargar la batería de 12v y 100 A, en un tiempo de 1 semana aproximadamente. Esto para almacenar la energía química del panel, de la batería se pasó a un inversor de 150 watts, ya que de la corriente directa, el inversor la transformó en corriente alterna. La misma que se requiere para los aparatos electrodomésticos y el alumbrado.

4.4.4.4. 11 de Diciembre - 15 de Diciembre

La semana dieciséis, se buscó implementar en lámparas de luz led para su uso, evaluar los parámetros y determinar la cantidad de paneles necesarios para alimentar el alumbrado público de la planta de tratamiento.

4.5. Manual de Construcción para Panel Electroquímico

Ahora construiremos un panel electroquímico con 16 celdas conectadas 8 y 8 en serie, para tener un voltaje estable para después interconectarlas en paralelo y amplificar la corriente.

4.5.1. Materiales o Instrumentación

- 4 metros de cobre
- 20 clavos, escuadras o tornillos galvanizados o con aleaciones de zinc
- 3 metros de cable
- 16 vasos de plástico
- 1 metro de alambre
- Un tabloide de madera de 30cmx30cm.
- Pinzas, Tijeras y Pegamento
- 4 Litros de Agua residual
- 1 litro de Agua Oxigenada
- 100 gramos de Cloruro de Sodio o (Sal comestible).

4.5.2. Procedimiento

1. Pelar y cortar todos los cables que nos servirán para las conexiones.
2. En el tabloide dibujar los puntos donde irán colocados simétricamente las celdas.
3. Pegar los vasos en cada sección asignada.
4. Cortar 16 piezas de cobre de 2cm de largo
5. Añadir en cada celda el cobre y el zinc ya el cable conectado.
6. En los 2 bancos de 8 celdas conectar en serie

7. Interconectar los 2 bancos de caldas en paralelo
8. Preparar la solución 1 litro de Agua 50% Agua Oxigenada y 50% Cloruro de Sodio
9. Añadir la solución en cada recipiente.

Una vez teniendo el panel, este deberá pasar por un milímetro para verificar el voltaje generado.

Si se desea utilizar el panel para uso doméstico, se tiene que añadir una batería para almacenar la energía y un inversor para transformar la corriente directa en corriente alterna.



Ilustración 33. Primer prototipo de presentación

CAPÍTULO V
ANÁLISIS Y SISTEMATIZACIÓN DE
RESULTADOS

5.- Análisis y Sistematización de Resultados.

5.1. Cantidad de Materiales Requeridos

Prototipo	Ánodo	Catodo	Agua Residual (ml)	Agua Oxigenada (ml)	HCL (ml)	NaOH (ml)	NaCl	Cartón (g)	Plastico (g)
Prototipo 1	Zinc	Cobre	1	500	500	20	20	3	4
Prototipo 2	Fierro	Bronce	1	500	0	0	20	20	4
Prototipo 3	Zinc	Cobre	1	500	0	0	20	20	4

Tabla 7. Cantidad de Materiales

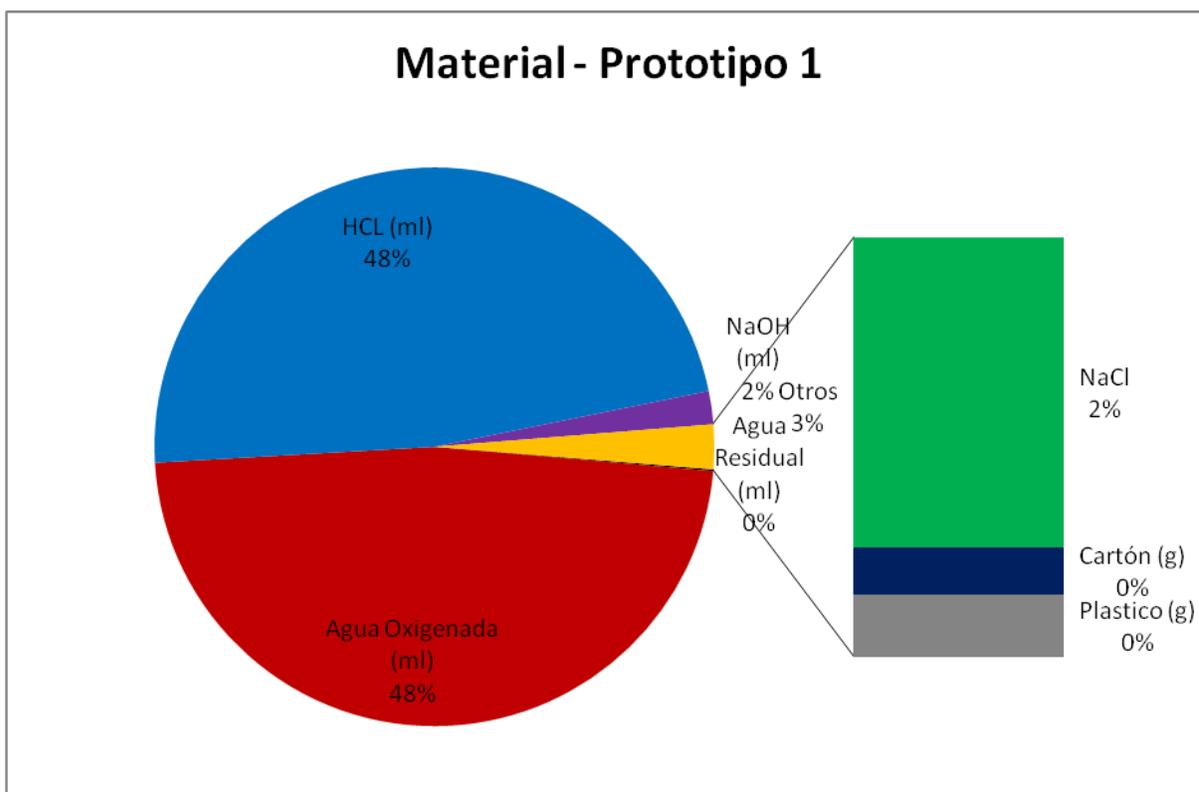


Tabla 8. Material - Prototipo 1

Material - Prototipo 2

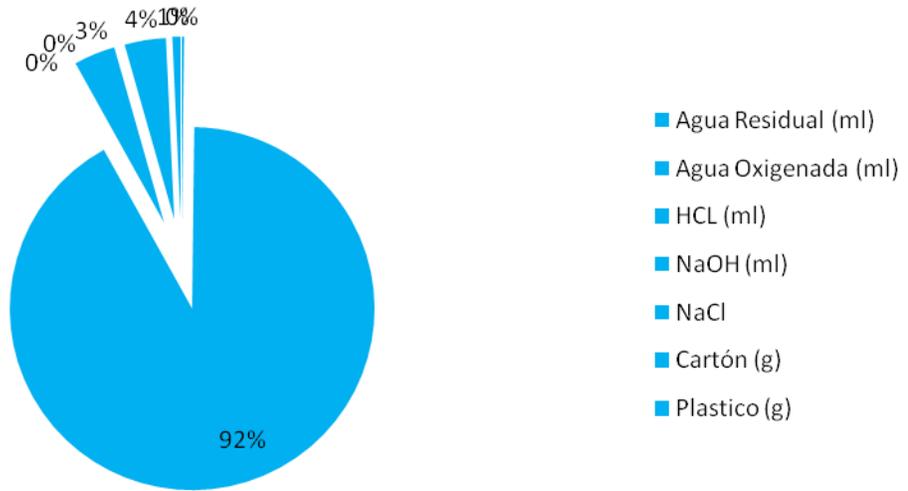


Tabla 9. Material - Prototipo 2

Material - Prototipo 3

- Agua Residual (ml)
- Agua Oxigenada (ml)
- HCL (ml)
- NaOH (ml)
- NaCl
- Cartón (g)
- Plastico (g)

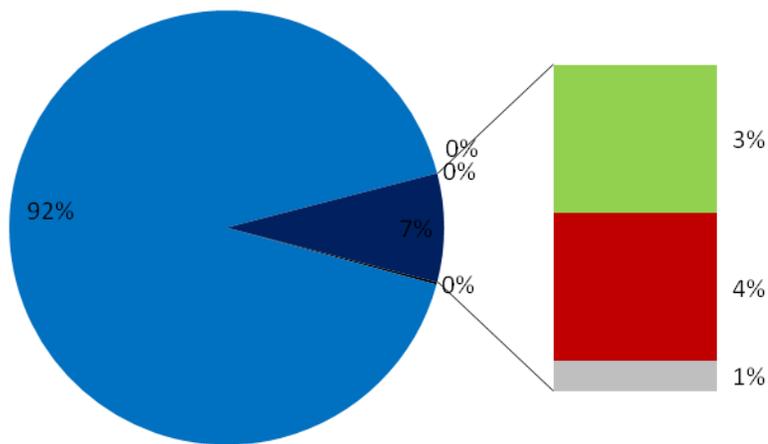


Tabla 10. Material - Prototipo 3

5.3. Datos Obtenidos

Prototipo	Celdas	Voltaje (V)	Corriente (A)	Corrosión (g)	Tiempo (Días)	Resultado	Eficiencia en Carga
Prototipo 1	30	12	0.5	42.66	3	Positivo	Positivo
Prototipo 2	16	3	0.3	10.3	3	Negativo	Negativo
Prototipo 3	18	12	0.5	42.66	3	Positivo	Positivo

Tabla 11. Datos obtenidos

5.3.1. Voltaje

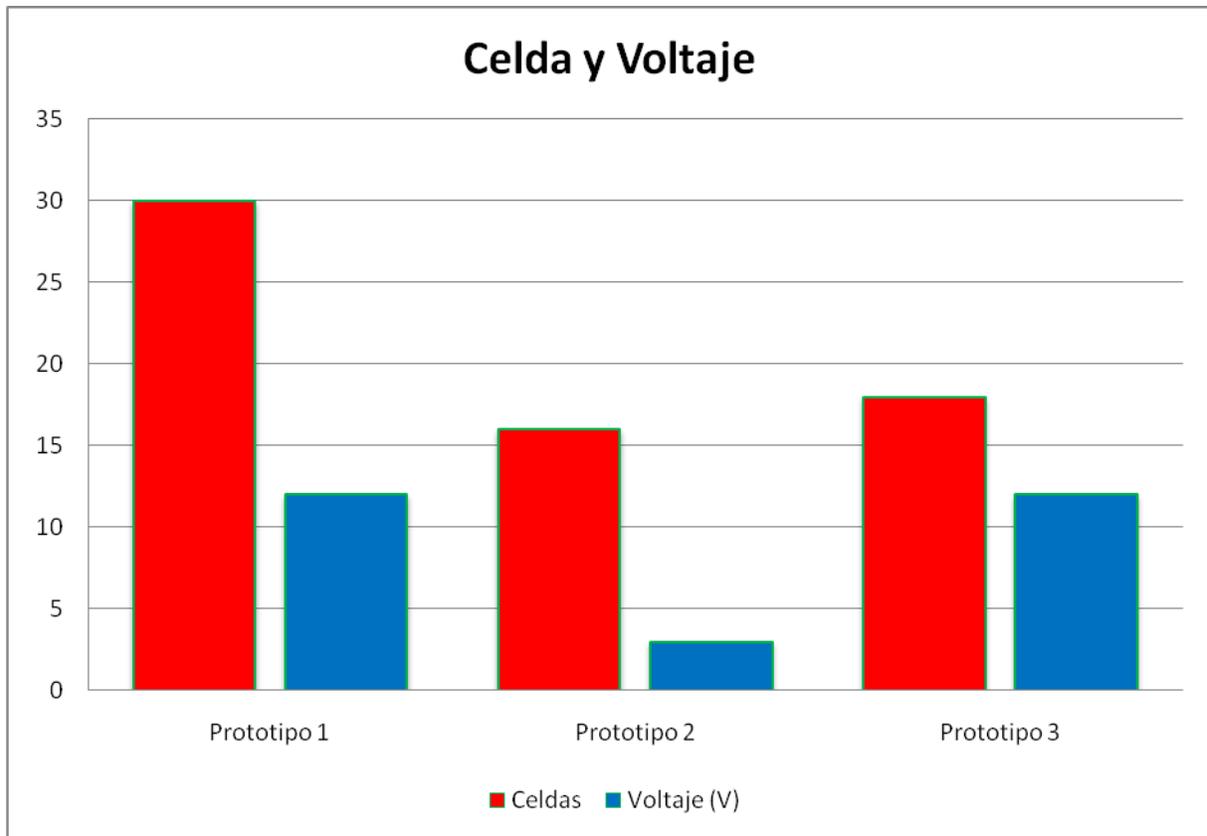


Tabla 12. Voltaje Registrado

5.3.2. Corriente

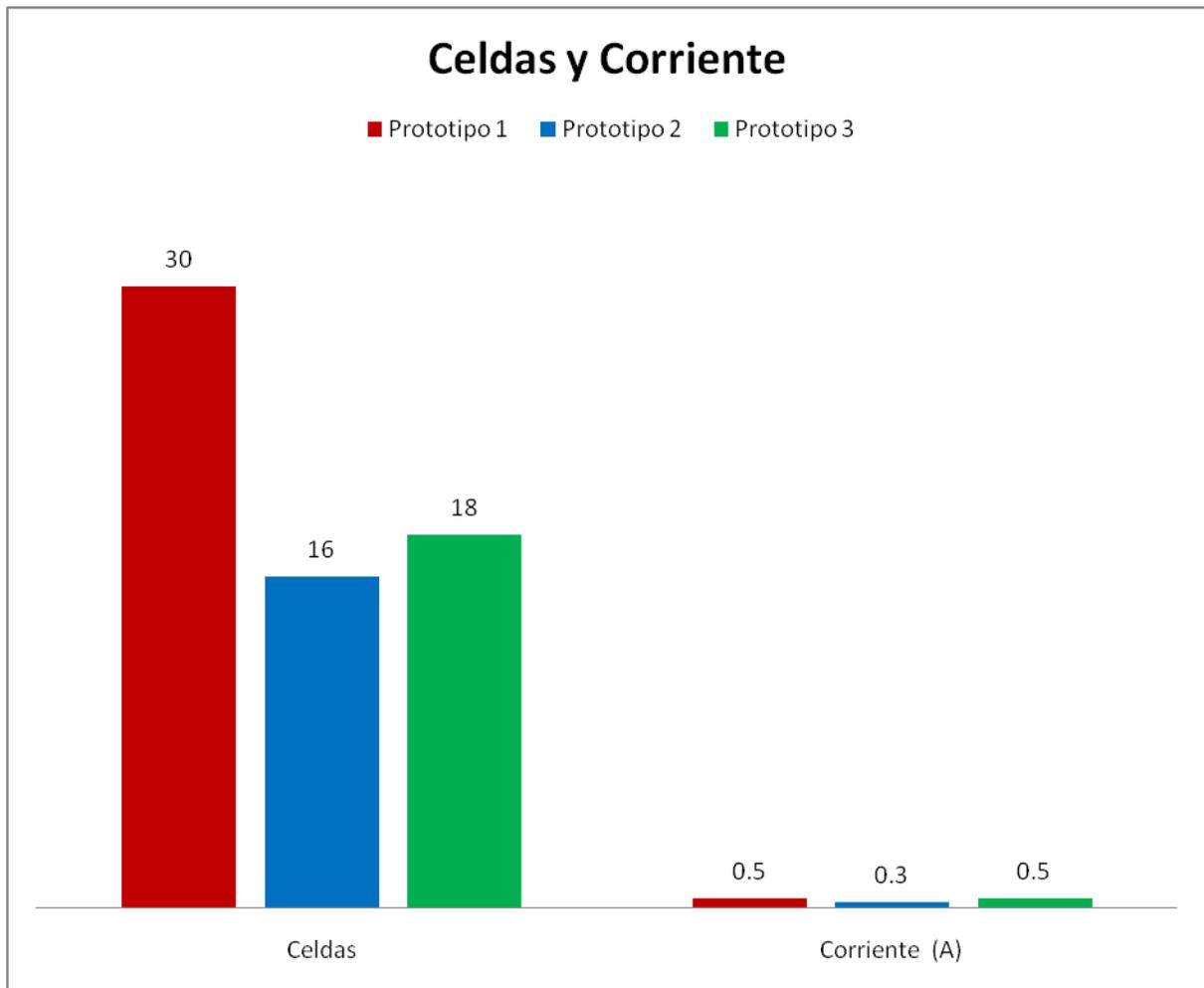


Tabla 13. Corriente Registrado.

5.3.4. Tiempo y Peso de Corrosión

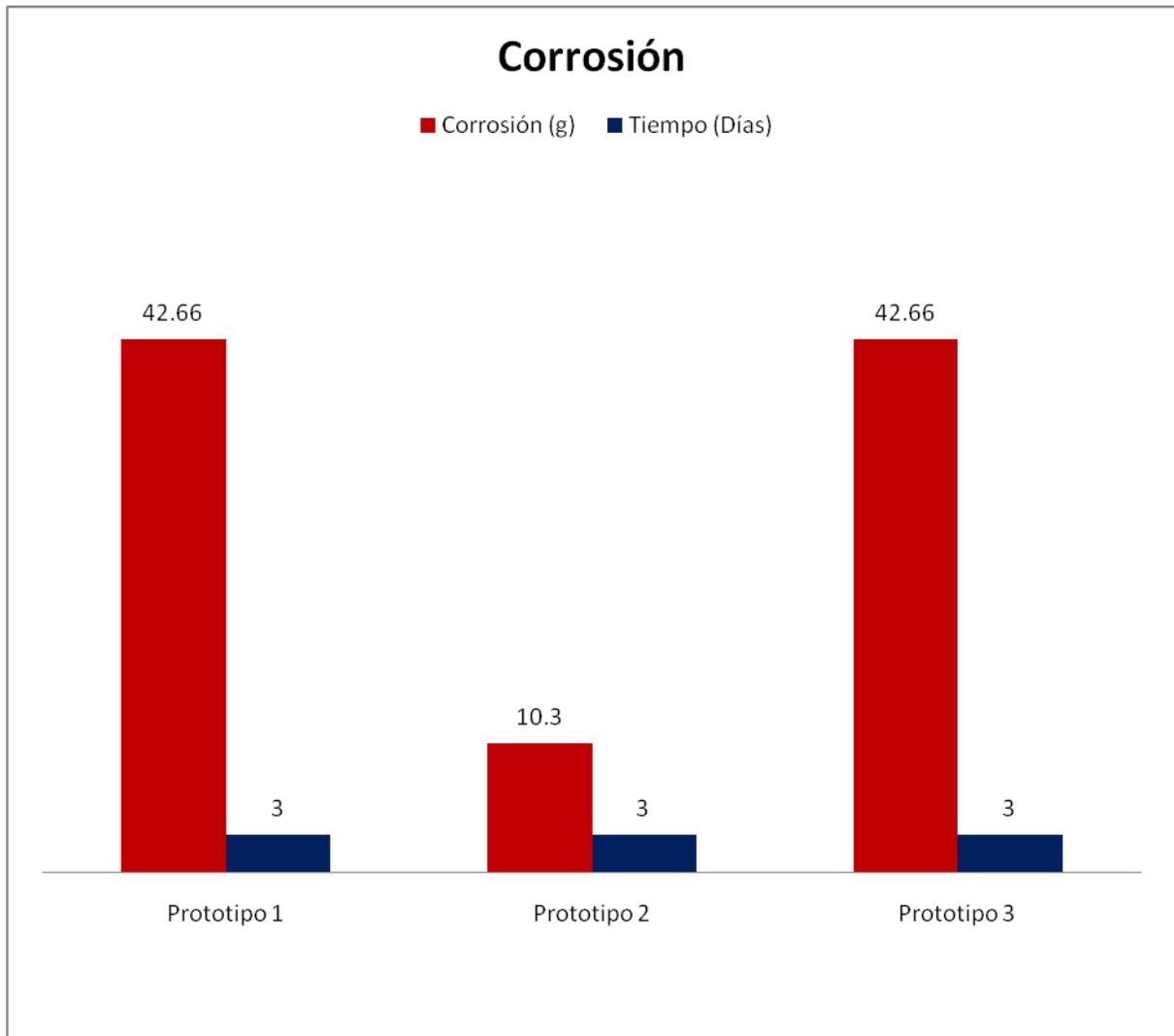


Tabla 14. Tiempo y Peso de Corrosión

5.3.4.1. Cálculo de Peso de Corrosión

Fórmula

$$W = \frac{I t M}{n F}$$

Ecuación 21

Datos

- $I = 0.5 \text{ A}$
- $t = 3 \text{ días} - 259200 \text{ s}$
- $M = 63.53 \text{ g/mol Cobre}$
- $n = 2$
- $F = 96500$

Sustitución

$$W = \frac{(0.5 \text{ A})(259200 \text{ s})(63.53 \frac{\text{g}}{\text{mol}})}{(2)(96500)} = 42.66 \text{ g}$$

Ecuación 22

5.4. Prototipo 1



Ilustración 34. Prototipo 1

5.5. Prototipo 2



Ilustración 35. Prototipo 2

5.6. Prototipo 3



Ilustración 36. Prototipo 3

5.7. Discusión de Resultados

Se puede determinar que una de las principales cuestiones a considerar es las características de las aguas residuales, lo ideal, sino lo más recomendable es que este dispositivo se utilice solo en plantas de tratamiento, debido a la homogenización de las mismas, podemos obtener resultados similares.

Un punto importante en este prototipo es que no importa el tamaño de cada celda, ya que no influye directamente en su fuerza electromotriz y la intensidad de la corriente, por ello es que se planteo una optimización de cada celda, para que si se desea aumentar el uso de las aguas residuales, se pueda hacer; aunque para fines de tratamiento se tiene que hacer estudios y análisis del agua.

Este dispositivo se concentro a utilizar pocos recursos, pues la finalidad del mismo panel es hacer un prototipo pequeño pero efectivo, con dimensiones de 45 cm de cada lado y con un peso de metales de 200 gr aproximadamente, poder generar 12 Voltios con 200mAh, suficientes para poder cargar una batería de 12 Voltios y 100 A, con ello pasarlo a un amplificador de 400 Watts de 12V/110V y usar la corriente directa para el uso de dispositivos de oficina del laboratorio. Con estos cálculos realizados, podemos diseñar paneles según las necesidades a cubrir. Pero esta tecnología debe tener un balance entre el tamaño, el peso de los metales, así como la energía a generar.

No tiene caso diseñar paneles grandes a costos más elevados para obtener la misma energía, es recomendable utilizar diseños más pequeños que no abarquen tanto espacio y que al realizar conexiones serie paralelo, ofrezcan más energía.

Los resultados arrojan a que la mejor aplicación del panel es para la generación de la energía que para el mismo tratamiento de las aguas, ya que la cantidad de agua tratada es muy pequeña.

CAPÍTULO VI

CONCLUSIONES

6.- Conclusiones

El panel electroquímico ha tenido éxito en cuanto a las primeras experimentaciones y diseños de prototipos, aun queda mucho por indagar e investigar con respecto a las aplicaciones de la electroquímica en el tratamiento de las aguas residuales. Se tuvieron avances muy significativos y positivos en las experimentaciones, pues como se muestran los resultados, los objetivos principales se cumplieron.

Las reacciones de óxido-reducción tuvieron al principio complicaciones al encontrar metales más nobles que reaccionaran con el cobre, se experimentó con Fierro, Cobre y Zinc. En específico con varillas, cables y tubos; pero al final se tuvieron resultados positivos con alambre de Cobre y clavos de aleaciones con Zinc. Podemos partir en la teoría que estos son los metales ideales para la reacción.

Las aguas residuales presentaron dificultades al definir sus características y saber aprovecharlas, pues teníamos el conflicto de que algunos compuestos de las mismas aguas, puedan reaccionar con la el cobre y el zinc y formar compuestos diferentes, tal vez contaminantes o en otro de los casos dificultar la generación de la energía, resultando que no funcionara o disminuyera la potencia del panel, ya sea obteniendo un voltaje bajo o una corriente insuficiente.

El electrolito es la parte fundamental de la reacción, pues aunque los metales dan el diferencial de potencial, de nada sirve tener altos voltajes con corrientes tan bajas, la conexión serie paralelo ayuda, pero se necesitaría muchas celdas conectadas, para hacer funcionar el panel electroquímico de manera eficiente. Para determinar si un electrolito es eficiente o no bastó con saber si es ácido o alcalino, entre más ácido mejora el flujo de electrones, así que se midió el pH de las aguas residuales.

Al final el prototipo funcionó con para cargar una batería de 12 voltios y 100 Amperes, ideal para utilizar un inversor de 110 voltios. Las combinaciones presentadas fueron suficientes para lograr el objetivo principal.

Espero que este trabajo sirva como pie para futuras generaciones de practicantes, y encuentren soluciones oportunas, mejorando o aplicando lo que han encontrado en el presente trabajo. Los objetivos pueden cumplirse, tomará tiempo, pero, se requiere más investigación y desarrollo para algún día aplicar dichas tecnologías electroquímicas en el tratamiento de las aguas residuales.

El panel electroquímico es una nueva fuente de energía, limpia y sustentable, capaz de ayudar no solo con el tratamiento de las aguas residuales, sino también para el ahorro de la energía de la misma planta. Es novedoso encontrar un dispositivo capaz de hacer una operación unitaria de múltiples fases, tratar el agua residual, generar energía eléctrica y crear compuestos residuales ideales para las plantas.

CAPÍTULO VII

RECOMENDACIONES

7.- Recomendaciones

1. Utilizar aguas residuales es funcional siempre y cuando logren mantener un pH de 1 ó 0, esto se puede lograr añadiendo compuestos como Ácido Clorhídrico en 2 ml. por lt, de agua residual, en combinación con 10 gr. Hidróxido de Sodio. En O intentar la mezcla de 200 ml. De Agua Oxigenada con 5 gr. Cloruro de Sodio. Estas mezclas ayudan a aumentar la corriente.
2. Los mejores metales para la reducción y la oxidación, son el cobre como cátodo y el zinc como ánodo, aunque los metales como el magnesio, aluminio, plata y oro, funcionan, no son recomendables por los altos costos que estos implicarían.

Un prototipo ideal es realizar un panel electroquímico de 16 celdas en forma de serie y conectarlo con otro igual en paralelo, esto garantizara el voltaje de 12 voltios y 200mAh. Necesarios y suficientes para cargar una batería.

CAPÍTULO VIII

BIBLIOGRAFÍA

8.- Bibliografía

Álvarez, J. A. (Septiembre de 2015). *Así Funciona*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Así Funciona: http://www.asifunciona.com/electrotecnia/ke_fem/ke_fem_1.htm

Aramendia, P. (2014). Química 2. En P. A. Sara Aldabe, *Química en acción*. Colihue SRL.

Area Tecnologia. (Junio de 2016). *Area Tecnologia*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Area Tecnologia: <http://www.areatecnologia.com/corriente-continua-alterna.htm>

B & N. (2018). *sparknotes*. Recuperado el 09 de Agosto de 2018, de sparknotes: <http://www.sparknotes.com/chemistry/electrochemistry/galvanic/terms/>

Berg, H. (2008). *Johann Wilhelm Ritter – The Founder of Scientific Electrochemistry*. Polarography.

Callister, W. D. (1996). Introducción a la ciencia e ingeniería de los materiales. En W. D. Callister, *William D. Callister* (pág. 565). Reverté.

Chavéz, I. (2016). *Cubasolar*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Cubasolar: <http://www.cubasolar.cu/biblioteca/energia/Energia16/HTML/articulo04.htm>

Congreso de la Unión. (2015). CONSTITUCION POLITICA DE LOS ESTADOS UNIDOS MEXICANOS. En C. d. Unión, *Congreso de la Unión* (pág. 296). Ciudad de México: Ediciones Gallardo.

Congreso de Local del Estado de Jalisco. (2014). *Constitución Política del Estado de Jalisco*. Guadalajara.

Educalingo. (2018). *educalingo*. Recuperado el 9 de Agosto de 2018, de educalingo: <https://educalingo.com/es/dic-es/volt>

Edumedia. (2018). *Edumedia*. Recuperado el 09 de Agosto de 2018, de Edumedia: <https://www.edumedia-sciences.com/es/media/128-analogia-hidraulica>

Euston. (2018). *Euston*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Euston: <https://www.euston96.com/ley-de-faraday/>

Glosarios. (08 de Abril de 2016). *Glosarios*. Recuperado el 09 de Agosto de 2018, de Glosarios: <https://glosarios.servidor-alicante.com/historia/voltio>

Hill, J. W. (2001). *Químicafor Changing Times*. Prentice Hal.

Khan Academy. (2016). *Khan Academy*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Khan Academy: <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/oxidation-reduction/redox-oxidation-reduction/a/oxidation-reduction-redox-reactions>

Kotz, J. C. (1991.). *Química and Chemical Reactivity*. Saunders College.

Laplace. (07 de Mayo de 2017). *Departamento de Física Aplicada III Uniersidad de Sevilla*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Departamento de Física Aplicada III

Universidad de Sevilla:
[http://laplace.us.es/wiki/index.php/Densidad_e_intensidad_de_corriente_\(GIE\)](http://laplace.us.es/wiki/index.php/Densidad_e_intensidad_de_corriente_(GIE))

Martí, B. (2007). Química analítica cualitativa. En B. Martí, *Martí, Burriel* (pág. 175). Paraninfo.

Maya, C. A. (2002). *Fenómenos químicos*. Universidad Eafit.

Nervion. (2015). *Nervion*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Nervion:
<http://www.nervion.com.mx/web/conocimientos/oxidacion.php>

Ohanian. (1989). *Physics*. 2E ampliado.

oriso, V. g. (1989). *ABC Del Jóven Radiotécnico*. Mir.

Otero, D. L. (Agosto de 2006). *Cátedra de Química Inorgánica*. Recuperado el 09 de Agosto de 2018, de Cátedra de Química Inorgánica:
http://dec.fq.edu.uy/catedra_inorganica/general2/biblio16.pdf

Reyes., L. A. (Abril de 2016). *Ingeniería Electrónica*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Ingeniería Electrónica: <https://ingenieriaelectronica.org/que-es-voltaje-definicion-y-caracteristicas/>

Robert L. Boylestad, L. N. (1989). *Electrónica: Teoría de Circuitos y Dispositivos Electrónicos*. México: Pearson.

Robredo, G. A. (2009). *Electrónica básica para ingenieros*. PUbliCan - Ediciones de la Universidad de Cantabria.

SAPAZA. (2018). *SAPAZA*. Recuperado el 09 de 08 de 2018, de SAPAZA:
<http://www.sapaza.gob.mx/index.php/sobre-nosotros/departamentos/planta-no-2>

UPV. (2014). *Curso de Fundamentos de Ciencia de Materiales*. Recuperado el 08 de Agosto de 2018, de Curso de Fundamentos de Ciencia de Materiales:
https://www.upv.es/materiales/Fcm/Fcm12/trb12_3.html

Wetzels, W. D. (1978). *The Beginnings of Electrochemistry in Germany*. Dubpernell.

CAPÍTULO IX

ANEXOS

9.- Anexos

9.1 I.A Criterios de Calidad para la Reutilización de las Aguas según sus usos.

USO DEL AGUA PREVISTO	VALOR MÁXIMO ADMISIBLE (VMA)				
	NEMATODOS INTESTINALES ¹	ESCHERICHIA COLI	SÓLIDOS EN SUSPENSIÓN	TURBIDEZ	OTROS CRITERIOS
1.- USOS URBANOS					
CALIDAD 1.1: RESIDENCIAL ² a) Riego de jardines privados. ³ b) Descarga de aparatos sanitarios. ³	1 huevo/10 L	0 (UFC ⁴ /100 mL)	10 mg/L	2 UNT ⁵	OTROS CONTAMINANTES ⁶ contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas ⁷ deberá asegurarse el respeto de las NCAs. ⁸
CALIDAD 1.2: SERVICIOS a) Riego de zonas verdes urbanas (parques, campos deportivos y similares). ⁹ b) Baldeo de calles. ⁹ c) Sistemas contra incendios. ⁹ d) Lavado industrial de vehículos. ⁹	1 huevo/10 L	200 UFC/100 mL	20 mg/L	10 UNT	Legionella spp. 100 UFC/L (si existe riesgo de aerosolización)

USO DEL AGUA PREVISTO	VALOR MÁXIMO ADMISIBLE (VMA)				
	NEMATODOS INTESTINALES	ESCHERICHIA COLI	SÓLIDOS EN SUSPENSIÓN	TURBIDEZ	OTROS CRITERIOS
2.- USOS AGRÍCOLAS¹					
CALIDAD 2.1 ² a) Riego de cultivos con sistema de aplicación del agua que permita el contacto directo del agua regenerada con las partes comestibles para alimentación humana en fresco.	1 huevo/10 L	100 UFC/100 mL Teniendo en cuenta un plan de muestreo a 3 clases ³ con los siguientes valores: n = 10 m = 100 UFC/100 mL M = 1.000 UFC/100 mL c = 3	20 mg/L	10 UNT	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido de aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs. Legionella spp. 1.000 UFC/L (si existe riesgo de aerosolización) Es obligatorio llevar a cabo la detección de patógenos Presencia/Ausencia (Salmonella, etc.) cuando se repita habitualmente que c=3 para M=1.000

USO DEL AGUA PREVISTO	VALOR MÁXIMO ADMISIBLE (VMA)				
	NEMATODOS INTESTINALES	ESCHERICHIA COLI	SÓLIDOS EN SUSPENSIÓN	TURBIDEZ	OTROS CRITERIOS
CALIDAD 2.2 a) Riego de productos para consumo humano con sistema de aplicación de agua que no evita el contacto directo del agua regenerada con las partes comestibles, pero el consumo no es en fresco sino con un tratamiento industrial posterior. b) Riego de pastos para consumo de animales productores de leche o carne. c) Acuicultura.	1 huevo/10 L	1.000 UFC/100 mL Teniendo en cuenta un plan de muestreo a 3 clases ³ con los siguientes valores: n = 10 m = 1.000 UFC/100 mL M = 10.000 UFC/100 mL c = 3	35 mg/L	No se fija límite	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs. Taenia saginata y Taenia solium: 1 huevo/L (si se riegan pastos para consumo de animales productores de carne) Es obligatorio llevar a cabo detección de patógenos Presencia/Ausencia (Salmonella, etc.) cuando se repita habitualmente que c=3 para M=10.000
CALIDAD 2.3 a) Riego localizado de cultivos leñosos que impida el contacto del agua regenerada con los frutos consumidos en la alimentación humana. b) Riego de cultivos de flores ornamentales, viveros, invernaderos sin contacto directo del agua regenerada con las producciones. c) Riego de cultivos industriales no alimentarios, viveros, forrajes ensilados, cereales y semillas oleaginosas.	1 huevo/10 L	10.000 UFC/100 mL	35 mg/L	No se fija límite	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs. Legionella spp. 100 UFC/L

USO DEL AGUA PREVISTO	VALOR MÁXIMO ADMISIBLE (VMA)				
	NEMATODOS INTESTINALES	ESCHERICHIA COLI	SÓLIDOS EN SUSPENSIÓN	TURBIDEZ	OTROS CRITERIOS
3.- USOS INDUSTRIALES					
CALIDAD 3.1 ¹ a) Aguas de proceso y limpieza excepto en la industria alimentaria. b) Otros usos industriales.	No se fija límite	10.000 UFC/100 mL	35 mg/L	15 UNT	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs <i>Legionella spp.</i> : 100 UFC/L
c) Aguas de proceso y limpieza para uso en la industria alimentaria	1 huevo/10 L	1.000 UFC/100 mL Teniendo en cuenta un plan de muestreo a 3 clases ² con los siguientes valores: n = 10 m = 1.000 UFC/100 mL M = 10.000 UFC/100 mL c = 3	35 mg/L	No se fija límite	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs. <i>Legionella spp.</i> : 100 UFC/L Es obligatorio llevar a cabo detección de patógenos Presencia/Ausencia (<i>Salmonella</i> , etc.) cuando se repita habitualmente que c=3 para M=10.000
CALIDAD 3.2 a) Torres de refrigeración y condensadores evaporativos.	1 huevo/10 L	Ausencia UFC/100 mL	5 mg/L	1 UNT	<i>Legionella spp.</i> : Ausencia UFC/L Para su autorización se requerirá: - La aprobación, por la autoridad sanitaria, del Programa específico de control de las instalaciones contemplado en el Real Decreto 865/2003, de 4 de julio, por el que se establecen los criterios higiénico-sanitarios para la prevención y control de la legionelosis. - Uso exclusivamente industrial y en localizaciones que no estén ubicadas en zonas urbanas ni cerca de lugares con actividad pública o comercial.

USO DEL AGUA PREVISTO	VALOR MÁXIMO ADMISIBLE (VMA)				
	NEMATODOS INTESTINALES	ESCHERICHIA COLI	SÓLIDOS EN SUSPENSIÓN	TURBIDEZ	OTROS CRITERIOS
4.- USOS RECREATIVOS					
CALIDAD 4.1 ¹ a) Riego de campos de golf.	1 huevo/10 L	200 UFC/100 mL	20 mg/L	10 UNT	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs. Si el riego se aplica directamente a la zona del suelo (goteo, microaspersión) se fijan los criterios del grupo de Calidad 2.3 <i>Legionella spp.</i> : 100 UFC/L (si existe riesgo de aerosolización)
CALIDAD 4.2 a) Estanques, masas de agua y caudales circulantes ornamentales, en los que está impedido el acceso del público al agua.	No se fija límite	10.000 UFC/100 mL	35 mg/L	No se fija límite	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs. P ₁ : 2 mg P/L (en agua estancada)

USO DEL AGUA PREVISTO	VALOR MÁXIMO ADMISIBLE (VMA)				
	NEMATODOS INTESTINALES	ESCHERICHIA COLI	SÓLIDOS EN SUSPENSIÓN	TURBIDEZ	OTROS CRITERIOS
5.- USOS AMBIENTALES					
CALIDAD 5.1 a) Recarga de acuíferos por percolación localizada a través del terreno.	No se fija límite	1.000 UFC/100 mL	35 mg/L	No se fija límite	N _T ¹ : 10 mg N/L NO ₃ : 25 mg NO ₃ /L
CALIDAD 5.2 a) Recarga de acuíferos por inyección directa.	1 huevo/10 L	0 UFC/100 mL	10 mg/L	2 UNT	Art. 257 a 259 del RD 849/1986
CALIDAD 5.3 a) Riego de bosques, zonas verdes y de otro tipo no accesibles al público. b) Silvicultura.	No se fija límite	No se fija límite	35 mg/L	No se fija límite	OTROS CONTAMINANTES contenidos en la autorización de vertido aguas residuales: se deberá limitar la entrada de estos contaminantes al medio ambiente. En el caso de que se trate de sustancias peligrosas deberá asegurarse el respeto de las NCAs.
CALIDAD 5.4 a) Otros usos ambientales (mantenimiento de humedales, caudales mínimos y similares).	La calidad mínima requerida se estudiará caso por caso				

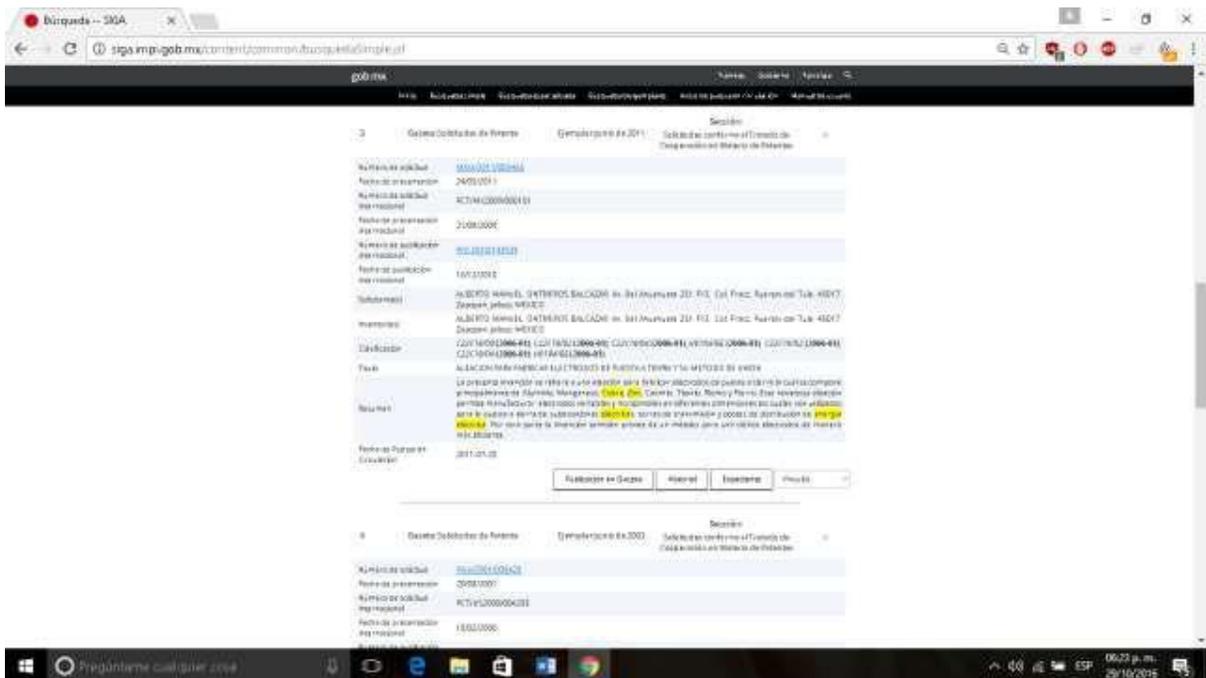
Anexo 1 I.A Criterios de Calidad para la Reutilización de las Aguas según sus usos

9.2. Búsqueda de Propiedad Intelectual

9.2.1. Gaceta 1



9.2.2. Gaceta 2



SEP

SECRETARÍA DE
EDUCACIÓN PÚBLICA



TECNOLÓGICO NACIONAL DE MÉXICO



INSTITUTO TECNOLÓGICO DE CD. GUZMÁN

TITULACIÓN INTEGRAL

TESIS

TEMA:

**GENERACIÓN DE ENERGÍA ELECTROQUÍMICA A
PARTIR DE AGUAS RESIDUALES**

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:

INGENIERO AMBIENTAL

PRESENTA:

ADOLFO DE JESÚS ARREDONDO VALDOVINOS

ASESOR:

M.C. JUAN JOSÉ CHÁVEZ VELARDE

CD. GUZMÁN JALISCO, MÉXICO, SEPTIEMBRE DE 2018

