

UNIVERSIDAD DEL VALLE DE GUATEMALA

Facultad de Ingeniería



Estudio técnico para determinar un modelo cinético para soluciones individuales de cobre y plata de concentración aproximada a un efluente industrial utilizando una celda electrolítica para proponer un reactor electrolítico a escala laboratorio.

Trabajo de graduación presentado por Grecia Sarai Mérida Cano para optar al grado académico de Licenciada en Ingeniería Química

Guatemala

2016

Estudio técnico para determinar un modelo cinético para soluciones individuales de cobre y plata de concentración aproximada a un efluente industrial utilizando una celda electrolítica para proponer un reactor electrolítico a escala laboratorio.

UNIVERSIDAD DEL VALLE DE GUATEMALA

Facultad de Ingeniería




Estudio técnico para determinar un modelo cinético para soluciones individuales de cobre y plata de concentración aproximada a un efluente industrial utilizando una celda electrolítica para proponer un reactor electrolítico a escala laboratorio.

Trabajo de graduación presentado por Grecia Sarai Mérida Cano para optar al grado académico de Licenciada en Ingeniería Química

Guatemala

2016

Vo. Bo:

(f) 

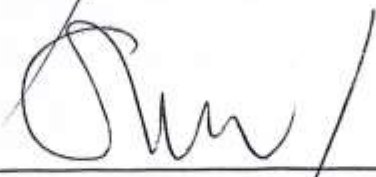
Ing. Luis Núñez

Tribunal Examinador

(f) 

Ing. Luis Núñez

(f) _____
Ing. Gamaliel Zambrano

(f) 

Ing. Cristián Rossi

Fecha de aprobación: Guatemala 08 de junio del 2016

PREFACIO

Agradezco a Dios, por darme la sabiduría necesaria para culminar esta etapa de mi vida, por llenarme de bendiciones cada día que tuve como estudiante de ingeniería, por permitirme estudiar en una universidad de prestigio, por enseñarme cada día a ser mejor mujer y por permitirme conocer a mucha gente valiosa durante este camino, que finalmente he terminado.

Quiero agradecer a mis padres por su amor, fe, apoyo, confianza y dedicación hacia mi persona durante toda mi vida, y, sobre todo, en estos últimos cinco años de estudio; por estar conmigo en estos últimos momentos de estudiante universitaria. Gracias a su cariño he podido alcanzar esta gran meta de obtener mi título universitario. También quiero agradecer a mi hermana menor, Laura Mérida, por sus oraciones y apoyo; a mi hermanito Isaac Mérida, por hacer días alegres y emocionantes en mi hogar; a mi abuelo Orlando, que en paz descansa, por tener fe en mí en los últimos momentos de su vida; a mi abuela por atenderme y asegurarse que nunca me faltara lo necesario durante mis estudios universitarios; a mi tía Alicia Mérida quien confió en mí y ha sido muy especial; y, a mis tíos cristianos que tanto oraron por mí.

Agradezco al Ingeniero Gamaliel Zambrano por toda su paciencia durante el último año y por estar dispuesto a apoyarme para la elaboración de este Trabajo de Graduación. Igualmente agradezco al Ingeniero Luis Núñez, por darme la oportunidad de realizar esta investigación, así como por asesorarme y orientarme en la realización del Trabajo de Graduación. Quiero agradecer de todo corazón al Departamento de Química de la Universidad, por haberme permitido el uso del laboratorio, equipo y utensilios durante la elaboración de este trabajo; en especial a la encargada del Laboratorio de Química Analítica, Ingeniera Ingrid Yurrita, por todo su apoyo y consideración.

Por último, quiero agradecer a aquellos amigos que estuvieron conmigo de buena voluntad, deseándome lo mejor y brindándome su apoyo en todo momento; agradeciendo todos aquellos momentos y memorias felices que vivimos y formamos como amigos, compañeros y estudiantes. Jamás los olvidaré.

CONTENIDO

PREFACIO.....	v
LISTA DE TABLAS.....	ix
LISTADO DE ILUSTRACIONES	xiii
RESUMEN	xvii
I. INTRODUCCIÓN.....	1
II. OBJETIVOS	3
A. Objetivo general.....	3
B. Objetivos específicos.....	3
III. JUSTIFICACIÓN.....	4
IV. MARCO TEÓRICO	6
A. La minería de Guatemala: territorios y uso industrial.....	6
B. La electroquímica ambiental: una aplicación emergente de la ingeniería electroquímica.....	11
C. Electrólisis	12
D. Reacción oxidación-reducción:	13
E. Celdas electroquímicas:.....	13
F. Representación esquemática de las celdas:	14
G. Potenciales de electrodo:	15
H. La ecuación de Nerst	15
I. Las leyes de Faraday	17
J. Valoración o titulación redox.....	18
K. Cinética electrolítica.....	18
L. Electrodeposición.....	19
M. Diseño de un reactor.....	19
N. Clasificación de las reacciones.....	19

O. Variables que afectan la reacción.....	19
P. Velocidad de reacción	20
Q. El orden de reacción	21
R. Reacciones elementales y no elementales.....	21
S. Determinación de parámetros cinéticos usando datos experimentales	22
T. Tipos de reactores sencillos	23
U. Ecuación de diseño del reactor continuo de tanque agitado (CSTR).....	24
V. Geometría y tipos de reactores electroquímicos.....	25
W. Métodos de análisis para la determinación de cobre y plata.	27
X. Tanques agitados.....	28
Y. Lixiviación en pilas, extracción por solvente y electroobtención.....	31
Z. Proceso de refinación de oro con ácido nítrico	34
V. ANTECEDENTES	36
A. Remoción de cobre usando un efluente generado por una industria de plástico cromado	36
B. CFD Modelando un reactor de tanque agitado continuo electroquímico.....	38
C. Electrorecuperación de Ag proveniente de efluentes radiográficos.....	38
VI. METODOLOGÍA.....	41
A. Evaluación de diferentes metales para determinar una pareja de electrodos.....	41
B. Determinación de la corriente de trabajo para la reducción de los iones de Cu^{2+} y Ag^+	44
C. Sistema y arreglo de la celda electrolítica a utilizar para la reducción de cobre y plata.	47
D. Tomas de muestras para la cinética de reacción del cobre y la plata.....	48
E. Análisis de la pureza de cobre y plata metálica por fluorescencia de rayos X (EDXRF).	54
F. Metodología de cálculos.....	55
VII. RESULTADOS.....	63
VIII. DISCUSIÓN	69
IX. CONCLUSIONES.....	78

X. RECOMENDACIONES	79
XI. BIBLIOGRAFÍA	80
XII. ANEXOS	83
A. Datos de placa de los equipos utilizados durante las pruebas en el laboratorio.....	83
B. Datos originales	84
C. Cálculos de muestra	91
D. Datos calculados	101
E. Fichas técnicas de los reactivos utilizados	131
F. Listado de variables.....	148
XIII. GLOSARIO	149

LISTA DE TABLAS

Tabla 1: Análisis químico de un mineral a someter por un proceso de lixiviación.....	32
Tabla 2: Análisis químico de la solución de lixiviación.....	33
Tabla 3: La caracterización de unas muestras de efluentes reales tomadas en un taller de refinación de oro que funciona en Bucaramanga, Colombia.....	34
Tabla 4: Concentración de los iones metálicos y las propiedades de la solución en el agua de desecho.....	37
Tabla 5: Propiedades físicas y químicas de una solución real de desechos de la industria radiográfica.....	40
Tabla 6: Evaluación cualitativa de las características observadas en los metales utilizados para la selección del cátodo y ánodo de electrodos de trabajo.....	63
Tabla 7: Observaciones y determinación de la pareja de metales de trabajo.....	63
Tabla 8: Corriente de trabajo, voltaje y densidad de corriente para la reducción de los iones de cobre y plata.....	64
Tabla 9: Modelo cinético de reacción dada por el método integral para la reacción óxido- reducción del agua y cobre.....	64
Tabla 10: Modelo cinético de reacción para la reacción óxido-reducción de la plata, dada por el método integral.....	64
Tabla 11: Parámetros del reactor STR para la reacción óxido-reducción del cobre.....	65
Tabla 12: Parámetros del reactor STR para la reacción óxido-reducción de la plata.....	65
Tabla 13: Dimensiones de la turbina de paletas para la agitación del reactor STR en la reducción del cobre.....	66
Tabla 14: Dimensiones de la turbina de paletas para la agitación del reactor STR en la reducción de la plata.	66
Tabla 15: Datos de placa de la balanza analítica.....	83
Tabla 16: Datos de placa de la fuente de poder digital.....	83
Tabla 17: Datos de placa de la estufa electromagnética.....	83
Tabla 18: Datos de placa del horno horno.....	83

Tabla 19: Datos de placa del espectrofotómetro de absorción atómica.....	84
Tabla 20: Datos de placa del analizador de fluorescencia por rayos X, de la universidad San Carlos de Guatemala.....	84
Tabla 21: Masas de cátodos y ánodos previa a la reacción óxido reducción del cobre.....	85
Tabla 22: Masas de cátodos y ánodos después de la reacción óxido reducción del cobre y masas de los vidrios relojes vacíos.....	85
Tabla 23: Masa del vidrio reloj más el cátodo, masa del papel filtro vacío y masa papel filtro con cobre electrodepositado en diferentes tiempos de reacción.....	86
Tabla 24: Altura de los cátodos correspondientes al nivel en el que fueron sumergidos en la solución electrolítica, corrientes y voltajes iniciales y finales de la reacción para la reducción del cobre.....	87
Tabla 25: Resultados de las concentraciones de cobre según el espectrofotómetro de absorción atómica de flama.....	88
Tabla 26: Masas de cátodos y ánodos previa a la reacción de óxido reducción de plata.....	88
Tabla 27: Masas de cátodos y ánodos después de la reacción óxido reducción de la plata y masas de los vidrios relojes vacíos.....	89
Tabla 28: Masa del vidrio reloj más masa del cátodo, masa del papel filtro vacío y masa del papel filtro con plata electrodepositada en diferentes tiempos de reacción.....	89
Tabla 29: Tabla Altura de los cátodos correspondientes al nivel en el que fueron sumergidos en la solución electrolítica, corrientes, voltajes iniciales y finales de la reacción para la reducción de la plata.	90
Tabla 30: Volumen de nitrato de plata consumida para la estandarización de la solución, usando una alícuota de 10.0 mL de KCl.....	90
Tabla 31: Volumen de solución electrolítica de nitrato de plata utilizada durante la titulación con KCl patrón para determinar la plata iónica que no reaccionó durante la reacción óxido reducción de plata.....	91
Tabla 32: Otros datos originales relevantes.....	91
Tabla 33: Datos correspondientes a la masa del cobre electrodepositado en ambos cátodos y el cobre total, considerando el cobre reducido y removido con papel filtro.....	101

Tabla 34: Área de un cátodo y su respectiva densidad para la reducción del cobre.....	102
Tabla 35: Cálculos correspondientes al método integral para encontrar el orden y constante de reacción usando las masas de cobre metálico que se reducía en diferentes tiempos de reacción.....	103
Tabla 36: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción del cobre según las masas de cobre electrodepositado en los diferentes tiempos de reacción.....	103
Tabla 37: Resultados de las concentraciones de las diluciones de cobre: hija y madre usando la concentración dada por la dilución de la nieta, determinada por espectrofotometría de absorción atómica de flama.....	104
Tabla 38: Cálculos correspondientes al método integral para calcular el orden y constante de reacción usando la concentración dada por la dilución de la nieta, determinada por espectrofotometría de absorción atómica de flama.....	105
Tabla 39: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción del cobre dada por la dilución de la nieta, determinada por espectrofotometría de absorción atómica de flama.....	105
Tabla 40: Variables necesaria para el cálculo del volumen del reactor STR para la reducción del cobre, usando la cinética de reacción dada por el método integral, determinado por espectrometría de absorción atómica de flama.....	106
Tabla 41: Variables necesarias para el cálculo del volumen del reactor CSTR para la reducción del cobre, usando la cinética de reacción dada por el método integral determinado por espectrometría de absorción atómica de flama.....	106
Tabla 42: Concentraciones y conversiones reales y teóricas para la reacción óxido reducción del cobre.....	106
Tabla 43: Volumen y dimensiones del reactor CSTR para la reacción óxido reducción del cobre.....	107
Tabla 44: Datos correspondientes a la masa de plata electrodepositada en ambos cátodos y masa de la plata total considerando la plata reducida y removida con papel filtro en diferentes tiempos de reacción.....	107

Tabla 45: Área de contacto de un cátodo y su respectiva densidad de corriente para la reducción de la plata.	108
Tabla 46: Cálculos correspondientes al método integral para encontrar el orden y constante de reacción usando las masas de plata metálica que se iba recuperando durante la reacción.....	108
Tabla 47: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción de la plata dada por las masas de plata metálica electrodepositada en los diferentes tiempos de reacción.....	109
Tabla 48: Cálculos correspondientes al método integral para calcular el orden y constante de reacción usando las titulaciones de la solución electrolítica para la plata que no reaccionó en los diferentes tiempos de reacción.....	109
Tabla 49: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción de plata dada por las titulaciones de la solución electrolítica de plata que no reaccionó en la solución en los diferentes tiempos de reacción.....	110
Tabla 50: Variables necesarias para el cálculo del volumen del reactor STR para la reducción de la plata, usando la cinética de reacción dada por el método integral, determinado por la plata electrodepositada.....	110
Tabla 51: Variables necesarias para el cálculo del volumen del reactor CSTR para la reducción de la plata, usando la cinética de reacción dada por el método integral, determinado por la plata electrodepositada.....	111
Tabla 52: Concentraciones y conversiones reales y teóricas para la reacción óxido reducción de la plata.....	111
Tabla 53: Volumen y dimensiones del reactor CSTR para la reacción óxido-reducción de la plata.....	111
Tabla 54: Análisis de pureza usando fluorescencia de rayos x (EDXRF).....	112

LISTADO DE ILUSTRACIONES

Ilustración 1: La riqueza mineralógica del país, zonas de los principales yacimientos de minerales.....	6
Ilustración 2: La riqueza mineralógica del país, ubicación geográfica de minerales metálicos.....	8
Ilustración 3: Minerales y rocas industriales: ubicación y su aplicación industrial parte 1.....	9
Ilustración 4: Minerales y rocas industriales: ubicación y su aplicación industrial parte 2.....	10
Ilustración 5: Minerales y rocas industriales: ubicación y su aplicación industrial parte 3.....	11
Ilustración 6: Diagrama de un Sistema de una celda electrolítica.....	14
Ilustración 7: Sobrepotencial para la formación de hidrógeno y oxígeno en diversos electrodos a 25°C.....	18
Ilustración 8: Tanque típico del proceso con agitación.....	28
Ilustración 9: Dimensionamiento para un sistema de agitación en un tanque.....	30
Ilustración 10: Número de potencia en relación con el número de Reynolds.....	31
Ilustración 11: Composición química (%) de los aceros inoxidable más utilizados en el mercado.....	35
Ilustración 12: Esquema del reactor cilíndrico rotativo.....	37
Ilustración 13: Variación de la concentración normalizada de plata a diferentes velocidades lineales de flujo cuando se aplica un potencial de celda controlado en el intervalo de 0.6 a 0.9V sobre dos electrodos de acero inoxidable 304 durante 210 minutos.....	39
Ilustración 14: Arreglo de los electrodos para su correspondiente evaluación usando 25.0 mL de una solución de 0.1M de CuSO ₄	42
Ilustración 15: Diagrama de proceso de toma de decisiones para la evaluación de los metales para determinar una pareja de electrodos cátodo y ánodo.....	43

Ilustración 16: Diagrama de proceso de toma de decisiones para determinar la corriente de trabajo para las soluciones iónicas de cobre y plata parte 1	45
Ilustración 17: Diagrama de proceso de toma de decisiones para determinar la corriente de trabajo para las soluciones iónicas de cobre y plata parte 2.....	46
Ilustración 18: Celda electrolítica para las pruebas de cinética.....	48
Ilustración 19: Bosquejo de las placas de acero inoxidable 304 utilizadas como Electrodo.....	62
Ilustración 20: Esquema de las dimensiones del reactor intermitente con agitación (STR) para la reacción óxido-reducción del cobre.....	67
Ilustración 21: Esquema de las dimensiones del reactor intermitente con agitación (STR) para la reacción óxido-reducción de la plata.....	68
Ilustración 22: Gramos de cobre metálico electrodepositados en función del tiempo de reacción.....	113
Ilustración 23: Concentración de cobre extraído usando la masa de cobre electrodepositada en los cátodos en función de los diferentes tiempos de reacción.....	113
Ilustración 24: Método integral usando las masas de cobre electrodepositadas en los diferentes tiempos de reacción.....	114
Ilustración 25: Concentración de cobre que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por espectrofotometría de absorción atómica.....	114
Ilustración 26: Método integral usando los resultados de la concentración de cobre que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por espectrofotometría de absorción atómica.....	115
Ilustración 27: Gramos de plata metálica electrodepositados en función del tiempo.....	115
Ilustración 28: Concentración de plata determinada por la masa electrodepositada usando los cátodos en función de los diferentes tiempos de reacción.....	116
Ilustración 29: Método integral usando las masas de la plata metálica electrodepositadas en los diferentes tiempos de reacción.....	116
Ilustración 30: Concentración de plata que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por el método de Mohr.....	117

Ilustración 31: Método integral usando los resultados de la concentración de la plata que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por el método de Mohr.....	117
Ilustración 32: Curva de calibración de los estándares de cobre para el uso del espectrofotómetro de absorción atómica de flama.....	118
Ilustración 33: Lecturas del blanco y estándar 1 de cobre usando el espectrofotómetro de absorción atómica.....	119
Ilustración 34: Lecturas de los estándares de cobre 2, 3, 4 y 5 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.....	120
Ilustración 35: Lecturas de las muestras de cobre del 1 al 3 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.....	121
Ilustración 36: Lecturas de las muestras de cobre del 4 al 7 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.....	122
Ilustración 37: Lecturas de las muestras de cobre del 8 al 12 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.....	123
Ilustración 38: Lecturas de las muestras de cobre del 13 al 16 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.....	124
Ilustración 39: Resultados del análisis de pureza usando fluorescencia de rayos X (EDXRF) para muestras de metal electrodepositado durante las reacciones óxido reducción de cobre y plata.	125
Ilustración 40: Sistema de electrodos después de 1 hora de reacción para la oxidación- reducción del cobre.....	126
Ilustración 41: Sistema de electrodos después de 10 minutos de reacción para la oxidación- reducción de la plata.....	126
Ilustración 42: Reacción de óxido- reducción de una solución de 20 mL de 0.1 M AgNO_3 y 20 mL de 0.1 M CuSO_4 con un par de electrodos de acero inoxidable 304 a 0.081 A, en un tiempo de reacción de 12.0 min.....	127
Ilustración 43: Celda electrolítica operando a 0.055 A para la recuperación de plata metálica.....	127

Ilustración 44: Solución patrón de KCl con 7 gotas de indicador, para la titulación de una solución electrolítica de plata.....	128
Ilustración 45: Primeras gotas de plata que indican que el punto final de la titulación está cerca.....	128
Ilustración 46: Punto final para la titulación según el método de Morh.....	129
Ilustración 47: Sólidos de NaHCO_3 removidos de la solución electrolítica usando filtración.....	129
Ilustración 48: Cristales de AgCO_3 formados en la bureta segundos antes de la titulación, según el método de Morh.....	130
Ilustración 49: Analizador de fluorescencia por rayos x de la Universidad de San Carlos de Guatemala.	130

RESUMEN

El siguiente Trabajo de Graduación tiene como objetivo principal determinar un modelo cinético para soluciones individuales de cobre y plata de concentración aproximada a un efluente industrial minero y de radiografía usando una celda electrolítica para proponer un reactor electrolítico a escala laboratorio. Para lograr dicho objetivo, fue necesario realizar una serie de experimentos a escala laboratorio, con dos metales cobre y plata, por ser estos metales de valor considerable en el mercado. Las pruebas se realizaron usando una solución de 0.1 M CuSO_4 y otra solución de 0.1M AgNO_3 . Se evaluaron metales para su uso como electrodos, se determinó la corriente de trabajo necesaria para la reducción de los iones de cobre y plata, y se determinaron los modelos de reacción para las reacciones óxido- reducción del cobre y la plata en el laboratorio. Además, se determinaron las dimensiones de dos reactores electrolíticos del tipo intermitente con agitación (STR) a escala laboratorio; para cada reacción de reducción, cobre y plata.

Las pruebas en el laboratorio y la cinética de reacción se llevaron a cabo usando una la celda electrolítica, cuyos electrodos consistieron en placas de acero inoxidable 304 de 0.05m de largo, 0.025m de ancho y espesor de 0.001 m. El arreglo propuesto para los electrodos fue de ánodo-cátodo-ánodo-cátodo-ánodo, colocadas una frente a otra, con una distancia constante de 0.01m. Las concentraciones de trabajo fueron de 0.1 M CuSO_4 , y 0.1 M AgNO_3 . La corriente eléctrica fue suministrada usando una fuente de poder BX PRECISION 1760A, la cual suministró 0.447A, para la reducción del cobre y 0.055A para la reducción de la plata. El orden y la constante de reacción para la reducción del cobre fue de 0.5 y $2.5 \times 10^{-5} \text{L}^{1.5}/\text{mol}^{1.5} \cdot \text{s}$ respectivamente. Mientras que para la reducción de la plata, el orden fue de 0.1 y la constante de reacción fue de $-0.9 \times 10^{-6} \text{L}^{1.1}/\text{mol}^{1.1} \cdot \text{s}$.

Se obtuvo un volumen de $5.17 \times 10^{-4} \text{m}^3$ para el reactor tipo STR, para la reducción de cobre, con una altura de 0.1010m y radio de 0.04038 m. Las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.0350 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015m^2 . La potencia de giro del impulsor de paletas fue de 0.3628 W. Se obtuvo un volumen de $4.33 \times 10^{-4} \text{m}^3$ para el reactor tipo STR, para la reducción de la plata, con una altura de 0.0951m y radio de 0.0381m. Las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.033 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015m^2 . La potencia de giro del impulsor de paletas fue de 0.2974 W.

I. INTRODUCCIÓN

La humanidad, hace más o menos cinco mil años, empezó a utilizar metales para elaborar instrumentos, comenzando con el cobre, que al resultar demasiado blando fue sustituido por el bronce, como una aleación de cobre y estaño; y luego se descubrió el hierro, siendo el más utilizado para la fabricación de herramientas.

Hoy en día, la sociedad depende de materiales relacionados con metales y minerales para la generación y transmisión de energía, movilización, transporte y comunicaciones; y casi en todas las actividades de la vida diaria. Por otra parte, la humanidad se enfrenta a problemas de contaminación, algunos causados por la inapropiada explotación y uso de los metales y minerales; por lo que es necesario encontrar un equilibrio entre la explotación y uso de metales y minerales; y el cuidado y protección del ambiente.

Industrias como la metalúrgica, minería, farmacéuticas, joyería, electrónica y semiconductoras, producen una gran cantidad de residuos industriales, con altos contenidos de metales pesados y preciosos, que generalmente terminan en las aguas residuales. La eliminación de estos metales, si la industria es responsable por sus desechos y efectos sobre el ambiente, se realizan por métodos fisicoquímicos, en donde los diferentes metales se precipitan como hidróxidos. Al hacer este tratamiento, se generan grandes cantidades de lodos. A pesar de este tratamiento, los límites de solubilidad de los metales pesados, en muchos casos, superan los permitidos por la legislación ambiental.

En Guatemala, el cumplimiento de normas ambientales por la industria ha sido muy criticada en medios de comunicación social, especialmente la minería, de la cual se considera que descarga al ambiente altas concentraciones de metales pesados, superiores a las legalmente establecidas; y sin un buen control del agua de desecho. En este aspecto se genera desconfianza y descontento en la población, al grado que actualmente se pide el cierre de las empresas mineras.

El objetivo general de este trabajo consistió en determinar un modelo cinético para soluciones individuales de cobre y plata de concentración aproximada a un efluente industrial minero y de radiografía, usando una celda electrolítica para proponer un reactor electrolítico a escala laboratorio. Este modelo cinético permitió la recuperación de los metales cobre y plata usando la electrodeposición, la cual reduce los metales en su forma metálica más valiosa, es decir, en su estado de oxidación cero, sin la necesidad de la compra y adición de otros productos químicos.

La electrodeposición consiste en depositar electrolíticamente los iones metálicos sobre un electrodo al cambiar estos a su estado de oxidación "0". El sistema consiste en un cátodo en donde se deposita el metal, un ánodo y una fuente de alimentación de corriente, la cual proporciona la tensión necesaria para la

electrólisis. La reacción involucrada durante este proceso es la reacción del par redox de interés. (Allen, 1970)

El proceso de electrodeposición se lleva a cabo usando un reactor electroquímico, que se puede definir como el montaje o dispositivo contralado para soportar una reacción electroquímica de aplicación práctica. Los reactores electroquímicos son células electroquímicas que realizan un servicio útil. (Allen, 1970)

Este trabajo expone dos modelos cinéticos para la remoción o recuperación de cobre y plata determinados usando soluciones iónicas preparadas; una de sulfato de cobre anhídrido de grado reactivo Merck y otra de nitrato de plata de grado reactivo Merck.

Durante la investigación se realizaron experimentos a escala laboratorio, con los metales cobre y plata. Las pruebas se realizaron usando soluciones de 0.1 M CuSO_4 y 0.1M AgNO_3 . Se evaluaron metales para su uso como electrodos, se determinó la corriente de trabajo necesaria para la reducción de los iones de cobre y plata, y se determinaron los modelos de reacción para las reacciones óxido- reducción del cobre y la plata en el laboratorio. Además, se determinaron las dimensiones de dos reactores electrolíticos del tipo intermitente con agitación (STR) a escala laboratorio; para cada reacción de reducción de cobre y plata.

Como resultado se determinó que el metal acero inoxidable 304, es el que puede ser utilizado como electrodo, tanto como cátodo y ánodo, debido a que sus características permiten la reducción de los iones cobre y plata. Se determinó que la corriente de trabajo para la reacción óxido- reducción del cobre fue de 0.447 A, y para la reacción óxido-reducción fue de 0.055A. De acuerdo con los resultados obtenidos de la cinética de reacción redox del cobre, se obtuvo un orden de reacción de 0.5 con una constante k de reacción de $2.5 \times 10^{-5} \text{ L}^{1.5}/\text{mol}^{1.5} \cdot \text{s}$. Y para la cinética de reacción redox de la plata se obtuvo un orden de reacción de 0.1 con una constante k de reacción de $-0.9 \times 10^{-6} \text{ L}^{1.1}/\text{mol}^{1.1} \cdot \text{s}$. Usando los modelos cinéticos se determinaron los volúmenes de los reactores electrolíticos de ambos metales.

Se obtuvo un volumen de $5.17 \times 10^{-4} \text{ m}^3$ para el reactor tipo STR, para la reducción de cobre, con una altura de 0.1010m y radio de 0.04038 m. Las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.0350 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015 m^2 . La potencia de giro del impulsor de paletas fue de 0.3628 W. El volumen para el reactor tipo STR, para la reducción de la plata, fue de $4.33 \times 10^{-4} \text{ m}^3$ con una altura de 0.0951m y radio de 0.0381m. Las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.033 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015 m^2 . La potencia de giro del impulsor de paletas fue de 0.2974 W.

II. OBJETIVOS

A. Objetivo general

Determinar un modelo cinético para soluciones individuales de cobre y plata de concentración aproximada a un efluente industrial minero y de radiografía usando una celda electrolítica, para proponer dos reactores electrolíticos uno para cada metal a escala laboratorio.

B. Objetivos específicos

Evaluar metales que puedan ser utilizados como electrodos usando sus características que permitan la reducción de iones de cobre y plata en soluciones iónicas, que simulen aguas residuales industriales, para proponer electrodos cátodo y ánodo a escala laboratorio.

Determinar la corriente de trabajo necesaria para la reducción específica de iones de cobre y plata en soluciones iónicas que simulen aguas residuales industriales usando pruebas experimentales para lograr una conversión aceptable de los iones presentes en cada solución.

Determinar la cinética de reacción óxido-reducción usando el método integral, para una solución iónica de 0.1M de sulfato de cobre anhídrido grado reactivo usando la medición de la masa del cobre recuperado, y la concentración del cobre no reaccionado en la solución, en función del tiempo.

Determinar la cinética de reacción óxido-reducción usando el método integral, para una solución iónica de 0.1 M de nitrato de plata grado reactivo, usando la medición de masa de la plata recuperada, y la concentración de la plata no reaccionado en la solución, en función del tiempo.

Determinar las dimensiones de los reactores electrolíticos, a escala laboratorio, que permita la reducción de cobre y plata, usando una diferencia de potencial usando los modelos cinéticos.

III. JUSTIFICACIÓN

Diversas industrias como la metalúrgica, minería, farmacéutica, joyería, electrónica y de producción de semiconductores, producen una gran cantidad de residuos industriales con altos contenidos de metales pesados y metales preciosos, que generalmente terminan en las aguas residuales. La presencia de estos metales en efluentes industriales trae consigo problemas de contaminación al ambiente, daños a la salud del hombre y otros seres vivos, y si los límites de consumo se exceden pueden provocar incluso la muerte. Muchos de estos compuestos se encuentran catalogados como contaminantes prioritarios. El cobre, plomo, plata, cromo y boro son tóxicos, razón por la cual se deben considerar en el diseño de plantas de tratamiento de aguas residuales. (Carretero y Pozo, 2008)

La exigencia legal y ambiental para el tratamiento de aguas residuales industriales se incrementa gracias a las relaciones comerciales a nivel internacional y se encuentra descrita para Guatemala en el Acuerdo Gubernativo 236-2006. Por lo que el tratamiento para la eliminación total o parcial de metales pesados llega a ser obligatoria, en los límites de dicho Acuerdo Gubernativo. El tratamiento requerido para la minimización del impacto ambiental que ocasionan los metales presentes en las aguas residuales, representa un costo, el cual varía según el método que la empresa escoge utilizar.

Cumplir con acuerdos legales y ambientales puede llegar a ser difícilmente viable y no es acatado por algunas empresas al tratar los metales presentes en las aguas residuales. Sin embargo, si se cambia el enfoque, y se toma en cuenta la posibilidad de recuperar en lugar de desechar, con incentivos económicos, puede aprovecharse estos residuos. Algunos metales pesados tienen un valor considerable en el mercado, tal es el caso para el cobre, plata, oro, entre otros. Según los pronósticos del Banco Mundial realizados el 20 de julio del 2015, el precio promedio anual del cobre para el año 2016 sería de 5.96 US\$/ kg y para la plata, de 511.20 US\$/ kg. (Banco Mundial, 2015)

De conformidad con las disposiciones legales de Guatemala, la cantidad máxima permisible de cobre en las aguas residuales es de 3 mg/L. En el caso de la plata no se tiene un límite establecido, pero según las regulaciones españolas y mexicanas la plata no se puede exceder de 5 mg/L. Según Solorza (2005), efluentes sin tratamiento, provenientes de industrias, se encuentran en el rango de 500 a 950 mg/L de cobre. En el caso de la plata el rango es de 20 a 100 mg/L.

Las aguas residuales de las industrias minera y radiográficas, que, por sus actividades normales como empresas, contengan concentraciones de cobre y plata superiores a las cantidades permitidas legalmente, podrían mediante un reactor electrolítico, recuperar el cobre y la plata como un incentivo económico, más que por una obligación legal, mejorando sus ingresos y cumpliendo con la ley. En este caso la materia prima la constituye las aguas residuales con concentraciones de cobre y plata, que obviamente no tiene costo alguno,

solamente hay que cubrir los costos de operación, los cuales varían dependiendo del tamaño del reactor electrolítico.

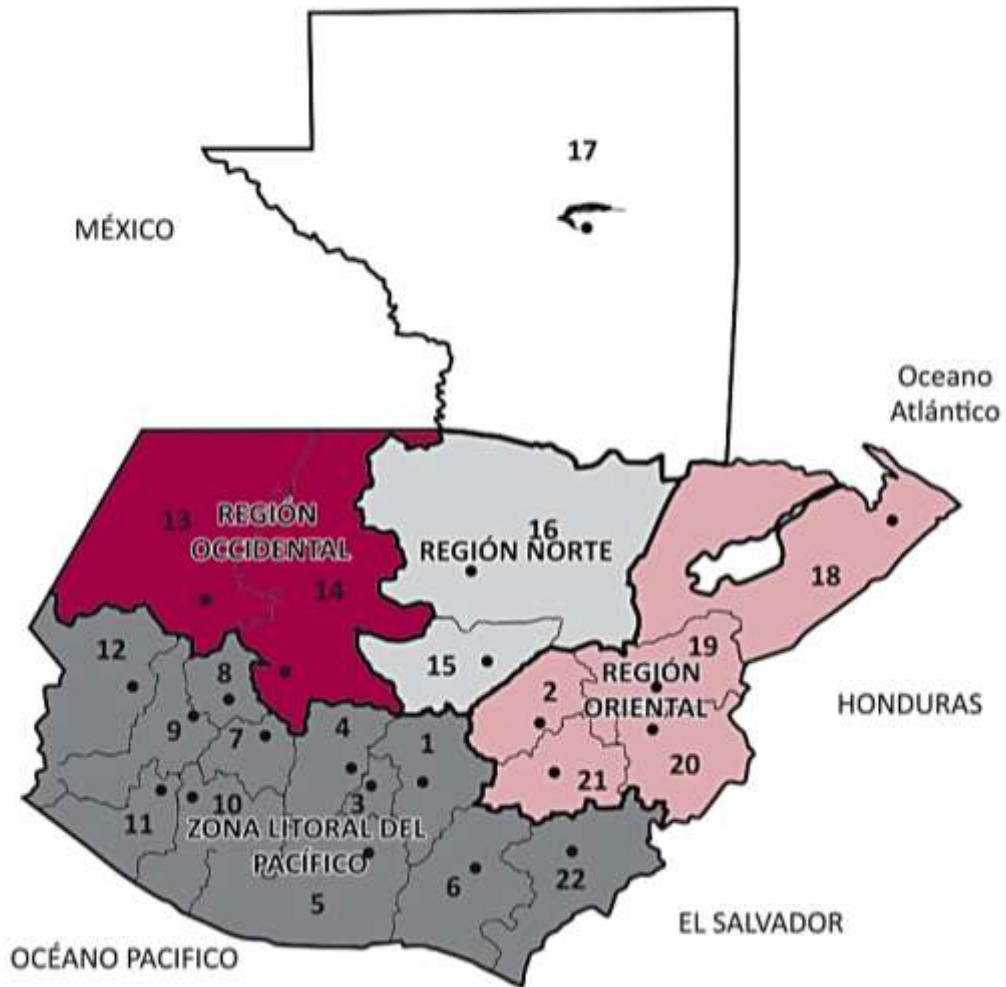
En países como México y Chile ya se están utilizando este tipo de reactor electrolítico para la recuperación de metales en sus industrias, cuya tecnología, si bien es cierto, aún no es muy avanzada, se están construyendo estos reactores electrolíticos a pequeña escala y no cabe la menor duda que serán la solución para el problema de contaminación del ambiente por metales pesados

IV. MARCO TEÓRICO

A. La minería de Guatemala: territorios y uso industrial.

De acuerdo con el ministerio de Energía y Minas (Guatemala, 2004), en Guatemala se definen cuatro regiones mineras, en las cuales se encuentran los principales depósitos minerales: la región occidental, la región norte, la región oriental y la zona litoral del Pacífico. De igual manera, se muestra la ubicación geográfica de minerales metálicos en el país. (ICEFI, 2014)

Ilustración 1: La riqueza mineralógica del país, zonas de los principales yacimientos de minerales.



(ICEFI, 2014)

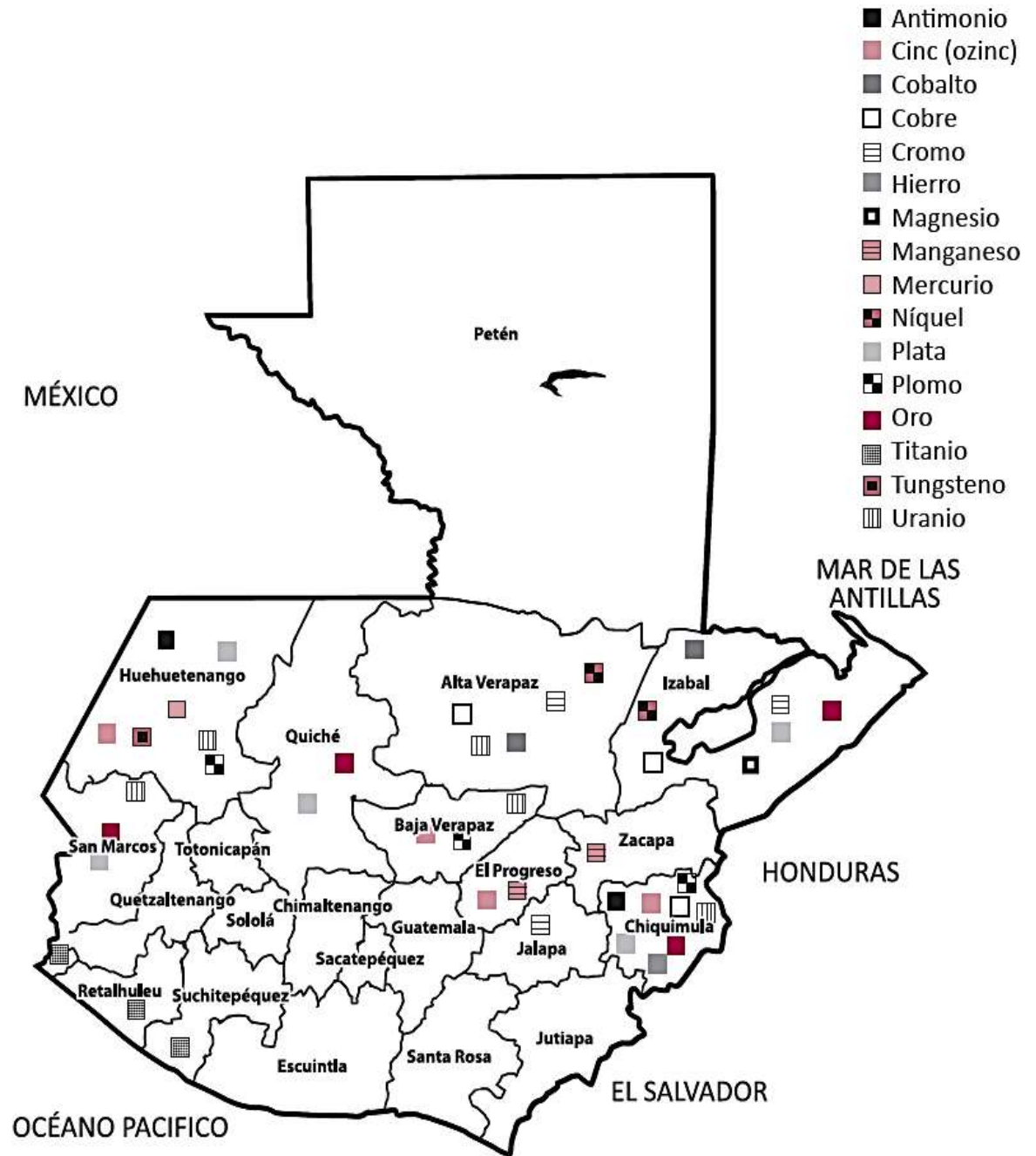
Región oriental (rosado claro): En esta región destaca en importancia la mineralización económica de oro con pequeñas cantidades de plata en venas de cuarzo, así como zonas solidificadas emplazadas en fracturas. Este yacimiento se localiza en el distrito minero de Chiquimula, en donde también ocurren depósitos de cobre en Xororaguá, Hacienda el Santo; plomo, cinc y plata en Tercerón, y zonas de óxidos de hierro en San José la Arada, localidades aledañas a la ciudad de Chiquimula. Los depósitos más importantes de cobre, plomo, cinc, plata y oro ocurren en el distrito minero de Concepción las Minas, localizado en la parte sureste del departamento de Chiquimula. (ICEFI, 2014)

Región occidental (vino tinto): destacan en importancia los depósitos de plomo y cinc con asociaciones de plata y cobre que yacen en los distritos mineros de Chiantla-San Sebastián y San Miguel Acatán, en el departamento de Huehuetenango. No menos importantes son los depósitos de antimonio-tungsteno que yacen en San Ildefonso Ixtahuacán, Huehuetenango. Actualmente, esta última es una de las minas que se explota; de ella se obtiene un concentrado mineral con 60% de antimonio, con un grado de hasta 8% de tungsteno. Otro distrito minero importante es el de Caníbal, al oeste de Cuilco, Huehuetenango, en donde a ora un dique de ilmenita con tendencia Este-Oeste, bezante al sur y paralelamente a la zona de la falla Cuilco-Chixoy-Polochic, que se prolonga a territorio mexicano. (ICEFI, 2014)

Zona Litoral del Pacífico (gris oscuro): zona constituida por una faja angosta a lo largo del Océano Pacífico. La mineralización económica está conformada por grandes volúmenes de arenas ricas en magnetita y titanio acumulados en la zona litoral y que forman parte del potencial minero de Guatemala. (ICEFI, 2014)

Región norte (gris claro): la mineralización está constituida por una serie de yacimientos de plomo-cinc-plata, níquel-cobalto y cobre ubicados en cuatro principales distritos mineros. Los depósitos de plomo-cinc-plata se localizan principalmente en el distrito minero de Cobán, en la región de Las Verapaces. Destaca un área de gran importancia en la parte norte de la falla Cuilco-Chixoy-Polochic. También destaca el depósito de la mina Caquipec, al sureste de Cobán, Alta Verapaz. La mineralización presenta contenidos promedio de 12% de plomo, 30% de cinc y 10 onzas/ton de plata. De aquí se han producido concentrados de plomo con 36-62% de plomo y 15 a 20 onzas/ton de plata. Revisten importancia, también, los depósitos de níquel-cobalto, los cuales ocurren en dos distritos principales. El de mayor interés económico se localiza en la región de El Estor, Izabal, en donde se ha evaluado un potencial de 50 millones de toneladas de laterita, con 1.5% de níquel y 0.05% de cobalto. El otro yacimiento se localiza entre las localidades de Uspantán y San Cristóbal Verapaz, en los departamentos de Quiché y Alta Verapaz, respectivamente. (ICEFI, 2014)

Ilustración 2: La riqueza mineralógica del país, ubicación geográfica de minerales metálicos.



(ICEFI, 2014)

Ilustración 3: Minerales y rocas industriales: ubicación y su aplicación industrial parte 1.

Mineral	Localización	Uso industrial
Antimonio	Huehuetenango, Chiquimula	Placas de acumuladores, tipos de imprenta, pinturas y lacas, fósforos y aleaciones para motores.
Cinc	Huehuetenango, Chiquimula, Baja Verapaz.	Lámina y tubería galvanizada, vaciado de moldes, pilas húmedas, separación de plata del plomo, separación de oro del cianuro. Fabricación de hidrosulfito de sodio: blanqueador para jabones, desteñido, preservación de madera, fundente para soldar, pavonado del acero, mercerizado de algodón, aprestado de telas, vulcanizado de caucho. Sulfato de cinc: mordiente para tintes, fabricación de pinturas, blanqueador de papel, galvanoplastia. Sulfuro de cinc: pigmento para pintura, linóleo y cuero. Óxido de cinc: pigmento para pintura blanca, cosméticos y cementos odontológicos, porcelana, neumáticos, cola blanca, fósforos, tinta de imprenta.
Cobalto	Alta Verapaz, Izabal	Aleaciones de acero, magnetos, varilla de soldadura, pigmentos, pintura para vidrio y porcelana, higrómetros y barómetros, absorbente para gases tóxicos, satinados para cerámica.
Cobre	Chiquimula, Alta Verapaz, Izabal	Alambre para electricidad y teléfono, numerosas aleaciones, pintura y pigmentos para papel, calderas, serpentines, insecticidas y exterminadores, pirotecnia, cera de dorado, flores artificiales, mordientes para teñido, sedas artificiales, estampado, vidrio de colores, electrodos.
Cromo	Alta Verapaz, Izabal, Jalapa	Acero inoxidable, acero resistente al calor, alambre para resistencias eléctricas.
Hierro	Chiquimula	Fabricación de acero, ferroaleaciones para imanes, alambre y varillas de construcción, planchas, láminas.
Magnesio	Izabal, El Progreso	Aditivo para aumentar resistencia al aluminio. Matrices y moldes, señales luminosas, aislamiento térmico, pigmentos, polvos dentífricos, pulido, carga para hule, cementos de magnesio, extinguidores de incendios, apresto para tejidos, secador para gases, descamador de calderas, curtido de cuero, abonos, fósforos, papel escarchado, pulpa de papel.

Ilustración 4: Minerales y rocas industriales: ubicación y su aplicación industrial parte 2.

Mineral	Localización	Uso industrial
Manganeso	El Progreso, Zacapa	Constituyente esencial del acero, despolarizante de pilas secas, fabricación de esmaltes y pinturas, mordientes, abonos, curtiembre, desinfectantes, pavonado de hierro, mordientes para telas.
Mercurio	Huehuetenango	Productos medicinales y farmacéuticos, preparaciones odontológicas, fulminantes y detonadores para explosivos, agricultura, pinturas antincrustantes para barcos, catalizador para cloro, soda cáustica y ácido acético, lámparas de arco de mercurio, amalgama para la extracción de oro y plata, fabricación de espejos, galvanoplastia, pavonado de hierro y acero, preservador de madera, estampado de telas, curtido de cueros, mordiente para pieles, desinfectantes, dorado al fuego, pinturas para porcelana, oscurecedor de latón. Extraer oro de arenas, uso en termómetros. Amalgama de plata para odontología.
Níquel	Izabal, Alta Verapaz	Acero inoxidable, acero resistente al calor y ácidos, plata alemana, alambre de níquel y cromo para resistencias eléctricas, metal monel (cobre, hierro, níquel y manganeso), niquelado, monedas, electrotipos acumuladores, magnetos, puntas de pararrayos, electrodos, bujías, cojinetes y chumaceras, catalizador en la hidrogenación del aceite, catalizador para endurecer grasas, barnices para cerámica, pigmentos resistentes a la luz solar, mordiente para tinte y estampado, productos medicinales y farmacéuticos.
Plata	Huehuetenango, Chiquimula, Baja Verapaz	El uso industrial más importante de la plata es en material fotográfico y de rayos X. Usos monetarios, aparatos eléctricos, cojinetes de motores, aleaciones para bronceado, platería y joyería, espejos, artículos médicos y odontológicos, plateado grabado de marfil.
Plomo	Huehuetenango, Chiquimula, Baja Verapaz	Metales antifricción, proyectiles, recubrimiento de cables, moldeado de metales, tubos plegadizos, soldadura, acumuladores, pigmentos antioxidantes, insecticidas, refinado de aceite, caucho, barniz, galvanoplastia, tipos de imprenta, fundente, electrodos para pilas, pirotecnia.

Ilustración 5: Minerales y rocas industriales: ubicación y su aplicación industrial parte 3.

Mineral	Localización	Uso industrial
Oro	Chiquimula, Izabal, Quiché, San Marcos	Joyería, monedas, conductores eléctricos, dorado de metales, aparatos electrónicos, teléfonos celulares.
Titanio	Costa Sur, San Marcos	Aleaciones, mordiente para algodón y cuero, recubrimiento de varillas de soldadura, pigmentos para pinturas, desoxidante y fundente de acero, fabricación de linóleo y cuero artificial, cremas y betunes para zapatos, recubridores faciales.
Tungsteno	Huehuetenango	Aleaciones para buriles de alta velocidad, filamentos para lámparas y agujas fonográficas, aleaciones para magnetos, tela incombustible, pantallas de TV, reactivo químico.
Uranio	Franja volcánica	Usos nucleares, fabricación de proyectiles, fotografía.

Según el Dr. Robert Moran de la universidad de Texas, 2009. Estable que los minerales comunes en Guatemala que son explotados en las minerías son: plomo, plata, cinc, cobre y oro. Otros minerales comunes en el país son tungsteno, arsenopirita y antimonio.

B. La electroquímica ambiental: una aplicación emergente de la ingeniería electroquímica.

La electroquímica es una disciplina científica y tecnológica que estudio el diseño y la operación de los equipos y procesos en los que se produce interconversión entre energía química y eléctrica. Es a su vez fuente de estudio de otras ramas del conocimiento como la ingeniería energética y la ingeniería ambiental. Las aplicaciones de la electroquímica se han convertido en tecnologías de referencia, debido a las muy buenas propiedades del reactivo que utiliza: el electrón. (Barrera, 2014)

En general, los procesos electroquímicos de remediación ambiental presentan una serie de ventajas respecto a las tecnológicas no electroquímicas, con las que compiten. Las ventajas que destacan son las siguientes: (Barrera, 2014)

- No se utilizan reactivos químicos, dado que el electrón es el único reactivo intercambiado. Por lo que se evita el transporte y la manipulación de compuestos altamente oxidantes y aumentan las condiciones de seguridad laborales. (Barrera, 2014)

- Los procesos electroquímicos se suelen desarrollar a presión atmosférica y a temperaturas próximas a la temperatura ambiente. Por lo tanto, se da un ahorro en los materiales de construcción, siendo la inversión muy inferior a la requerida en sistemas tales como la incineración o la oxidación supercrítica. (Barrera, 2014)
- El equipo que se requiere para el tratamiento es muy sencillo, en comparación con el que se utiliza con otras técnicas de remediación como, por ejemplo, la ozonización. El componente central de este equipo es un reactor electroquímico, en el que el agua a tratar entra en contacto con dos electrodos, entre los que se establece una diferencia de potencial por medio de una fuente de alimentación. Esta diferencia de potencial provoca la movilidad de electrones y las correspondientes reacciones de oxidación en uno de los electrodos y de reducción en el otro. La sencillez del equipo y la facilidad de medida de las variables involucradas en los procesos hacen que estos procesos sean fácilmente automatizables. (Barrera, 2014)
- El control del potencial puede permitir un tratamiento selectivo de determinadas especies que se oxidan o reducen con mayor facilidad. Ventaja importante respecto a otras tecnologías ambientales, en las que la selectividad es prácticamente nula. (Barrera, 2014)

Para conseguir que esta tecnología sea competitiva con otras equivalentes es esencial el diseño apropiado del reactor que se va a utilizar, junto con la adecuada selección de los materiales para los electros y la optimización de los parámetros de funcionamiento. Algunas aplicaciones de la ingeniería electroquímica ambiental son las siguientes: el tratamiento de suelos contaminados por procesos electrocinéticos, el lavado electroquímico de suelos, las barreras reactivas permeables, las barreras contenedoras de la contaminación, el tratamiento de efluentes gaseosos y la combinación con procesos de absorción, el tratamiento de efluentes líquidos utilizando electrólisis, la electrodeposición, la electrocoagulación y la electrodiálisis. (Barrera, 2014)

C. Electrólisis

La electrólisis se refiere a la descomposición química de una sustancia usando la electricidad. La electrólisis es un proceso mediante el cual, se hace pasar una corriente eléctrica a través de una sustancia ya sea en solución o fundida, la cual realiza una separación de los iones que lo conforman. Este proceso se utiliza para descomponer una sustancia en sus elementos, para purificar metales y para aplicar una capa metálica externa a un objeto. Al proceso por el que una corriente eléctrica produce una reacción química se le conoce como electrólisis. (Posadas, 1980)

D. Reacción oxidación-reducción:

Se le denomina reacción redox o reacción oxidación-reducción, a toda aquella reacción química en donde se da lugar a una transferencia de electrones de un reactivo a otro, generando un cambio en los estados de oxidación de los mismos. Se da una oxidación y una reducción, simultáneamente. La oxidación es la pérdida de electrones por parte de una especie, mientras que la reducción es la ganancia de electrones. (Skoog, 2001)

Para que exista una reacción redox se debe contar con un agente oxidante y otro agente reductor. Una sustancia que acepta electrones durante la reacción se le conoce como agente oxidante o simplemente oxidante. Por otro lado, a la sustancia que cede electrones a otra especie se le conoce como agente reductor o simplemente reductor. (Skoog, 2001)

Toda reacción redox puede desglosarse en dos semirreacciones que participan en equilibrio, en donde se puede observar cual especie gana electrones y cual pierde electrones. La suma neta de ambas semirreacciones es la reacción reducción-oxidación neta. Para balancear las semireacciones debe existir el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la reacción, así como la carga neta de cada lado de la ecuación debe ser la misma. (Skoog, 2001)

E. Celdas electroquímicas:

Una celda electroquímica consiste en dos conductores denominados electrodos, cada uno sumergido en una solución electrolítica. La reacción redox se puede efectuar por dos métodos. En uno, la reacción se realiza usando contacto directo entre el oxidante y el reductor en un recipiente adecuado. En el segundo método, los reactivos no están en contacto directo entre sí. En una celda electroquímica, el cátodo es el electrodo en el que se lleva a cabo la reacción de reducción. El ánodo es el electrodo en el que se da la reacción de oxidación. En la práctica, se puede trabajar con tres electrodos: el electrodo de trabajo (ET) que se define como aquél en el que se tiene lugar la reacción electroquímica de interés, el electrodo auxiliar o contraelectrodo (EA) que sirve para cerrar el circuito y permitir el pasaje de corriente eléctrica, y por último, el electrodo de referencia que sirve para conocer cada uno de los procesos anódicos y catódicos por separado (este electrodo se caracteriza por mantener constante su potencial). (Skoog, 2001)

La celda electroquímica es capaz de obtener energía eléctrica usando reacciones químicas o fomentar una reacción química usando energía eléctrica, es decir, al cargar la celda. Las celdas electroquímicas se pueden clasificar en dos tipos:

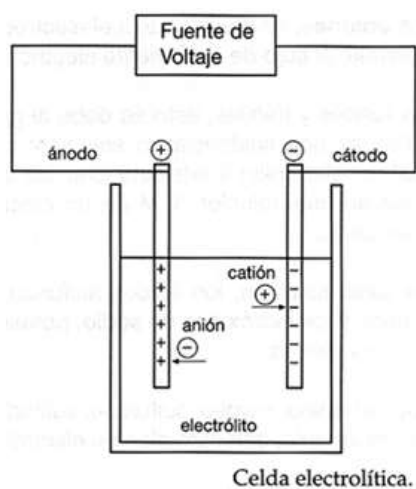
1. Celdas galvánicas o voltaicas. En este tipo de celdas las reacciones en ambos electrodos tienden a ocurrir de manera espontánea, y al mismo tiempo estas reacciones producen un flujo de electrones desde el

ánodo hacia el cátodo a través de un conductor externo o circuito. La energía potencial de la celda produce electricidad. (Posadas, 1980).

2. Celdas electrolíticas. Para que ocurran las reacciones óxido reducción de los electrodos es necesario brindarle voltaje o energía al sistema, mediante una fuente de poder externa. Dicho voltaje dependerá de los reactivos de la reacción redox o de la diferencia del potencial de los electrodos. A diferencia de las celdas galvánicas, los electrodos de las celdas electrolíticas pueden estar en un solo recipiente en donde se puede llevar a cabo las dos semirreacciones. (Posadas, 1980)

El movimiento de los electrones a través del sistema se favorece al imponer una diferencia potencial entre dos electrodos (ánodo y cátodo), lo que provoca la transferencia de electrones en las interfaces de estos. La corriente que circula en el sistema durante la electrólisis es directamente proporcional a la concentración de materia prima. Esto es la corriente farádica. (Barrera, 2014)

Ilustración 6: Diagrama de un Sistema de una celda electrolítica.



(Barrera, 2014)

F. Representación esquemática de las celdas:



Una sola línea vertical indica un límite de fases o interfaces en donde se genera un potencial. Este límite puede ser entre un terminal sólido y la solución del electrodo. La doble línea vertical indica el límite de dos fases. En cada interface se desarrolla un potencial de unión líquida. (Skoog, 2001)

En el extremo izquierdo se encuentra el ánodo, la semicelda de oxidación y en el derecho el cátodo, la semicelda de reducción. Otra manera de representar la celda es: (Skoog, 2001)



En este caso se dan a conocer los reactivos que se emplearon para preparar la celda en lugar de los iones que participan en las semirreacciones de la celda. (Skoog, 2001)

El convenio de los signos para las celdas es de izquierda a derecha, es decir, la regla positiva a la derecha. Siempre se debe medir el potencial de la celda conectado a la terminal positiva (terminal rojo) del voltímetro al cátodo, y la terminal tierra (terminal negativo) al ánodo. (Skoog, 2001)

G. Potenciales de electrodo:

La reacción de una celda electroquímica está formada por dos semirreacciones de celda, cada una asociada a un potencial de electrodo característico. Estos potenciales de electrodo miden la fuerza conductora para las dos semirreacciones, por convención se escriben en su forma reducida. La expresión general es:

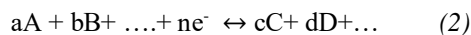
$$E_{\text{celda}} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{ánodo}} \quad (1)$$

La diferencia de potencial es una medida de la tendencia de la reacción al ocurrir desde un estado de no equilibrio hasta uno de equilibrio. (Skoog, 2001)

H. La ecuación de Nerst

Un potencial de electrodo es una medida de la diferencia de las concentraciones de las especies químicas en una semicelda y sus valores de equilibrio. El principio de Le Châtelier indica que, al aumentar la concentración de los reactivos, la ecuación química se desplaza a la derecha, y al aumentar la concentración de los productos se desplaza a la izquierda. Entonces, es más fácil que se dé la reacción en una solución concentrada que en una solución diluida del ion. Por ende, la magnitud del potencial electrodo será mayor al aumentar la concentración del ion. (Skoog, 2001)

La relación cuantitativa entre la concentración y el potencial electrodo se puede analizar considerando una semirreacción reversible: (Skoog, 2001)



Donde las letras mayúsculas representan las especies participantes en la reacción y las letras minúsculas cursivas indican el número de moles de cada especie que se encuentra en la semirreacción. Para este proceso, el potencial de electrodo está dado por la siguiente ecuación. (Skoog, 2001)

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (3)$$

En donde:

E^0 : potencial estándar de electrodo dado por la semirreacción

R: constante de los gases, 8.314 J/mol K

T: temperatura, K

n: número de moles de electrones

F: constante faradio, 96485 C (columbios)

ln: logaritmo natural

Al sustituir los valores numéricos de las constantes dadas, convirtiendo a logaritmos con base 10 y trabajando específicamente a la temperatura de 25 °C, se obtiene: (Skoog, 2001)

$$E = E^0 - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (4)$$

Para utilizar la ecuación de Nerst ya sea la original o la que trabaja a 25°C, las concentraciones de las especies se deben emplear en moles por litro. Si la especie química es un líquido puro o un sólido puro, su actividad es igual a la unidad. (Skoog, 2001)

La ecuación de Nerst permite calcular E en función de las concentraciones de los reactivos y los productos en una reacción redox. (Skoog, 2001)

Para una semireacción, el potencial de electrodo es una medida del grado en que las concentraciones reales existen en una semicelda difieren de los valores de equilibrio. (Skoog, 2001)

I. Las leyes de Faraday

Existen fenómenos involucrados en el proceso de manejo de electrones por una celda electroquímica. Una de ellas es la electrodeposición de masa, la cual es descrita por las leyes de Faraday. La primera ley de Faraday establece que “la masa de un elemento depositado en cualquiera de los electrodos durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que pasa a través del electrolito”. La cantidad de carga eléctrica en general se mide en coulomb.

$$m = \frac{Q \cdot M}{F \cdot n} = \frac{I \cdot t \cdot M}{9,6500 \cdot n} \quad (5)$$

donde:

m= la masa de la sustancia producida en el electrodo (g)

Q= carga eléctrica total que pasó por la solución (coulomb)

F= 9,6500 C/mol, es la constante de Faraday

M= masa molar de la sustancia (g/mol)

t= tiempo transcurrido (s)

I= corriente eléctrica (A)

n= número de electrones en la reacción de óxido reducción.

Por otro lado, la segunda ley de Faraday dice que: “Las masas de diferentes sustancias producidas por el paso de una corriente son directamente proporcionales a sus pesos equivalentes”. Al unir la segunda ley con la primera se tiene la siguiente relación:

$$W = \frac{I \cdot t \cdot M}{F \cdot n} \quad (6)$$

Donde W se refiere a los gramos teóricos de elemento depositado en un electrodo en g/cm².

1. Polarización por transferencia de carga. La polarización por transferencia de carga surge cuando la velocidad de reacción oxidación o de reducción en uno o en ambos electrodos no es suficientemente rápida para dar corrientes de la intensidad demanda por la teoría. El sobre potencial que surge debido a la polarización por transferencia de carga tiene las siguientes características: 1) Los sobrepotenciales aumentan con la densidad de corriente (amperios por centímetro cuadrado de electrodo). 2) Generalmente, los sobrepotenciales disminuyen cuando aumenta la temperatura. 3) Los sobrepotenciales varían con la composición química del electrodo, siendo a menudo más acusados con los metales más ligeros como el estaño, el plomo, el cinc y el mercurio. 4) Los sobrepotenciales son más adecuados para procesos de electrodo que producen gases como hidrógeno u oxígeno, y son frecuentemente despreciables cuando se deposita un metal o cuando un ion sufre un cambio en su estado de oxidación. 5) La magnitud del sobrepotencial en

cualquier situación no se puede predecir exactamente, ya que está determinada por un número incontrolable de variables. La siguiente tabla muestra el sobrepotencial necesario en casos específicos para el H₂ y el O₂. (Wilches, 2007)

Ilustración 7: Sobrepotencial para la formación de hidrógeno y oxígeno en diversos electrodos a 25°C.

Composición del electrodo	Sobrepotencial (V) (Densidad de corriente 0,001 A/cm ²)		Sobrepotencial (V) (Densidad de corriente 0,01 A/cm ²)		Sobrepotencial (V) (Densidad de corriente 1,0 A/cm ²)	
	H ₂	O ₂	H ₂	O ₂	H ₂	O ₂
Pt pulido	-0,024	-0,721	-0,068	-0,85	-0,676	-1,49
Pt platinizado	-0,015	-0,348	-0,030	-0,521	-0,048	-0,76
Au	-0,241	-0,673	-0,391	-0,963	-0,798	-1,63
Cu	-0,479	-0,422	-0,584	-0,580	-1,269	-0,793
Ni	-0,563	-0,353	-0,747	-0,519	-1,241	-0,853
Hg	-0,9		-1,1		-1,1	
Zn	-0,716		-0,746		-1,229	
Sn	-0,856		-1,077		-1,231	
Pb	-0,52		-1,090		-1,262	
Bi	-0,78		-1,05		-1,23	

Fuente: National Academy of Sciences, 1929, *International Critical Tables*, vol. 6, McGraw-Hill, Nueva York, pp. 339-340.

(Wilches, 2007)

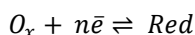
J. Valoración o titulación redox

Una valoración o titulación redox se basa en una reacción de oxidación- reducción entre el analito y el valorante. Con este tipo de valoraciones se puede conocer o determinar estados de oxidación exóticos de elementos en materiales no comunes. (Skoog, 2001)

Para la construcción de las curvas de titulación redox se emplea como eje de las ordenadas los cambios en el potencial de electrodo y como eje en las abscisas el volumen del valorante añadido. (Skoog, 2001)

K. Cinética electrolítica

Las reacciones químicas que involucran la transferencia de carga eléctrica son por lo general reacciones heterogéneas que se dan por la acción de un campo eléctrico aplicado o inducido por el sistema. La cinética electroquímica estudia la velocidad de ocurrencia de una reacción electroquímica: (Posadas, 1980)



Donde O_x se refiere a la especie que oxida, $n\bar{e}$ son los números de electrones y Red se refiere a la reducción. (Posadas, 1980)

L. Electrodeposición

Existe un método para separar iones metálicos de una disolución, que consiste en depositarlo electrolíticamente sobre un sólido o electrodo. Generalmente el sistema consiste en un cátodo, ánodo y una fuente de alimentación de corriente que proporciona la tensión necesaria para la electrólisis. También se cuenta con los medios precisos para la medición del potencial del electrodo, E. El equilibrio de la electrodeposición es la reacción del par redox de interés. (Allen, 1970)

M. Diseño de un reactor

Para determinar lo que es capaz de realizar un reactor, se necesita conocer la cinética de reacción, el modelo de contacto y la ecuación de diseño. La cinética se describe qué tan rápido ocurre la reacción. Por otro lado, el modelo de contacto se refiere a cómo fluyen los materiales y cómo entran en contacto dentro del reactor. Qué tan pronto o tarde se mezclan entre sí, su grado de aglutinación o estado de agregación. (Levenspiel, 2013)

N. Clasificación de las reacciones

Las reacciones químicas se pueden clasificar según el número y tipo de fases implicadas, de donde resultan dos grandes grupos: sistemas homogéneos y sistemas heterogéneos. Una reacción es homogénea si se realiza en una sola fase. Pero si se realiza a la velocidad a la que lo hace, y requiere de la presencia de al menos dos fases; se trata de una reacción heterogénea. (Levenspiel, 2013)

Para las reacciones heterogéneas es irrelevante si la reacción se efectúa en una, dos o más fases, en una interface, o si los reactivos y los productos se distribuyen entre las fases o están todos en una sola de ellas. Lo importante es que se requiere de al menos dos fases para que la reacción se lleve a cabo de la manera que lo hace. (Levenspiel, 2013)

O. Variables que afectan la reacción

Existen muchas variables que afectan a la velocidad de reacción. En el caso de los sistemas homogéneos: la temperatura, la presión y la composición son las variables más evidentes. Por otro lado, en los sistemas

heterogéneos; la transferencia de masa y calor pueden llegar a alterar la velocidad de reacción de manera más compleja. (Levenspiel, 2013)

P. Velocidad de reacción

Se puede definir la velocidad de reacción respecto al cambio en el tiempo de un componente i . Si la velocidad de cambio en el número de moles de este componente debido a la reacción es dN_i/dt , entonces la velocidad de reacción en sus diferentes formas se define como lo siguiente. Con base en la unidad de volumen de fluido reaccionante: (Levenspiel, 2013)

$$r_i = \frac{1}{V} \frac{dN_i}{dt} = \frac{\text{moles de } i \text{ formados}}{(\text{volumen de fluido})(\text{tiempo})} \quad (7)$$

A. La Ecuación Cinética o Ley de Velocidad

Según Levenspiel (2013), si se supone una reacción en una sola fase $aA + bB \rightarrow rR + sS$, y se deja la ecuación de cinética respecto al reactivo A. Entonces la velocidad de desaparición de A es:

$$-r_A = -\frac{1}{V} \frac{dN_A}{dt} = \frac{\text{cantidad de A que desaparece}}{(\text{volumen})(\text{tiempo})}, \left[\frac{\text{mol}}{\text{m}^3 * \text{s}} \right] \quad (8)$$

La velocidad de reacción específica, k_A , al igual que la velocidad de reacción, $-r_A$, siempre se tomó con referencia a una especie dada de las reacciones y normalmente debe llevar el subíndice correspondiente a esa especie. La constante de velocidad de reacción k no es una verdadera constante; sólo es independiente de las concentraciones de las especies que intervienen en la reacción. (Fogler, 2001)

La cantidad k también se conoce como constante de velocidad de reacción específica, y generalmente depende de la temperatura. También puede depender de la concentración iónica y disolvente. Sin embargo, estas variables por lo regular tienen un efecto mucho menor que el de la temperatura sobre la velocidad de reacción específica. (Fogler, 2001)

Para expresiones de velocidad de reacciones homogéneas, las dimensiones de la constante cinética k de orden n son $(\text{tiempo})^{-1}(\text{concentración})^{1-n}$. Para una reacción de primer orden la dimensional es simplemente $(\text{tiempo})^{-1}$. (Levenspiel, 2013)

Las velocidades de reacción de todos los compuestos implicados en la reacción están relacionadas mediante: (Levenspiel, 2013)

$$\frac{-r_A}{a} = \frac{-r_B}{b} = \frac{-r_R}{r} = \frac{-r_S}{s} \quad (9)$$

Q. El orden de reacción

La dependencia de la velocidad de reacción $-r_A$ respecto a las concentraciones de las especies presentes se puede determinar por el producto de las concentraciones de las especies individuales que reaccionan, cada una de las cuales se eleva a una potencia. (Fogler, 2001)

$$-r_A = k_A C_A^\alpha C_B^\beta \quad (10)$$

Según Fogler (2001), los exponentes de las concentraciones de la ecuación anterior, dan pie al concepto de orden de reacción. El orden de reacción se refiere a las potencias a las que las concentraciones se elevan en la ley de velocidad cinética. En la ecuación (10), la reacción es de orden α respecto al reactivo A, y de orden β respecto al reactivo B. El orden global de la reacción se define como n , y es la suma de los exponentes a las que están elevadas todas las concentraciones de las especies individuales que reaccionan:

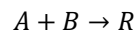
$$n = \alpha + \beta \quad (11)$$

Se debe resaltar que tanto el orden global como el individual respecto a un componente no necesariamente tiene que ser un número entero, puede también tener un valor fraccionario. (Fogler, 2001)

La molecularidad de una reacción elemental es el número de moléculas de los reactivos que participan en la reacción. La molecularidad de una reacción es un número entero, debido a que se refiere al mecanismo de reacción y sólo se puede aplicar a una reacción elemental. (Levenspiel, 2013)

R. Reacciones elementales y no elementales

Una reacción es elemental si el orden de reacción de cada especie es idéntico al coeficiente estequiométrico de esa especie en la reacción tal como está escrita. Por ejemplo, si se considera una reacción simple con la siguiente ecuación cinética: (Fogler, 2001)



Si se trata de una reacción elemental, su ecuación cinética sería: (Levenspiel, 2013)

$$-r_A = k C_A C_B \quad (12)$$

Por otro lado, cuando no hay correspondencia directa entre la ecuación estequiométrica y la cinética, se tienen reacciones no elementales. (Levenspiel, 2013)

Por otro lado, se define como reacción única, cuando el transcurso de la misma se puede representar por una sola ecuación estequiometría y una sola ecuación cinética. En cambio, las reacciones múltiples se emplean cuando para representar los cambios observados se requiere más de una ecuación estequiometría. Esto hace que se necesite más de una expresión cinética para seguir las variaciones de la composición de todos los componentes de la reacción. Las reacciones múltiples pueden clasificarse en reacciones en serie y reacciones en paralelo. (Levenspiel, 2013)

S. Determinación de parámetros cinéticos usando datos experimentales

Una ecuación cinética puede provenir de consideraciones teóricas o simplemente de un ajuste empírico de curvas. Sin embargo, en cualquier caso, la determinación de los coeficientes cinéticos debe realizarse de forma experimental. (López, 2009)

1. Método integral de análisis de datos. En el método integral de análisis siempre se ensaya una ecuación cinética particular integrando y comparando la curva de los datos calculados de C contra t con respecto a los datos experimentales de C contra t. Si el ajuste no es satisfactorio, se surge y ensaya otra ecuación cinética. El método integral es en particular útil para ajustar reacciones simples correspondientes a reacciones elementales. La idea de este método es integrar la ecuación cinética para luego encontrar k usando los datos experimentales. (Levenspiel, 2013)

Cuando no se conoce el mecanismo de reacción, a menudo se intenta ajustar los datos con una ecuación cinética de orden n de la forma: (Levenspiel, 2013)

$$-r_A = \frac{dC_A}{dt} = kC_A^n \quad (13)$$

Dicha ecuación al ser integrada después se convierte en: (Levenspiel, 2013)

$$C_A^{1-n} - C_{A0}^{1-n} = (n-1)kt, \quad n \neq 1 \quad (14)$$

Se debe recurrir a una solución por tanteo o método prueba y error al suponer un valor n y calcular k. El valor de n que minimiza la variación de k es el valor buscado. (Levenspiel, 2013)

2. Método de fracción de vida t_F . El método de vida media se puede utilizar en cualquier fracción de vida en el que la concentración de reactivo disminuya a un valor fraccional de $F = C_A/C_{A0}$ en un tiempo t_F . La derivación es una extensión directa del método de vida media, lo que da. (Levenspiel, 2013)

$$t_F = \frac{F^{1-n}}{k(n-1)} C_{A0}^{1-n} \quad (15)$$

Así una gráfica de $\log t_F$ contra $\log C_{A0}$ dará el orden de reacción. La desventaja de este método es que se requiere de por lo menos 25 datos experimentales para que tenga validez alguna. (Levenspiel, 2013)

3. Método diferencial de análisis de datos. El método diferencial de análisis utiliza directamente la ecuación diferencial a ensayar, evaluando todos los términos de la ecuación incluida la derivada dC_i/dt y se ensaya la bondad del ajuste de la ecuación con los datos experimentales. El procedimiento es el siguiente: (Levenspiel, 2013)

- Graficar los datos C_A contra el tiempo y luego, a ojo, trazar cuidadosamente una curva suave que represente los datos. Dicha curva de seguro no pasará por todos los puntos experimentales. (Levenspiel, 2013)
- Determinar la pendiente de esta curva para varios valores de concentración adecuadamente seleccionados. Dichas pendientes $dC_A/dt = r_A$ son las velocidades de reacción para estas concentraciones. (Levenspiel, 2013)
- Buscar una expresión de velocidad que represente estos datos de C_A contra r_A . (Levenspiel, 2013)

T. Tipos de reactores sencillos

La razón por la cual, se estudian los reactores ideales o sencillos se debe a que estos permiten una fácil deducción de ecuaciones de diseño. Se intenta construir reactores reales que se aproximen a cualquiera de los tres reactores ideales que se distinguen por tres tipos ideales de modelo de contacto o flujo. (Levenspiel, 2013)

1. Reactor intermitente. Reactor sencillo que requiere de poco equipo de apoyo, por lo que es el reactor ideal para estudios experimentales en pequeña escala sobre cinética de reacción. Industrialmente este reactor se emplea cuando se trabaja con poco material. En este reactor los reactivos se cargan inicialmente, se mezcla muy bien y se deja que reaccionen por cierto tiempo. Luego la mezcla resultante se descarga. (Levenspiel, 2013)

El reactor intermitente opera de manera no estacionaria donde la composición varía con el tiempo. Sin embargo, la composición en cada instante es uniforme en todos los puntos del reactor. (Levenspiel, 2013)

Para hacer un balance de materia referido a cualquier componente A, generalmente se selecciona el componente limitante o clave. Debido a que en el reactor intermitente la composición es uniforme en

cualquier instante, se puede realizar un balance referido a todo el reactor. Si la densidad del fluido se mantiene constante, entonces se tiene que: (Levenspiel, 2013)

$$R_{xn} = -\text{Acumulación}$$

$$t = N_{A0} \int_0^{X_A} \frac{dX_A}{-r_A} = - \int_{C_{A0}}^{C_A} \frac{dC_A}{-r_A} \quad (16)$$

2. Reactor de flujo pistón (PFR). Opera de manera estacionaria. Se caracteriza porque el flujo del fluido a través del reactor es regular, en otras palabras, ningún elemento del mismo sobrepasa o se mezcla con cualquier otro elemento situado antes o después de aquél. La condición necesaria y suficiente para que exista flujo pistón es que el tiempo de residencia de todos los elementos del fluido sea el mismo. (Levenspiel, 2013)

3. Reactor de tanque agitado (CSTR). Su contenido se encuentra perfectamente agitado y su composición es la misma en todos los puntos del mismo. Así, la corriente de salida de este reactor tiene la misma composición que la del fluido contenido dentro del reactor. (Levenspiel, 2013)

Así como el tiempo t de reacción es la medida natural del funcionamiento de un reactor. El espacio-tiempo y el espacio-velocidad son medidas apropiadas para medir el funcionamiento de los reactores de flujo continuo. (Levenspiel, 2013)

El espacio tiempo τ se define como el tiempo necesario para tratar un volumen de alimentación igual al volumen del reactor, medido a determinadas condiciones. Por otro lado, el espacio velocidad se refiere a la cantidad de alimentación bajo condiciones determinadas que puede tratarse en la unidad de tiempo, media en volúmenes del reactor. (Levenspiel, 2013)

$$\tau = \frac{1}{s} = \frac{C_{A0}V}{F_{A0}} = [\text{tiempo}] \quad (17)$$

$$s = \frac{1}{\tau} = [\text{tiempo}^{-1}] \quad (18)$$

U. Ecuación de diseño del reactor continuo de tanque agitado (CSTR)

La ecuación de diseño del CSTR se basa en el balance de materia, tomando en cuenta que la composición es uniforme en todo el reactor; el balance se puede referir a todo el volumen del reactor. (Levenspiel, 2013)

$$\text{entrada} = \text{salida} + \text{desaparición por reacción} + \text{acumulación} = 0$$

En CSTR la acumulación es =0 por tratarse de un reactor en estado estacionario. La ecuación de diseño del CSTR es la siguiente: (Levenspiel, 2013)

$$\frac{V}{F_{A0}} = \frac{\tau}{C_{A0}} = \frac{\Delta X_A}{-r_A} = \frac{X_A}{-r_A} \quad (19)$$

$$\tau = \frac{1}{s} = \frac{V}{v_0} = \frac{VC_{A0}}{F_{A0}} = \frac{C_{A0}X_A}{-r_A} \quad (20)$$

Para el caso de densidad constante, la ecuación de diseño para los tanques agitados se puede escribir de la siguiente forma. (Levenspiel, 2013)

$$\frac{V}{F_{A0}} = \frac{X_A}{-r_A} = \frac{C_{A0}-C_A}{C_{A0}(-r_A)} \quad (21)$$

$$\tau = \frac{V}{v} = \frac{X_A C_{A0}}{-r_A} = \frac{C_{A0}-C_A}{-r_A} \quad (22)$$

Distintos parámetros pueden emplearse para medir el avance de una reacción, pero el más utilizado es la conversión. Esta se define como la fracción de reactivo que ya ha reaccionado. Para sistemas discontinuos o por lotes la conversión X respecto al reactivo A se define como:

$$X_A = \frac{N_{A0}-N_A}{N_{A0}} = \frac{C_{A0}-C_A}{C_{A0}} \quad (23)$$

N se refiere a los números de moles y C a las concentraciones. (López, 2009)

V. Geometría y tipos de reactores electroquímicos

El diseño de los reactores electroquímicos viene determinado por las condiciones de operación, por el tipo de operación, por el tipo de electrodos, por la naturaleza de los electrolitos y de los reactivos y por los productos. Los electrodos de las celdas pueden ser bidimensionales y tridimensionales. La geometría de los reactores es muy variada. Se puede clasificar de diferentes formas: rectangular, tipo filtro prensa, en forma de disco, cilíndricas y con lechos fijos o empacados. (Barrera, 2014)

1. Celda electrolítica tipo tanque rectangular. La celda más simple usada en procesos industriales consiste en un tanque rectangular en él se encuentran los electrodos en forma de placas colocados en forma paralela y con un espacio constante. En algunos casos es necesario separar los electrodos con membranas anódicas o catódicas. Para evitar caídas de potencial óhmico, la distancia entre cada ánodo y cada cátodo

debe ser la menor posible, aunque cuando hay generación de gases en los electrodos es difícil reducir esta distancia. (Barrera, 2014)

2. Reactor tipo filtro prensa. Actualmente, los reactores electroquímicos de tipo filtro prensa se emplean de manera extensa en diferentes procesos ya que presentan diversas ventajas, entre las cuales se encuentran: (Barrera, 2014)

- Presentan simplicidad en su construcción y todas sus partes se pueden sellar para evitar fugas de electrolito.
- Las distribuciones de potencial y corriente son uniformes
- La transferencia de masa puede incrementarse usando promotores de turbulencia.
- Es versátil, ya que se pueden conectar eléctricamente en forma mono polar o bipolar.
- Se pueden utilizar electrodos tridimensionales.

Estos reactores se usan en el tratamiento de efluentes, electrólisis del agua, obtención de cloro y sosa, así como en la síntesis del adiponitrilo. (Barrera, 2014)

3. Reactores con electrodo giratorio: Gracias al movimiento angular de los reactores de electrodo giratorio se puede aumentar de manera significativa la velocidad de transferencia de masa, sin que afecte al tiempo de residencia del electrolito en la celda. (Barrera, 2014)

Los electrodos de disco giratorio se usan para la producción de productos químicos orgánicos a pequeña escala. Entre ellos están: p-amoinofenol y o-toluidina. También se emplean para la recuperación de metales de efluentes líquidos. Las celdas de electrodo giratorio utilizan conexiones eléctricas en forma bipolar. (Barrera, 2014)

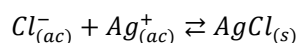
Por otro lado, dentro de las características de diseño de los reactores, se debe tener en cuenta algunos factores: buen control de la temperatura del electrolito, baja resistencia eléctrica, adecuado transporte de masa, fácil y segura operación, capacidad para trabajar con reactivos o con productos en fase gaseosa y costo adecuado. Además, siempre se debe trabajar con el arreglo más simétrico de electrodos posible para conservar la homogeneidad de líneas de potencial y de corriente. A escala industrial, este punto es relevante para maximizar la eficiencia de corriente y el rendimiento de energía, parámetros que inciden directamente en el consumo de energía y en el costo del proceso electroquímico. (Barrera, 2014)

W. Métodos de análisis para la determinación de cobre y plata.

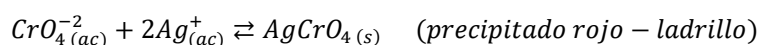
1. Método de espectrofotometría de absorción atómica. La mayoría de los elementos de la tabla periódica se pueden determinar por absorción atómica. Generalmente, está se utiliza para la para determinación de elementos metálicos. Esta técnica es muy adecuada para el análisis de cationes en disolución, pudiendo determinarse un gran número de especies metálicas en un amplio rango de concentraciones. Para cada especie analizada se requiere una lámpara específica, por lo que es necesario disponer de un amplio juego de lámparas si se requiere abarcar el análisis de varios cationes. (Morell, I)

La espectrofotometría de absorción atómica consiste en la medición de las especies atómicas por su absorción a una longitud de onda particular. La especie atómica se logra por atomización de la muestra. La técnica de atomización más usada es la de absorción atómica con flama o llama, es la que nebuliza la muestra y luego la disemina en forma de aerosol dentro de una llama de aire acetileno u óxido nitroso- acetileno. (Morell, I)

2. Método de Morh. Método directo para valorar haluros (cloruros y bromuros), mediante la adición de una solución de AgNO_3 . El indicador que utiliza es una solución al 5% de K_2CrO_4 que le da una coloración amarilla a la solución problema. Los iones cromato se combinan con los iones plata dando en el punto final un precipitado de color rojo ladrillo de Ag_2CrO_4 . (Skoog, 2001)



La solución problema se ajuste a un pH entre 6.5 a 10, y se añade el indicador cromato de potasio, señalando el punto final por la aparición permanente del precipitado rojo- ladrillo: (Skoog, 2001)



Para un valor inferior a 6.5, la acción del indicador se inhibe debido a que el ion cromato es bastante soluble en soluciones ácidas transformándose en ion cromato. Por encima de un pH igual a 10 se precipita Ag_2O hidratado de color marrón café, antes de terminar la titulación. El pH se regula añadiendo NaHCO_3 o HNO_3 diluido, dependiendo del pH que presente la muestra. (Skoog, 2001)

3. Método de fluorescencia de rayos X. El análisis espectrométrico con rayos X proporciona datos cualitativos y cuantitativos de los elementos en una muestra. La técnica de Fluorescencia de Rayos X se basa en el estudio de las emisiones de fluorescencia generadas después de la excitación de una muestra mediante una fuente de rayos X. La radiación incide sobre la muestra excitando los átomos

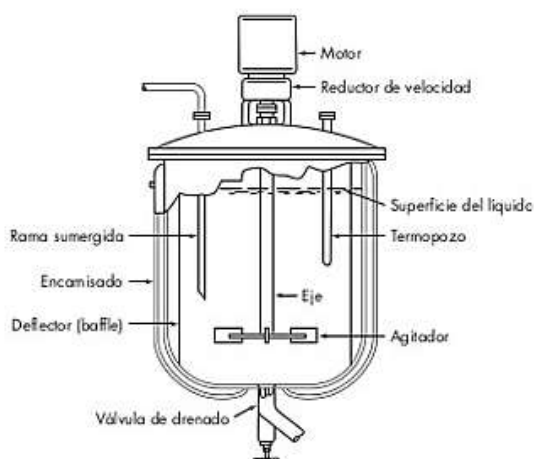
presentes en la misma, que emiten a su vez radiación característica denominada fluorescencia de rayos X. Esta radiación incide sobre un cristal analizador (con espaciado interatómico d) que la difracta en un ángulo (θ) dependiente de su longitud de onda (λ) por la ley de Bragg ($\text{sen } \theta = n\lambda/2d$). (Gennaro, 2003)

El detector que puede moverse sobre un determinado rango de dicho ángulo mide el valor de la intensidad de radiación en un ángulo determinado y, por tanto, para una longitud de onda específica, que es función lineal de la concentración del elemento en la muestra que produce tal radiación de fluorescencia. (Gennaro, 2003)

X. Tanques agitados

Los líquidos se agitan con más frecuencia en algún tipo de tanque o recipiente. En muchas situaciones se utiliza un diseño estandarizado como el que se muestra a continuación: (McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

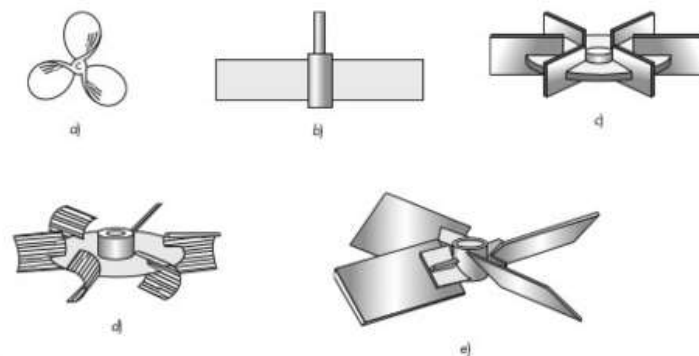
Ilustración 8: Tanque típico del proceso con agitación.



(McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

Según McCabe, Smith, & Harriot (2007), el fondo del tanque es redondeado, no plano, para eliminar las esquinas o regiones agudas en las que no penetrarían las corrientes de fluido. La profundidad o altura del líquido es aproximadamente igual al diámetro del tanque. Esto se confirma con la regla gruesa de Walas (1990), donde se da a conocer que, para reactores con agitación, las proporciones óptimas se dan cuando el nivel del líquido es igual al diámetro del tanque.

Los tres principales tipos de impulsores para líquidos de baja a moderada viscosidad son las hélices, turbinas e impulsores de alta eficiencia. En la siguiente figura se representan agitadores para líquidos de viscosidad moderada. (McCabe, Smith, & Harriot, 2007)



Donde a) es un agitador marino de tres palas, b) es una turbina simple de pala recta, c) es una turbina de disco, d) es un agitador de pala cóncava CD-6 y e) es una turbina de pala inclinada. (McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

Los sistemas agitadores de turbina bien diseñados son recomendables para líquidos que presenten viscosidades de hasta 50 Pa·s. En el caso de viscosidades superiores a 20 Pa·s, el agitador de cinta helicoidal es más efectivo. (McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

Como punto de partida para el diseño de un agitador, se puede emplear las siguientes relaciones de diseño estándar de turbina: (McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

$$\frac{H}{Dt} = 1 \quad (24)$$

$$\frac{Da}{Dt} = \frac{1}{3} \quad (25)$$

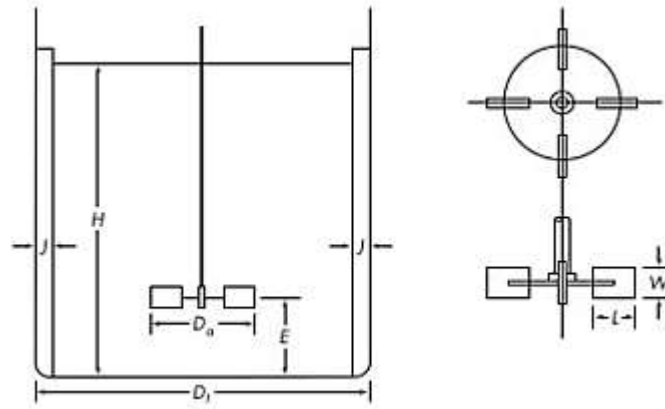
$$\frac{L}{Da} = \frac{1}{4} \quad (26)$$

$$\frac{j}{Dt} = \frac{1}{12} \quad (27)$$

$$\frac{E}{Dt} = \frac{1}{3} \quad (28)$$

$$\frac{W}{Da} = \frac{1}{5} \quad (29)$$

Ilustración 9: Dimensionamiento para un sistema de agitación en un tanque.



(McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

Por otro lado, para la determinación de la potencia que se requiere para mover el impulsor es necesario conocer o calcular el número de Reynolds como: (McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

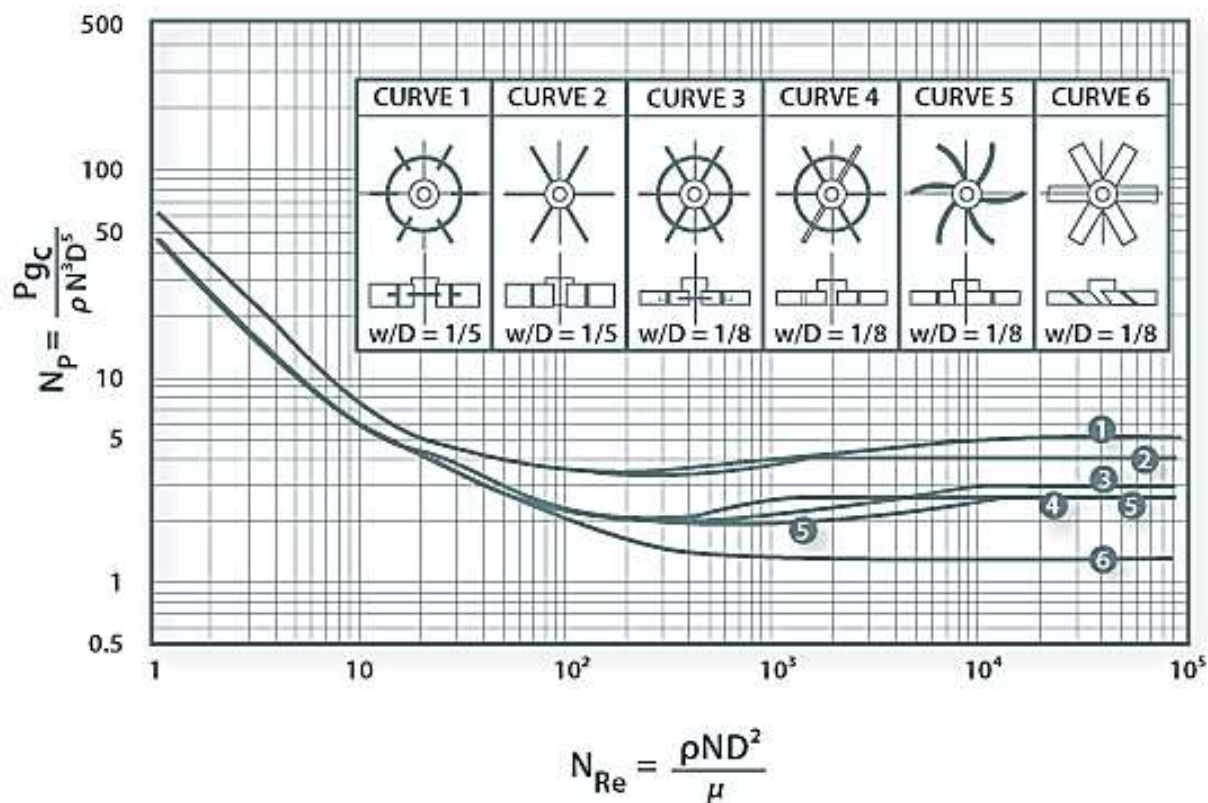
$$Re = \frac{nD_a^2\rho}{\mu} \quad (30)$$

Donde n es la velocidad de giro del agitador en rev/s, D_a es el diámetro del impulsor y ρ y μ son la densidad y la viscosidad de la mezcla, respectivamente. La potencia, P , se calcula como: (McCabe, Smith, & Harriot, 2007)

$$P = N_p n^3 D_a^5 \rho \quad (31)$$

N_p es el número de potencia que se puede conocer usando las siguientes curvas, dependiendo del diseño del agitador seleccionado:

Ilustración 10: Número de potencia en relación con el número de Reynolds.



(Perry & Green, 2008)

Y. Lixiviación en pilas, extracción por solvente y electroobtención

La lixiviación es un proceso hidrometalúrgico que permite obtener el cobre de los minerales oxidados que lo contienen, aplicando una disolución de ácido sulfúrico y agua. Este proceso se basa en que los minerales oxidados son sensibles al ataque de soluciones ácidas. (Codelco, 2016)

En la siguiente tabla se da a conocer un análisis químico típico de una muestra de un mineral que se desea someter a un proceso de lixiviación. (Aguad, 2013)

Tabla 1: Análisis químico de un mineral a someter por un proceso de lixiviación.

Elemento	Porcentaje (% m/m)
Cobre total	1.14
Cobre soluble	0.96
Hierro	3.38
Aluminio	0.90
Magnesio	0.85
Manganeso	0.20

*Análisis dado por absorción atómica

(Aguad, 2013)

En los yacimientos de cobre de minerales oxidados, el proceso de obtención de cobre se realiza en tres etapas que trabajan como una cadena productiva. Estas son: lixiviación en pilas, extracción por solvente y electroobtención. (Codelco, 2016)

1. Lixiviación en pilas. Se trata de un proceso hidrometalúrgico que permite obtener el cobre de los minerales oxidados que lo contienen, al aplicar una disolución de ácido sulfúrico y agua. Este proceso se basa en que los minerales oxidados son sensibles al ataque de soluciones ácidas. De la lixiviación se obtienen soluciones de sulfato de cobre (CuSO_4) con concentraciones de hasta 9 g/L, que son llevadas a diversos estanques para eliminar partículas sólidas que pudieron haber sido arrastradas. Dichas soluciones limpias de sulfato de cobre son llevadas a la planta de extracción por solvente. (Codelco, 2016)

2. Extracción por solvente. En esta etapa la solución que viene de las pilas de lixiviación, se libera de impurezas y se concentra su contenido de cobre, pasando de 9 g/L a 45/L, mediante una extracción iónica. (Codelco, 2016)

Tabla 2: Análisis químico de la solución de lixiviación.

Elemento	Concentración (ppm)
Cu^{2+}	9000
Fe^{2+}	2321
Fe^{3+}	1529
Al^{3+}	12000
SO_4^{-2}	21900
Mg^{2+}	7000
Ca^{2+}	2900
Zn^{2+}	174
Na^+	120
As^{5+}	99.95
K^+	10
Mn^{2+}	1655
Co^{+3}	40.9

*Análisis dado por absorción atómica

(Aguad, 2013)

3. Electroobtención: Se recupera el cobre disuelto en la solución de CuSO_4 usando placas alternadas entre ánodo y cátodo. Los cátodos son placas de acero inoxidable y los ánodos son placas de plomo. Todas las placas están conectadas de manera que conforman un circuito por el que hace circular corriente eléctrica continua y de baja densidad. Una vez transcurridos 6-7 días en este proceso de electroobtención, se ha depositado cobre con una pureza de 99.99% en ambas caras del cátodo con un espesor de 3-4 cm. Se obtienen impurezas de 0.01% principalmente de azufre. (Codelco, 2016)

Los cátodos son lavados con agua caliente para remover posibles impurezas de su superficie y luego son llevados a la máquina despegadora, donde en forma totalmente mecanizada se despegan las hojas de ambos lados, dejando limpio el cátodo permanente que se reintegra al ciclo del proceso de electroobtención. (Codelco, 2016)

Z. Proceso de refinación de oro con ácido nítrico

La refinación de oro con ácido nítrico es posible debido a que el ácido nítrico posee la capacidad de disolver los metales que acompañan a oro, siempre y cuando estén presentes en una relación de pesos de 3:1 (tres partes de metales como el cobre y la plata, por una de oro). Mientras que el oro no es atacado por este ácido, la plata y el cobre forman nitratos solubles. (Guillermo, 2010)

La caracterización de unas muestras de efluentes reales tomadas en un taller de refinación de oro que funciona en Bucaramanga dieron a conocer los siguientes metales con sus respectivas concentraciones: (Guillermo, 2010)

Tabla 3: La caracterización de unas muestras de efluentes reales tomadas en un taller de refinación de oro que funciona en Bucaramanga, Colombia.

Metal	Concentración (ppm)
Cu^{2+}	10,600
Fe^{2+}	16.0
Ag^{+}	0.32

(Guillermo, 2010)

AA. Materiales utilizados para el arreglo de los electrodos

El acero inoxidable 304 forman parte de la serie 300 de aceros (como se define en la especificación SAE), que cubre un amplio grupo de aleaciones de cromo-níquel. Estos aceros son fáciles de formar, soldar, fabricar, y tienen resistencia a la corrosión. En metalurgia, el acero inoxidable se define como una aleación de acero con un mínimo del 10 % al 12 % de cromo contenido en masa. (Norma AISI)

Cartón: En general, es un material formado por varias capas de papel superpuestas, a base de fibra virgen o de papel reciclado. El cartón es más grueso, duro y resistente que el papel, un material incapaz de conducir la electricidad. El cartón caple es un material ligero y compacto que admite impresión gráfica de alta calidad en huecogrado, lo que lo hace idóneo para envasar productos de gran consumo como los cereales o alimentos. (Pascual, 2015)

Cinta de aislar (conocida también como cinta aisladora o cinta de aislar) es un tipo de cinta adhesiva usada principalmente para aislar empalmes de hilos y cables eléctricos. Este tipo de cinta es capaz de resistir condiciones de temperaturas extremas, corrosión, humedad y altos voltajes. La cinta está fabricada en material de PVC delgado, con un ancho generalmente de 14 mm. (Pascual, 2015)

Cables lagartos: Cables que permiten conducir energía eléctrica, se suelen usar para montar o modificar circuitos experimentales. (Pascual, 2015)

Fuente de Poder: Dispositivo que convierte la corriente alterna (CA), en una o varias corrientes continuas (CC) que alimenta a los electrodos para que se dé la reacción de oxidación- reducción cuando está no es espontanea. (Skoog, 2001)

Ilustración 11: Composición química (%) de los aceros inoxidables más utilizados en el mercado.

AISI (USA)	C%	Si%	Mn%	P%	S%	Cr%	Ni%	Mo%	N%
201	0.15	1.00	5.50-7.50	0.060	0.03	16.00-18.00	3.50-5.50	-	0.25
202	0.15	1.00	7.50-10.00	0.060	0.03	17.00-19.00	4.00-6.00	-	0.25
301	0.15	1.00	2.00	0.045	0.03	16.00-18.00	6.00-8.00	-	0.10
304	0.07	0.75	2.00	0.045	0.03	17.50-19.50	8.00-10.50	-	0.10
304L	0.03	0.75	2.00	0.045	0.03	17.50-19.50	8.00-12.00	-	0.10
316	0.08	0.75	2.00	0.045	0.03	16.00-18.00	10.00-14.00	2.00-3.00	0.10
316L	0.03	0.75	2.00	0.045	0.03	16.00-18.00	10.00-14.00	2.00-3.00	0.10
430	0.12	1.00	1.00	0.040	0.03	16.00-18.00	0.75	-	-

(ASTM A240/A240M)

V. ANTECEDENTES

A. Remoción de cobre usando un efluente generado por una industria de plástico cromado utilizando un electrodo cilindro rotativo en un reactor

Estudios sobre la industria de plástico cromado establecen que dicha industria genera grandes cantidades de efluentes acuosos que contienen metales pesados en solución procedentes del enjuague de artículos recubiertos de plástico. Las eliminaciones de estos metales generalmente se realizan a través de métodos fisicoquímicos, en donde los diferentes metales se precipitan como hidróxidos, que producen grandes cantidades de lodos, los cuales son confinados posteriormente. Sin embargo, la utilización de la electroquímica remueve estos metales en su estado de oxidación 0, el cual es el estado de oxidación más valioso. Los métodos electroquímicos resultan más económicos y al remover los metales limpian el agua, lo cual se puede reutilizar. Por lo que se reduce el consumo de agua y el impacto ambiental. (Taylor y Francis, 2008)

El reactor electrolítico con electrodo rotatorio cilíndrico (ERC), frecuentemente es el más empleado en la tecnología de remoción de metales, debido a su facultad de remover metales desde 10 a 10,000 ppm. Se ha estado utilizando para reciclar cinc proveniente de procesos mineros, para la recuperación de cadmio y titanio, así como para la recuperación de plata de procesos fotográficos y para la remoción de cobre contenida en efluentes.

En la realización de un estudio para la remoción de cobre usando un efluente generado por una industria de plástico cromado, utilizando un reactor ERC, el cual operó bajo condiciones de flujo turbulento, utilizando seis ánodos de $\text{RuO}_2/\text{TiO}_2$ en forma de placas de 13 cm de largo, 2 cm de ancho y 0.3 cm de espesor, adheridas a la pared del reactor, como cátodo un cilindro de acero inoxidable 316 de diámetro de 3.8 cm y largo de 11 cm, con un motor acoplado para variar la velocidad; se logró la disminución de la concentración de varios metales a diferentes estados de flujo o números de Reynolds. La siguiente figura indica la concentración inicial de los diferentes metales en las aguas de desecho e igualmente da a conocer la concentración final de cada metal a números de Reynolds distintos. (Taylor y Francis, 2008)

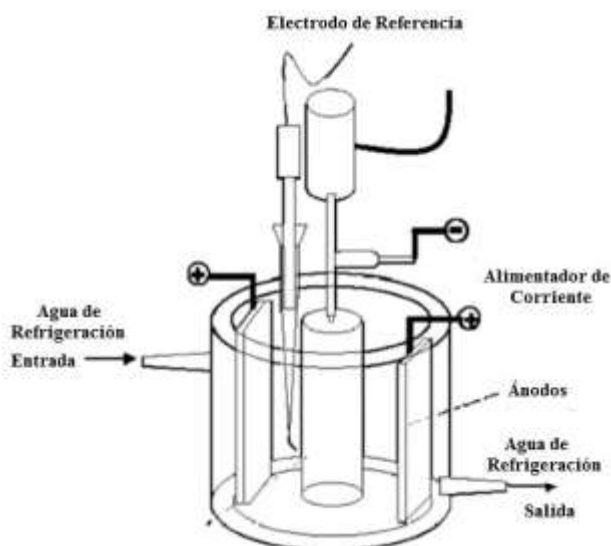
Tabla 4: Concentración de los iones metálicos y las propiedades de la solución en el agua de desecho.

	Concentración al final de la electrólisis (tiempo de reacción de 30 minutos)			
	Concentración Inicial	Re 52,925	Re 68,046	Re 83,183
$C_{Cu(II)}$ / ppm	922	7	8	3
$C_{Ni(II)}$ / ppm	35	35	35	33
$C_{Fe(III)}$ / ppm	22	20	19	19
$C_{Cr(VI)}$ / ppm	6	5	5	5
Conductividad y / $mS\ cm^{-1}$	10	14	15	17
pH	1.8	1.5	1.5	1.5

(Taylor y Francis, 2008)

El pH de trabajo del reactor fue de 1.8, su conductividad era de 10 mS/cm y el volumen de trabajo fue de 350 cm³. El tiempo de reacción de la electrólisis fue de 30 minutos. La determinación de la concentración de Cu (II) fue determinado por el método de espectrofotometría de absorción atómica. Se obtuvo una recuperación del cobre arriba del 80%. (Taylor y Francis, 2008)

Ilustración 12: Esquema del reactor cilíndrico rotativo.



(Taylor y Francis, 2008)

B. CFD Modelando un reactor de tanque agitado continuo electroquímico

Un reactor de tanque con agitación continua (CSTR) electrolítico, es un equipo que consiste en un ánodo, cátodo y un agitador. Para el diseño del reactor eléctrico se emplean ecuaciones empíricas con el fin de conocer el comportamiento del fluido iónico. En investigaciones previas sobre la electro oxidación para diferentes efluentes industriales, se han utilizado electrodos de recubierta de óxido. Para la realización de experimentos para el estudio del comportamiento del flujo electrolítico en un reactor electroquímico de tanque agitado sin reacción electroquímica, únicamente empleando agua como electrolito. Se utilizaron como ánodo RuO_2/Ti y cátodo acero inoxidable, ambos de $6.5 \cdot 5 \text{ cm}^2$. Para la agitación se utilizó un agitador magnético. (Thilakavathi, 2012)

C. Electrorecuperación de Ag proveniente de efluentes radiográficos sobre acero inoxidable 304 a diferentes potenciales en un reactor por lotes.

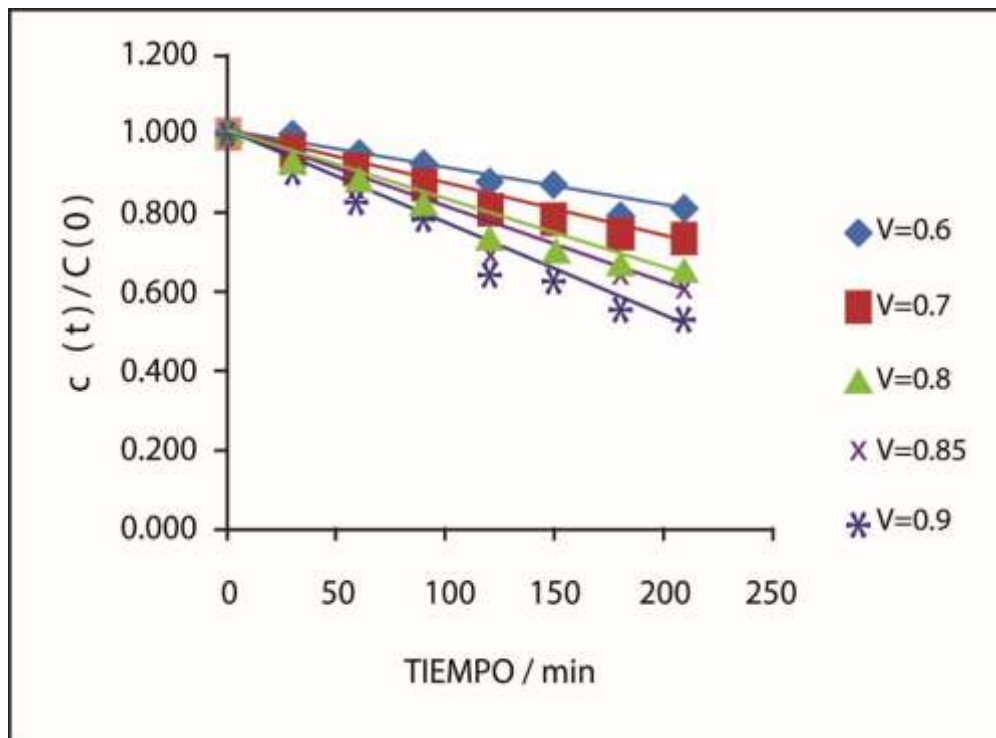
Anualmente se da un gran consumo de plata usando aplicaciones fotográficas y radiográficos. Una vez revelada las fotografías o radiografías, se produce una gran cantidad de desecho de plata como residuo solido o líquido. Estos residuos representan el 60% de la producción mundial. Por motivos ambientales los desechos de plata se limitan a 5 ppm. Los efluentes de los desechos de la industria fotográfica y radiográfica pueden llegar a contener 11,200 ppm de Ag^+ . Se realizaron estudios para electrodos de acero inoxidable 304 y titanio. (Reséndiz, 2005)

Los reactores electroquímicos representan una alternativa viable en la recuperación de metales y específicamente, en la recuperación de plata de productos post consumidos de los efluentes de la industria fotográfica y radiográfica (EIFR) debido a que estos tienen un bajo costo de operación. En este estudio se presentan los resultados del proceso de macro electrólisis de la recuperación de plata, proveniente de las soluciones de los desechos radiográficos generadas en la UAEH, cuando se impone un potencial de celda controlado en el intervalo de 0.6 a 0.9 V en un reactor por lotes de electrodos de placas paralelas. El estudio de macro electrólisis mostró que al incrementar el potencial de celda se tiene un mayor porcentaje de recuperación de plata selectiva hasta un 48% en 210 minutos. (Mejía, 2010)

Se utilizó un electrodo de acero inoxidable 304 con un área geométrica de 384 cm^2 como electrodo de trabajo y un contra electrodo de Ti/RuO . El acero inoxidable 304 se eligió debido a que este material es muy utilizado en reactores electroquímicos industriales. La solución de tiosulfato empleada provenía del proceso de revelado del Instituto de Ciencias de la Salud (ICSa) de la UAEH cuya concentración fue de 910 ppm. Los estudios de macroelectrólisis se realizaron con una fuente de poder GW INSTEK modelo GPR-3510HD,

a potencial de celda controlado en el intervalo de 0.6 a 0.9 V en un tiempo de 210 minutos y con una velocidad lineal de flujo de 14 L/min. (Mejía, 2010)

Ilustración 13: Variación de la concentración normalizada de plata a diferentes velocidades lineales de flujo cuando se aplica un potencial de celda controlado en el intervalo de 0.6 a 0.9V sobre dos electrodos de acero inoxidable 304 durante 210 minutos.



(Mejía, 2010)

Los depósitos de plata que se generaron en las placas de acero inoxidable 304 se retiraron mecánicamente y la evaluación de la variación de la concentración de las soluciones empleadas en la macroelectrólisis se realizó en un equipo de espectrofotometría de absorción atómica. (Mejía, 2010)

Tabla 5: Propiedades físicas y químicas de una solución real de desechos de la industria radiográfica.

Cationes	Concentración (ppm)
Ag	11200
Fe	1480
Na	3630
K	6240
Zn	0.38
Cu	0.17
Cr	0.29
Cd	0.24
Aniones	Concentración (ppm)
Cl ⁻	249
NO ₃ ⁻	10910
SO ₄ ²⁻	3710
F ⁻	62
Propiedades físicas	
pH	7.5-8.5
Densidad	1.04 g/mL
Viscosidad	0.77x10 ⁻³ Pas (0.77 cP)

(N. Othman, 2006)

VI. METODOLOGÍA

Los reactivos necesarios para llevar a cabo la siguiente metodología fueron los siguientes:

- Sulfato de cobre anhídrido (CuSO_4) grado reactivo de pureza 99.99%, marca MERCK.
- Nitrato de plata (AgNO_3) grado reactivo, marca MERCK.
- Cloruro de potasio (KCl) grado reactivo, marca MERCK.
- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3) grado reactivo al 99%, marca Bayer.
- Cromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$) grado reactivo marca MERCK.

Ver hojas técnicas de los reactivos en anexos.

Los equipos necesarios para llevar a cabo la metodología fueron los siguientes:

- Balanza analítica OHAUS.
- Fuente de poder digital BX Precisión.
- Estufa electromagnética.
- Horno Bue M.
- Espectrofotómetro de absorción atómica PerkinElmer.

Ver detalles de los equipos en anexos.

Por otro lado, también fue necesario el uso de los siguientes materiales para la elaboración del trabajo de graduación: cartón caple de 0.1 cm de espesor, cables de cobre calibre 14 AWG de 0.5 m de largo acoplados con lagartos, cinta de aislar Scotch de 19 mm de ancho y 0.15 mm de espesor, y placas de acero inoxidable 304 compradas en la distribuidora MAINCO de dimensiones de 5.0 cm de largo y 2.5 cm de ancho con un espesor de 0.1 cm. Su composición química se puede ver en la Ilustración 11.

Para realizar las pruebas de laboratorio, llegar a cumplir el objetivo general y los objetivos específicos planteados, fue necesario la formulación de la siguiente metodología de trabajo:

A. Evaluación de diferentes metales para determinar una pareja de electrodos cátodo y ánodo a escala laboratorio:

Los metales analizados fueron los siguientes: cobre al 99.99%, hierro negro tipo A, cinc al 80% proveniente de la estructura cilíndrica de una batería D Rayobac, y acero inoxidable 304 comprado en MAINCO. Los metales fueron cortados en láminas de 5.0 cm de largo y ancho de 2.5 cm.

Los metales se evaluaron al hacerlos reaccionar usando 25.0 mL de una solución de 0.1M de CuSO_4 y una aplicación 2.0 V, dentro de un rango de corriente de 0.1-0.5 A. Se colocaron ambos electrodos de manera paralela cara a cara, tal como se muestra en la Ilustración 14.

Los electrodos se sujetaron usando cables de cobre calibre 14 AWG de 0.5 m de largo acoplados con lagartos, los cuales eran los encargados de la suministración de la corriente indicada. El lagarto negro correspondía a la carga negativa donde se daba la reacción de reducción del metal y el lagarto rojo a la carga positiva donde se realizaba la reacción de oxidación. Las pruebas se realizaron en un beaker de 100.0 mL. La metodología para la evaluación de metales se muestra en un diagrama de proceso de decisiones, en la Ilustración 15.

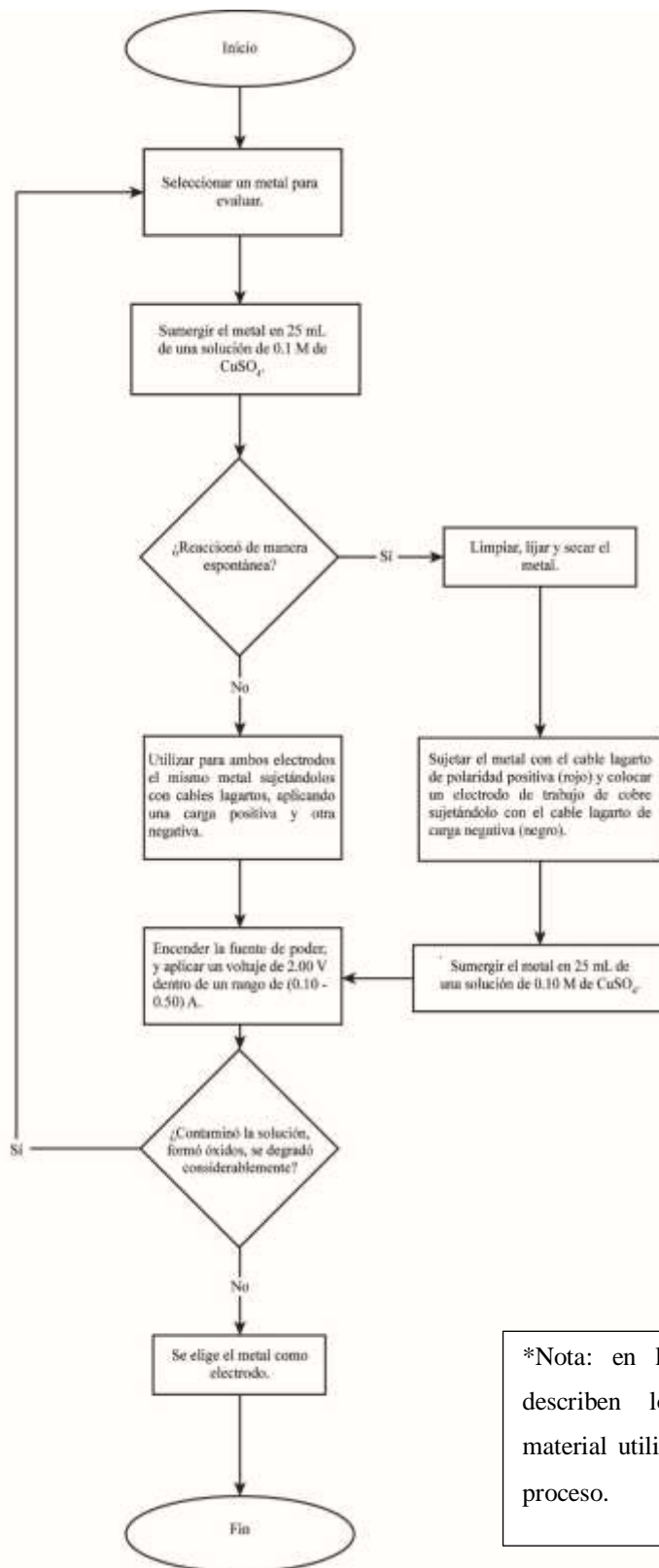
Ilustración 14: Arreglo de los electrodos para su correspondiente evaluación usando 25.0 mL de una solución de 0.1M de CuSO_4 .



*Ejemplo con placas de los metales cobre y cinc.

(Fuente propia)

Ilustración 15: Diagrama de proceso de toma de decisiones para la evaluación de los metales para determinar una pareja de electrodos cátodo y ánodo.



*Nota: en las páginas 41 y 42 se describen los reactivos, equipo y material utilizados en este diagrama de proceso.

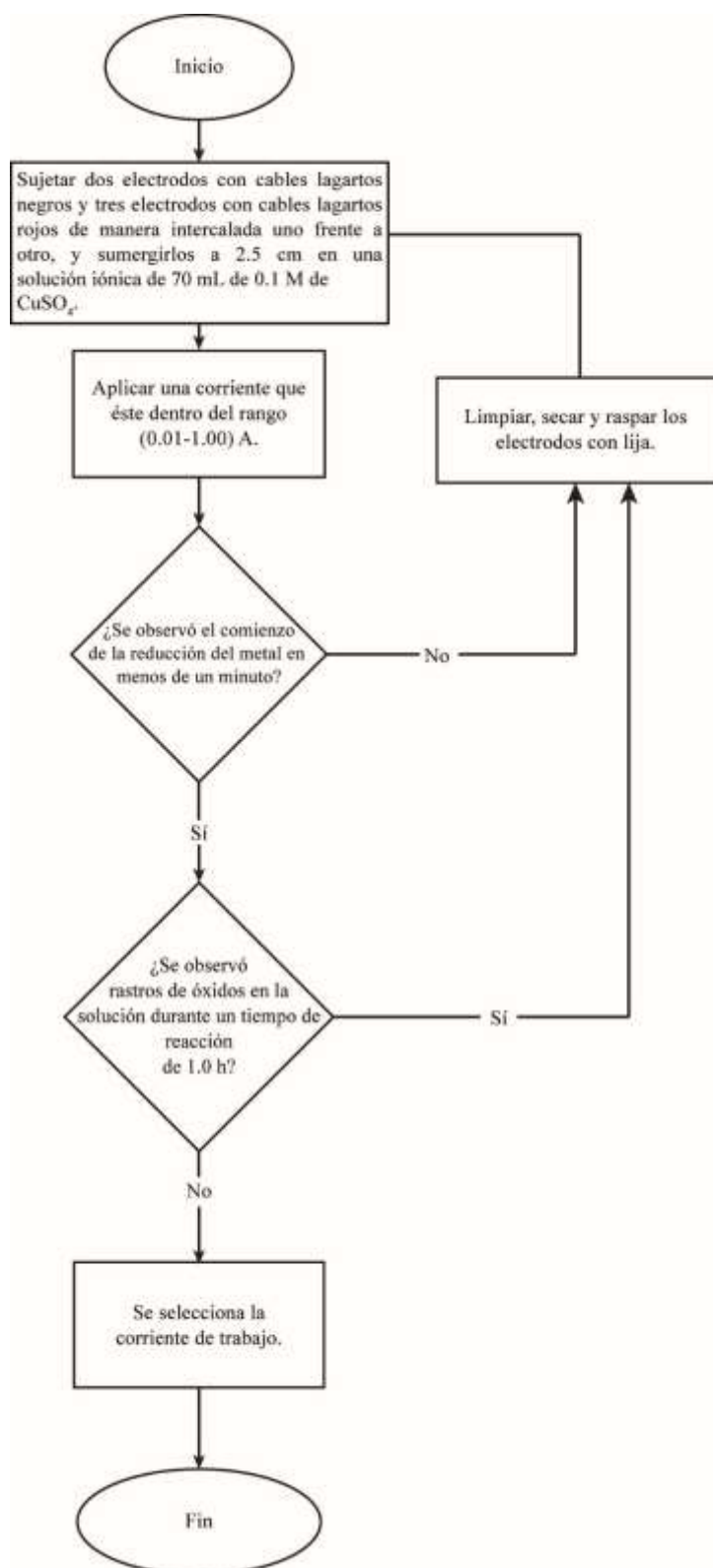
B. Determinación de la corriente de trabajo para la reducción de los iones de Cu^{2+} y Ag^+ .

Para determinar la corriente de trabajo, se utilizaron electrodos o placas de acero inoxidable 304 compradas en la distribuidora MAINCO. Estas placas de acero inoxidable 304 se usaron tanto como cátodo como ánodo, sus dimensiones eran de 5.0 cm de largo y 2.5 cm de ancho con un espesor de 0.1 cm; y su composición química se puede ver en la Ilustración 11. Los electrodos se situaron uno frente al otro, cara a cara con un arreglo intercalado de ánodo-cátodo-ánodo-cátodo-ánodo separados por 1.0 cm entre ellos, usando cartón caple de 0.1 cm de espesor y cinta de aislar Scotch de 19 mm de ancho y 0.15 mm de espesor. (Ver Ilustración 19)

Para cada prueba se utilizó un beaker de 100.0 mL y los electrodos se sumergieron 1.5 cm dentro de 70.0 mL de una solución iónica 0.1M de CuSO_4 para el caso de la reducción del cobre, y en 70 mL de una solución iónica 0.1M de AgNO_3 en el caso de la reducción de la plata. La metodología para determinar la corriente de trabajo se puede ver en los diagramas de proceso de toma de decisiones, en las ilustraciones 17 y 18.

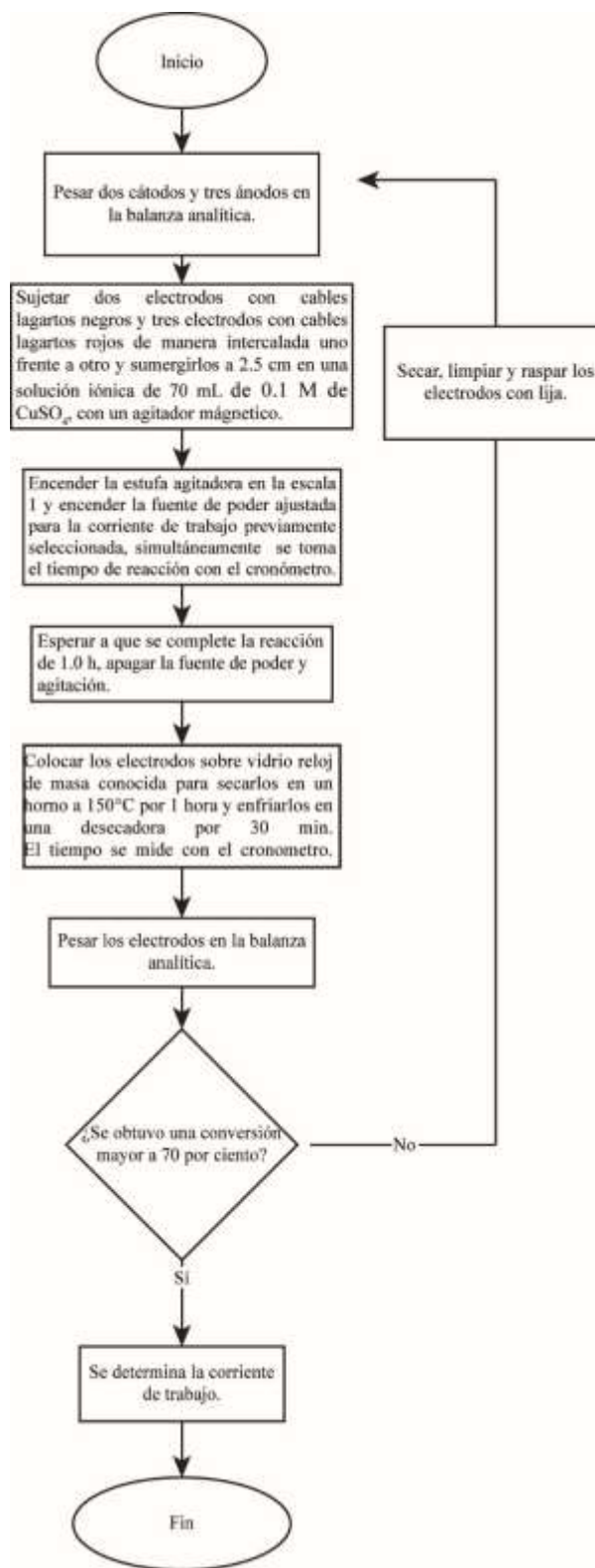
Según los antecedentes investigados, la electrólisis para la recuperación de metales a escala laboratorio puede tener un tiempo de reacción aceptable de 30 min a 210 min y obtener conversiones arriba del 50%. En un tiempo de reacción de 60 min se logró una conversión del 78.31% para el cobre y 70.54% para la plata, lo cual ya es aceptable para la reducción de estos metales. Se observaba metal electrodepositado en los cátodos en menos de un minuto. Para determinar la corriente de trabajo, también se evaluó que no se formará óxidos de metal, los cuales se pueden producir por sobrecarga, y se controla a través de la reducción de corriente. (Ver discusión)

Ilustración 16: Diagrama de proceso de toma de daciones para determinar la corriente de trabajo para las soluciones iónicas de cobre y plata parte 1.



*Nota: en las páginas 41 y 42 se describen los reactivos, equipo y material utilizados.

Ilustración 17: Diagrama de proceso de toma de decisiones para determinar la corriente de trabajo para las soluciones iónicas de cobre y plata parte 2.



*Nota: en las páginas 41 y 42 se describen los reactivos, equipo y material utilizados.

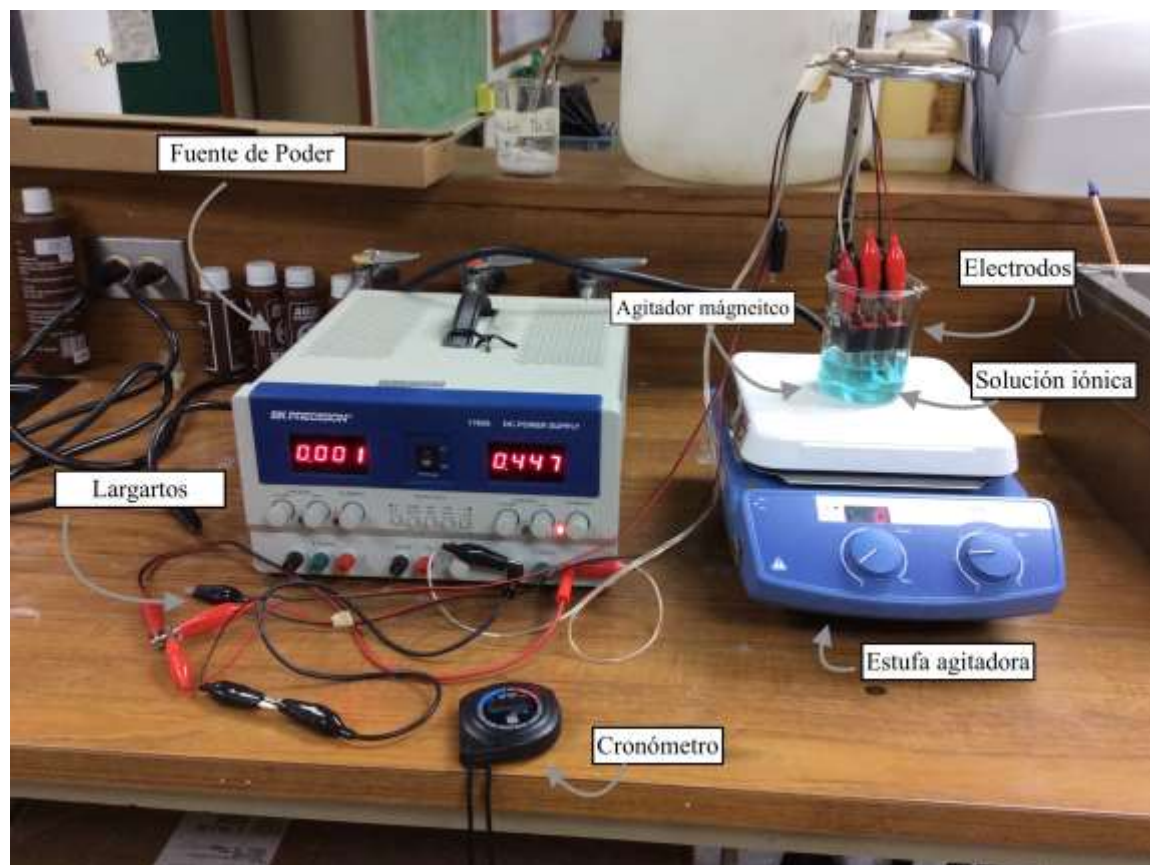
C. Sistema y arreglo de la celda electrolítica a utilizar para la reducción de cobre y plata.

Se utilizó placas de acero inoxidable 304 de 5.0 cm de largo y 2.5 cm de ancho con un espesor de 0.1 cm como cátodo y ánodo. El sistema utilizado es el mismo que se usó para determinar la corriente de trabajo y que consistió en dos cátodos y tres ánodos separados por 1.0 cm entre ellos usando cartón caple de 0.1 cm de espesor y cinta de aislar Scotch de 19 mm de ancho y 0.15 mm de espesor.

El arreglo de las celdas requirió que ambos cátodos tuvieran un ánodo enfrente y otro posterior. Eso implica que se trabajó intercalando los electrodos de la siguiente manera: ánodo-cátodo-ánodo-cátodo-ánodo separados por 1.0 cm entre ellos. Las cinco placas de acero inoxidable se conectaron a una fuente de poder DC marca BK PRECISION 1760 A, utilizando cables de cobre calibre 14 AWG de 0.5 m de largo acoplados con lagartos. Los lagartos rojos se conectaron a los ánodos y los lagartos negros a cátodos, de esta manera se tuvo control con el tipo de carga suministrada a los electrodos. La carga positiva correspondió al lagarto rojo y la carga negativa al lagarto negro.

La serie de placas se sumergieron en 70 mL de solución electrolítica, dentro de un beaker de 250 mL. El volumen de la solución se midió con una pipeta volumétrica clase AS de 50 mL y otra de 20 mL. El sistema consistía en un agitador magnético, una estufa IKA C-MAG HS7, un soporte universal y un anillo. El tiempo se midió usando un cronómetro CASIO. La corriente de trabajo que se aplicó para el cobre fue de 0.447 A y para la plata fue de 0.055 A. La corriente se midió usando la pantalla de la fuente de poder utilizada. Por otro lado, dicha corriente se verificaba a través de un multímetro Techman TM-102. El sistema montado se puede observar en la Figura 18.

Ilustración 18: Celda electrolítica para las pruebas de cinética



D. Tomas de muestras para la cinética de reacción del cobre y la plata

Los tiempos de reacción, los datos necesarios para la cinética de reacción, dependen del tipo de metal a tratar.

1. Toma de muestras para la cinética de reacción del cobre. Para la cinética de reacción de cobre, se preparó 2L de una solución de 0.1M de CuSO_4 usando gramos de CuSO_4 anhidrido grado reactivo. Se tomaron muestras a diferentes tiempos de reacción: 0, 0.5, 3, 5, 10, 15, 20, 25, 30, 35, 40, 45, 50, 55 y 60 min. Para cada lectura se detenía la reacción en su correspondiente tiempo y se cuantificaba la masa del cobre que se electrodepositaba en ambos cátodos usando la balanza analítica; y se determinó el cobre iónico no reaccionante usando el espectrofotómetro de absorción atómica. La metodología fue la siguiente:

a. Cuantificación del cobre electrodepositado en cátodos.

- Se determinaron las masas de los ánodos y cátodos usando la balanza analítica antes de someter los electrodos a la reacción. (Ver datos de placa)

- Se situaron los electrodos dentro del soporte de cartón caple tal y como se muestra en la Ilustración 19.
- Se agregó 70 mL de solución iónica a un beaker de 250 mL usando una pipeta volumétrica de 50.0 mL clase AS y otra de 20.0 mL, y se introdujo el agitador magnético. Se colocó el beaker sobre una estufa agitadora. (Ver Ilustración 18)
- Se conectaron los cables de cobre calibre 14 AWG acoplados con lagartos a la fuente de poder y a los electrodos, tal como se muestra en la Ilustración 18 y 19. Los lagartos negros sujetan los cátodos y los lagartos rojos los ánodos.
- Se sumergieron los electrodos en la solución electrolítica sujetando los ánodos con lagartos rojos y los cátodos con lagartos negros, acomodando los cables con ayuda del soporte universal y anillo. (Ver Ilustración 18)
- Se encendió la estufa agitadora a una agitación de nivel 1 y la fuente de poder con el botón on, verificando que los botones 0-30 V serpar e indep track no estuvieran presionados. Se suministró los 0.447 A de trabajo a la solución electrolítica. Se tomó tiempo de reacción con el cronómetro al presionar el botón start-stop.
- Transcurrido el tiempo de reacción deseado, se apagó la fuente de poder con el botón off y al mismo tiempo se detuvo el cronómetro con el botón start-stop. Se Anotó el tiempo y se detuvo la agitación.
- Se removió la serie de electrodos de la solución electrolítica. Se colocó cada cátodo en un vidrio reloj de masa conocida, uno para cada cátodo. Se colocaron ambos cátodos dentro de un horno para secarlos por 60 minutos a 125°C. Por otro lado, los ánodos se secaron con papel y se determinaron sus masas usando la balanza analítica.
- Se trasladaron los cátodos a una desecadora usando tenazas de laboratorio para dejarlos enfriar, habiéndose llevado para su enfriamiento 30 minutos cronometrados.
- Se determinaron las masas de cada cátodo sobre su respectivo vidrio reloj en la balanza analítica y se anotaron las masas. Se aseguró de señalar cada vidrio reloj para no confundir a qué cátodo concernía.

b. Cuantificación del cobre restante en la solución electrolítica.

- Para la cuantificación del cobre restante en la solución electrolítica en los diferentes tiempos de reacción, se utilizó el método de espectrofotometría de absorción atómica de flama. Para ello, se prepararon diluciones hijas y nietas para cada solución madre (solución original electrolítica) dentro del rango de lectura del equipo, de 1 ppm a 5 ppm. Se prepararon cinco soluciones estándares de cobre: 1, 2, 3, 4 y 5 ppm usando gramos de CuSO_4 anhídrido grado reactivo con el fin de realizar la lectura del cobre iónico no reaccionante, usando el espectrofotómetro. (ver preparación de estándares)
- Se tomó una muestra de 1.0 mL de solución electrolítica usando de una pipeta volumétrica de 1.0 mL clase AS y se añadió en un balón clase AS de 50 mL. Luego se aforó con agua destilada. La solución electrolítica se denominó solución madre y la aforada a 50 mL se denominó hija.
- Después se tomó una muestra de 4.0 mL de la solución hija usando una pipeta volumétrica de 2.0 mL clase AS y se añadió dentro de un balón de 100 mL clase AS. Luego se aforó con agua destilada. Esta solución se denominó solución nieta. Esto se hizo para todas las soluciones electrolíticas.
- Para la lectura de la solución virgen de CuSO_4 que corresponde a la concentración de cobre en el tiempo 0. La dilución nieta se preparó usando 3.0 mL de su solución hija correspondiente que se preparó igual a las otras soluciones hijas.
- Utilizando el espectrofotómetro de absorción atómica de flama se tomaron las lecturas de las cinco soluciones estándares de cobre para realizar la curva de calibración.
- Se tomaron las lecturas correspondientes a las soluciones nietas usando el espectrofotómetro de absorción atómica de flama y luego se realizaron los cálculos necesarios para conocer la concentración de cobre no reaccionante en los diferentes tiempos de reacción. (Ver cálculo 7)

c. Preparación de estándares.

- Se preparó una solución madre de 1.0 L al pesar 2.5371g de CuSO_4 de anhídrido grado reactivo, dentro de un balón clase A de 1.0 L. Luego se aforó con agua destilada.

- Se tomó una muestra de 2.0 mL de la solución madre y se añadió dentro de un balón de 100 mL clase AS. Se aforó con agua destilada y de esta manera se obtuvo la solución hija.
- Para el estándar de 1 ppm se tomó una muestra de 5.0 mL de solución madre usando una pipeta volumétrica clase AS y se introdujo en un balón de 100 mL clase AS. Se aforó con agua destilada y de esta manera se obtuvo el estándar 1.
- Para el estándar de 2 ppm se tomó una muestra de 10.0 mL usando una pipeta volumétrica clase AS y se colocó en un balón de 100 mL clase AS. Se aforó con agua destilada y de esta manera se obtuvo el estándar 2.
- Para el estándar de 3 ppm se tomó una muestra de 15.0 mL usando una pipeta volumétrica clase AS y se colocó en un balón de 100 mL clase AS. Se aforó con agua destilada y de esta manera se obtuvo el estándar 3.
- Para el estándar de 4 ppm se tomó una muestra de 20.0 mL usando una pipeta volumétrica clase AS y se colocó en un balón de 100 mL clase AS. Se aforó con agua destilada y de esta manera se obtuvo el estándar 4.
- Para el estándar de 5 ppm se tomó una muestra de 25.0 mL usando una pipeta volumétrica clase AS y se colocó en un balón de 100 mL clase AS. Se aforó con agua destilada y de esta manera se obtuvo el estándar 5.

2. Toma de muestras para la cinética de reacción de la plata. Para la cinética de reacción de plata, se preparó 1 L de una solución 0.1 M de AgNO_3 usando gramos AgNO_3 grado reactivo. Se tomaron muestras en distintos tiempos de reacción: 0, 1, 5, 10, 20, 30, 40, 45, 50, 55 y 60 min. Para cada lectura se detenía la reacción en su correspondiente tiempo y se cuantificaba la masa de la plata que se electro depositaba en ambos cátodos usando la balanza analítica, y se cuantificó la plata iónica no reaccionante usando el método de Mohr.

a. Cuantificación de la plata electrodepositada en cátodos.

- Se determinaron las masas de los ánodos y cátodos usando la balanza analítica antes de someter los electrodos a la reacción. (Ver datos de placa)
- Se situaron los electrodos dentro del soporte de cartón caple tal y como se muestra en la ilustración 19

- Se agregó 70 mL de solución iónica a un beaker de 250 mL usando una pipeta volumétrica de 50.0 mL clase AS y otra de 20.0 mL, y se introdujo el agitador magnético.
- Se conectaron los cables de cobre calibre 14 AWG acoplados con lagartos a la fuente de poder y a los electrodos, tal como se muestra en la ilustración 18 y 19. Los lagartos negros sujetan los cátodos y los lagartos rojos los ánodos.
- Se sumergieron los electrodos en la solución electrolítica sujetando los ánodos con lagartos rojos y los cátodos con lagartos negros, acomodando los cables con ayuda del soporte universal y anillo. (Ver Ilustración 18)
- Se encendió la estufa agitadora a una agitación de nivel 1 y la fuente de poder con el botón on verificando que los botones 0-30 V serpar e indep track no estuvieran presionados. Se suministró los 0.055 A de trabajo a la solución. Se tomó tiempo de reacción con el cronómetro al presionar el botón start-stop.
- Transcurrido el tiempo de reacción deseado, se apagó la fuente de poder con el botón off y al mismo tiempo se detuvo el cronómetro con el botón start-stop. Se Anotó el tiempo y se detuvo la agitación.
- Se removió la serie de electrodos de la solución electrolítica. Se colocó cada cátodo en un vidrio reloj de masa conocida, uno para cada cátodo. Se colocaron ambos cátodos dentro de un horno para secarlos por 60 minutos a 125°C. Por otro lado, los ánodos se secaron con papel y se determinaron sus masas usando la balanza analítica.
- Se trasladaron los cátodos a una desecadora usando tenazas de laboratorio para dejarlos enfriar, habiéndose llevado para su enfriamiento 30 minutos cronometrados.
- Se determinaron las masas de cada cátodo sobre su respectivo vidrio reloj en la balanza analítica y se anotaron las masas. Se aseguró de señalar cada vidrio reloj para no confundir a qué cátodo concernía.

b. Cuantificación de la plata no reaccionante en la solución electrolítica.

- Se midieron 10.0 mL de una solución patrón de 0.0040 M de KCl, usando una pipeta volumétrica de 10.0 mL clase A y se vertieron en un Erlenmeyer de 125 mL

- A la solución electrolítica se le agregó gramos de NaHCO_3 grado reactivo hasta llegar a un pH de 7, el pH se medía usando papel pH. Se removieron los sólidos con papel filtro que se formaban cada vez que se agregaba NaHCO_3 .
- Se llenó la bureta con la solución electrolítica y se colocó en unas pinzas con un soporte universal.
- Se agregaron 7 gotas de indicador $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ al 5% en el Erlenmeyer de 125 mL y se agitó manualmente. La solución se tornó amarilla con el indicador. (Ver Ilustración 45)
- Se tituló la solución gota a gota, hasta llegar al punto de equivalencia de la reacción. El cual se observó con un cambio de color de amarillo a naranja-café. (Ver Ilustración 46)
- Se anotó el volumen de solución electrolítica gastada y se realizaron los cálculos estequiométricos correspondientes para determinar la plata restante en la solución electrolítica. (Ver Tabla 31)

c. Preparación de soluciones.

1) Solución de nitrato de plata 0.1 M.

- Se pesó una masa 17.0845 g de AgNO_3 grado reactivo en un beaker de 100 mL usando una balanza analítica.
- Se agregó 50 mL de agua destilada al beaker que contenía el nitrato de plata para disolverlos. Luego se trasvasó analíticamente a un balón de clase AS y se aforó a un 1L.

2) Solución de K_2CrO_4 al 5%.

- Se pesó una masa de 0.5005 gramos de K_2CrO_4 en un beaker de 50 mL usando una balanza analítica.
- Se agregó 10.0 mL de agua destilada al beaker que contenía los gramos de K_2CrO_4 y se disolvió con ayuda de una varilla agitadora.
- La solución indicadora de K_2CrO_4 se añadió en un frasco con su respectivo gotero.

3) Solución patrón de 0.05 M de KCl.

- Se pesó una masa de 0.3742 g de KCl en un beaker de 100 mL usando una balanza analítica.
- Se agregó 50 mL de agua destilada para disolver los gramos de KCl, luego se transvasó analíticamente a un balón clase AS de 100 mL y se aforó. Este mismo procedimiento se realizó para la solución de 0.004 M de KCl, pero pesando 0.07455 g de KCl y se aforó en un balón de 250 mL.

d. Estandarización de nitrato de plata.

- Se pesó una masa de 0.3742 g de KCl usando una balanza analítica y se aforó en 100 mL para luego transferir 10.0 mL de la solución, usando una pipeta volumétrica de 10.0 mL clase A en un Erlenmeyer de 250 mL.
- Se llenó una bureta de 50.0 mL con AgNO_3 0.1 M y se sujetó con pinzas de laboratorio y soporte universal.
- Se agregó al Erlenmeyer que contenía la solución patrón de KCl, siete gotas de indicador cromato de potasio al 5%. Se agito manualmente hasta que la solución se tornó de color amarillo.
- Se tituló la solución hasta una coloración naranja-café pálida y se anotó el volumen de nitrato de plata gastada. Esta titulación se realizó en triplicado. (Ver Ilustración 46)
- Se realizaron los correspondientes cálculos para conocer la concentración de la solución de AgNO_3 . (Ver cálculo 16)

E. Análisis de la pureza de cobre y plata metálica por fluorescencia de rayos X (EDXRF).

- Se analizaron muestras de los metales electrodepositados de cada reacción de óxido-reducción de plata y cobre, en el laboratorio de fisicoquímica de la Universidad San Carlos de Guatemala, usando fluorescencia de rayos X.
- Se trituraron las muestras de cobre y plata de manera independiente una de la otra, usando un mortero y su respectivo pestillo, hasta convertirlas en polvo fino.

- Ambas muestras se colocaron dentro de distintos porta muestras con papel film.
- Se introdujo una de las muestras en el analizador de fluorescencia de rayos x y se realizó la lectura en 3 minutos. Se obtuvo tanto los espectros como los porcentajes de los elementos analizados en la muestra metálica. (Ver Ilustración 39)
- Se removió la muestra del analizador de fluorescencia de rayos x y se introdujo la otra muestra para realizar su correspondiente lectura como se indica en la Ilustración 39.

F. Metodología de cálculos.

Para poder determinar los modelos cinéticos para ambas reacciones óxido-reducción, así como para determinar los volúmenes de los reactores y dimensionar los reactores, se requirió la siguiente metodología de cálculos:

1. Cálculo de la cinética de reacción para el cobre.

a. Por la medición de masa recuperada en función del tiempo:

- Una vez obtenidas la masa recuperada de los cátodos en los distintos tiempos de reacción, se prosiguió a ordenar los datos la siguiente manera:

Tiempo de reacción	Cu ⁰	Cu ²⁺
(min)	(g)	mol/L

Para determinar la concentración de Cu²⁺ se utilizó la reacción de óxido- reducción y la cantidad de volumen de solución iónica utilizada de 70.0 mL. Esto se puede observar en el cálculo 4.

- Luego se integró el modelo cinético: $r_A = kC_A^n$ a diferentes órdenes de reacción hasta calcular una correlación lineal aceptable para los datos. Se integró para un orden de reacción 0.2 y se elevaron todas las concentraciones (C_A) del cobre a 4/5. (Ver Tablas 35 y 36)
- Se calculó el valor de la constante k usando la ecuación de la recta dada por el grafico $C_A^{4/5}$ contra el tiempo para determinar el modelo cinético. (Ver cálculos 5 y 6)

b. Por la medición de la concentración del cobre que no reaccionó en la solución en función del tiempo.

- Se calcularon las concentraciones de las soluciones madres C_1 usando todas las concentraciones de las soluciones nietas C_3 y los volúmenes V_3 , V_2 y V_1 utilizando la

ecuación $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$. El espectrofotómetro dio a conocer los valores de las concentraciones C_3 y usando estos datos se calculó primero las concentraciones hijas C_2 y luego se calculó las concentraciones de las soluciones madres C_1 . (Ver cálculo 7)

- Se ordenaron los datos de las concentraciones madres respecto al tiempo de reacción. (Ver Tabla 37)
- Luego se integró el modelo cinético: $r_A = kC_A^n$ a diferentes órdenes de reacción hasta calcular una correlación lineal aceptable para los datos. Se integró para un orden de 0.5 y se elevaron todas las concentraciones del cobre (C_A) a 0.5 en función del tiempo de reacción. (Ver Tabla 38)
- Se calculó la constante k usando la ecuación de la recta dada por el gráfico $C_A^{1/2}$ vs t y se determinó el modelo cinético como se puede observar en el cálculo 5.

2. Cálculo de los volúmenes y dimensiones de los reactores CSTR y STR para la reducción del cobre.

a. Cálculo del volumen del reactor CSTR para la reducción del cobre.

- Se calculó una concentración final para una conversión del 80%. (Ver el cálculo 9 y 10)
- Se calculó el espacio tiempo con la ecuación de diseño del reactor CSTR usando la constante k de reacción del modelo cinético para la reducción del cobre, su concentración inicial de 0.1014 mol/L y su concentración final de 0.02028 mol/L. (Ver el cálculo 11)
- Se calculó el volumen efectivo del reactor usando el espacio tiempo con un flujo de $\frac{0.070 \text{ L}}{3,600 \text{ s}}$ que corresponden al volumen y tiempo de reacción utilizados en las pruebas a escala laboratorio. (Ver cálculo 11)
- Se calculó el volumen del reactor al multiplicar el volumen efectivo por 1.25, aplicando una regla gruesa. (Ver cálculo 12)

b. Cálculo de las dimensiones del reactor CSTR para la reducción del cobre.

- Se calculó el diámetro y la altura del reactor CSTR con una relación de 1:1. El volumen efectivo determinado se igualó a la ecuación de volumen de un cilindro, se despejó y se determinó el diámetro del reactor. Se utilizó la relación: altura es igual al diámetro más el 25%. (Ver cálculo 14)

- Se calculó el área de contacto total de los 2 cátodos utilizados en la celda electrolítica experimental, al multiplicar el área de contacto de una cara (A_1) por 4 (2 lados por cara). El área de una cara se obtuvo al medir el nivel sumergido del electrodo en la solución iónica y su ancho. Esta área de contacto utilizada para las pruebas de laboratorio es la misma para los reactores calculados, debido a que los datos cinéticos de un reactor electrolito dependen del área de contacto entre los electrodos y la solución electrolítica. (Ver discusión)

c. Cálculo del volumen del reactor STR para la reducción del cobre.

- Se calculó una concentración final para una conversión del 80%. (Ver cálculo 9 y 10)
- Se calculó el tiempo de reacción usando la ecuación de diseño para un reactor intermitente ideal (STR). (Ver cálculo 13)
- Se determinó el tiempo t_n que corresponde a todos los demás tiempos involucrados en el reactor STR como el tiempo de ajuste, limpieza, llenado y descarga del reactor, que se estimó de 2 h, basado en observaciones y experiencia con las pruebas en el laboratorio.
- Se calculó el volumen efectivo del reactor STR en base a los 0.070 L de solución utilizados en un tiempo t_n de 1.0 h en las pruebas de laboratorio.
- Se calculó el volumen del reactor STR multiplicando 1.25 del valor del volumen efectivo.

d. Cálculo de las dimensiones del reactor STR para la reducción del cobre.

- Se calculó el diámetro y altura del reactor STR con una relación de 1:1. El volumen efectivo determinado se igualó a la ecuación de volumen de un cilindro, se despejó y se determinó el diámetro del reactor. Se utilizó la relación: altura es igual al diámetro más el 25%. (Ver cálculo 14)
- Se calculó el área de contacto total de los dos cátodos utilizados en la celda electrolítica experimental, al multiplicar el área de contacto de una cara (A_1) por 4 (2 lados por cara). El área de una cara se obtuvo al medir el nivel sumergido del electrodo en la solución iónica y su ancho. Esta área de contacto utilizada para las pruebas de laboratorio es la misma para los reactores calculados, debido a que los datos cinéticos de un reactor electrolito dependen del área de contacto entre los electrodos y la solución electrolítica. (Ver discusión)

- El ancho de los electrodos del reactor fue de 0.025 m y el largo fue de 0.035 m, considerando el nivel de contacto de 0.015 m de los electrodos con la solución y agregando 0.02 m de largo no sumergido, el cual fue necesario para suministrar la corriente a los electrodos.

3. Cálculo de la cinética de reacción para la plata.

a. Por la medición de masa recuperada en función del tiempo:

- Una vez obtenidas la masa recuperada de los cátodos en los distintos tiempos de reacción, se prosiguió a ordenar los datos la siguiente manera:

Tiempo reacción	Ag ⁰	Ag ⁺
(min)	(g)	mol/L

Para determinar la concentración de Ag⁺ se utilizó la reacción de óxido- reducción y la cantidad de volumen de solución iónica utilizada de 70.0 mL. Esto se puede observar en el cálculo 16.

- Luego se integró el modelo cinético: $r_A = kC_A^n$ a diferentes órdenes de reacción hasta calcular una correlación lineal aceptable para los datos. Se integró para un orden de reacción de 0.1 y se elevaron todas las concentraciones de la plata (C_A) a 0.9. (Ver Ilustración 31)
- Se determinó la constante k usando la ecuación de la recta dada por el gráfico C_A^{0.9} y se determinó el modelo cinético. (Ver cálculo 6).

b. Por la medición de la concentración de la plata que no reaccionó en la solución en función del tiempo.

- Se determinaron las concentraciones de las soluciones electrolíticas por el método de Mohr y se ordenaron los datos de las concentraciones con sus respectivos tiempos de reacción. (Ver Tabla 31)
- Luego se integró el modelo cinético: $r_A = kC_A^n$ a diferentes órdenes de reacción hasta calcular una correlación lineal aceptable para los datos. Se integró para un orden de reacción de 0.4, se elevaron todas las concentraciones de la plata (C_A) a 0.6 y se ordenaron los datos según su tiempo reacción; este orden ajustó de manera lineal los datos de la cinética, permitiendo determinar un modelo cinético aceptable. (Ver Tabla 48)

- Se calculó la constante k usando la ecuación de la recta que dada por el gráfico $C_A^{0.6}$ vs tiempo de reacción y se determinó el modelo cinético. (Ver cálculo 5)

4. Cálculo de los volúmenes y dimensiones de los reactores CSTR y STR para la reducción de la plata.

a. Cálculo del volumen del reactor CSTR para la reducción de la plata.

- Se calculó una concentración final para una conversión del 80%. (Ver cálculo 9 y 10)
- Se calculó el espacio tiempo con la ecuación de diseño del reactor CSTR, usando la constante de reacción k del modelo cinético para la reducción de la plata, su concentración inicial de 0.0991 mol/L y su concentración final de 0.01982 mol/L. (Ver cálculo 11)
- Se calculó el volumen efectivo del reactor usando espacio tiempo con un flujo de $\frac{0.070 L}{3,600 s}$ que corresponden al volumen y tiempo de reacción utilizados en las pruebas a escala laboratorio.
- Se calculó el volumen del reactor al multiplicar el volumen efectivo por 1.25, aplicando una regla gruesa. (Ver cálculo 12)

b. Cálculo de las dimensiones del reactor CSTR para la reducción de la plata.

- Se calculó el diámetro y altura del reactor CSTR con una relación de 1:1. El volumen efectivo determinado se igualó a la ecuación de volumen de un cilindro, luego se despejó y se determinó el diámetro del reactor. Se utilizó la relación: altura es igual al diámetro más el 25%. (Ver cálculo 14)
- Se calculó el área de contacto total de los dos cátodos utilizados en la celda electrolítica experimental, al multiplicar el área de contacto de una cara (A_1) por 4 (2 lados por cara). El área de una cara se obtuvo al medir el nivel sumergido del electrodo en la solución iónica y su ancho. Esta área de contacto utilizada para las pruebas de laboratorio, es la misma para los reactores calculados, debido a que los datos cinéticos de un reactor electrolito dependen del área de contacto entre los electrodos y la solución electrolítica. (Ver discusión)

c. Cálculo del volumen del reactor STR para la reducción de la plata.

- Se calculó una concentración final para una conversión del 80%. (Ver cálculo 9 y 10)

- Se calculó el tiempo de reacción usando de la ecuación de diseño para un reactor intermitente ideal (STR). (Ver cálculo 13)
- Se determinó el tiempo t_n que corresponde a todos los demás tiempos involucrados en el reactor STR como el tiempo de ajuste, limpieza, llenado, y descarga del reactor que se estimó de 2 h, basado en observaciones y experiencia con las pruebas en el laboratorio.
- Se calculó el volumen efectivo del reactor STR en base a los 0.070 L de solución utilizados en un tiempo t_n de 1.0 h en las pruebas de laboratorio.
- Se calculó el volumen del reactor STR multiplicando 1.25 del valor del volumen efectivo.

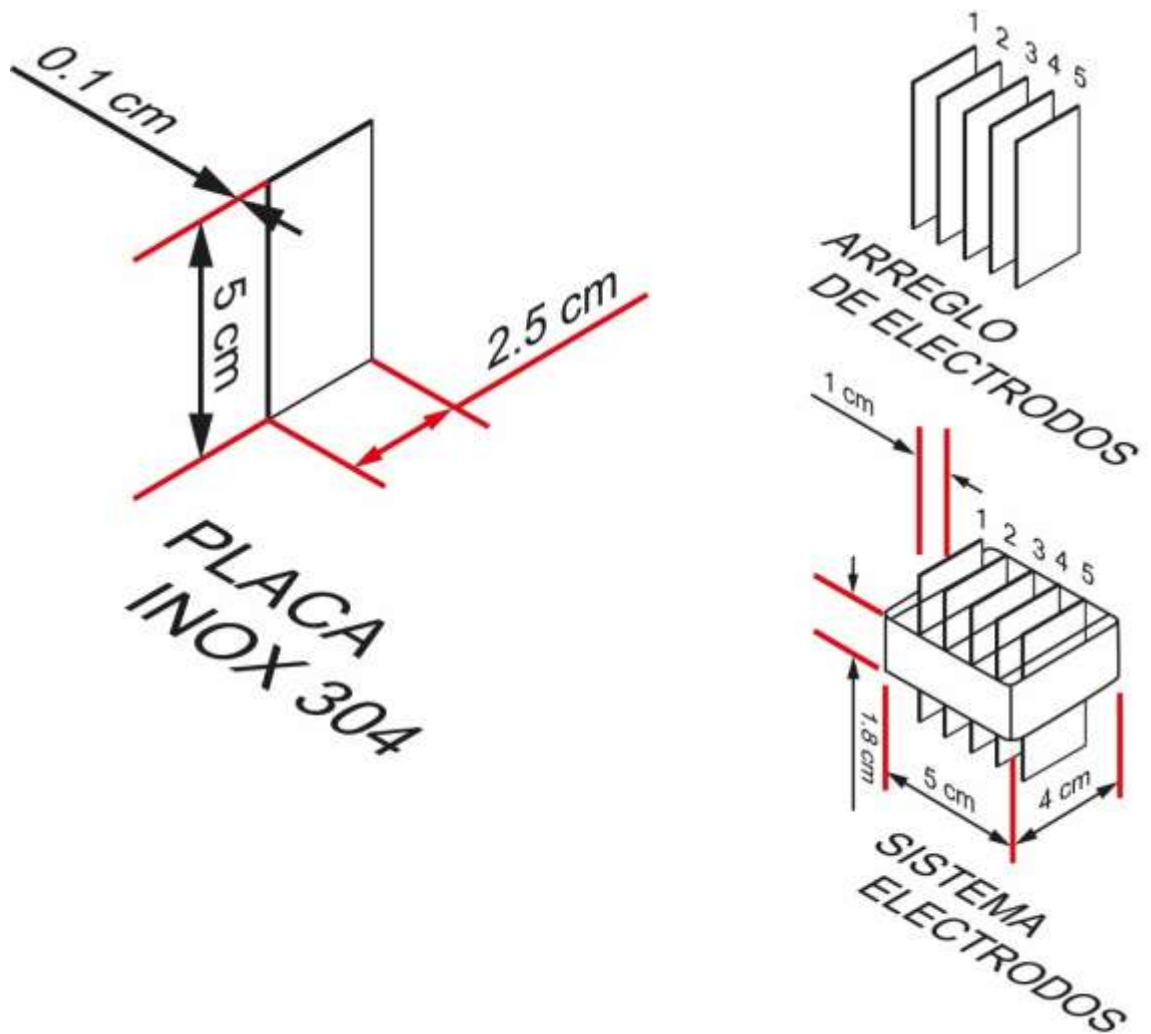
d. Cálculo de las dimensiones del reactor STR para la reducción de la plata.

- Se calculó el diámetro y altura del reactor STR con una relación de 1:1. El volumen efectivo determinado se igualó a la ecuación de volumen de un cilindro, luego se despejó y se determinó el diámetro del reactor. Se utilizó la relación: altura es igual al diámetro más el 25%. (Ver cálculo 14).
- Se calculó el área de contacto total de los 2 cátodos utilizados en la celda electrolítica experimental, al multiplicar el área de contacto de una cara (A_1) por 4 (2 lados por cara). El área de una cara se obtuvo al medir el nivel sumergido del electrodo en la solución iónica y su ancho. Esta área de contacto utilizada para las pruebas de laboratorio, es la misma para los reactores calculados, debido a que los datos cinéticos de un reactor electrolito dependen del área de contacto entre los electrodos y la solución electrolítica. (Ver discusión)
- El ancho de los electrodos fue de 0.025 m y el largo fue de 0.030 m, considerando el nivel de contacto de 0.0141 m de los electrodos con la solución y agregando 0.0189 m de largo no sumergido, el cual fue necesario para suministrar la corriente a los electrodos.

5. Dimensionamiento de la turbina del agitador de paleta para los reactores STR de las reacciones de reducción de cobre y plata.

- Para el dimensionamiento de la turbina se utilizaron las relaciones del diseño estándar de una turbina según McCabe, 2007. (Ver cálculo 19).
- Conociendo el radio del tanque del reactor se determinó D_t y se calcularon las constantes H, D_a , L, E y W. Luego se calcularon las dimensiones de la turbina de paletas del agitador.
- Se determinó el número de vueltas por minuto del agitador magnético usando un cronómetro, dicho dato fue similar al dato teórico de 100 rpm, que la ficha técnica de la estufa agitadora utilizada indica en la escala 1 de agitación, usada en todas las pruebas de laboratorio.
- Las revoluciones por segundo, la densidad y la viscosidad de las soluciones se utilizaron para encontrar el número de Reynolds.
- Usando la curva 2 de la Ilustración 10 que da a conocer la relación de N_p con el número de Reynolds y la ecuación 31 del marco teórico, se calculó la potencia de giro del impulsor de paletas rectas propuesto. (Ver cálculo 19)

Ilustración 19: Bosquejo de las placas de acero inoxidable 304 utilizadas como electrodos.



*Nota: los números 1,3 y 5 corresponden a electrodos anódicos. Los números 2 y 4 corresponden a electrodos catódicos.

VII. RESULTADOS

Tabla 6: Evaluación cualitativa de las características observadas en los metales utilizados para la selección del cátodo y ánodo de electrodos de trabajo

Pareja de Electrodos		Características cualitativas observadas en el metal		
Electrodo de trabajo (cátodo)	Contra electrodo (ánodo)	Contaminó la solución	Formó óxidos	Fue inerte con la solución.
Hierro	Cobre	Sí	Sí	No
Cinc	Cobre	Sí	Sí	No
Acero inoxidable 304	Acero inoxidable 304	No	No	Sí

*Nota: todas las pruebas con los electrodos fueron realizadas a 2.0 V, con una solución iónica de 0.1 M de CuSO_4 preparada con gramos de CuSO_4 anhídrido grado reactivo.

Tabla 7: Observaciones y determinación de la pareja de metales de trabajo.

Pareja de Electrodos		Conclusión	
Electrodo de trabajo (cátodo)	Contra electrodo (ánodo)	Es funcional	Observaciones
Cobre	Hierro	No	La solución cambió de color azul a amarilla y en menos de 1 minuto se formaron incrustaciones amarillas en las paredes y en el fondo del beaker, indicio de óxido de hierro. El hierro reaccionaba con la solución al instante, reduciendo el cobre en el cátodo con rastros de óxidos de color amarillo en él.
Cobre	Cinc	No	El cinc formaba polvos finos negros, color característico del óxido de cobre (II), que al mismo tiempo contaminaba la solución. Estos polvos negros formaron la primera capa en el cátodo y conforme avanzaba la reacción, se reducía el ion cobre y se mostraba de color marrón. La placa de cinc se desgastó con facilidad y se deformó con el uso.
Acero inoxidable 304	Acero inoxidable 304	Sí	No hubo cambio de color en la solución, el metal reducido en el cátodo era de color marrón, característico del cobre sin presencia de polvos negros que correspondía al óxido de cobre. Se determinó un cambio de pH indicando que la reacción de oxidación se daba por el agua y no por la oxidación del acero, indicando que era inerte con la solución.

*Nota: todas las pruebas con los electrodos fueron realizadas a 2.0 V, con una solución iónica de 0.1 M de CuSO_4 preparada con gramos de CuSO_4 anhídrido grado reactivo.

Tabla 8: Corriente de trabajo, voltaje y densidad de corriente para la reducción de los iones de cobre y plata.

Ion	Corriente	Rango de voltaje	Densidad
Cu ²⁺	0.447 ± 0.001 A	(3.89-4.74) ± 0.001 V	298.00 ± 9.95 A/m ²
Ag ⁺	0.055 ± 0.001 A	(1.10-1.20) ± 0.001 V	155.91 ± 5.92 A/m ²

*Nota: datos obtenidos en un tiempo de reacción de 1.0 hora usando la fuente de poder BX precisión a 26 °C.

Tabla 9: Modelo cinético de reacción dada por el método integral para la reacción óxido-reducción del agua y cobre.

Descripción	Valor
Ecuación de la recta	y=-0.00005x +0.3284
Coefficiente de determinación (R ²)	0.9839
Orden de reacción (n)	0.5
Constante de reacción (k)	2.5x10 ⁻⁵ L ^{1.5} /mol ^{1.5} s
Modelo cinético	$C_A^{0.5} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{2.5 \times 10^{-5} \text{ L}^{1.5}}{\text{mol}^{1.5} \cdot \text{s}} t + 0.3183 \frac{\text{mol}^{0.5}}{\text{L}^{0.5}}$

*Nota: este modelo se calculó usando los datos cinéticos por el método de espectrofotometría de absorción atómica de flama.

Tabla 10: Modelo cinético de reacción para la reacción óxido-reducción de la plata, dada por el método integral.

Descripción	Valor
Ecuación de la recta	y=0.00001x+0.0019
Coefficiente de determinación (R ²)	0.9752
Orden de reacción (n)	0.1
Constante de reacción (k)	-9.0x10 ⁻⁶ L ^{1.1} /mol ^{1.1} .s
Modelo cinético	$C_A^{0.9} = \frac{9}{10} \cdot 9.0 \times 10^{1.1} \frac{\text{L}^{1.1}}{\text{mol}^{1.1} \cdot \text{s}} t + 0.1248 \frac{\text{mol}^{0.9}}{\text{L}^{0.9}}$

*Nota: este modelo se calculó usando los datos cinéticos dados por la masa recuperada en los cátodos en los diferentes tiempos de reacción.

Tabla 11: Parámetros del reactor STR para la reacción óxido-reducción del cobre.

Descripción	Valor
Volumen del reactor (V)	$5.17 \times 10^{-4} \text{ m}^3$
Radio del reactor (r)	0.04038 m
Altura del reactor (h)	0.1010 m
Tiempo de reacción (t_{rxn})	3.91 h
Área de contacto del cátodo con el electrolito (A_C)	0.0015 m^2
Largo de contacto del cátodo (l_c)	0.025 m
Altura de contacto del cátodo (h_c)	0.015 m
Largo y ancho de las placas de los electrodos.	$0.035 \text{ m} \cdot 0.025 \text{ m}$
Distancia entre cada electrodo	0.01 m
Densidad de corriente (J)	298.00 A/m^2

Tabla 12: Parámetros del reactor STR para la reacción óxido-reducción de la plata.

Descripción	Valor
Volumen del reactor (V)	$4.33 \times 10^{-4} \text{ m}^3$
Radio del reactor (r)	0.0381 m
Altura del reactor (h)	0.0951 m
Área de contacto del cátodo con el electrolito (A_C)	0.00141 m^2
Largo de contacto del cátodo (l_c)	0.025 m
Altura de contacto del cátodo (h_c)	0.0141 m
Largo y ancho de las placas de los electrodos	$0.033 \text{ m} \cdot 0.025 \text{ m}$
Distancia entre cada electrodo	0.01 m
Densidad de corriente (J)	155.91 A/m^2

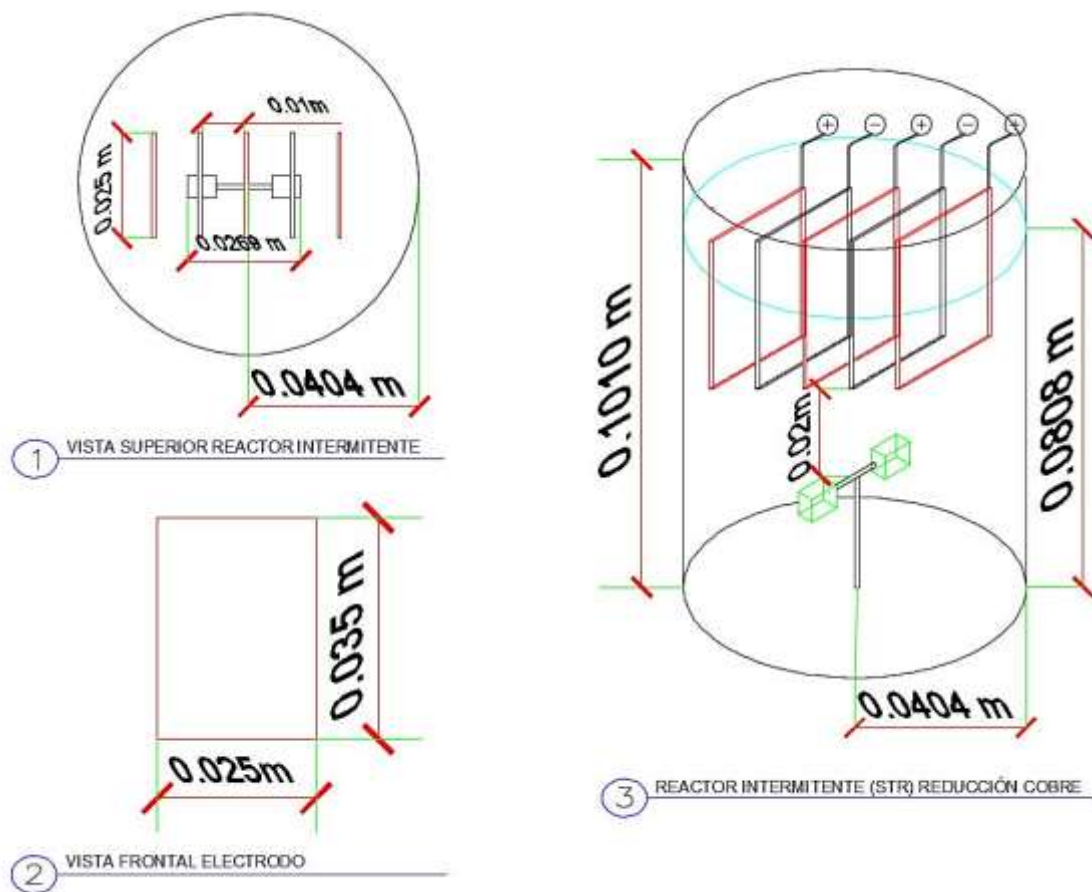
Tabla 13: Dimensiones de la turbina de paletas para la agitación del reactor STR en la reducción del cobre.

Mediciones de la turbina	Valor
Diámetro del tanque (D_t)	0.0808 m
Diámetro de la turbina (D_a)	0.0269 m
Largo de la paleta (L)	0.0067 m
Ancho de la paleta (W)	0.0054 m
Distancia del agitador desde la base (E)	0.0269 m
Velocidad de giro (n)	1.67 rps
Potencia del motor (P)	0.0003630 kW

Tabla 14: Dimensiones de la turbina de paletas para la agitación del reactor STR en la reducción de la plata.

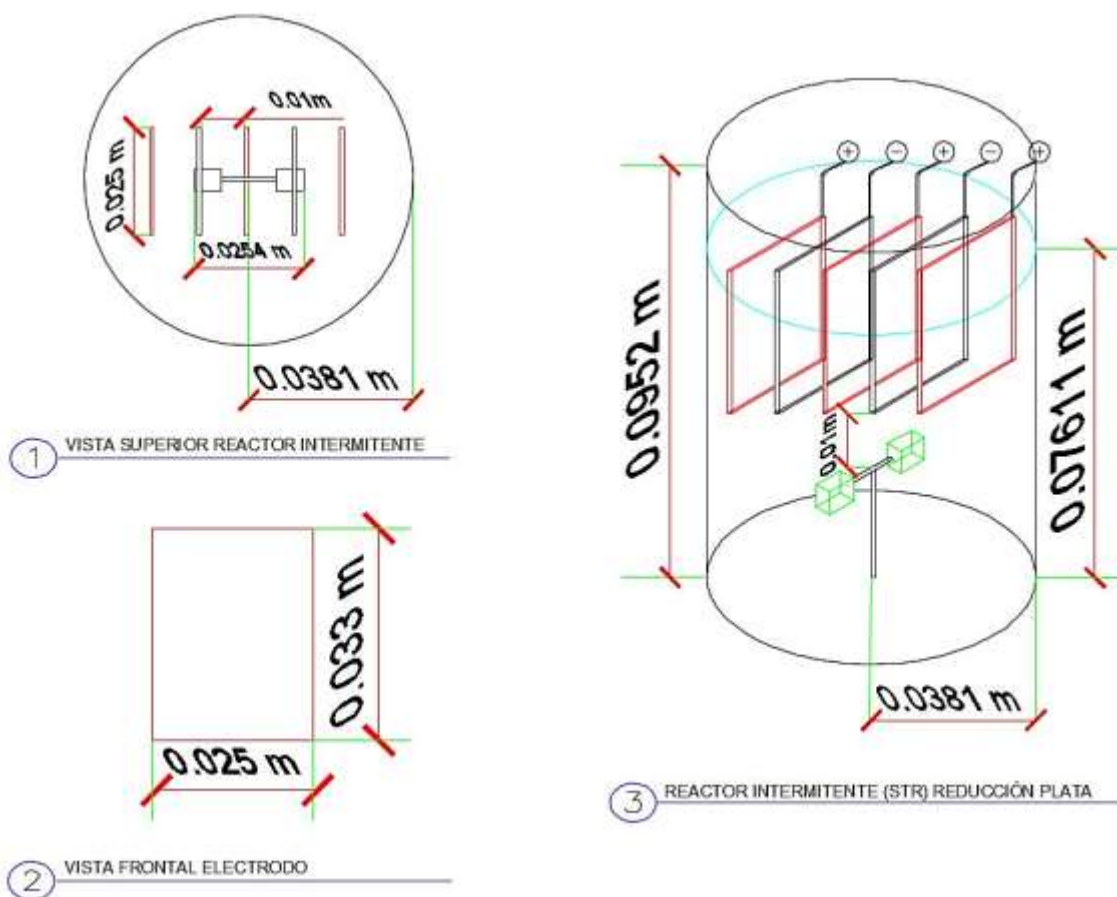
Mediciones de la turbina	Valor
Diámetro del tanque (D_t)	0.0761 m
Diámetro de la turbina (D_a)	0.0254 m
Largo de la paleta (L)	0.00634 m
Ancho de la paleta (W)	0.0051 m
Distancia del agitador desde la base (E)	0.0254 m
Velocidad de giro (n)	1.67 rps
Potencia del motor (P)	0.00030 kW

Ilustración: 20 Esquema de las dimensiones del reactor intermitente con agitación (STR) para la reacción óxido-reducción del cobre.



* Nota: las placas de color rojas corresponden a electrodos anódicos, y las placas de color negras corresponden a electrodos catódicas.

Ilustración 21: Esquema de las dimensiones del reactor intermitente con agitación (STR) para la reacción óxido-reducción de la plata.



* Nota: las placas de color rojas corresponden a electrodos anódicos, y las placas de color negras corresponden a electrodos catódicas.

VIII. DISCUSIÓN

El objetivo general de este Trabajo de Graduación, consistió en determinar un modelo cinético para soluciones individuales de cobre y plata de concentración aproximada a un efluente industrial minero y de radiografía, usando una celda electrolítica, para proponer dos reactores electrolíticos uno para cada metal a escala laboratorio.

Los efluentes industriales con los que se pretendía trabajar eran los del distrito minero de Concepción las Minas, en donde se encuentran los depósitos más importantes de cobre y plata, minerales que se encuentran entre los comúnmente explotados en Guatemala. Sin embargo, debido a las circunstancias sociales y de aceptación que la industria minera atraviesa actualmente, fue inaccesible obtener una muestra de sus aguas residuales para trabajarla y realizar una caracterización de la misma. En consecuencia se tomó como referencia la caracterización de aguas residuales realizadas en las investigaciones descritas en la secciones de antecedentes y marco teórico de esta investigación y que pertenecen al proceso minero de lixiviaciones ácidas de cobre y a la industria radiográfica que tienen concentraciones de cobre y plata, arriba de las establecidas legalmente y que corresponde para el cobre de 3 mg/L y para la plata de 5 mg/L, como es el caso de Guatemala, España y México, entre otros. Dichas caracterizaciones se pueden observar en la Tabla 2 y Tabla 5. La Tabla 2 se da a conocer la caracterización de las aguas para el proceso minero de lixiviación acida de cobre y en la Tabla 5 se da a conocer la caracterización de las aguas residuales para la industria radiográfica.

Según la literatura, en los procesos mineros de lixiviación ácida de cobre y la industria radiográfica, tienen concentraciones de cobre y plata cercana a 0.1M. La industria minera de lixiviación de cobre tenía 9,000 mg/L de Cu^{2+} que equivalen a 0.141 M, y la industria radiográfica tenía en sus aguas residuales Ag^+ a una concentración de 11,200 mg/L que equivale a 0.103 M. Según el Ministerio de Energía y Minas, el uso industrial más importante que se le da al metal plata en Guatemala es la industria radiográfica; así mismo es bastante utilizado en la joyería.

Para lograr el objetivo general, se realizó una serie de experimentos a escala laboratorio, con dos soluciones iónicas una de 0.1 M CuSO_4 y otra de 0.1M AgNO_3 , sin la presencia de cualquier otro compuesto químico o metal que se pueda electrodepositar durante la reacción óxido reducción, ni sales que puedan volver más conductiva el agua y modificar la corriente aplicada para la cinética de reacción. En otras palabras, se trabajó únicamente con soluciones iónicas.

Para que otro compuesto o elemento se electrodeposite antes del metal deseado, requiere que su potencial electrodo, determinado por la ecuación de Nerst, sea mayor al potencial electrodo del cobre o la

plata. Según la ecuación de Nerst, esta depende de la concentración de las especies participantes en la reacción, por lo que concentraciones bajas de otros compuestos difícilmente reaccionarían para electrodeponerse y no afectaría la reducción del cobre y de la plata. Concentraciones bajas de otras especies químicas en las soluciones iónicas de sulfato de cobre y nitrato de plata, no afectarían su correspondiente reacción de óxido reducción, pero en caso de que otras especies químicas estuvieran presentes, con concentraciones altas y con un potencial electrodo mayor que el del cobre y de la plata, la interferencia sería inevitable y correspondería a otra investigación.

Durante la experimentación, se evaluaron distintos metales, con el fin de determinar los electrodos adecuados, que tuvieran una serie de características cualitativas que permitieran una reducción específica de iones de cobre y iones de plata, sin producir óxidos que contaminaran la solución y que fueran inertes. Los metales analizados fueron cobre, hierro, cinc y acero inoxidable 304. De esta manera se descartó todo metal que forma incrustaciones, sólidos disueltos e impurezas en los metales reducidos en los cátodos.

Según los resultados obtenidos en la Tabla 6, se determinó que el hierro contaminó la solución iónica, tornándola de color amarillo y dejando incrustaciones en las paredes del recipiente que se pudieron remover hasta la aplicación de 50 mL de una solución de HCl 0.1 M. Este cambio de color amarillo e incrustaciones se debía a la formación de óxidos, que también se redujeron sobre el cátodo dejando impurezas en el Cu^0 recuperado. Por lo que se descartó como uso de este electrodo.

En el caso del cobre y cinc, se observó la formación de sólidos finos de color negro, característico de los óxidos de cobre (II) que al mismo tiempo contaminaban la solución. Estos sólidos finos caían en el fondo del beaker y conforme avanzaba la reacción se empezó a observar el cobre marrón sobre el cátodo, arriba de una capa de sólidos finos negros, formando impurezas en el metal reducido; por lo que se descartó como uso de electrodo.

Finalmente, se evaluó el acero inoxidable 304 como ambos tipos de electrodos cátodos y ánodos y se observó que, a simple vista, no se generaba un cambio de color en la solución, sin dejar sólidos disueltos, ni se observó la formación de óxidos a simple vista. Se observó también un ligero cambio de pH y la formación de burbujas en el ánodo, demostrando que la reacción de oxidación provenía del agua y no de la oxidación del metal como tal. El pH para la reacción redox del cobre bajó de 4.5 a 1.5, y para la plata el pH bajó de 7.0 a 0.5 en una hora de reacción. El acero inoxidable 304 se caracteriza por ser resistente a la corrosión, debido a su composición química; por lo que se determinó como material para ambos electrodos, cátodo y ánodo.

Una vez conociendo qué metal a utilizar como electrodo, se realizaron pruebas a diferentes corrientes que permitieran la reducción específica de los iones de cobre y plata. Para tener una idea del voltaje necesario, se puede recurrir a la teoría de Nerst, según la cual, el voltaje depende de las especies químicas, de sus

potenciales electrodo y de sus concentraciones involucradas en la reacción óxido- reducción. Al determinar todas estas variables se puede calcular su valor, el cual es el voltaje mínimo para que se dé la reacción óxido- reducción, sin tomar en cuenta la resistencia de los electrodos, cables y solución. Por lo que es necesario aplicar un sobre voltaje, el cual de acuerdo a la teoría se debe determinar de manera empírica, debido a que depende de muchos factores difíciles de medir.

Sin considerar el sobre voltaje, se puede determinar qué metal se reducirá primero con menos cantidad de voltaje suministrado. Para la reacción óxido- reducción entre el agua y la plata, el voltaje de Nerst fue de -0.431 V y para la reacción óxido- reducción entre el agua y el cobre el voltaje de Nerst fue de -0.893 V. Entonces, el metal que se reduce primero es la plata y luego con mayor voltaje el cobre. Este fenómeno permite la reducción específica de metales. Se debe resaltar que Nerst, no toma en cuenta el porcentaje de conversión del metal reducido en un tiempo de reacción definido. Por lo que se realizaron varias pruebas en el laboratorio aplicando más voltaje, para aumentar la velocidad de reacción y de esta manera definir conversiones y tiempos de reacción.

Sin embargo, se debe considerar la corriente utilizada en la reacción, porque puede afectar directamente al metal de interés; una corriente grande y brusca genera oxidaciones del mismo, afectando su pureza y la eficiencia del reactor electroquímico. Esto ocurre debido a que la corriente es tan grande que se dan reacciones secundarias; los cationes reaccionan de manera rápida con el elemento más cercano y en este caso fue el oxígeno de la reacción de oxidación del agua; por otro lado, corrientes muy bajas hacen que la reacción se vuelva muy lenta, afectando en la eficiencia del proceso. Al establecer corrientes, se define densidad de corriente (A/m^2), dejando el área de contacto constante. La reacción óxido reducción se da en el área de contacto de los electrodos con la solución, por lo que el área de contacto, es otro factor a considerar para la cinética de reacción.

En este estudio técnico suponen condiciones ideales, donde no hay elementos o compuestos que afecten la reducción de los metales cobre y plata, como sales, sólidos o materia orgánica. De esta manera se trabajó solo con las soluciones iónicas preparadas. Los criterios para establecer la corriente de trabajo fueron: observar el comienzo de la electrodeposición del cobre o plata en el cátodo en menos de un minuto, procurando que la reducción del metal se lograra sin la formación de óxidos del mismo metal que surge usando una corriente alta. El último criterio consistió en lograr obtener conversiones aceptables, es decir, convertir más del 70.0% de los iones en metales.

En el caso del cobre se varió la corriente desde 0.010 A hasta 0.550 A. En los 0.010 A se observó una ligera capa de cobre, reducida en el cátodo en un tiempo de reacción de 1.0 h; mientras que a los 0.550 A se observó que se formaba rápidamente óxidos de cobre al aplicar una corriente muy brusca. A los 0.447 A no hubo aparición alguna de óxidos de cobre a simple vista y se obtuvo una conversión de 78.31% en una hora

de reacción, conversión que pudo haber sido mayor, ya sea, con mayor tiempo de reacción o cátodos con mayor área de contacto. Sin embargo, suministrar 0.447 A se consideró aceptable y se determinó esta corriente de trabajo para el cobre.

Por otro lado, en el caso de la plata la corriente se varió de 0.001 A hasta 0.069 A. En los 0.001 A no se redujo la plata en un tiempo de reacción de 1.0 h; mientras que a los 0.069 A se observó mucha plata reducida en el cátodo, pero con una capa inferior de color gris formada por óxidos de plata; es decir, que esta corriente producía impurezas de óxidos en la reacción. Sin embargo, a los 0.055 A se obtuvo una conversión de 70.54% en una hora de reacción, sin observar la formación de óxidos de plata apreciables.

Se realizó una prueba sencilla para observar la reducción específica de los metales, se agregó 20 mL de AgNO_3 0.1 M y 20 mL de CuSO_4 0.1 M y se aplicó una corriente de 0.081 A, mayor al utilizado de 0.055 A para la plata y efectivamente, el metal que se redujo fue la plata y no hubo rastro de cobre en el cátodo; por lo que se verificó la reducción de metales de manera específica. (Ver Ilustración 42)

Las corrientes de trabajo determinadas permitieron la reducción específica de cada metal, cobre y plata. Se debe recalcar que, para el muestreo de la cinética de reacción para ambos metales, las corrientes de trabajo fueron constantes en todo momento de la reacción, con el fin de obtener una única densidad de corriente de trabajo. Al hacer esto, los modelos cinéticos determinados, no dependen de cambios de corrientes. Si se llega a variar la corriente aplicada durante las reacciones óxido- reducción, se tendrían diferentes cantidades de electrones donándose durante la reacción; entonces, el modelo cinético dependería más del cambio de corriente y no de la reacción óxido reducción en sí, y que se puede dar a una corriente constante y específica. Al fijar una densidad de corriente, aunque se cambie el área de contacto de los electrodos, se puede determinar una corriente que cumpla con la densidad de la corriente de trabajo del modelo cinético determinado.

En la celda electrolítica, la electricidad del sistema entra en el polo positivo y sale por el polo negativo; por lo que en este tipo de reacción se forma un campo eléctrico entre la cara del cátodo y la cara del ánodo, generando líneas de potencial eléctrico debido a la energía suministrada: esto permite que se dé una atracción entre los cationes y el electrodo negativo (cátodo); de igual manera se da una atracción entre los aniones y el electrodo positivo (ánodo). La eficiencia del reactor electroquímico depende mucho de la distribución y la distancia de estas líneas de potencial eléctrico, es decir, del arreglo de los electrodos.

En el arreglo de electrodos, es indispensable tener una distribución uniforme de las líneas de potencial eléctrico y de corriente eléctrica sobre los electrodos. Si esta condición no se respeta, se deforma su distribución homogénea; lo que da lugar a regiones con un potencial diferente al aplicado, favoreciendo zonas con diferente velocidad de reacción o la aparición de reacciones secundarias; sucesos que bajan la eficiencia de corriente. Para lograr cumplir la condición de la distribución uniforme, se propuso para el sistema de

electrodos un arreglo paralelo, que consistió en colocar un electrodo frente al otro, de manera que nunca se toquen.

Se utilizaron placas de acero inoxidable 304 como electrodos con un arreglo en específico. El arreglo propuesto para los electrodos fue de ánodo-cátodo-ánodo-cátodo-ánodo, una frente a otra, con una distancia constante de 0.01 m: este arreglo permite la formación de un campo eléctrico entre cada una de las caras de los cátodos y ánodos. Aumentando la cantidad de cátodos, se incrementa el área de contacto y con ello la conversión del metal reducido.

La distancia entre cada ánodo y cada cátodo debía ser la menor posible, para evitar caídas de potencial óhmico, pero no tan cercanas como para que no se logren formar correctamente las líneas de campo eléctrico. Distancias muy grandes pueden disminuir la velocidad de reacción en una celda electrolítica debido a que les toma más tiempo a las cargas positivas Cu^{2+} y Ag^+ migrar hacia los cátodos (carga negativa) para electrodepositarse o reducirse, en la superficie del cátodo.

El movimiento del electrolito y del transporte de masa a la superficie de los electrodos, donde se da las reacciones de óxido- reducción, impactan en el rendimiento del reactor electroquímico, porque la velocidad de la reacción electroquímica por unidad de área del electrodo y de la densidad de corriente depende de la concentración de la solución adyacente al electrodo. De por sí, la reacción óxido- reducción requiere un fenómeno de transporte de masa, ya que, el ion llega al electrodo al ser atraído por la carga opuesta y simultáneamente se da un fenómeno de difusión.

Las reacciones óxido-reducción tanto del cobre como de la plata se llevaron a cabo con agitación. La agitación procuró que en todo momento la solución electrolítica se mantuviera uniforme y les permitió a los cationes migrar con mayor facilidad hacia los cátodos. Con esta agitación se incrementaba la velocidad de transferencia de masa y por ende la velocidad de reacción: además, la agitación evita que otras reacciones no deseables se formen durante la electrodeposición de los metales cobre y plata.

Se optó por la utilización del método integral para el cálculo de la cinética de reacción y determinación de los modelos de reacción, debido a que este método ensaya una ecuación cinética en particular, integrando y comparando los datos calculados en cada tiempo con los datos experimentales. Este método brinda un mejor comportamiento o ajuste a los datos experimentales, es más confiable y basta con cinco datos experimentales para tener una tendencia lineal aceptable. En cambio, el método diferencial emplea directamente la ecuación diferencial, que no siempre brinda un ajuste lineal aceptable.

La cinética de la reacción de óxido- reducción de cobre se calculó usando dos vías, la medición de la masa del cobre recuperada y la concentración del cobre iónico no reaccionado en la solución, en función del

tiempo. Para la determinación del modelo cinético, se utilizaron los datos de la vía que mejor presentó un ajuste lineal, porque para encontrar la constante de reacción k del modelo propuesto de $-r_A = kC_A^n$ se utiliza la pendiente de ecuación de la recta $y = mx + b$ dada por el gráfico del método integral. El mejor ajuste lineal de los datos cinéticos se obtuvo usando las concentraciones de Cu^{2+} que no reaccionaron en la solución en función del tiempo: estas concentraciones se midieron por el método de espectrofotometría de absorción atómica de flama, el cual es más exacto en comparación a la medición de las masas de cobre, usando una balanza analítica. (Ver la Ilustración 26)

La curva de calibración, Ilustración 32, hecha usando los estándares de cobre, obtuvo un coeficiente de determinación de 0.999224, dándole una mayor confiabilidad al método de espectrofotometría. Además, se puede observar en la Ilustración 19 cómo la concentración de cobre disminuye con una tendencia lineal, tendencia no tan marcada en la Ilustración 17, donde se representa la concentración de cobre metálica recuperada en el tiempo usando de la masa de los cátodos.

Según la ilustración 26, el orden de reacción para la reducción de cobre fue de 0.5, y se obtuvo una constante de $2.5 \times 10^{-5} \text{ L}^{1.5}/\text{mol}^{1.5} \cdot \text{s}$, con un coeficiente de determinación de 0.9839. De acuerdo a la ilustración 29, la tendencia lineal se vio afectada por la extrapolación del equipo de espectrofotometría en los tiempos de reacción de 30 y 300 segundos para la determinación de la concentración de las soluciones netas; debido a que ambas concentraciones fueron mayores a 5.0 ppm, no tuvieron una lectura directa dentro de la curva de calibración determinada por los estándares, lo cual afectó el orden de reacción para el modelo matemático que describe la reacción redox del cobre en la tabla 9. Sin embargo, pese a dicho error instrumental se consideraron resultados aceptables por el ajuste lineal obtenido.

Igualmente, la cinética para la reacción de reducción de la plata se determinó por dos vías, la medición de la masa de la plata recuperada y la concentración de plata iónica no reaccionada en la solución, en función del tiempo. Para la primera vía nuevamente se usó la balanza analítica, pero para la segunda vía se utilizó el método de Mohr. Según ambos resultados cinéticos, el mejor ajuste lineal de los datos se obtuvo usando la medición de la masa de plata recuperada en función del tiempo, por lo que el modelo cinético de reacción para la reducción de la plata se determinó usando las masas de Ag^0 electrodepositadas, usando ambos cátodos.

Los resultados obtenidos usando el método de Mohr, no fueron coherentes tal y como se muestra en la Ilustración 30, en donde se puede observar que la concentración de plata se disminuye y se incrementa en función del tiempo, por lo que se descartan estos resultados. Según la literatura, para que este método sea funcional requiere que la solución electrolítica tenga un pH de 7 a 10; porque con pH distintos el indicador K_2CrO_4 no vira de color y el punto final en la titulación nunca se ve, dejando sin utilidad alguna a la titulación volumétrica. El pH final de la solución electrolítica de plata al final de cada reacción siempre se encontraba a bajo de 7; y para poder subirlo (según skoog, 2003), se debía emplear NaHCO_3 grado reactivo. De esta

manera todas las soluciones electrolíticas se llevaron a un pH de 7. Sin embargo, la Ag^+ reaccionó con el NaHCO_3 , formando cristales de AgCO_3 ; lo que implicó, que la concentración de iones Ag^+ en las soluciones electrolíticas cambiaran disminuyendo dicha concentración y, por ende, las titulaciones realizadas por el método de Mohr perdieron confiabilidad, debido a que la concentración de plata restante en cada solución electrolítica cambió. (Ver Ilustración 48)

Según la Ilustración 29, se obtuvo un coeficiente de determinación de 0.9752 para el modelo cinético de la plata, con un orden de reacción de 0.1 y una constante de reacción de $-9.0 \times 10^{-6} \text{ L}^{1.1}/\text{mol}^{1.1} \cdot \text{s}$. La correlación de los datos fue afectada por la humedad, error instrumental de la balanza y de la posibilidad de pérdida de masa en la manipulación de los cátodos para la cuantificación de la misma. Sin embargo, un coeficiente de determinación de 0.9752 se considera aceptable al ser un valor que se puede aproximar como 1; por lo que el modelo cinético para la plata se considera aceptable. (Ver Tabla 9)

Se usaron los modelos cinéticos de reacción para calcular reactores del tipo CSTR y STR con una conversión del 80% para ambos metales. Para realizar un escalamiento en un reactor electrolítico se debe considerar que todo proceso electroquímico sucede en la interface electrodo-disolución; por lo que factores como el área de contacto de los electrodos con la solución, la correcta disposición de estos, el transporte de masa, la hidrodinámica, la caída de potencial y el material de los electrodos y su afinidad con la solución electrolítica son de suma importancia, debido a que influyen en la cinética de reacción.

Al no encontrar una referencia o factor de escalamiento que se ajustara a todos los factores utilizados en las pruebas de laboratorio, que se deben considerar en un proceso electroquímico, se usó el volumen y tiempo empleados en las pruebas de laboratorio: 0.07 L tratados en un tiempo de reacción de 3,600 s para el cálculo de los reactores teóricos. Por lo tanto, para el reactor continuo de tanque agitado CSTR se utilizó un flujo de $\frac{0.07 \text{ L}}{3,600 \text{ s}}$, dando como resultados reactores continuos de tamaño pequeño y por ende se descartó. Los reactores continuos se suelen emplear a escalas mayores: en plantas pilotos o en grandes industrias. Por consiguiente, se optó por el tipo de reactor intermitente con agitación STR.

Para el cálculo de los reactores tipo STR, se consideró un tiempo de 2.0 h para el ajuste, instalación de electrodos, limpieza, llenado y vaciado del reactor. Este tiempo estimado se obtuvo en base a la experiencia adquirida en las pruebas de laboratorio y en la información recopilada en el marco teórico y antecedentes. En el reactor se conserva el mismo arreglo de electrodos utilizado en la celda electrolítica experimental, con la misma distancia constante de 0.01 m entre cada electrodo. El área de contacto de los electrodos para los reactores STR, también fue el mismo que el de la celda electrolítica experimental, para poder usar los modelos cinéticos de reacción.

Respecto a la determinación de las dimensiones de los reactores se utilizó una regla gruesa que establece la relación de diámetro: altura de 1:1 para el diseño del tanque cilíndrico con el volumen obtenido usando la ecuación de diseño del STR y se le agregó un 25% más del volumen efectivo para el cálculo del volumen del reactor. (Ver Tablas 11 y 12)

Se obtuvo un volumen de $5.17 \times 10^{-4} \text{ m}^3$ para el reactor tipo STR, para la reducción de cobre con una altura de 0.1010 m y radio de 0.04038 m; mientras que las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.0350 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015 m^2 . El largo sumergido de los electrodos con la solución es de 0.015 m, los 0.02 m de largo adicional corresponden al material que no está en contacto con la solución. En cuanto al reactor tipo STR para la reducción de la plata se obtuvo un volumen de $4.33 \times 10^{-4} \text{ m}^3$ con una altura de 0.0951 m y radio de 0.0381 m; mientras que las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.033 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015 m^2 .

Por otro lado, se propone que los agitadores para los reactores sean de paletas rectas y que este se encuentre en la parte inferior con un motor a un lado, para no obstaculizar el campo eléctrico generado de los electrodos en la realización reacción óxido- reducción. Se propuso un agitador de paletas dado a que la viscosidad de soluciones iónicas de cobre y plata no son superiores a 20 Pa·s.

Para el dimensionamiento de los agitadores se utilizaron las relaciones estándares de turbina definidas por McCabe (2007), usando el diámetro de los tanques de ambos reactores. En cuanto a la determinación de la potencia, se utilizó el número de Reynolds para luego conocer el número de potencia (N_p) y de esta manera conocer la potencia de giro. Para el reactor tipo STR para la reducción de cobre, la potencia de giro calculada fue de 0.3628 W; y en cuanto al reactor tipo STR para la reducción de la plata, la potencia de giro calculada fue de 0.2974 W.

Se utilizó el método de fluorescencia de rayos X (EDXRF) para la determinación de la pureza de cobre y plata reducidos o electrodepositadas en los cátodos, tomándose dos muestras, una de cobre y otra de plata. Este ensayo se realizó en el laboratorio de fisicoquímica de la Universidad San Carlos de Guatemala. Dicho método da a conocer el porcentaje de los elementos o metales que se encuentran en la muestra analizada, usando un bombardeo de rayos x que permitió la excitación de los átomos presentes en la misma. Esta excitación, emitió una radiación característica para cada elemento, denominada fluorescencia de rayos x; y de esta manera da a conocer el metal con su respectivo porcentaje. (Ver Ilustración 39)

Según la Tabla 54, usando una muestra de 1.178 g de metal reducido para la reacción óxido-reducción del cobre, se observó que el metal con mayor porcentaje en la muestra, era el cobre con 53.40%. El resto de la muestra consistió en metales que conformaban al ánodo de acero inoxidable 304, donde el hierro y cromo son los metales que lo componen en su mayoría. El análisis EDXRF reveló la presencia de 0.088% de hierro

y 0.022% de cromo, debido al el desgaste de los ánodos durante la reacción. Por otro lado, el análisis también reveló contaminación cruzada, ya que, se puede observar presencia de cobre en la muestra de plata y viceversa.

IX. CONCLUSIONES

Para la reducción de los iones cobre y plata, se utilizó el metal acero inoxidable 304 como material de ambos tipos de electrodos: cátodo y ánodo, al ser un metal que no contaminó ni formó óxidos visibles en ambas soluciones electrolíticas.

Se determinó que la corriente de trabajo para la reacción óxido- reducción del cobre fue de 0.447 A, con una densidad de corriente de 298.0 A/m². Por otro lado, la corriente de trabajo para la reacción óxido-reducción de la plata fue de 0.055 A, con una densidad de corriente de 155.91 A/m². Ambas corrientes se determinaron a condiciones de 24.5°C y 1.026 kPa

La cinética de reacción redox del cobre usando el método integral con coeficiente de determinación de 0.9839, obtuvo un orden de reacción de 0.5 con una constante k de reacción de 2.5x10⁻⁵ L^{1.5}/mol^{1.5}·s. El modelo cinético para la reducción del cobre fue $C_A^{0.5} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{2.5 \times 10^{-5} \text{ L}^{1.5}}{\text{mol}^{1.5} \cdot \text{s}} t + 0.3183 \frac{\text{mol}^{0.5}}{\text{L}^{0.5}}$

La cinética de reacción redox de la plata usando el método integral con coeficiente de determinación de 0.9752, obtuvo un orden de reacción de 0.1 con una constante k de reacción de -0.9x10⁻⁶ L^{1.1}/mol^{1.1}·s. El modelo cinético para la reducción de la plata fue $C_A^{0.9} = \frac{9}{10} \cdot 9.0 \times 10^{-6} \frac{\text{L}^{1.1}}{\text{mol}^{1.1} \cdot \text{s}} \cdot t + 0.1248 \frac{\text{mol}^{0.9}}{\text{L}^{0.9}}$

Se obtuvo un volumen de 5.17x10⁻⁴ m³ para el reactor tipo STR, para la reducción de cobre, con una altura de 0.1010 m y radio de 0.04038 m. Las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.0350 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015 m². La potencia de giro del impulsor de paletas fue de 0.3628 W.

Se obtuvo un volumen de 4.33x10⁻⁴ m³ para el reactor tipo STR, para la reducción de la plata, con una altura de 0.0951 m y radio de 0.0381 m. Mientras que las dimensiones de los electrodos fueron: altura de 0.033 m y largo de 0.025 m con un área de contacto de 0.0015 m². La potencia de giro del impulsor de paletas fue de 0.2974 W.

X. RECOMENDACIONES

Realizar una prueba experimental utilizando titanio con recubrimientos de óxido de rutenio (IV) como ánodo y utilizar acero inoxidable 316 como cátodo para la reducción del cobre y la plata, con el fin de comparar los resultados de desgaste de ánodo con su uso y la pureza del metal electrodepositado o reducido con los electrodos de acero inoxidable 304 de esta investigación, para evaluar un mejor metal de electrodos.

Realizar las pruebas de cinética utilizando placas o electrodos exclusivos para la reacción redox de cada metal con el fin de evitar la contaminación cruzada entre ambos metales.

Ensayar el método de Volhard para la determinación de la concentración de plata no reaccionante en función del tiempo, en lugar de usar el método de Mohr, debido a que el método Volhard es funcional a pH bajo.

Utilizar un electrodo de referencia para un control y monitoreo del potencial de electrodo de trabajo y sobre voltaje aplicado para así conocer con mejor exactitud la energía suministrada a la celda electrolítica.

XI. BIBLIOGRAFÍA

Allen, J. (1970). *Equilibrio Químico*. Harper & Row Publishers INC. Madrid, España. 221 pp.

Aguad, J. (2010). *Lixiviación de Minerales oxidados de cobre con soluciones acidas de alta carga iónica*. Recuperado el 5 de febrero del 2016, del Centro de Estudios Avanzados en Hidrometalurgia-electrometalurgia: <http://uniciencia.ambientalex.info/infoCT/Lixiviaciondeminalesch.pdf>

Barrera, C. (2014). *Aplicaciones Electroquímicas al Tratamiento de Agua Residual*. Editorial Reverté. D.F., México. 328 pp.

Carretero, I y Pozo, M. (2008). *Mineralogía Aplicada Salud y Medio Ambiente*. Thomson. Madrid, España. 406 pp.

Codelco. (2016). *Procesos de Lixiviación, electro refinación y electro obtención*. Recuperado el 15 de octubre del 2015, de https://www.codelcoeduca.cl/procesos_productivos/escolares_lixivacion.asp

Dr. Ing. López y Dr. Ing. Borzacconi. (2009). *Introducción al Diseño de Reactores*. Recuperado el 15 de octubre del 2015, de <http://www.fing.edu.uy/iq/maestrias/DisenioReactores/materiales/notas1.pdf>

Folger, H. Scott. (2001). *Elementos de Ingeniería de las Reacciones Químicas*. 3ª ed. Pearson Educación. México. 1,000 pp.

Gennaro, A. (2003). *Remington Farmacia*. 20ª edición tomo 1. Editorial Médica Panamericana. Buenos aires, Argentina. 1380 pp.

Guillermo, L. (2010). *Implementación de un reactor electrolítico con electrodo de cilindro rotatorio para la remoción de Cu (II) en medio ácido*. Recuperado el 15 de octubre del 2015, de revista Universidad Industrial de Santander: <http://repositorio.uis.edu.co/jspui/bitstream/123456789/6621/2/133823.pdf>

Levenspiel, Octava. (2013). *Ingeniería de las reacciones químicas*. 3ª ed. Limusa Wiley. México. 688 pp.

Pascual, E. (2015). *Materiales conductores y materiales aislantes*. Recuperado el 15 de junio del 2016, de <http://erenovable.com/materiales-conductores-y-materiales-aislantes/>

Perry, R. & Green, D. (2008). *Perry's chemical engineers' handbook*. 8ª ed. Estados Unidos: McGraw Hill.

Posadas, Dionisio. (1980). *Introducción a la electroquímica*. Secretaria General de la organización de los Estados Americanos Programa Regional de Desarrollo Científico y Tecnológico. Washington, D. C. 136 pp.

N. Othman, H. Mat, M. Goto, Separation of silver from photographic wastes by emulsion liquid membrane system. *Journal of Membrane Science*. 282 (2006) 171–177.

Reséndiz, P; *et al.* (2005). *Electrodepósitos de Plata Provenientes de los Desechos de la Industria Fotográfica*. Recuperado el 12 de agosto del 2015, de Academia: https://www.academia.edu/3751848/Electrodep%C3%B3sito_de_plata_de_las_soluciones_provenientes_de_los_desechos_de_la_industria_fotogr%C3%A1fica

Skoog, D., *et al.* (2001). *Química Analítica*. 7ª edición. México, DF. Editorial Mc Graw Hill. 795 pp.

McCabe, W., Smith, J., & Harriot, P. (2007). *Operaciones unitarias en ingeniería química*. México: McGraw-Hill Interamericana. 689 pp.

Mejía, N. (2010). *Electrorecuperación de Ag provenientes de efluentes radiográficos sobre acero inoxidable 304 a diferentes potenciales en un reactor por lotes*. Recuperado el 10 de febrero 2016, de XXV Congreso de la sociedad mexicana de electroquímica en Hidalgo, México: http://as28472.http.sasm3.net/investigacion/icbi/LI_RecCorr/maria_veloz/IE055.pdf

MinigPress Edición Chile. (2015). *A cuánto cerrará el Cobre en 2016, Precio, a la baja*. Recuperado el 12 de junio del 2015, de Banco Mundial: <http://www.miningpress.cl/nota/282715/banco-mundial-a-cuanto-cerrara-el-cobre-en-2015-precio-a-la-baja>

Morell, I. (1994). *Investigación en zona no saturada*. Colección Summa. Universidad Jaume. Brasil. 164 pp.

Solorza, Basilio; *et al.* (2005). *Eliminación de Metales Pesados de Efluentes Industriales por Método Electroquímico*. *Química*. Recuperado el 12 de junio del 2015, de Universidad Nacional de San Juan en Perú: http://www.ciiq.org/varios/peru_2005/Trabajos/III/3/3.3.03.pdf

Taylor y Francis. (2008). *Copper Removal From an Effluent Generated by a Plastics Chromium-Plating Industry Using a Rotating Cylinder Electrode (RCE) Reactor*. Recuperado el 7 de noviembre del 2015, de <http://www.tandfonline.com/toc/tent20/29/8>

Thilakavathi, R; *et al.* (2012). *CFD Modeling of Continuous Stirred Tank Electrochemical Reactor*. Recuperado el 7 de noviembre del 2015, de <http://www.electrochemsci.org/papers/vol7/7021386.pdf>

Wilches, M. (2007). *Bioingeniería VI: Fundamentos de Instrumentación para la química clínica y las radiaciones ionizantes*. Editorial Universidad de Antioquia. Colombia. 560 pp.

World Bank. (2015). *Precios estimados para los metales*. Recuperado el 20 de agosto del 2015, de http://www.worldbank.org/content/dam/Worldbank/GEP/GEPcommodities/Price_Forecast_20150722.pdf

XII. ANEXOS

A. Datos de placa de los equipos utilizados durante las pruebas en el laboratorio.

Tabla 15: Datos de placa de la balanza analítica

Marca	OHAUS
Capacidad	0-2200 g
Incertidumbre	± 0.0001 g

Tabla 16: Datos de placa de la fuente de poder digital

Marca	BX Precisión
Capacidad	1760 A
Incertidumbre	± 0.001 A

*Empleado para la suministración de corriente en la celda electrolítica.

Tabla 17: Datos de placa de la estufa electromagnética

Marca	IKA® C-MAG
Modelo	HS-7
Potencia suministrada al motor	1.5 W
Control de velocidad	Escala 0-6
Rango de velocidad	100-1500 rpm

*Empleada para agitar las soluciones iónicas de cobre y plata.

Tabla 18: Datos de placa del horno

Marca	BLUE M
Modelo	STABIL-TERM
Compañía	BLUE ISLAND, ILLINNOIS, USA
Rango	0-300 °C

*Empleado para remover la humedad en los cátodos.

Tabla 19: Datos de placa del espectrofotómetro de absorción atómica

Marca	PerkinElmer
Modelo	PinAAcle 900F
Rango de lectura	0-5 ppm

*Empleado para la determinación de cobre no reaccionado en las soluciones iónicas.

Tabla 20: Datos de placa del analizador de fluorescencia por rayos X, de la universidad San Carlos de Guatemala.

Marca	Rigaku
Modelo	NEX QC
Rango	0-100%

*Empleado para la determinación de pureza de los metales electrodepositados.

B. Datos originales

Tabla 21: Masas de cátodos y ánodos previa a la reacción óxido reducción del cobre.

Tiempo de reacción (min)	Ánodo 1 (g)	Cátodo 1 (g)	Ánodo 2 (g)	Cátodo 2 (g)	Ánodo 3 (g)
0.50	10.2624	10.4608	10.268	10.1782	10.2680
3.00	10.1487	10.1487	10.2318	10.2005	10.2908
5.00	10.2162	10.2504	10.2614	10.0771	10.2577
10.00	10.2106	10.186	10.1599	10.2519	10.3083
15.00	10.3074	10.2054	10.1603	10.1559	10.3026
20.00	10.2336	10.2373	10.2930	10.299	10.1526
25.00	10.2877	10.1708	10.1435	10.2286	10.2380
30.00	10.1523	10.2190	10.1120	10.2333	10.2693
35.00	10.1219	10.2112	10.0765	10.2254	10.2320
40.00	10.1976	10.2149	10.1869	10.2015	10.0329
45.00	10.1813	10.1557	10.0127	10.1042	10.0645
50.00	10.2027	10.1206	10.0920	10.1729	10.2168
55.00	10.1427	10.1869	10.1064	10.1353	10.2563
60.00	10.0491	10.2018	9.9909	10.1916	10.1641

Tabla 22: Masas de cátodos y ánodos después de la reacción óxido reducción del cobre y masas de los vidrios relojes vacíos.

Tiempo de reacción (min)	Ánodo 1 (g)	Ánodo 2 (g)	Ánodo 3 (g)	Vidrio reloj 1 (g)	Vidrio reloj 2 (g)
0.50	10.2621	10.268	10.2256	59.3455	56.1361
3.00	10.1459	10.2318	10.2318	55.5385	57.6096
5.00	10.2162	10.2608	10.2571	55.5392	56.9747
10.00	10.2092	10.1566	10.3060	55.5388	57.6069
15.00	10.2405	10.1563	10.2428	55.5375	57.6057
20.00	10.1807	10.2468	10.1491	57.6086	55.5385
25.00	10.2828	10.1359	10.1658	55.5384	57.6091
30.00	10.1460	10.1103	10.2632	55.5383	57.6073
35.00	10.1210	10.0755	10.2306	59.3442	57.6065
40.00	10.0719	10.0876	10.0329	57.61094	59.3452
45.00	10.1693	9.9957	10.0527	57.6064	55.5388
50.00	10.1050	10.0559	10.0364	57.6074	59.3451
55.00	10.1269	10.0831	10.2563	55.5384	57.6082
60.00	10.0320	9.9653	10.1465	57.6081	55.5389

Tabla 23: Masa del vidrio reloj más el cátodo, masa del papel filtro vacío y masa papel filtro con cobre electrodepositado en diferentes tiempos de reacción.

Tiempo de reacción (min)	Cátodo 1+ vidrio reloj 1 (g)	Cátodo 2 + vidrio reloj 2 (g)	Papel filtro (g)	Papel filtro + Cu ⁰ (g)
0.50	69.8085	66.3168	0.0000	0.0000
3.00	65.7015	67.8226	0.0000	0.0000
5.00	65.8116	67.0727	0.0000	0.0000
10.00	65.7645	67.9048	1.2083	1.2369
15.00	65.8160	67.8185	0.0000	0.0000
20.00	67.8894	65.8959	1.2508	1.2935
25.00	65.8816	67.9410	0.0000	0.0000
30.00	65.8785	67.9850	1.2350	1.2571
35.00	69.6784	67.9634	1.1973	1.2420
40.00	67.9865	69.6834	1.2268	1.4019
45.00	67.9280	65.8102	1.2340	1.4919
50.00	67.9149	69.6909	1.2327	1.4729
55.00	65.9158	67.9345	1.2457	1.4821
60.00	68.2064	65.9265	1.1917	1.2380

Tabla 24: Altura de los cátodos correspondientes al nivel en el que fueron sumergidos en la solución electrolítica, corrientes y voltajes iniciales y finales de la reacción para la reducción del cobre.

Tiempo de reacción (min)	Altura de cátodos (cm)	I_0 (A)	I_f (A)	V_0 (v)	V_f (v)
0.50	1.50	0.447	0.447	3.89	3.87
3.00	1.50	0.447	0.447	4.12	3.86
5.00	1.50	0.447	0.447	3.94	3.60
10.00	1.50	0.447	0.447	3.96	3.40
15.00	1.50	0.447	0.447	4.30	3.26
20.00	1.50	0.447	0.447	4.40	3.10
25.00	1.50	0.447	0.447	3.99	3.01
30.00	1.50	0.447	0.447	4.45	2.99
35.00	1.50	0.447	0.447	4.74	2.95
40.00	1.50	0.447	0.447	4.74	2.89
45.00	1.50	0.447	0.447	4.10	2.82
50.00	1.50	0.447	0.447	4.3	2.85
55.00	1.50	0.447	0.447	4.74	2.83
60.00	1.50	0.447	0.447	3.95	2.84

Tabla 25: Resultados de las concentraciones de cobre según el espectrofotómetro de absorción atómica de flama.

No. Muestra	Tiempo de reacción (min)	Concentración (mg/L)
1	0.00	3.866
2	0.50	5.413
3	3.00	4.921
4	5.00	5.513
5	10.00	4.178
6	15.00	4.475
7	20.00	3.544
8	25.00	3.438
9	30.00	2.840
10	35.00	2.521
11	40.00	2.178
12	45.00	1.821
13	50.00	1.502
14	55.00	1.189
15	60.00	1.118

Tabla 26: Masas de cátodos y ánodos previa a la reacción de óxido reducción de plata.

Tiempo de reacción (min)	Ánodo 1 (g)	Cátodo 1 (g)	Ánodo 2 (g)	Cátodo 2 (g)	Ánodo 3 (g)
1.00	10.4429	10.2038	9.98640	11.8427	10.1743
5.00	10.4817	11.6203	10.0236	11.4879	10.2175
10.00	10.4787	10.2156	10.0228	11.8581	10.2140
20.00	10.4711	11.8561	10.0145	10.2148	10.2038
30.00	10.1997	11.4867	10.0124	11.6196	10.4683
40.00	10.2102	11.6197	10.0200	11.4875	10.4755
45.00	10.4528	11.8471	9.99890	10.2090	10.1844
50.00	10.4569	11.6178	10.0023	11.4846	10.1886
55.00	10.4489	11.6117	9.99450	11.4801	10.1816
60.00	10.1960	11.8527	10.0103	10.2128	10.4640

Tabla 27: Masas de cátodos y ánodos después de la reacción óxido reducción de la plata y masas de los vidrios relojes vacíos.

Tiempo de reacción (min)	Ánodo 1 (g)	Ánodo 2 (g)	Ánodo 3 (g)	Vidrio reloj 1 (g)	Vidrio reloj 2 (g)
1.00	10.4433	9.98660	10.1746	59.3453	57.0893
5.00	10.4819	10.0244	10.2181	55.8915	57.0880
10.00	10.4808	10.0296	10.2153	55.8920	57.0888
20.00	10.4731	10.0266	10.2108	56.9735	57.6071
30.00	10.2073	10.0284	10.4730	57.0885	55.8920
40.00	10.2181	10.0484	10.4887	57.6063	56.9740
45.00	10.472	10.0318	10.1986	57.0892	55.8927
50.00	10.4725	10.0338	10.1962	56.9731	51.2993
55.00	10.4560	10.0307	10.1957	56.9736	51.3001
60.00	10.2011	10.0293	10.4698	56.9737	51.2994

Tabla 28: Masa del vidrio reloj más masa del cátodo, masa del papel filtro vacío y masa del papel filtro con plata electrodepositada en diferentes tiempos de reacción.

Tiempo de reacción (min)	Cátodo 1+ vidrio reloj 1 (g)	Cátodo 2 + vidrio reloj 2 (g)	Papel filtro (g)	Papel filtro + Ag (g)
1.00	69.5515	68.9350	0	0
5.00	67.5217	68.5857	0	0
10.00	66.1275	68.9647	0	0
20.00	68.8660	67.8585	1.2302	1.2369
30.00	68.6290	67.5684	1.2415	1.2806
40.00	69.2979	68.5360	1.2135	1.2408
45.00	69.0218	66.1811	1.2327	1.2550
50.00	68.5978	62.9591	1.2013	1.2175
55.00	68.6839	62.8826	1.2376	1.2445
60.00	68.9327	61.6265	1.2233	1.2231

Tabla 29: Tabla Altura de los cátodos correspondientes al nivel en el que fueron sumergidos en la solución electrolítica, corrientes, voltajes iniciales y finales de la reacción para la reducción de la plata.

Tiempo de reacción (min)	V ₀ (v)	V _f (v)	I ₀ (A)	I _f (A)	Altura de cátodos (cm)
1.00	1.13	1.10	0.055	0.055	1.35
5.00	1.20	1.14	0.055	0.055	1.30
10.00	1.18	1.15	0.055	0.055	1.30
20.00	1.16	1.12	0.055	0.055	1.45
30.00	1.15	1.10	0.055	0.055	1.45
40.00	1.14	1.10	0.055	0.055	1.40
45.00	1.12	1.09	0.055	0.055	1.45
50.00	1.16	1.11	0.055	0.055	1.40
55.00	1.14	1.11	0.055	0.055	1.45
60.00	1.10	1.09	0.055	0.055	1.50

Tabla 30: Volumen de nitrato de plata consumida para la estandarización de la solución, usando una alícuota de 10.0 mL de KCl.

mL KCl 0.00499 M	mL AgNO ₃ consumidos
10.0	5.1
10.0	5.1
10.0	5.0

Tabla 31: Volumen de solución electrolítica de nitrato de plata utilizada durante la titulación con KCl patrón para determinar la plata iónica que no reaccionó durante la reacción óxido-reducción de plata.

Tiempo de reacción (s)	Volumen de solución electrolítica de AgNO ₃ gastados (mL)	KCl Patrón (g)
3600.0	5.5	0.0831
3300.0	9.1	0.0831
3000.0	18.7	0.0831
2700.0	8.4	0.0831
2400.0	6.4	0.0831
1800.0	8.9	0.0831
1200.0	2.2	0.0831
600.0	21.1	0.0831
300.0	6.5	0.0831
60.0	20.0	0.0831

Tabla 32: Otros datos originales relevantes

Descripción	Valor	Parte
Gramos de CuSO ₄ para 2 L de solución	32.2520	Preparación de la solución 0.1 M de CuSO ₄
Gramos de AgNO ₃ para 1 L de solución	17.0845	Preparación de la solución 0.1 M de AgNO ₃
Gramos de KCl	0.3742	Preparación de la solución patrón para la estandarización de la solución de AgNO ₃
Peso de los gramos de cobre metálicos	1.178	Determinación de pureza del cobre
Peso de los gramos de plata metálicos	0.575	Determinación de pureza de la plata

C. Cálculos de muestra

Cálculo 1: Determinación de los gramos necesarios para preparar 2 L de una solución 0.1 M de CuSO₄.

Peso molecular del CuSO₄ = 159.61 g/mol

$$2L \cdot \frac{0.1 \text{ mol CuSO}_4}{1 L} \cdot \frac{159.61 \text{ g}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g}}{99 \text{ g}} = 32.240 \text{ g CuSO}_4$$

*El mismo cálculo se realizó para la determinación de los gramos de AgNO_3 necesarios para preparar 1 L de solución a 0.1 M.

Cálculo 2: Determinación de la cantidad de gramos de cobre electrodepositados en los cátodos.

$$\begin{aligned} & \text{vidrio reloj 1} + \text{catodo 1 con Cu}^0 - \text{vidrio reloj 1} - \text{cátodo 1} + \text{papel filtro con Cu}^0 \\ & - \text{papel filtro vacío} = \text{peso de Cu}^0 \end{aligned}$$

$$67.7645g - 55.5388g - 10.186g + 1.2369g - 1.2083g = 0.1143g \text{ Cu}^0$$

*El mismo cálculo se realizó para la determinación de Cu^0 en el cátodo 2. También se realizó este cálculo para la determinación de Ag^0 en los cátodos correspondientes a la reacción de electrodeposición de plata.

Cálculo 3: Determinación de la densidad de corriente para la reacción de electrodeposición de cobre.

*Tomando en cuenta que la altura es de 1.5 cm y ancho de 2.5 cm

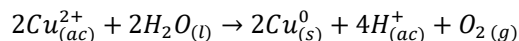
$$\text{Área de cátodo} = 3.75 \text{ cm}^2$$

$$j = \frac{I}{A}$$

$$j = \frac{0.447 \text{ A}}{3.75 \text{ cm}^2 \cdot \frac{1 \text{ m}^2}{100 \text{ cm}^2}} = 1192.00 \text{ A/m}^2$$

* El mismo cálculo se realizó para determinar todas las densidades de corrientes en las reacciones de reducción – oxidación del cobre y plata.

Cálculo 4: Determinación de la concentración de cobre extraída en los diferentes tiempos de reacción.



$$\frac{0.6388 \text{ g Cu}^0 \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}^0}{63.546 \text{ g Cu}^0} \cdot \frac{2 \text{ mol Cu}^{2+}}{2 \text{ mol Cu}^0}}{0.07 \text{ L}} = 0.1436 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Cu}^{2+}$$

Peso molecular cobre = 63.546 g/mol

Volumen de solución = 70 mL = 0.07 L

* El mismo cálculo se realizó con todas las corridas de reacción del cobre.

Cálculo 5: Determinación de las variables necesarias para calcular la velocidad de reacción para el cobre usando la masa de cobre metálico recuperada, según el método integral.

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A^n$$

$$\int_{C_{A0}}^{C_A} -\frac{dC_A}{C_A^n} = \int k dt$$

$$\int_{C_{A0}}^{C_A} -\frac{dC_A}{C_A^{0.2}} = \int k dt$$

Modelo cinético propuesto para la reacción óxido- reducción del cobre:

$$C_A^{0.8} = -\frac{5}{4}kt + C_{A0}^{0.8}$$

$$C_A^{0.8} = \frac{0.1436^{0.8} \text{ mol}}{L} = 0.21170 \left(\frac{\text{mol}}{L} \right)^{0.8}$$

*Se eleva todas las concentraciones a 0.8 para luego realizar un gráfico tiempo vs. dichas concentraciones y sacar la ecuación de la recta.

Cálculo 6: Determinación del orden de reacción y la constante de reacción, usando la ecuación de la recta dada por el método integral para la reducción del cobre.

Según la Ilustración 12 la ecuación de la recta es $y=0.00006x+0.0046$

Ecuación de la recta:

$$y = mx + b$$

$$n = 0.2$$

$$k = m \cdot -0.8 = 0.00006 \cdot -0.8 = -0.000048 L^{1.2} / \text{mol}^{1.2} \cdot s$$

*El mismo cálculo se realizó para encontrar el orden de reacción y constante de reacción correspondientes a los resultados dados por el método integral.

Cálculo 7: Determinación de la concentración de cobre de la solución electrolítica que no reaccionó, usando los resultados dados por espectrometría de absorción atómica.

$$C_3 \cdot V_3 = C_2 \cdot V_2$$

$$C_2 = \frac{C_3 \cdot V_3}{V_2}$$

$$C_2 = \frac{3.866 \text{ ppm} \cdot 100 \text{ mL}}{3 \text{ mL}} = 128.867 \text{ ppm}$$

$$C_2 \cdot V_2 = C_1 \cdot V_1$$

$$C_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1}$$

$$C_1 = \frac{128.867 \text{ ppm} \cdot 50 \text{ mL}}{1 \text{ mL}} = 6443.333 \text{ ppm}$$

$$6443.333 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{63.546 \text{ g Cu}^{2+}} = 0.1014 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cu}^{2+}$$

*El mismo cálculo se realizó para determinar todas las concentraciones de cobre restante en la solución electrolítica de todos los tiempos de reacción

Cálculo 8: Determinación de las variables necesarias para calcular la velocidad de reacción para el cobre usando cobre que no reaccionó, según el método integral.

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A^n$$

$$\int_{C_{A0}}^{C_A} -\frac{dC_A}{C_A^n} = \int k dt$$

$$\int_{C_{A0}}^{C_A} -\frac{dC_A}{C_A^{0.5}} = \int k dt$$

Modelo cinético propuesto para la reacción óxido- reducción del cobre:

$$C_A^{0.5} = -\frac{1}{2}kt + C_{A0}^{0.5}$$

$$C_A^{0.5} = -\frac{1}{2} * \frac{0.000025L^{1.5}}{mol^{-0.5} * s} t + 0.3183 \frac{mol^{0.5}}{L^{0.5}}$$

*Se eleva todas las concentraciones a 0.5 para luego realizar un gráfico tiempo vs. dichas concentraciones y sacar la ecuación de la recta.

$$C_A^{0.5} = \frac{0.1013^{0.5} mol}{L} = 0.31827 \left(\frac{mol}{L} \right)^{0.5}$$

Cálculo 9: Determinación de la eficiencia real de la celda electrolítica para la reducción de cobre.

$$X_A = \frac{C_{A0} - C_A}{C_{A0}}$$

$$X_A = \frac{(0.1014 - 0.02199) \frac{mol}{L}}{0.1014 \frac{mol}{L}} = 0.7831$$

$$X_A \cdot 100\% = 78.31\%$$

Cálculo 10: Determinación de la concentración final necesaria para llegar a una conversión del 80%.

$$X_A = \frac{C_{A0} - C_A}{C_{A0}}$$

$$C_A = C_{A0} - X_A \cdot C_{A0}$$

$$C_A = 0.1014 \frac{mol}{L} - 0.80 \cdot 0.1014 \frac{mol}{L} = 0.02027 \frac{mol}{L}$$

*El mismo cálculo se realizó para la determinación de la concentración final de plata necesaria para llegar a una conversión del 80%.

Cálculo 11: Determinación del espacio tiempo usando los datos correspondientes a la reacción óxido- reducción del cobre.

Tomando en cuenta que $n=0.5$

$$\tau = \frac{C_{AO} \cdot X_A}{-r_A}$$

$$\tau = \frac{C_{AO} \cdot \left(\frac{C_{AO} - C_A}{C_{AO}}\right)}{kC_A^n} = \frac{C_{AO} - C_A}{kC_A^n}$$

$$\tau = \frac{C_{AO} - C_A}{kC_A^{0.5}} = \frac{(0.1040 - 0.02027) \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{5 \times 10^{-05} \frac{\text{L}}{\text{mol}^{-0.5} \cdot \text{s}} \cdot \frac{0.02199^{0.5} \text{mol}}{\text{L}}} = 22784.84985 \text{ s}$$

Cálculo 12: Determinación del volumen del CSTR usando los datos correspondientes a la reacción óxido- reducción del cobre.

$$V = v_o \cdot \tau$$

Tomando en cuenta el volumen de solución empleada en el laboratorio de 0.07 L, tratados en 3,600 s para la determinación del volumen efectivo:

$$V = 22784.84985 \text{ s} \cdot \frac{0.07 \text{ L}}{3,600 \text{ s}} = 0.4430 \text{ L}$$

$$V_{reactor} = V \cdot 1.25$$

$$V_{reactor} = 0.5538 \text{ L}$$

*El mismo cálculo se realizó para la determinación del reactor CSTR correspondiente a la plata, pero empleando las concentraciones y cinética de la plata.

Cálculo 13: Determinación del volumen del STR usando los datos correspondientes a la reacción óxido- reducción del cobre

$$t = N_{AO} \int \frac{dX_A}{-r_A V}$$

$$t = C_{AO} \int \frac{dX_A}{-r_A} = C_{AO} \int \frac{-dC_A}{C_{AO} \cdot kC_A^n}$$

$$t = \int_{C_{AO}}^{C_A} \frac{-dC_A}{kC_A^n}$$

$$t = -\frac{1}{\frac{0.000025 \text{ L}^{1.5}}{\text{mol}^{-0.5} \cdot \text{s}}} \int_{\frac{0.10139 \text{ mol}}{\text{L}}}^{\frac{0.02027 \text{ mol}}{\text{L}}} \frac{dC_A}{C_A^{0.5}}$$

$$t = 24,881.81 \text{ s}$$

*Una vez encontrado t, tiempo de reacción, se debe sumarle 7,200.00 s que equivalen a 2 horas. Tiempo estimado que incluye: limpieza, mantenimiento, llenado y descarga, ajustes, operación y alistar el reactor.

Se usa el volumen de 0.07 L tratados en 3,600 s:

$$V = \frac{v_n}{t_n} t$$

$$V = \frac{0.07 \text{ L}}{3,600 \text{ s}} \cdot (10,800 + 7,200.00) \text{ s} = 0.4138 \text{ L} = 0.0004138 \text{ m}^3$$

$$V_{reactor} = V \cdot 1.25$$

$$V_{reactor} = 0.5173 \text{ L}$$

*El mismo cálculo se realizó para la determinación del reactor STR correspondiente a la plata, pero empleando las concentraciones y cinética de la plata

Cálculo 14: Determinación del radio y altura para el reactor STR que efectúa la reacción óxido-reducción del cobre.

Conociendo el volumen de un cilindro:

$$V = \frac{\pi}{4} \cdot D^2 \cdot h$$

Empleando una regla gruesa encontrada en la literatura, la relación diámetro: altura será 1:1:

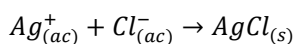
$$V = \frac{\pi}{4} \cdot D^2 \cdot h = \frac{\pi}{4} \cdot D^3$$

$$D = \sqrt[3]{\frac{4V}{\pi}} = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 0.0004138 \text{ m}^3}{\pi}} = 0.08077 \text{ m}$$

$$h = 1.25 \cdot D = 1.25 \cdot 0.08077 \text{ m} = 10.10 \text{ m}$$

*El mismo cálculo se empleó para encontrar la altura y radio de los reactores diseñados (CSTR y STR) de ambos metales.

Cálculo 15: Estandarización de la solución de nitrato de plata 0.1 M usando método de Mohr.



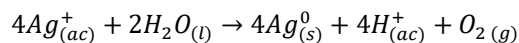
Peso del KCl= 0.3742 g

Volumen de AgNO₃ gastados durante la titulación = 5.1 mL

$$\frac{10.0 \text{ mL KCl} \cdot \frac{0.3742 \text{ g KCl}}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74.551 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3}}{5.1 \text{ mL Ag}^+ \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}} = 0.098419 \text{ M AgNO}_3$$

*El mismo cálculo se realizó para encontrar la molaridad de nitrato de plata con las otras dos estandarizaciones.

Cálculo 16: Determinación de la concentración de plata extraída en los diferentes tiempos de reacción.



$$\frac{0.2204 \text{ g Ag}^0 \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^0}{107.868 \text{ g Ag}^0} \cdot \frac{2 \text{ mol Ag}^+}{2 \text{ mol Ag}^0}}{0.07 \text{ L}} = 0.02918 \frac{\text{mol}}{\text{L}} Ag^+$$

Peso molecular cobre = 107.868 g/mol

Volumen de solución = 70 mL = 0.07 L

* El mismo cálculo se realizó con todas las corridas de reacción de la plata.

Cálculo 17: Determinación de las variables necesarias para calcular la velocidad de reacción para la plata, según el método integral.

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A^n$$

$$\int_{C_{A0}}^{C_A} -\frac{dC_A}{C_A^n} = \int k dt$$

$$\int_{C_{A0}}^{C_A} -\frac{dC_A}{C_A^{0.9}} = \int k dt$$

Modelo cinético propuesto para la reacción óxido- reducción de la plata:

$$C_A^{0.9} = -\frac{9}{10}kt + C_{A0}^{0.9}$$

$$C_A^{0.9} = \frac{9}{10} \cdot 0.000009 \frac{L^{1.1}}{mol^{-0.9} \cdot s} \cdot t + 0.1248 \frac{mol^{0.9}}{L^{0.9}}$$

*Se eleva todas las concentraciones a 0.9 para luego realizar un gráfico tiempo vs. dichas concentraciones y sacar la ecuación de la recta.

$$C_A^{0.9} = \left(\frac{0.02918 mol}{L}\right)^{0.9} = 0.04156 \left(\frac{mol}{L}\right)^{0.9}$$

Cálculo 18: Dimensionamiento de la turbina del agitador del tanque CSTR para la reducción del cobre.

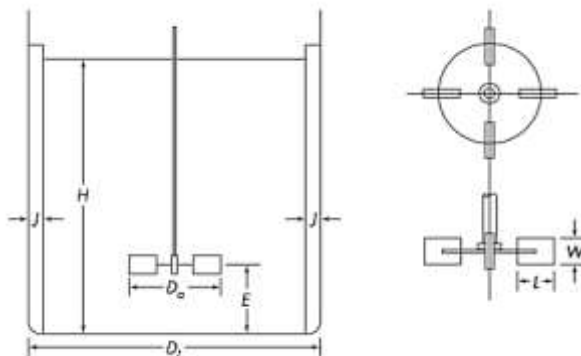
*Utilizando las relaciones matemáticas para el diseño estándar de turbina según McCabe, 2007:

$$\frac{H}{D_t} = 1 \quad \frac{E}{D_t} = \frac{1}{3}$$

$$\frac{D_a}{D_t} = \frac{1}{3} \quad \frac{W}{D_a} = \frac{1}{5}$$

$$\frac{L}{D_a} = \frac{1}{4}$$

$$\frac{W}{D_a} = \frac{1}{5}$$



$$D_t = 0.2130 \text{ m}$$

$$H = 0.2130 \text{ m}$$

$$D_a = \frac{0.2130 \text{ m}}{3} = 0.07102 \text{ m}$$

$$L = \frac{0.07102 \text{ m}}{4} = 0.01775 \text{ m}$$

$$W = \frac{0.07102 \text{ m}}{5} = 0.01420 \text{ m}$$

*El mismo cálculo se realizó para el dimensionamiento de todas las turbinas para el agitador de todos los otros reactores, tanto para la reducción del cobre como para la de la plata.

Cálculo 19: Determinación de la potencia de agitación para el reactor intermitente (STR) de la reacción óxido reducción del cobre.

Utilizando las revoluciones por minuto mínimas de la estufa agitadora (escala 1) en donde se trabajó para todas las pruebas. Y la densidad y viscosidad de la solución determinadas experimentalmente.

$$Re = \frac{nD_a^2\rho}{\mu}$$

$$Re = \frac{1.66 \text{ rps} \cdot (0.0269 \text{ m})^2 \cdot 1004.03 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}}{0.000911 \frac{\text{kg}}{\text{m} \cdot \text{s}}} = 1,331.40$$

Utilizando la ilustración 9 curva 2 de la literatura citada encontrada para determinar N_p , y luego encontrar la potencia P en watts.

$$N_p = 4.0$$

$$N_p = \frac{P}{\rho \cdot n^3 \cdot D_a^5}$$

$$P = \rho \cdot n^3 \cdot D_a^5 = 0.3628 \text{ W}$$

*El mismo cálculo se usó para la determinación de la potencia de agitación del reactor intermitente (STR) para la reducción de la plata.

D. Datos calculados

Tabla 33: Datos correspondientes a la masa del cobre electrodepositado en ambos cátodos y el cobre total, considerando el cobre reducido y removido con papel filtro.

Tiempo de reacción (min)	Cátodo 1 (g)	Cátodo 2 (g)	Cu ⁰ total (g)
0.50	0.0022	0.0025	0.0047
3.00	0.0143	0.0125	0.0268
5.00	0.0220	0.0209	0.0429
10.00	0.0397	0.046	0.1143
15.00	0.0731	0.0569	0.1300
20.00	0.0435	0.0584	0.1446
25.00	0.1724	0.1033	0.2757
30.00	0.1212	0.1444	0.2877
35.00	0.1230	0.1315	0.2992
40.00	0.1607	0.1367	0.4725
45.00	0.1659	0.1672	0.5910
50.00	0.1869	0.1729	0.6000
55.00	0.1905	0.191	0.6179
60.00	0.3965	0.196	0.6388

Tabla 34: Área de un cátodo y su respectiva densidad para la reducción del cobre.

Tiempo de reacción (min)	Área de un cátodo (cm ²)	Densidad (A/m ²)
0.50	3.750	1192.00
3.00	3.750	1192.00
5.00	3.750	1192.00
10.00	3.750	1192.00
15.00	3.750	1192.00
20.00	3.750	1192.00
25.00	3.750	1192.00
30.00	3.750	1192.00
35.00	3.750	1192.00
40.00	3.750	1192.00
45.00	3.750	1192.00
50.00	3.7500	1192.00
55.00	3.7500	1192.00
60.00	3.7500	1192.00

Tabla 35: Cálculos correspondientes al método integral para encontrar el orden y constante de reacción usando las masas de cobre metálico que se reducía en diferentes tiempos de reacción.

Tiempo de reacción (min)	Orden de reacción 0.2
3600.0	0.2117
3300.0	0.2061
3000.0	0.2013
2700.0	0.1989
2400.0	0.16631
2100.0	0.1154
1800.0	0.1118
1500.0	0.1080
1200.0	0.0645
900.0	0.0592
600.0	0.0534
300.0	0.0244
180.0	0.0167
30.0	0.0041
0.0	0.0000

Tabla 36: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción del cobre según las masas de cobre electrodepositado en los diferentes tiempos de reacción.

Descripción	Valor
Ecuación de la recta	$y=0.00006x+0.0046$
Coeficiente de determinación (R^2)	0.9749
Orden de reacción (n)	0.2
Constante de reacción (k)	$-0.000048 \text{ L}^{1.2}/\text{mol}^{1.2} \cdot \text{s}$
Modelo cinético	$C_A^{0.8} = -\frac{4}{5} \cdot \frac{4.8 \times 10^{-5} \text{ L}^{1.2}}{\text{mol}^{1.2} \cdot \text{s}} t + 0.1014 \frac{\text{mol}^{1.2}}{\text{L}^{1.2}}$

Tabla 37: Resultados de las concentraciones de las diluciones de cobre: hija y madre usando la concentración dada por la dilución de la nieta, determinada por espectrofotometría de absorción atómica de flama.

Tiempo de reacción (min)	Dilución nieta C ₃ (mg/L)	Dilución hija C ₂ (mg/L)	Solución madre C ₁ (mg/L)	Solución madre C ₁ (mol/L)
0.00	3.866	128.867	6443.333	0.1013964
0.50	5.413	135.325	6766.250	0.1064780
3.00	4.921	123.025	6151.250	0.0968000
5.00	5.513	137.825	6891.250	0.1084451
10.00	4.178	104.450	5222.500	0.0821846
15.00	4.475	111.875	5593.750	0.0880268
20.00	3.544	88.600	4430.000	0.0697133
25.00	3.438	85.950	4297.500	0.0676282
30.00	2.840	71.000	3550.000	0.0558650
35.00	2.521	63.025	3151.250	0.0495901
40.00	2.178	54.450	2722.500	0.0428430
45.00	1.821	45.525	2276.250	0.0358205
50.00	1.502	37.550	1877.500	0.0295455
55.00	1.189	29.725	1486.250	0.0233886
60.00	1.118	27.950	1397.500	0.0219919

Tabla 38: Cálculos correspondientes al método integral para calcular el orden y constante de reacción usando la concentración dada por la dilución de la nieta, determinada por espectrofotometría de absorción atómica de flama.

Tiempo de reacción (s)	Cu ²⁺ (mol/L)	Orden de reacción 0.5
0.0	0.1013	0.3184
30.0	0.1064	0.3263
180.0	0.0968	0.3111
300.0	0.10844	0.3293
600.0	0.08218	0.2867
900.0	0.08802	0.2967
1200.0	0.06971	0.2640
1500.0	0.06762	0.2601
1800.0	0.05586	0.2364
2100.0	0.04959	0.2227
2400.0	0.04284	0.2070
2700.0	0.03582	0.1893
3000.0	0.02954	0.1719
3300.0	0.02338	0.1529
3600.0	0.02199	0.1483

Tabla 39: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción del cobre dada por la dilución de la nieta, determinada por espectrofotometría de absorción atómica de flama.

Descripción	Valor
Ecuación de la recta	$y = -0.00005x + 0.3284$
Coeficiente de determinación (R ²)	0.9839
Orden de reacción (n)	0.5
Constante de reacción (k)	$0.000025 \text{ L}^{1.5}/\text{mol}^{1.5} \cdot \text{s}$

Tabla 40: Variables necesaria para el cálculo del volumen del reactor STR para la reducción del cobre, usando la cinética de reacción dada por el método integral, determinado por espectrometría de absorción atómica de flama.

Descripción	Valor
Tiempo de reacción (t)	14,081.81 s
Tiempo	21,281.81 s
Volumen a tratar (V_n)	0.07 L
Tiempo para tratar V_n (t_n)	3,600 s
Volumen efectivo	0.4138 L
Volumen del reactor (+25%)	0.5173 L
Radio del reactor (r)	0.04038 m
Altura del reactor (h)	0.1010 m

Tabla 41: Variables necesarias para el cálculo del volumen del reactor CSTR para la reducción del cobre, usando la cinética de reacción dada por el método integral, determinado por espectrometría de absorción atómica de flama.

Descripción	Valor
Espacio tiempo (t)	22,784.85 s
v_o	0.07L/ 3600 s
Volumen efectivo	0.4430 L
Volumen del reactor (+25%)	0.5538 L
Radio del reactor (r)	0.04131m
Altura del reactor (h)	0.1033 m

Tabla 42: Concentraciones y conversiones reales y teóricas para la reacción óxido- reducción del cobre.

Descripción	Valor
Conversión real	78.31%
Conversión teórica	80.00%
Concentración final necesaria para llegar 80% de conversión	0.0202792 mol/L

Tabla 43: Volumen y dimensiones del reactor CSTR para la reacción óxido-reducción del cobre.

Descripción	Valor
Volumen del reactor (V)	$5.54 \times 10^{-04} \text{ m}^3$
Radio del reactor (r)	0.04131 m
Altura del reactor (h)	0.1033 m
Área de contacto del cátodo con el electrolito (A_c)	0.0015 m^2
Espacio tiempo (T)	6.33 h
Distancia entre cada electrodo	0.01 m
Densidad de corriente (J)	298.00 A/m^2

Tabla 44: Datos correspondientes a la masa de plata electrodepositada en ambos cátodos y masa de la plata total considerando la plata reducida y removida con papel filtro en diferentes tiempos de reacción.

Tiempo de reacción (min)	Cátodo 1 (g)	Cátodo 2 (g)	Ag ⁰ total (g)
1.00	0.0024	0.0030	0.0054
5.00	0.0099	0.0098	0.0197
10.00	0.0199	0.0178	0.0377
20.00	0.0364	0.0366	0.0797
30.00	0.0538	0.0568	0.1497
40.00	0.0719	0.0745	0.1737
45.00	0.0855	0.0794	0.1872
50.00	0.0069	0.1752	0.1983
55.00	0.0986	0.1024	0.2079
60.00	0.1063	0.1143	0.2204

Tabla 45: Área de contacto de un cátodo y su respectiva densidad de corriente para la reducción de la plata.

Tiempo de reacción (min)	Área de un cátodo (cm ²)	Densidad (A/m ²)
1.00	3.38	162.96
5.00	3.25	169.23
10.00	3.25	169.23
20.00	3.63	151.72
30.00	3.63	151.72
40.00	3.50	157.14
45.00	3.63	151.72
50.00	3.50	157.14
55.00	3.63	151.72
60.00	3.75	146.67
Promedio	3.53	156.93

Tabla 46: Cálculos correspondientes al método integral para encontrar el orden y constante de reacción usando las masas de plata metálica que se iba recuperando durante la reacción.

Tiempo de reacción (min)	Orden de reacción 0.2
0	0.000000
60	0.001475
300	0.004729
600	0.008482
1200	0.016638
1800	0.029343
2400	0.033545
2700	0.035882
3000	0.037791
3300	0.039434
3600	0.041562

Tabla 47: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción de la plata dada por las masas de plata metálica electrodepositada en los diferentes tiempos de reacción.

Descripción	Valor
Ecuación de la recta	$y = 0.00001x + 0.0019$
Coeficiente de determinación (R^2)	0.9752
Orden de reacción (n)	0.1
Constante de reacción (k)	$-0.000009 \text{ L}^{1.1}/\text{mol}^{1.1} \cdot \text{s}$

Tabla 48: Cálculos correspondientes al método integral para calcular el orden y constante de reacción usando las titulaciones de la solución electrolítica para la plata que no reaccionó en los diferentes tiempos de reacción.

Tiempo de reacción (min)	Orden de reacción 0.4
0.0	0.2512
20.0	0.0503
60.0	0.0248
40.0	0.0964
5.00	0.0417
45.0	0.0508
30.0	0.0431
55.0	0.0267
50.0	0.0411
10.0	0.0556

Tabla 49: Ecuación y coeficiente de determinación definido por el método integral, respecto a la reducción de plata dada por las titulaciones de la solución electrolítica de plata que no reaccionó en la solución en los diferentes tiempos de reacción.

Descripción	Valor
Ecuación de la recta	$y = -0.00003x + 0.1245$
Coeficiente de determinación (R^2)	0.3104
Orden de reacción (n)	0.4
Constante de reacción (k)	$0.000018 \text{ L}^{0.5683} / \text{mol}^{0.5683} \cdot \text{s}$

Tabla 50: Variables necesarias para el cálculo del volumen del reactor STR para la reducción de la plata, usando la cinética de reacción dada por el método integral, determinado por la plata electrodepositada.

Descripción	Valor
Tiempo de reacción (t)	10,612.84 s
Tiempo total (t)	17,812.84 s
Volumen a tratar (V_n)	0.070 L
Tiempo para tratar (t_n)	3,600 s
Volumen efectivo (V)	0.3464 L
Volumen del reactor ($V+25\%$)	0.4330 L
Radio del reactor (r)	0.03806 m
Altura del reactor (h)	0.09515 m

Tabla 51: Variables necesarias para el cálculo del volumen del reactor CSTR para la reducción de la plata, usando la cinética de reacción dada por el método integral, determinado por la plata electrodepositada.

Descripción	Valor
Espacio tiempo (t)	13035.0805 s
v_o	0.070 L/ 3600 s
Volumen efectivo	0.2535 L
Volumen del reactor (+25%)	0.3168 L
Radio del reactor (r)	0.03430 m
Altura del reactor (h)	0.08574 m

Tabla 52: Concentraciones y conversiones reales y teóricas para la reacción óxido- reducción de la plata

Descripción	Valor
Conversión real	70.53%
Conversión teórica	80.00%
Concentración final necesaria para llegar 80% de conversión	0.019815 mol/L

Tabla 53: Volumen y dimensiones del reactor CSTR para la reacción óxido-reducción de la plata.

Descripción	Valor
Volumen del reactor (V)	$3.17 \times 10^{-4} \text{ m}^3$
Radio del reactor (r)	0.03429 m
Altura del reactor (h)	0.08574 m
Espacio tiempo (T)	3.62 h
Área de contacto del cátodo con el electrolito (A_c)	0.00141 m^2
Distancia entre cada electrodo	0.01 m
Densidad de corriente (J)	155.91 A/m^2

Tabla 54: Análisis de pureza usando fluorescencia de rayos x (EDXRF)

Tipo de Muestra	Análisis EDXRF Resultados Elementos %		Masa de muestra
Muestra de cobre (Cu)	Cu	53,40	1.178g
	Fe	0,088	
	Cr	0,022	
	In	0,030	
	Zn	0,029	
	Ag	0,002	
Muestra de Plata (Ag)	Al	23.37	0.452 g
	Cu	0.08	
	Ag	35.77	

Ilustración 22: Gramos de cobre metálico electrodepositados en función del tiempo de reacción.

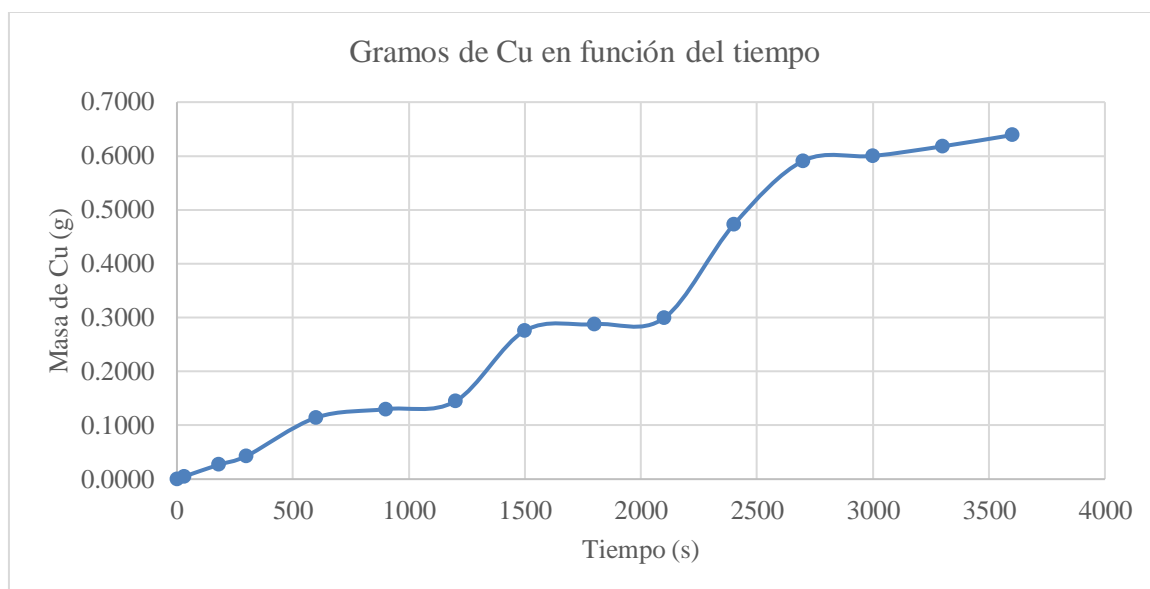


Ilustración 23: Concentración de cobre extraído usando la masa de cobre electrodepositada en los cátodos en función de los diferentes tiempos de reacción.

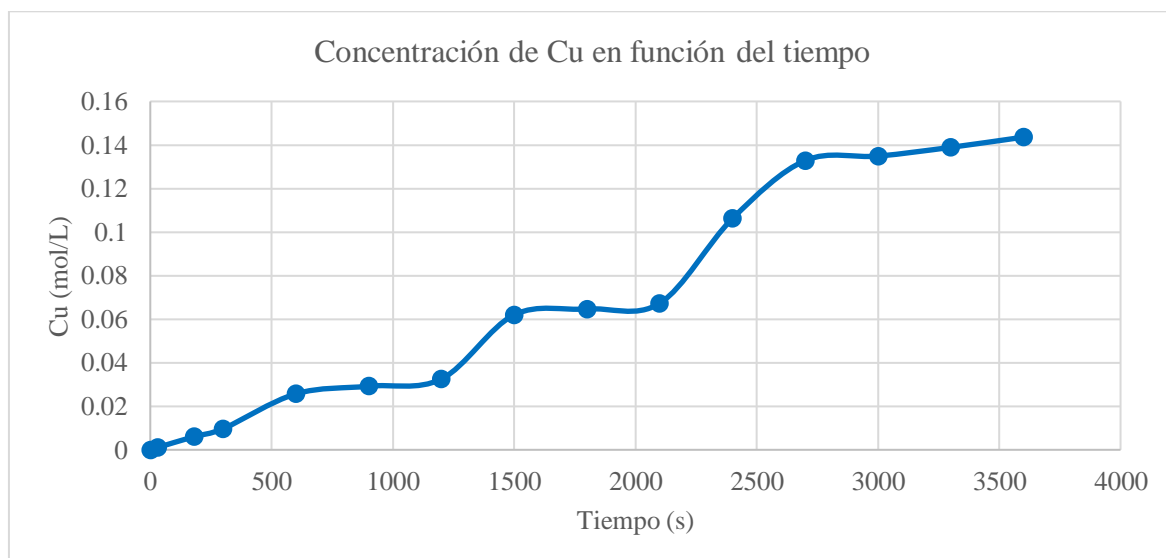


Ilustración 24: Método integral usando las masas de cobre electrodepositadas en los diferentes tiempos de reacción.

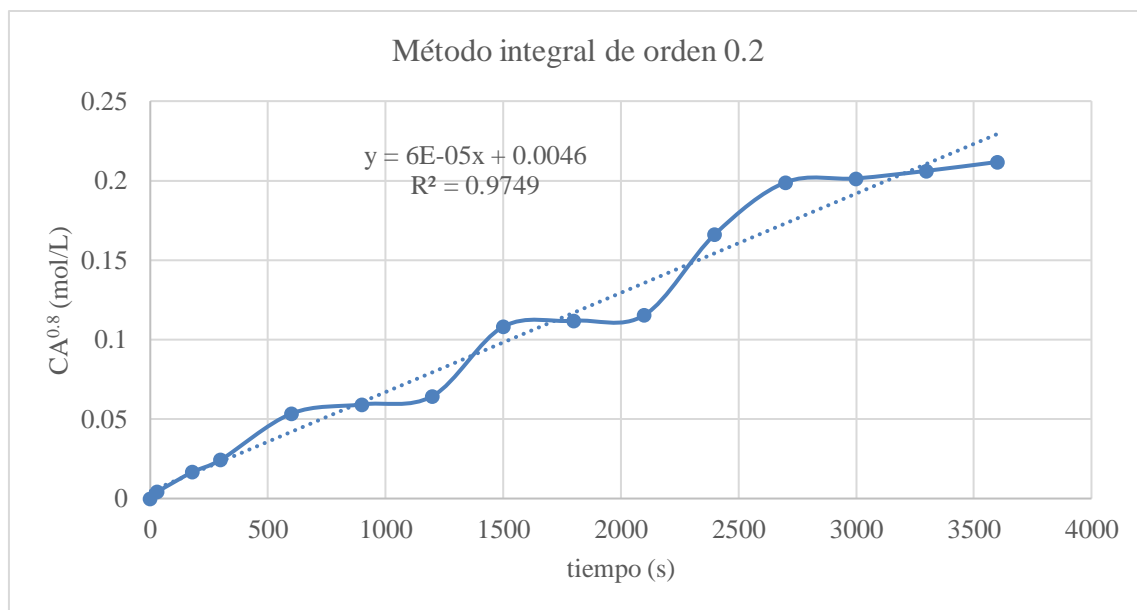


Ilustración 25: Concentración de cobre que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por espectrofotometría de absorción atómica.

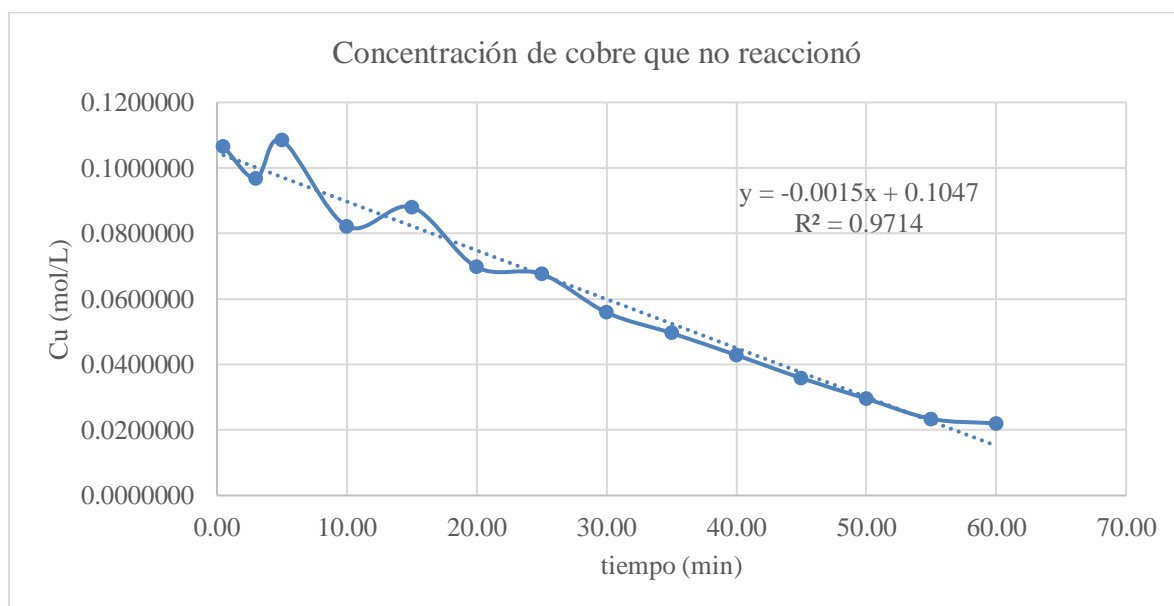


Ilustración 26: Método integral usando los resultados de la concentración de cobre que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por espectrofotometría de absorción atómica.

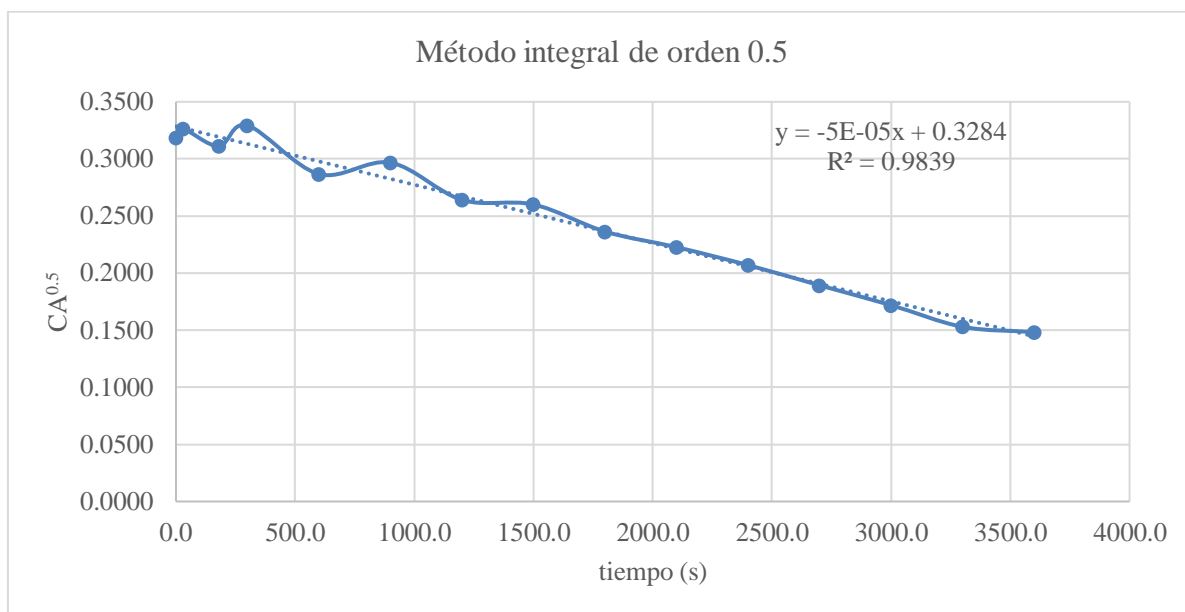


Ilustración 27: Gramos de plata metálica electrodepositados en función del tiempo.

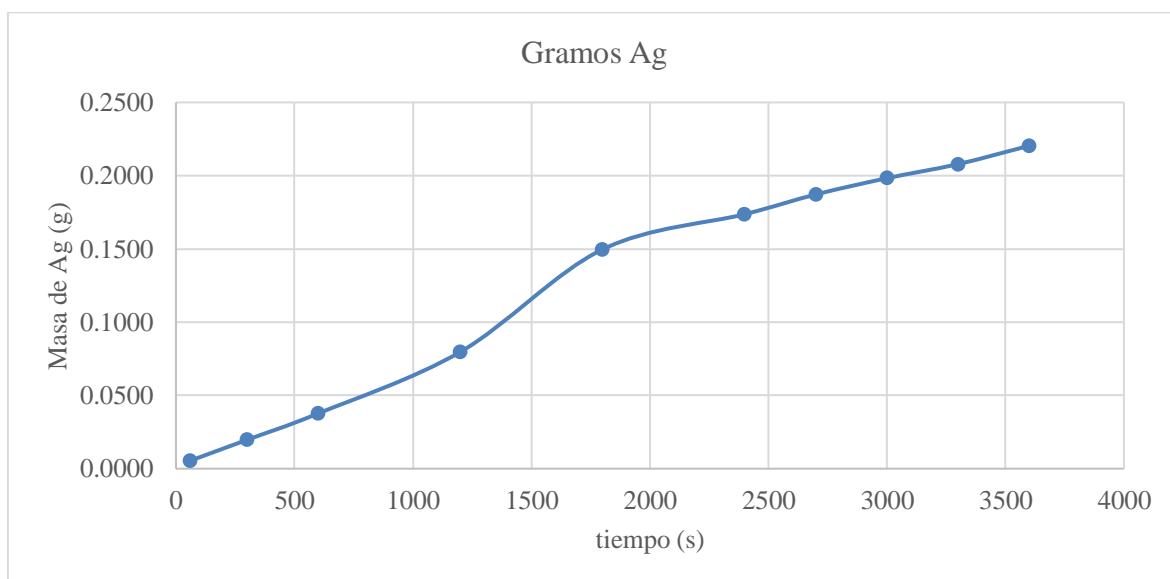


Ilustración 28: Concentración de plata determinada por la masa electrodepositada usando los cátodos en función de los diferentes tiempos de reacción.

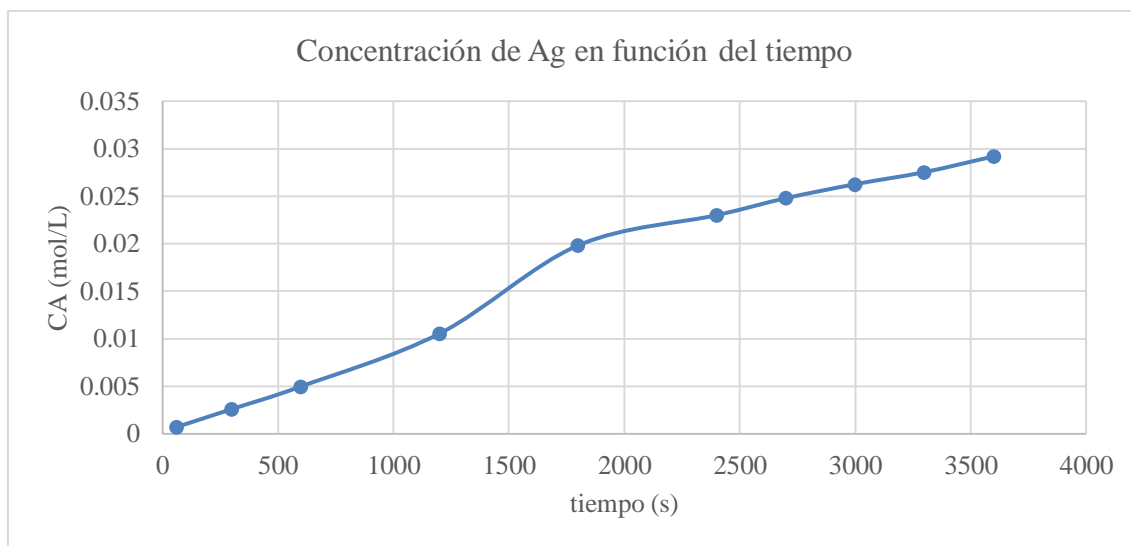


Ilustración 29: Método integral usando las masas de la plata metálica electrodepositadas en los diferentes tiempos de reacción.

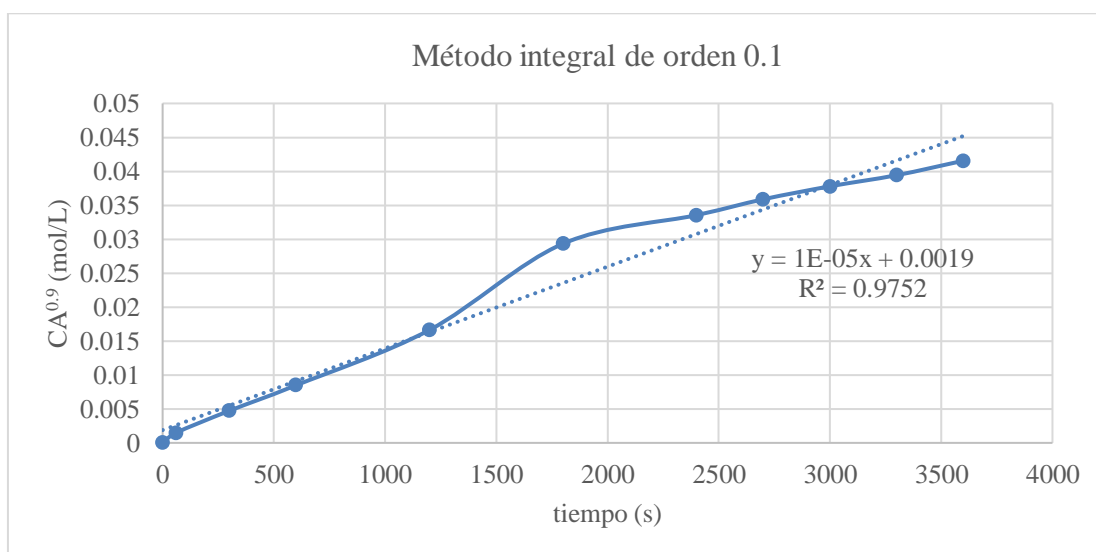


Ilustración 30: Concentración de plata que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por el método de Mohr.

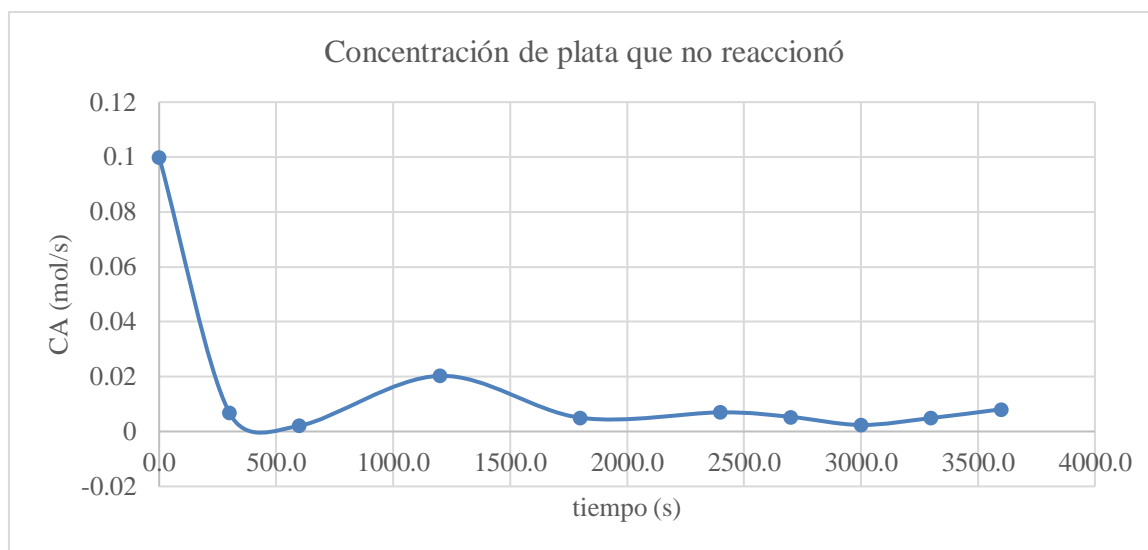


Ilustración 31: Método integral usando los resultados de la concentración de la plata que no reaccionó en la solución electrolítica en función de los diferentes tiempos de reacción, determinada por el método de Mohr.

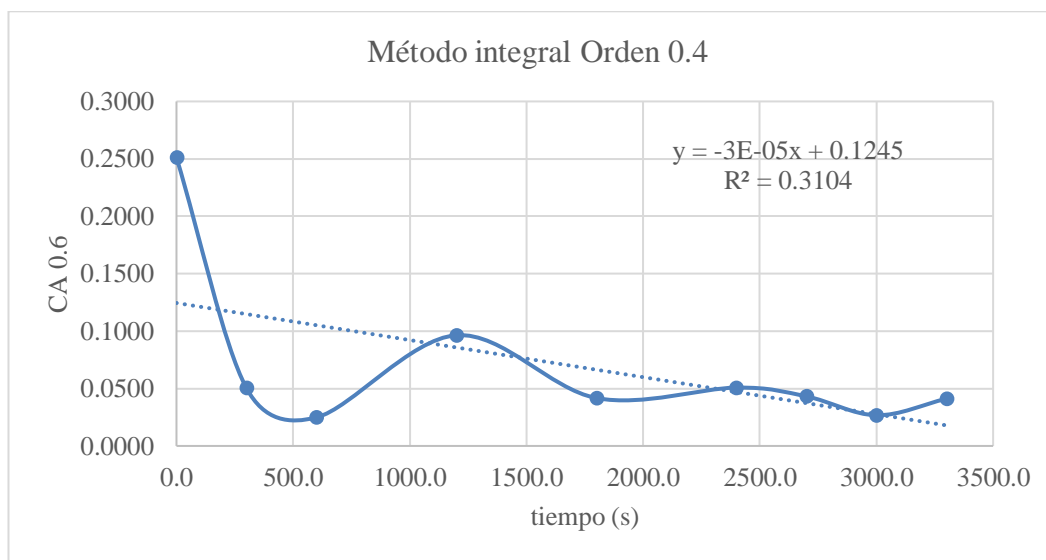
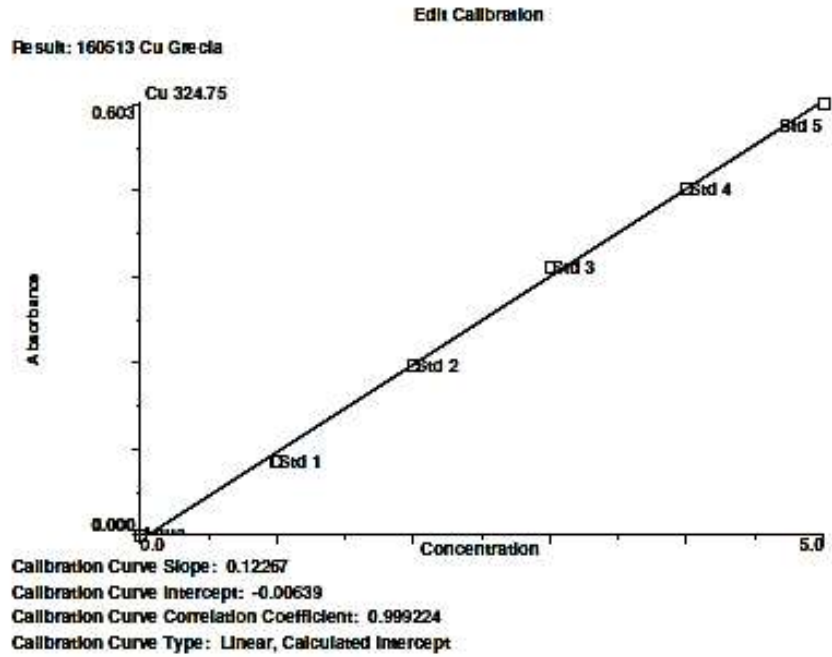


Ilustración 32: Curva de calibración de los estándares de cobre para el uso del espectrofotómetro de absorción atómica de flama.



Std #	Standard ID	Entered Conc.	Calculated Conc.	Action
Blank	Agua	0	0.052	Include
1	Std 1	1.0	0.890	Include
2	Std 2	2.0	1.991	Include
3	Std 3	3.0	3.105	Include
4	Std 4	4.0	3.996	Include
5	Std 5	5.0	4.966	Include

Ilustración 33: Lecturas del blanco y estándar 1 de cobre usando el espectrofotómetro de absorción atómica.

Method: Cu en cerveza Page 1 Date: 5/13/2016 10:03:45 AM

Analysis Begun

Logged In Analyst: Administrator Technique: AA Flame
 Spectrometer: PinAAcle 900F, S/N DFBS13050203 Autosampler:

Sample Information File:
 Batch ID:
 Results Data Set: 160513 Cu Cerveza
 Results Library: C:\Users\Public\DerkinElmer\AA\Data\Results\Results.mdb

Method Loaded
 Method Name: Cu en cerveza Method Last Saved: 5/6/2016 10:11:04 AM
 Method Description: Cu

 Sequence No.: 1 Autosampler Location:
 Sample ID: Agua Date Collected: 5/13/2016 9:52:59 AM
 Analyst: Data Type: Original

Replicate Data: Agua Analyte: Cu 324.75

Rep#	Sample Conc mg/L	Std Conc mg/L	Blank Corr Signal	Time	Signal Stored
1	[0.00]	[0.00]	0.4586	9:52:59 AM	Yes
2	[0.00]	[0.00]	0.4589	9:53:01 AM	Yes
3	[0.00]	[0.00]	0.4594	9:53:02 AM	Yes
Mean:	[0.00]	[0.00]	0.4589		
SD:	0.0000	0.0004			
%RSD:	0.00%	0.09			

 Auto-zero performed.

 Sequence No.: 2 Autosampler Location:
 Sample ID: Agua Date Collected: 5/13/2016 9:53:04 AM
 Analyst: Data Type: Original

Replicate Data: Agua Analyte: Cu 324.75

Rep#	Sample Conc mg/L	Std Conc mg/L	Blank Corr Signal	Time	Signal Stored
1	[0.00]	[0.00]	0.0011	9:53:04 AM	Yes
2	[0.00]	[0.00]	0.0008	9:53:05 AM	Yes
3	[0.00]	[0.00]	0.0009	9:53:07 AM	Yes
Mean:	[0.00]	[0.00]	0.0009		
SD:	0.0000	0.0001			
%RSD:	0.00%	12.95			

 Auto-zero performed.

 Sequence No.: 3 Autosampler Location:
 Sample ID: Std 1 Date Collected: 5/13/2016 9:53:19 AM
 Analyst: Data Type: Original

Replicate Data: Std 1 Analyte: Cu 324.75

Rep#	Sample Conc mg/L	Std Conc mg/L	Blank Corr Signal	Time	Signal Stored
1	[1]	[1]	0.1023	9:53:19 AM	Yes
2	[1]	[1]	0.1031	9:53:21 AM	Yes
3	[1]	[1]	0.1029	9:53:22 AM	Yes
Mean:	[1]	[1]	0.1028		
SD:	0.00	0.0004			
%RSD:	0.00%	0.41			

 Standard number 1 applied. [1]
 Correlation Coef.: 1.000000 Slope: 0.10280 Intercept: 0.00000

Ilustración 34: Lecturas de los estándares de cobre 2, 3, 4 y 5 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.

Method: Cu en cerveza		Page 2		Date: 5/13/2016 10:03:45 AM	
Sequence No.: 4			Autosampler Location:		
Sample ID: Std 2			Date Collected: 5/13/2016 9:53:35 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
-----			-----		
Duplicate Data: Std 2			Analyte: Cu 324.75		
Repl #	Sample Conc mg/L	Std Conc mg/L	Blnk Corr Signal	Time	Signal Stored
1		[2]	0.2408	9:53:36 AM	Yes
2		[2]	0.2356	9:53:37 AM	Yes
3		[2]	0.2371	9:53:38 AM	Yes
Mean:		[2]	0.2378		
SD:		0.00	0.0026		
WRSD:		0.00%	1.11		
Standard number 2 applied. [2]					
Correlation Coef.: 0.996951			Slope: 0.11892	Intercept: -0.00537	
-----			-----		
Sequence No.: 5			Autosampler Location:		
Sample ID: Std 3			Date Collected: 5/13/2016 9:53:50 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
-----			-----		
Duplicate Data: Std 3			Analyte: Cu 324.75		
Repl #	Sample Conc mg/L	Std Conc mg/L	Blnk Corr Signal	Time	Signal Stored
1		[3]	0.3740	9:53:50 AM	Yes
2		[3]	0.3754	9:53:51 AM	Yes
3		[3]	0.3743	9:53:52 AM	Yes
Mean:		[3]	0.3746		
SD:		0.00	0.0007		
WRSD:		0.00%	0.20		
Standard number 3 applied. [3]					
Correlation Coef.: 0.997896			Slope: 0.12587	Intercept: -0.01001	
-----			-----		
Sequence No.: 6			Autosampler Location:		
Sample ID: Std 4			Date Collected: 5/13/2016 9:54:01 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
-----			-----		
Duplicate Data: Std 4			Analyte: Cu 324.75		
Repl #	Sample Conc mg/L	Std Conc mg/L	Blnk Corr Signal	Time	Signal Stored
1		[4]	0.4842	9:54:01 AM	Yes
2		[4]	0.4828	9:54:02 AM	Yes
3		[4]	0.4843	9:54:03 AM	Yes
Mean:		[4]	0.4838		
SD:		0.00	0.0008		
WRSD:		0.00%	0.17		
Standard number 4 applied. [4]					
Correlation Coef.: 0.998791			Slope: 0.12393	Intercept: -0.00807	
-----			-----		
Sequence No.: 7			Autosampler Location:		
Sample ID: Std 5			Date Collected: 5/13/2016 9:54:14 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
-----			-----		
Duplicate Data: Std 5			Analyte: Cu 324.75		
Repl #	Sample Conc mg/L	Std Conc mg/L	Blnk Corr Signal	Time	Signal Stored
1		[5]	0.6010	9:54:14 AM	Yes
2		[5]	0.6048	9:54:16 AM	Yes
3		[5]	0.6025	9:54:17 AM	Yes
Mean:		[5]	0.6028		
SD:		0.00	0.0019		
WRSD:		0.00%	0.32		

Ilustración 35: Lecturas de las muestras de cobre del 1 al 3 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.

Method: Cu en cerveza		Page 3		Date: 5/13/2016 10:03:45 AM	
Standard number 5 applied. [5]					
Correlation Coef.: 0.999224 Slope: 0.12267 Intercept: -0.00639					

Calibration data for Cu 324.75			Equation: Linear, Calculated Intercept		
ID	Mean Signal (Abs)	Entered Conc. mg/L	Calculated Conc. mg/L	Standard Deviation	%RSD
Aqua	0.0000	0	0.052	0.00	12.95
Std 1	0.1028	1.0	0.890	0.00	0.41
Std 2	0.2378	2.0	1.991	0.00	1.11
Std 3	0.3746	3.0	3.105	0.00	0.20
Std 4	0.4838	4.0	3.996	0.00	0.17
Std 5	0.6028	5.0	4.966	0.00	0.32
Correlation Coef.: 0.999224 Slope: 0.12267 Intercept: -0.00639					

Sequence No.: 8			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample001			Date Collected: 5/13/2016 9:57:03 AM		
Analyst:			Data Type: Original		

Replicate Data: Sample001			Analyte: Cu 324.75		
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlinkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	3.838	3.838	0.4644	9:57:04 AM	Yes
2	3.872	3.872	0.4686	9:57:05 AM	Yes
3	3.888	3.888	0.4705	9:57:06 AM	Yes
Mean: 3.866 3.866 0.4678					
SD: 0.0256 0.0256 0.0031					
%RSD: 0.66% 0.66% 0.67					

Sequence No.: 9			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample002			Date Collected: 5/13/2016 9:58:04 AM		
Analyst:			Data Type: Original		

Replicate Data: Sample002			Analyte: Cu 324.75		
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlinkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	5.365	5.365	0.6517	9:58:04 AM	Yes
2	5.414	5.414	0.6578	9:58:06 AM	Yes
3	5.460	5.460	0.6634	9:58:07 AM	Yes
Mean: 5.413 5.413 0.6577					
SD: 0.0477 0.0477 0.0058					
%RSD: 0.88% 0.88% 0.89					

Sequence No.: 10			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample003			Date Collected: 5/13/2016 9:58:18 AM		
Analyst:			Data Type: Original		

Replicate Data: Sample003			Analyte: Cu 324.75		
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlinkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	4.893	4.893	0.5938	9:58:18 AM	Yes
2	4.907	4.907	0.5955	9:58:20 AM	Yes
3	4.964	4.964	0.6025	9:58:21 AM	Yes
Mean: 4.921 4.921 0.5973					
SD: 0.0376 0.0376 0.0046					
%RSD: 0.76% 0.76% 0.77					

Sequence No.: 11			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample004			Date Collected: 5/13/2016 9:58:42 AM		
Analyst:			Data Type: Original		

Ilustración 36: Lecturas de las muestras de cobre del 4 al 7 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.

Method: Cu en cerveza Page 4 Date: 5/13/2016 10:03:45 AM

```

-----
Duplicate Data: Sample004          Analyte: Cu 324.75
Repl SampleConc StodConc BlnkCorr Time      Signal
#   mg/L      mg/L      Signal      Stored
1   5.445      5.445      0.6616      9:58:42 AM  Yes
2   5.548      5.548      0.6742      9:58:43 AM  Yes
3   5.547      5.547      0.6741      9:58:45 AM  Yes
Sample concentration is greater than that of the highest standard.
Mean: 5.513      5.513      0.6699
SD:  0.0589      0.0589      0.0072
%RSD: 1.07%      1.07%      1.08
Sample concentration is greater than that of the highest standard.
-----

```

```

-----
Sequence No.: 12          Autosampler Location:
Sample ID: Sample005      Date Collected: 5/13/2016 9:58:56 AM
Analyst:                  Data Type: Original
-----

```

```

-----
Duplicate Data: Sample005          Analyte: Cu 324.75
Repl SampleConc StodConc BlnkCorr Time      Signal
#   mg/L      mg/L      Signal      Stored
1   4.153      4.153      0.5031      9:58:56 AM  Yes
2   4.186      4.186      0.5071      9:58:57 AM  Yes
3   4.193      4.193      0.5080      9:58:59 AM  Yes
Mean: 4.178      4.178      0.5061
SD:  0.0212      0.0212      0.0026
%RSD: 0.51%      0.51%      0.51
-----

```

```

-----
Sequence No.: 13          Autosampler Location:
Sample ID: Sample006      Date Collected: 5/13/2016 9:59:49 AM
Analyst:                  Data Type: Original
-----

```

```

-----
Duplicate Data: Sample006          Analyte: Cu 324.75
Repl SampleConc StodConc BlnkCorr Time      Signal
#   mg/L      mg/L      Signal      Stored
1   4.434      4.434      0.5376      9:59:49 AM  Yes
2   4.510      4.510      0.5469      9:59:51 AM  Yes
3   4.479      4.479      0.5431      9:59:52 AM  Yes
Mean: 4.475      4.475      0.5425
SD:  0.0382      0.0382      0.0047
%RSD: 0.85%      0.85%      0.86
-----

```

```

-----
Sequence No.: 14          Autosampler Location:
Sample ID: Sample007      Date Collected: 5/13/2016 10:00:07 AM
Analyst:                  Data Type: Original
-----

```

```

-----
Duplicate Data: Sample007          Analyte: Cu 324.75
Repl SampleConc StodConc BlnkCorr Time      Signal
#   mg/L      mg/L      Signal      Stored
1   3.527      3.527      0.4262      10:00:07 AM  Yes
2   3.556      3.556      0.4298      10:00:08 AM  Yes
3   3.550      3.550      0.4290      10:00:09 AM  Yes
Mean: 3.544      3.544      0.4284
SD:  0.0155      0.0155      0.0019
%RSD: 0.44%      0.44%      0.44
-----

```

```

-----
Sequence No.: 15          Autosampler Location:
Sample ID: Sample008      Date Collected: 5/13/2016 10:00:22 AM
Analyst:                  Data Type: Original
-----

```

```

-----
Duplicate Data: Sample008          Analyte: Cu 324.75
-----

```

Ilustración 37: Lecturas de las muestras de cobre del 8 al 12 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.

Method: Cu en cerveza				Page 5	Date: 5/13/2016 10:03:45 AM
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlnkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	3.453	3.453	0.4172	10:00:22 AM	Yes
2	3.436	3.436	0.4151	10:00:24 AM	Yes
3	3.426	3.426	0.4139	10:00:25 AM	Yes
Mean:	3.438	3.438	0.4154		
SD:	0.0137	0.0137	0.0017		
%RSD:	0.40%	0.40%	0.41		
Sequence No.: 16			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample009			Date Collected: 5/13/2016 10:01:00 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
Replicate Data: Sample009				Analyte: Cu 324.75	
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlnkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	2.803	2.803	0.3375	10:01:00 AM	Yes
2	2.866	2.866	0.3452	10:01:02 AM	Yes
3	2.852	2.852	0.3434	10:01:03 AM	Yes
Mean:	2.840	2.840	0.3420		
SD:	0.0331	0.0331	0.0041		
%RSD:	1.17%	1.17%	1.19		
Sequence No.: 17			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample010			Date Collected: 5/13/2016 10:01:16 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
Replicate Data: Sample010				Analyte: Cu 324.75	
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlnkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	2.520	2.520	0.3027	10:01:16 AM	Yes
2	2.526	2.526	0.3035	10:01:17 AM	Yes
3	2.516	2.516	0.3022	10:01:18 AM	Yes
Mean:	2.521	2.521	0.3028		
SD:	0.0051	0.0051	0.0006		
%RSD:	0.20%	0.20%	0.21		
Sequence No.: 18			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample011			Date Collected: 5/13/2016 10:01:27 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
Replicate Data: Sample011				Analyte: Cu 324.75	
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlnkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	2.189	2.189	0.2621	10:01:27 AM	Yes
2	2.170	2.170	0.2598	10:01:28 AM	Yes
3	2.175	2.175	0.2604	10:01:29 AM	Yes
Mean:	2.178	2.178	0.2608		
SD:	0.0096	0.0096	0.0012		
%RSD:	0.44%	0.44%	0.45		
Sequence No.: 19			Autosampler Location:		
Sample ID: Sample012			Date Collected: 5/13/2016 10:02:00 AM		
Analyst:			Data Type: Original		
Replicate Data: Sample012				Analyte: Cu 324.75	
Repl #	SampleConc mg/L	StdConc mg/L	BlnkCorr Signal	Time	Signal Stored
1	1.804	1.804	0.2149	10:02:01 AM	Yes
2	1.833	1.833	0.2184	10:02:02 AM	Yes
3	1.826	1.826	0.2176	10:02:03 AM	Yes

Ilustración 38: Lecturas de las muestras de cobre del 13 al 16 usando el espectrofotómetro de absorción atómica.

Method: Cu en cerveza			Page 6	Date: 5/13/2016 10:03:45 AM		
Mean:	1.821	1.821	0.2170			
SD:	0.0149	0.0149	0.0018			
%RSD:	0.82%	0.82%	0.84			

Sequence No.: 20			Autosampler Location:			
Sample ID: Sample013			Date Collected: 5/13/2016 10:02:14 AM			
Analyst:			Data Type: Original			

Replicate Data: Sample013			Analyte: Cu 324.75			
Repl	SampleConc	StdConc	BlnkCorr	Time	Signal	
#	mg/L	mg/L	Signal		Stored	
1	1.499	1.499	0.1775	10:02:14 AM	Yes	
2	1.503	1.503	0.1779	10:02:15 AM	Yes	
3	1.506	1.506	0.1783	10:02:16 AM	Yes	
Mean:	1.502	1.502	0.1779			
SD:	0.0035	0.0035	0.0004			
%RSD:	0.23%	0.23%	0.24			

Sequence No.: 21			Autosampler Location:			
Sample ID: Sample014			Date Collected: 5/13/2016 10:02:26 AM			
Analyst:			Data Type: Original			

Replicate Data: Sample014			Analyte: Cu 324.75			
Repl	SampleConc	StdConc	BlnkCorr	Time	Signal	
#	mg/L	mg/L	Signal		Stored	
1	1.194	1.194	0.1400	10:02:26 AM	Yes	
2	1.192	1.192	0.1399	10:02:28 AM	Yes	
3	1.181	1.181	0.1385	10:02:29 AM	Yes	
Mean:	1.189	1.189	0.1395			
SD:	0.0067	0.0067	0.0008			
%RSD:	0.56%	0.56%	0.59			


Sequence No.: 22			Autosampler Location:			
Sample ID: Sample015			Date Collected: 5/13/2016 10:02:40 AM			
Analyst:			Data Type: Original			

Replicate Data: Sample015			Analyte: Cu 324.75			
Repl	SampleConc	StdConc	BlnkCorr	Time	Signal	
#	mg/L	mg/L	Signal		Stored	
1	1.110	1.110	0.1297	10:02:41 AM	Yes	
2	1.121	1.121	0.1312	10:02:43 AM	Yes	
3	1.122	1.122	0.1313	10:02:44 AM	Yes	
Mean:	1.118	1.118	0.1307			
SD:	0.0070	0.0070	0.0009			
%RSD:	0.63%	0.63%	0.66			


Sequence No.: 23			Autosampler Location:			
Sample ID: Sample016			Date Collected: 5/13/2016 10:03:02 AM			
Analyst:			Data Type: Original			

Replicate Data: Sample016			Analyte: Cu 324.75			
Repl	SampleConc	StdConc	BlnkCorr	Time	Signal	
#	mg/L	mg/L	Signal		Stored	
1	3.334	3.334	0.4026	10:03:02 AM	Yes	
2	3.348	3.348	0.4043	10:03:03 AM	Yes	
3	3.355	3.355	0.4051	10:03:05 AM	Yes	
Mean:	3.346	3.346	0.4040			
SD:	0.0106	0.0106	0.0013			
%RSD:	0.32%	0.32%	0.32			

Ilustración 39: Resultados del análisis de pureza usando fluorescencia de rayos X (EDXRF) para muestras de metal electrodepositado durante las reacciones óxido- reducción de cobre y plata.



**CENTRO DE INVESTIGACIONES DE INGENIERIA
FACULTAD DE INGENIERIA
UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA**



No. 0718
O.T. No. 36074
USAC-CII-QUIND-LAFIQ-
RG-358-10-16


Interesado: Grecia Mérida
Proyecto: Control de Calidad
Muestra: Muestra de Plata (Ag) y Cobre (Cu)
Fecha de informe: Guatemala, 24 de mayo de 2016

Determinación de Pureza Por Fluorescencia de Rayos X (EDXRF)


Identificación LAFIQ	Identificación Interesado	Análisis EDXRF		Muestra:
		Resultados	Elementos %	
USAC-CII- QUINDLAFIQ- RG-360-017-16	Muestra de cobre (Cu)	Cu	53,40	Peso de muestra 1.178g
		Fe	0,088	
		Cr	0,022	
		In	0,030	
		Zn	0,029	
		Ag	0,002	
USAC-CII- QUINDLAFIQ- RG-360-018-16	Muestra de Plata (Ag)	Al	19,96	Peso de Muestra 0.575g
		Cu	0,06	
		K	21,31	
		Ag	28,15	


EDXRF: Detector NEX QC; Te 100 seg.; Atm. Aire.; Método FP
* Muestras proporcionadas por el interesado

Atentamente,




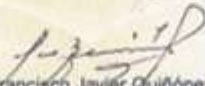
Licda. Lorena Benitez Pacheco MSc
Coordinadora LAFIQ/OI






Ing. César Alfonso García Guarza
Jefe de Sección Química Industrial CII/OI/OA2





Vo.Bo. Ing. Francisco Javier Quiñón de la Cruz
Director
Centro de Investigaciones de Ingeniería CII/OI/OA2



FACULTAD DE INGENIERIA – USAC –
Edificio T-5, Ciudad Universitaria zona 13
Teléfono directo: 2418-0115, Planta: 2418-6000 Ext. 96209 y 8022 Fax: 2418-8121
Página web: <http://cii.usac.edu.gt>

Ilustración 40: Sistema de electrodos después de 1 hora de reacción para la oxidación- reducción del cobre.



Ilustración 41: Sistema de electrodos después de 10 minutos de reacción para la oxidación-reducción de la plata.

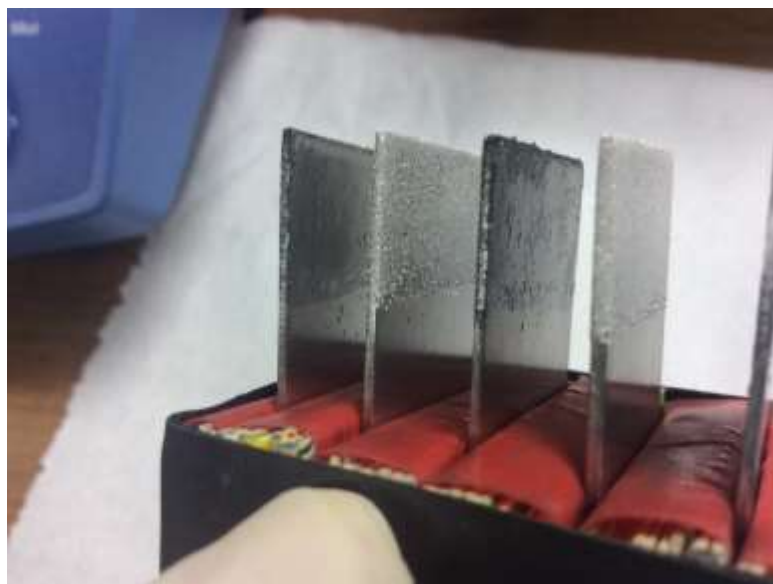


Ilustración 42: Reacción de óxido- reducción de una solución de 20 mL de 0.1 M AgNO_3 y 20 mL de 0.1 M CuSO_4 con un par de electrodos de acero inoxidable 304 a 0.081 A, en un tiempo de reacción de 12.0 min.



Ilustración 43: Celda electrolítica operando a 0.055 A para la recuperación de plata metálica.

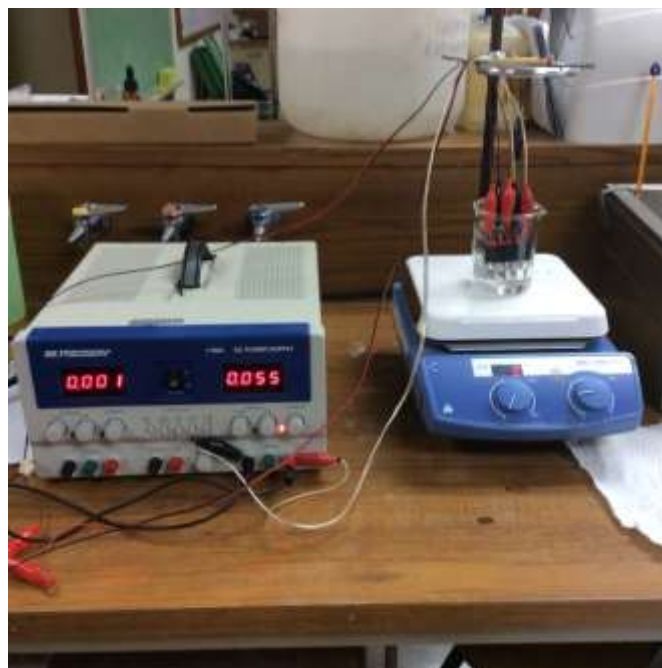


Ilustración 44: Solución patrón de KCl con 7 gotas de indicador, para la titulación de una solución electrolítica de plata.



Ilustración 45: Primeras gotas de plata que indican que el punto final de la titulación está cerca.

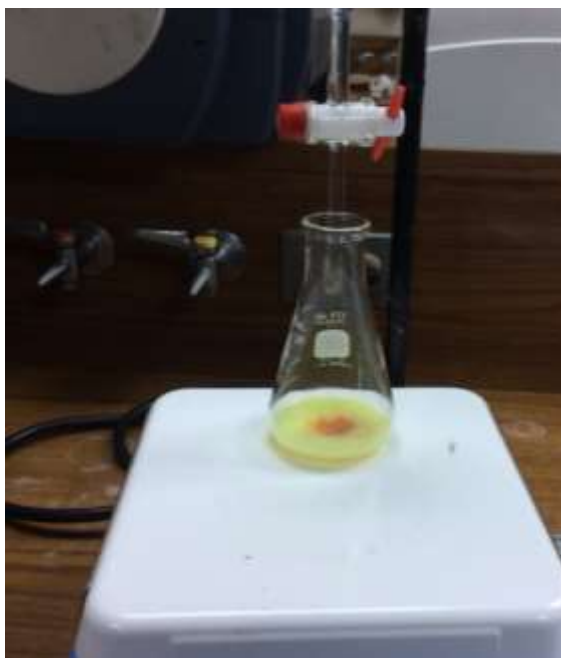


Ilustración 46: Punto final para la titulación según el método de Morh.

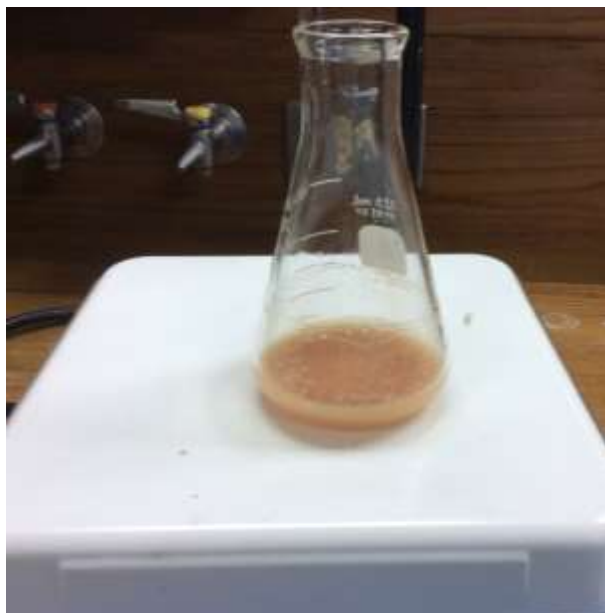


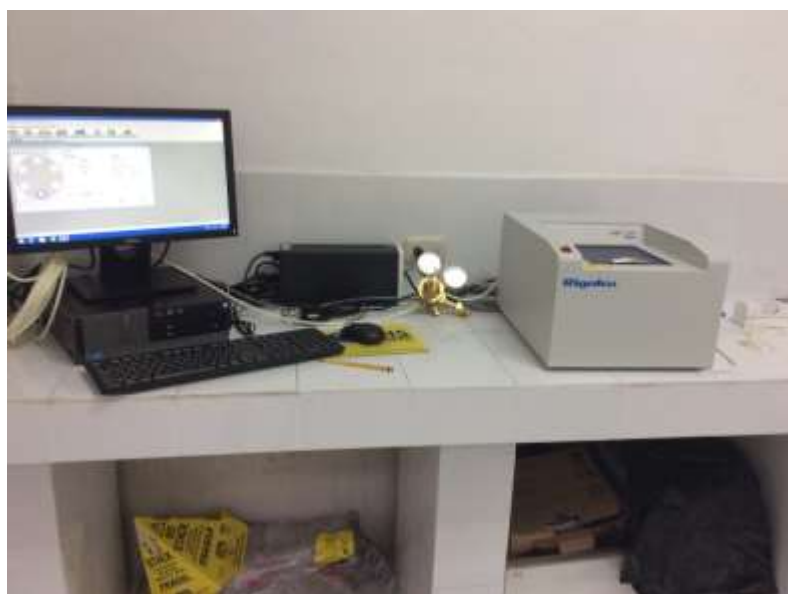
Ilustración 47: Sólidos de NaHCO_3 removidos de la solución electrolítica usando filtración.



Ilustración 48: Cristales de AgCO_3 formados en la bureta segundos antes de la titulación, según el método de Morh.



Ilustración 49: Analizador de fluorescencia por rayos x de la Universidad de San Carlos de Guatemala.



E. Fichas técnicas de los reactivos utilizados

SULFATO DE COBRE ANHÍDRIDO (CuSO₄)

1. IDENTIFICACIÓN DE LA SUSTANCIA

Nombre	Sulfato de cobre
Otros nombres	Sulfato de cobre anhidro, sulfato cúprico.
Formula química	CuSO ₄
Peso molecular	159.6 g/mol
Marca de la empresa	MERCK

2. PROPIEDADES FÍSICAS

Densidad relativa al agua	2.28
Punto de fusión	150 °C
Punto de ebullición	652.78 °C
Solubilidad en agua	31.6 g/ 100 mL de agua

3. IDENTIFICACIÓN DE LOS PELIGROS

Identificación de peligro	Efecto sobre la salud
Inhalación	Causa irritación del tracto respiratorio pudiendo resultar en ulceraciones y/o perforaciones del mismo.
Contacto con los ojos	Severa irritación en ojos y párpados. Si el producto no se remueve rápidamente irrigando con abundante agua, puede producirse daño visual permanente o prolongado e incluso pérdida total de la vista
Contacto con la piel	Es irritante y corrosivo sobre la piel. Puede causar quemaduras severas si no se lava a tiempo. Un contacto repetido con la piel puede conducir al desarrollo de una dermatitis
Ingestión	Provoca irritación severa en el sistema digestivo dolor abdominal, náuseas, vómito y diarrea Puede causar hemorragias en el tracto-digestivo.

4. PORCENTAJE DE PUREZA

99%


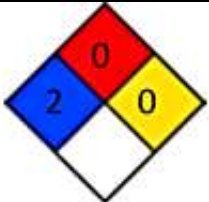
5. PRIMEROS AUXILIOS

Peligro	Primeros auxilios
Inhalación	Mueva a la víctima donde se respire aire fresco. Aplique respiración artificial si la víctima no respira. Suministre oxígeno húmedo a presión positiva durante media hora si respira con dificultad
Contacto con los ojos	Lave inmediatamente los ojos con abundante agua durante mínimo 20 minutos, manteniendo los párpados abiertos para asegurar el enjuague de toda la superficie del ojo. El lavado de ojos durante los primeros segundos es esencial para un máximo de efectividad
Contacto con la piel	Lavar con agua corriente durante 15 min. Al mismo tiempo quitarse la ropa contaminada y calzado. Solicite atención medica
Ingestión	Induzca al vómito dirigido por personal médico, dé grandes cantidades de agua. Mantenga las vías respiratorias libres. Nunca dé nada por la boca si la persona está inconsciente. Solicite atención médica inmediatamente

6. MANEJO Y ALMACENAMIENTO

Manejo	Utilizar guantes, mascarilla y lentes de protección a la hora de la manipulación del reactivo.
Almacenamiento	Mantener en recipientes bien cerrados y en un área fresca, seca y bien ventilada. Evitar la luz directa y las fuentes de calor.

7. INFORMACION REGLAMENTARIA

<p>Símbolos</p>	
<p>Azul 2: Irritante Rojo 0: No arde Amarillo 0: Estable</p>	
<p>-Frasas R</p>	<p>R22: Nocivo por ingestión. R36/38: Irrita los ojos y la piel. R50/53: Muy tóxico para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.</p>
<p>-Frasas S</p>	<p>S22: No respirar el polvo. S60: Elimínense el producto y su recipiente como residuos peligrosos. S61: Evítese su liberación al medio ambiente. Recábense instrucciones específicas de la ficha de datos de seguridad</p>
<p>Disposiciones para el etiquetado</p>	<p>Clase III, contenido en 100%</p>

NITRATO DE PLATA (AgNO₃)

1. IDENTIFICACIÓN DE LA SUSTANCIA

Nombre	Nitrato de plata
Otros nombres	Nitrato argéntico
Formula química	AgNO ₃
Peso molecular	169.87 g/mol
Marca de la empresa	MERCK

2. PROPIEDADES FÍSICAS

Densidad	4,400 kg/m ³
Punto de fusión	212 °C
Punto de ebullición	444 °C
Solubilidad	245g en 100 g de agua 20.8 g/L en etanol

3. IDENTIFICACIÓN DE LOS PELIGROS

Identificación de peligro	Efecto sobre la salud
Inhalación	Podría causar: irritación grave del sistema respiratorio.
Contacto con los ojos y la piel	Causa quemaduras. Los compuestos de plata pueden causar decoloraciones grises de los ojos y la piel.
Ingestión	Tóxico Podría causar: dolor abdominal gastroenteritis muerte. Afecta el Sistema nervioso central.

4. PORCENTAJE DE PUREZA

99-100%


5. PRIMEROS AUXILIOS

Peligro	Primeros auxilios
Inhalación	Remover al aire fresco. Si no respira, dar respiración artificial. Si se le dificulta respirar, dar oxígeno.
Contacto con los ojos	En caso de contacto inmediatamente lavar con abundante agua por lo menos 15 minutos, abriendo y cerrando los párpados ocasionalmente. Llamar a un médico si irritación persiste.
Contacto con la piel	Lave la piel con agua abundante por 15 minutos. Quítese la ropa contaminada. Acuda al médico inmediatamente
Ingestión	Inducir al vómito inmediatamente, asistido por personal médico. Nunca dar cosas a la boca de una persona inconsciente. Llamar a un médico.

6. MANEJO Y ALMACENAMIENTO

Manejo	Utilizar guantes, mascarilla y lentes de protección a la hora de la manipulación del reactivo. Evite el contacto con la piel, ojos y vestiduras.
Almacenamiento	Proteja de: luz calor humedad Manténgase lejos de: materiales combustibles material orgánico.

7. INFORMACIÓN REGLAMENTARIA

<p>Azul 2: Irritante Rojo 0: No arde Amarillo 2: Media estabilidad</p>	 <p>CORROSIVO PELIGROSO PARA EL MEDIO AMBIENTE</p>
<p>-Frasas R</p>	<p>R 34: Provoca quemaduras. R 50/53: Muy tóxico para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.</p>
<p>-Frasas S</p>	<p>S 26: En caso de contacto con los ojos, lávense inmediata y abundantemente con agua y acúdase a un médico. S 45: En caso de accidente o malestar, acuda inmediatamente al médico (si es posible, muéstrele la etiqueta). S 60: Elimínense el producto y o recipiente como residuos peligrosos. S 61: Evítese su liberación al medio ambiente</p>

CLORURO DE POTASIO (KCl)

1. IDENTIFICACIÓN DE LA SUSTANCIA

Nombre	Cloruro de potasio
Otros nombres	Cloruro potásico
Formula química	KCl
Peso molecular	74.5513 g/ mol
Marca de la empresa	MERCK

2. PROPIEDADES FÍSICAS

Densidad	1987 kg/m ³
Punto de fusión	776 °C
Punto de ebullición	1,496.85 °C
Solubilidad	34.4 g en 100 g de agua

3. IDENTIFICACIÓN DE LOS PELIGROS

Identificación de riesgos	Efecto sobre la salud
Inhalación	Inhalación de altas concentraciones de Polvo, puede causar irritación nasal.
Contacto con los ojos	Es moderadamente irritante a los ojos. Inflamación, rasquiña.
Contacto con la piel	Contacto puede causar irritación o sarpullido, particularmente con la piel húmeda.
Ingestión	Grandes cantidades pueden producir irritación gastrointestinal y vómito. Puede producir debilidad y problemas circulatorios. Puede afectar el corazón en algunos casos. La ingestión es fatal.

4. PORCENTAJE DE PUREZA

99-100%

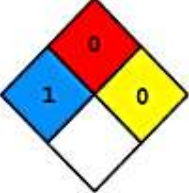
5. PRIMEROS AUXILIOS

Peligro	Primeros auxilios
Inhalación	Remover al aire fresco. Si la víctima no respira, dar respiración artificial.
Contacto con los ojos	En caso de contacto, lavar con abundante agua por lo menos durante 15 minutos abriendo y cerrando los párpados ocasionalmente. Buscar ayuda médica, si es necesario.
Contacto con la piel	Lavar piel con abundante agua y jabón, mientras se remueve la ropa contaminada. Buscar atención médica, si es necesario.
Ingestión	Inducir al vómito inmediatamente, asistido por personal médico. Buscar inmediatamente asistencia médica.

6. MANEJO Y ALMACENAMIENTO

Manejo	Utilizar guantes, mascarilla y lentes de protección a la hora de la manipulación del reactivo.
Almacenamiento	Mantener en lugares secos, frescos, ventilados y libres de cualquier agente contaminante. Proteger contra daño físico. Los recipientes que han contenido este producto pueden ser peligrosos cuando están vacíos, pues pueden contener residuos de polvo.

7. INFORMACIÓN REGLAMENTARIA

<p>Peligro a la salud: 1</p> <p>Peligro de inflamabilidad: 0</p> <p>Peligro de reactividad: 0</p>	
---	---

CARBONATO ÁCIDO DE SODIO (NaHCO₃)

1. IDENTIFICACIÓN DE LA SUSTANCIA

Nombre	Carbonato ácido de sodio
Otros nombres	Bicarbonato de sodio, Bicarbonato de sosa
Formula química	NaHCO ₃
Peso molecular	84.0 g/ mol
Marca de la empresa	Bayer

2. PROPIEDADES FÍSICAS

Densidad	4,400 kg/m ³
Punto de fusión	212 °C
Punto de ebullición	444 °C
Solubilidad	245g en 100 g de agua

3. IDENTIFICACIÓN DE LOS PELIGROS

Identificación de riesgos	Efecto sobre la salud
Inhalación	Irritación leve para la nariz.
Contacto con los ojos	Irritación moderada para los ojos.
Contacto con la piel	Efecto insignificante.
Ingestión	La ingestión en grandes dosis puede causar la náusea y vómitos.

4. PORCENTAJE DE PUREZA

98%


5. PRIMEROS AUXILIOS

Peligro	Primeros auxilios
Inhalación	Retire al paciente de la zona polvorienta y hágalo sonarse la nariz.
Contacto con los ojos	Enjuague los ojos con agua corriente durante 15 minutos, manteniendo los párpados bien abiertos para eliminar el producto. Si persiste el dolor, consulte con un oftalmólogo.
Contacto con la piel	Si persiste el dolor o la inflamación, obtenga asistencia médica. Proporcione ropa limpia.
Ingestión	NUNCA ADMINISTRE NADA POR LA BOCA A UNA PERSONA INCONSCIENTE. Enjuague la boca con agua fresca. Quite de la boca del paciente cualquier evidencia o residuos de la sustancia.

6. MANEJO Y ALMACENAMIENTO

Manejo	Utilizar guantes, mascarilla y lentes de protección a la hora de la manipulación del reactivo. Evite el contacto del producto con las materias reactivas. Deben manipularse con cuidado para evitar derrames.
Almacenamiento	Debe almacenarse en un ambiente fresco y seco, separado de ácidos y bases fuertes. El Bicarbonato de Sodio se descompone a temperaturas superiores a los 65°C, se recomienda almacenarlo en ambientes con temperatura inferior a 40 °C. La mezcla del Bicarbonato de Sodio con agentes ácidos libera CO ₂ . Los sacos deben mantenerse cerrados. Debe almacenarse alejado de cualquier producto químico de alta toxicidad. Es un producto que retiene olores con facilidad por lo que no debe almacenarse cerca de productos con olores fuertes que lo puedan impregnar.

7. INFORMACIÓN REGLAMENTARIA

<p>Peligro a la salud: 1</p> <p>Peligro de inflamabilidad: 0</p> <p>Peligro de reactividad: 1</p> <p>Peligro contacto: 1</p>	
--	---

CROMATO DE POTASIO ($K_2Cr_2O_4$)

1. IDENTIFICACIÓN DE LA SUSTANCIA

Nombre	Cromato de potasio
Otros nombres	Cromato potásico
Formula química	$K_2Cr_2O_4$
Peso molecular	194.21 g/mol
Marca de la empresa	MERCK

2. PROPIEDADES FÍSICAS

Densidad	2,730 kg/m ³
Punto de fusión	975 °C
Punto de ebullición	1,000 °C
Solubilidad a 20°C	637 g/L de agua

3. IDENTIFICACIÓN DE LOS PELIGROS

Identificación de riesgos	Efecto a la salud
Inhalación	Irritante severo e inflamaciones de las membranas mucosas y tracto respiratorio. Posibles ulceraciones y perforación nasal. Tos. Altas concentraciones pueden producir edema pulmonar.
Contacto con los ojos	Irritaciones severas y posibles quemaduras. Enrojecimiento y dolor. Visión borrosa y daño a la córnea.
Contacto con la piel	Irritaciones severas y posibles quemaduras. Enrojecimiento y dolor. Ulceración y absorción, con efecto tóxico. Se absorbe por la piel, siendo esto tóxico.
Ingestión	Tóxico. Severas irritaciones y/o quemaduras en la boca, tracto digestivo y estómago. Vómitos y diarrea. Violenta gastroenteritis. Colapso vascular periférico. Coma. Daño al hígado y falla renal.

4. PORCENTAJE DE PUREZA

99-100%




5. PRIMEROS AUXILIOS

Peligro	Primeros auxilios
Inhalación	Trasladar a la persona donde exista aire fresco. En caso de paro respiratorio, emplear método de reanimación cardiopulmonar. Si respira dificultosamente se debe suministrar Oxígeno. Conseguir asistencia médica de inmediato.
Contacto con los ojos	Lavarse con abundante agua en un lavadero de ojos, como mínimo por veinte minutos, separando los párpados. De mantenerse el daño, derivar a un centro médico rápidamente.
Contacto con la piel	Lavar con abundante agua, a lo menos por 15 minutos. Utilizar una ducha de emergencia. Sacarse la ropa contaminada y luego lavarla o desecharla. Si persiste el daño, recurrir a una asistencia médica inmediatamente.
Ingestión	Lavar la boca con bastante agua - Dar a beber abundante agua. Control del shock, manteniendo a la persona abrigada. No inducir al vómito. Derivar a un servicio médico de inmediato.

6. MANEJO Y ALMACENAMIENTO

<p>Manejo</p>	<p>Utilizar guantes, mascarilla y lentes de protección a la hora de la manipulación del reactivo. Evitar el contacto con ojos piel vestidura. No respirar vapores o niebla. Lavarse bien después de su manipulación.</p>
<p>Almacenamiento</p>	<p>Zona de almacenaje de reactivos y soluciones químicas con riesgo para la salud. Almacenamiento en bodegas y/o cabinas construidas para contener tóxicos. Lugar frío, seco y con buena ventilación. Acceso controlado y señalización del riesgo.</p>

7. INFORMACIÓN REGLAMENTARIA

<p>Peligro a la salud: 3 Peligro de inflamabilidad: 0 Peligro de reactividad: 0</p> <p>Riesgo Principal: Tóxico Riesgos Secundarios: Irritante y Reactivo</p>	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>T – TOXICO</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>PELIGROSO PARA EL MEDIO AMBIENTE</p> </div> <div style="text-align: center;">  </div> </div>
--	--

F. Listado de variables

C_1 : Concentración madre; concentración de la solución electrolítica de cobre en un tiempo de reacción dado, en (mol/L).

C_2 : Concentración hija; primera dilución en 50 mL de agua destilada de la solución electrolítica de cobre en un tiempo de reacción dado, en (mg/L).

C_3 : Concentración nieta; segunda dilución en 100 mL de agua destilada de la solución electrolítica de cobre en un tiempo de reacción dado, en (mg/L).

C_A : Concentración del reactivo A, en este caso concentración del cobre (II) o plata (I), en (mol/L)

C_{A0} : Concentración inicial del reactivo A, en este caso concentración del cobre (II) o plata (I), en (mol/L)

h : Altura del reactor (m)

I : Intensidad de corriente que se mide en amperios (A)

J : Densidad de corriente, en (A/m²)

k : Constante de reacción, en (mol/volumen tiempo)

n : Orden de reacción.

N_{A0} : Número de moles

r : Radio del reactor (m)

$-r_A$: Velocidad de reacción, en (mol/volumen· tiempo)

τ : Espacio- tiempo, en (s)

t : Tiempo, o puede referirse también al tiempo de reacción del reactor STR, en segundos (s)

t_n : Tiempo necesario a tratar el flujo volumétrico (v_n), en (s)

v : Flujo volumétrico, en (L/ s)

V : Volumen del reactor, en (m³)

v_n : Flujo de volumen a tratar, en (L/ s)

X_A : Conversión del reactivo "A" para formarse en producto.

XIII. GLOSARIO

1. **Ánodo:** Electrodo de una celda electroquímica en el que se lleva a cabo la oxidación.
2. **Área de contacto:** Se refiere al área de contacto entre el cátodo y la solución.
3. **Cátodo:** Electrodo de una celda electroquímica en el que se lleva a cabo la reducción.
4. **Cinética química:** Estudia la velocidad de reacción de los procesos químicos en función de la concentración de las especies involucradas en la reacción; reactivos, productos, catalizadores e inhibidores. Igualmente, estudia la presión, temperatura y todas las demás variables que pueden afectar a la velocidad de reacción.
5. **Conducción Eléctrica:** Movimiento de carga por iones en solución, por reacción electroquímica en la superficie de los electrodos y por movimiento de electrones en metales.
6. **Corriente, i :** Cantidad de carga eléctrica en amperios A que pasa a través de un circuito eléctrico por unidad de tiempo.
7. **Coulomb, C:** Cantidad de carga que proporciona una corriente constante de un amperio en un segundo.
8. **Ecuación de Nerst:** Expresión matemática que relaciona el potencial de un electrodo con una función logarítmica de las especies en solución que son responsables del potencial generado.
9. **Electrodeposición:** Método para separar iones metálicos de una disolución, que consiste en depositarlo electrolíticamente sobre un sólido o electrodo. Generalmente el sistema consiste en un cátodo, ánodo y una fuente de alimentación de corriente que proporciona la tensión necesaria para la electrólisis. También se cuenta con los medios precisos para la medición del potencial del electrodo, E. El equilibrio de la electrodeposición es la reacción del par redox de interés.

10. Electrodo: Conductor en cuya superficie se realiza la transferencia de electrones hacia o desde la solución en que está sumergido.
11. Electrolíticos: Especies de soluto cuyas soluciones acuosas conducen electricidad.
12. Electroquímica: Ciencia que estudia los procesos y factores que afectan el transporte de carga a través de la interface formada entre dos fases, generalmente un electrodo y una disolución en contacto con él.
13. Fuente de Poder: Dispositivo que convierte la corriente alterna (CA), en una o varias corrientes continuas (CC) que alimenta a los electrodos para que se dé la reacción de oxidación- reducción cuando está no es espontanea.
14. Oxidación: Pérdida de electrones por una especie en una reacción de oxidación- reducción.
15. pH: Logaritmo negativo de la actividad de iones hidrógeno de una solución.
16. Potencial de Electrodo: Potencial de una celda electroquímica en la que el potencial de electrodo de interés es el electrodo del lado derecho, y el del lado izquierdo es el electrodo estándar de hidrógeno.
17. Potencial de semicelda: Potencial de una semicelda electroquímica medido con respecto al ánodo patrón de hidrógeno.
18. Reactor químico: Es un dispositivo diseñado para que en su interior se lleve a cabo una o varias reacciones químicas. Se encuentra constituido por un recipiente cerrado, el cual cuenta con líneas de entrada y salida para sustancias químicas. Los reactores químicos se diseñan de tal manera en que puedan operarse bajo condiciones de temperatura, presión y composición deseada.
19. Reducción: Proceso por el cual una especie adquiere electrones.

20. Titulación: Determinación de la concentración de una solución a través de una reacción, directa o indirectamente, con un patrón primario.

21. Velocidad de reacción: La velocidad de reacción se define como el cambio en la masa o moles consumidos o producidos de cierto reactivo o producto en un periodo de tiempo determinado.