

2019

EVALUACIÓN DE LOS EFECTOS QUE PRODUCEN LOS ARRASTRES DE HIERRO SOBRE LA DENSIDAD DE CORRIENTE DEL PROCESO DE ELECTRO OBTENCIÓN DE COBRE

DÍAZ SEPÚLVEDA, STEVEN

<https://hdl.handle.net/11673/47841>

Repositorio Digital USM, UNIVERSIDAD TECNICA FEDERICO SANTA MARIA

UNIVERSIDAD TÉCNICA FEDERICO SANTA MARÍA
SEDE VIÑA DEL MAR – JOSÉ MIGUEL CARRERA

**“EVALUACIÓN DE LOS EFECTOS QUE PRODUCEN LOS ARRASTRES DE
HIERRO SOBRE LA DENSIDAD DE CORRIENTE DEL PROCESO DE ELECTRO
OBTENCIÓN DE COBRE”.**

Trabajo de titulación para optar al
título de técnico universitario en
minería y metalurgia.

Alumnos

Steven Díaz Sepúlveda.
José Pacheco Ogaz.

Profesor Guía

Ingeniero metalurgista Luis
Gutiérrez Meneses

DEDICATORIA

Steven Díaz: Quiero otorgar mis agradecimientos a mi padre y a mi madre por haberme apoyado en todo momento, por sus consejos y valores que me han permitido ser la persona que soy ahora, por la motivación constante, por alentarme siempre y por sobre todo y a pesar de la distancia su amor infinito. También quiero agradecer a mi abuela y a mi pareja por brindarme apoyo incondicional en todo este proceso, por enseñarme a ser paciente y perseverante, animarme para continuar, por estar en los momentos más difíciles y por entregarme cariño cada día.

De igual manera mis agradecimientos a mis profesores por sus valiosos conocimientos y por la forma de enseñar, que me hicieron crecer día a día como profesional.

Y por último agradecer mis compañeros que estuvieron conmigo durante esta etapa, le deseo mucho éxito a cada uno.

RESUMEN

KEYWORDS: ELECTRÓLISIS – HIDROMETALURGIA – IMPUREZAS

La presente tesis, tiene por finalidad evaluar el efecto que produce el hierro sobre la densidad de corriente en el proceso de electro obtención, para lo cual en primer lugar se realizó una recopilación de la información necesaria para poder realizar esta tesis, información como por ejemplo de donde proviene el hierro, como llega el hierro desde la roca hasta el proceso de electro obtención, parámetros operacionales del proceso de electro obtención entre otros.

Posteriormente se procedió a realizar un procedimiento experimental, el cual fuera representativo de lo que se realiza en una industria y que pudiese evaluar el efecto que produce el hierro sobre la densidad de corriente del proceso de electro obtención de cobre, por lo cual se realizaron 9 electro obtenciones con prácticamente las mismas condiciones, solo se variaron los contenidos de hierro entre 1, 3 y 5 $\frac{g}{l}$ y las densidades de corriente utilizadas (250, 400 y 600 $\frac{A}{m^2}$). Este procedimiento fue realizado en el laboratorio de metalurgia de la universidad Técnica Federico Santa María - Sede Viña del Mar. Una vez realizado, los cátodos electro obtenidos fueron fotografiados y luego convertidos en muestras líquidas representativas mediante digestión ácida, con el fin de poder analizar la concentración de cobre y de hierro de cada cátodo, mediante un análisis de espectrometría de absorción atómica.

El análisis de las muestras fue realizado en laboratorio de química de la universidad, en primer lugar, se realizó una curva de calibración para el hierro y otra para el cobre, posteriormente, las muestras que fueron atomizadas y leídas por medio de el espectrómetro de absorción atómica del laboratorio, el cual entregó un promedio de las absorbancias y con este se determinó las concentraciones de cobre y de hierro presentes en las muestras representativas.

Una vez calculadas las concentraciones de hierro y de cobre presentes en los 9 cátodos electro obtenidos en el experimento, se determinó que el análisis de las concentraciones de cobre fueron erróneas debido a que ese análisis se utiliza para medir bajas concentraciones de impurezas presentes en los cátodos, por lo que concentraciones tan altas de cobre como las de un cátodo obtenido mediante el proceso de electro obtención, no pueden ser analizadas satisfactoriamente por este método de análisis, motivo por el cual se procedió a evaluar el efecto que produce el

hierro sobre la densidad de corriente, considerando solamente los resultados obtenidos en el análisis de las concentraciones de hierro por lo que las concentraciones de cobre fueron estimadas al restar las concentraciones de hierro y obviando las demás impurezas contenidas en los cátodos, ya que estas no fueron analizadas.

Finalmente, con todos los resultados obtenidos del experimento, se procedió a evaluar los efectos que produce el hierro sobre la densidad de corriente del proceso de electro obtención de cobre, dando como resultado que, a un mayor contenido de hierro, menor es la eficiencia de la corriente.

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN	1
CAPÍTULO I.....	3
ANTECEDENTES GENERALES.....	3
1. PROCESAMIENTO HIDROMETALÚRGICO DEL COBRE	5
1.1. LIXIVIACIÓN (LX)	6
1.1.1. LIXIVIACIÓN EN PILAS.....	6
1.1.2. LIXIVIACIÓN DE MINERAL DE COBRE	9
1.1.3. PRESENCIA DE HIERRO EN LA LIXIVIACIÓN	9
1.1.4. PRESENCIA DE HIERRO EN LA SOLUCIÓN DE REFINO	9
1.2. EXTRACCIÓN POR SOLVENTES (SX)	10
1.2.1. ETAPAS DEL PROCESO DE SX	11
1.2.1.1. ETAPA DE EXTRACCIÓN.....	12
1.2.1.2. ETAPA DE RE-EXTRACCIÓN O STRIPPING	13
1.2.2. FASES EN EL PROCESO DE SX	14
1.2.2.1. FASE ACUOSA	14
1.2.2.2. FASE ORGÁNICA.....	14
1.2.3. CONTINUIDAD DE FASES	14
1.2.3.1. CONTINUIDAD ACUOSA.....	14
1.2.3.2. CONTINUIDAD ORGANICA	15
1.2.4. LAVADO DE ORGÁNICO CARGADO.....	15
1.2.5. PRESENCIA DEL HIERRO EN EL PROCESO DE SX	16
1.2.5.1. ARRASTRES QUÍMICOS	16
1.2.5.2. ARRASTRES FÍSICOS	16
1.3. PROCESO DE ELECTRO OBTENCIÓN DE COBRE.....	17
1.3.1. DESCRIPCIÓN DEL PROCESO	17
1.3.2. ESTÁNDARES DE CALIDAD DE LOS CÁTODOS.....	20
1.3.3. REACCIONES EN ELECTRO OBTENCIÓN.....	21
1.3.4. PRESENCIA DE HIERRO EN ELECTRO OBTENCIÓN	21
CAPÍTULO II.....	23
PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL	23
2. ELECTRO OBTENCIÓN	25
2.1. BASES DEL PROCESO DE ELECTROOBTENCIÓN	25
2.1.1. ELECTRÓLISIS	25
2.1.1.1. ELECTROLITO	27
2.1.2. LEY DE FARADAY.....	27
2.1.2.1. CONSTANTE DE FARADAY.....	28
2.2. PARÁMETROS OPERACIONALES DE	28
2.2.1. pH.....	29
2.2.2. TEMPERATURA	29
2.2.3. DENSIDAD DE CORRIENTE	29

2.2.4. CONTENIDO DE COBRE EN EL ELECTROLITO	29
2.2.5. CONTENIDO DE ÁCIDO SULFÚRICO EN EL ELECTROLITO	30
2.2.6. DOSIFICACIÓN DE GOMA GUAR.....	30
2.3. MATERIALES, HERRAMIENTAS Y EQUIPOS UTILIZADOS.....	30
2.3.1. SULFATO DE COBRE PENTA HIDRATADO.....	30
2.3.2 GOMA GUAR.....	31
2.3.3. SULFATO FERROSO HEPTA HIDRATADO.....	31
2.3.4. TERMÓMETRO INFRARROJO DIGITAL.....	32
2.3.5. CABLES DE CONEXIÓN	33
2.3.6. VASO PRECIPITADO DE 600 ML	33
2.3.7. ÁNODO	34
2.3.8. CÁTODO DE ACERO INOXIDABLE (ACERO 316L)	34
2.3.9. AGITADOR MAGNÉTICO	35
2.3.10 FUENTE DE PODER REGULABLE.....	36
2.4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.....	37
CAPÍTULO III	39
EVALUACIÓN	39
3. RESULTADOS	41
3.1. CÁLCULOS Y RESULTADOS PARA REALIZAR EL PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL	41
3.1.1. POTENCIAL DE REACCIÓN.....	41
3.1.2. ÁREA SUMERGIDA DE LOS ELECTRODOS	42
3.1.3. CORRIENTE ELÉCTRICA	42
3.1.4. EFICIENCIA DE CORRIENTE.....	43
3.1.5. MASA TEÓRICA A DEPOSITAR.....	43
3.1.6. CANTIDAD DE ÁCIDO SULFÚRICO A UTILIZAR	44
3.1.7. VOLUMEN QUE UTILIZAN 90 GRAMOS DE $\text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$	44
3.1.8. DE LA CANTIDAD DE GOMA GUAR A UTILIZAR.....	44
3.1.9. VOLUMEN QUE UTILIZA LA GOMA GUAR	45
3.1.10. VOLUMEN QUE UTILIZAN LAS DISTINTAS CANTIDADES DE SULFATO DE HIERRO HEPTA HIDRATADO	45
3.1.11. CANTIDAD DE H_2O A UTILIZAR PARA CADA SOLUCIÓN	45
3.2. RESULTADOS DEL PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL	46
3.3. ESPECTROMETRÍA DE ABSORCIÓN ATÓMICA	47
3.3.1. PROCEDIMIENTOS ABSORCIÓN ATÓMICA	48
3.3.1.1. PROCEDIMIENTO DE LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES PARA DIGESTIÓN ÁCIDA.....	48
3.3.1.2. PROCEDIMIENTO PARA LA PREPARACIÓN DE ESTÁNDARES	49
3.3.2. RESULTADOS DE ANÁLISIS DE ABSORCIÓN ATÓMICA.....	50
3.4. EVALUACION	53
CONCLUSIÓN.....	55
ANEXOS	57
BIBLIOGRAFÍA	69

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1-1. Diagrama de flujo del procesamiento hidrometalúrgico de minerales de cobre.

Figura 1-2. Sistema de apilamiento de mineral

Figura 1-3. Riego de una pila de lixiviación mediante aspersores.

Figura 1-4. Esquema de una pila de lixiviación.

Figura 1-5. Esquema de un equipo mixer – settler para operaciones de extracción y reextracción.

Figura 1-6. Proceso de extracción por solventes.

Figura 1-7. Etapa de lavado de orgánico convencional.

Figura 1-8. Curva de extracción de Cu y Fe para un extractante comercial.

Figura 1-9. Celdas de electro-obtención.

Figura 1-10. Esquema del proceso de electro-obtención.

Figura 1-11. Cosecha de cátodos de electro-obtención.

Figura 1-12. Lavado de cátodos.

Figura 1-13. Embalaje de cátodos.

Figura 1-14. Proceso de electrolisis.

Figura 1-15. Proceso de electrolisis de NaCl.

Figura 1-16. NaCl como electrolito.

Figura 2-1: Fuente de poder de la celda de electro-obtención.

Figura 2-2: Goma guar.

Figura 2-3: Sulfato de cobalto.

Figura 2-4: Sulfato Férrico.

Figura 2-5: Termómetro infrarrojo digital.

Figura 2-6: Cables de conexión.

Figura 2-7: Vaso precipitado de 1000 ml.

Figura 2-8: Ánodo de plomo, calcio y estaño.

Figura 2-9: Cátodo de acero inoxidable (acero 316L).

Figura 2-10: Agitador Magnético del laboratorio de metalurgia de la universidad.

Figura 2-11: Diagrama de Pourbaix del sistema Cu-H₂O a 45°C.

Figura 2-12: Diagrama de Pourbaix del sistema Fe-H₂O a 25°C.

Figura 3-1: Grafica densidad de corriente v/s eficiencia de corriente, para cada concentración de hierro utilizada.

Figura 3-2: Grafica voltaje v/s densidad de corriente, para cada concentración de hierro utilizada.

ÍNDICE DE TABLAS

Tabla 1-1: Composición de refino enviado a lixiviación, mina Chuquicamata.

Tabla 1-2: Especificaciones de la Norma ASTM B115-10.

Tabla 1-3: Concentraciones aceptables de impurezas en el electrolito.

Tabla 2-1: Concentraciones de hierro en el electrolito y densidades de corriente aplicadas en las pruebas realizadas.

Tabla 3-1: Masa de cobre depositado, voltaje y eficiencia de corriente obtenidas en las pruebas realizadas.

Tabla 3-2: Datos de la curva de calibración del cobre.

Tabla 3-3: Datos curva de calibración del hierro.

Tabla 3-4: Análisis de la concentración de cobre de las muestras del experimento.

Tabla 3-5: Análisis de la concentración de hierro en las muestras del experimento.

SIGLAS Y SIMBOLOGIA

❖ **Siglas**

LX: Lixiviación

SX: Extracción por solventes

EW: Electro-winning

EO: Electro-obtención

CODELCO: Corporación nacional del cobre

COCHILCO: Comisión chilena del cobre

LME: Bolsa de metales de Londres

HDPE: Polietileno de alta densidad

LDPE: Polietileno de baja calidad

PVC: Cloruro de polivinilo

PLS: Solución rica en cobre

pH: Potencial de hidrogeno

H⁺: Protón de hidrogeno

RH: Orgánico descargado

RCu: Orgánico cargado

❖ **SIMBOLOGÍA**

K° = Grados Kelvin

Mg: Miligramos

µg: microgramos

g: Gramos

T: Tonelada

Tm: Tonelada métrica

gpl: Gramos por litro

g/l: Gramos por litro

ml: Mililitros

l: Litros

%: Porcentaje

kWh: Kilo watt hora

kg: Kilogramo

°C: Grados Celsius

h: Horas

Ag: Plata

As: Arsénico

Te: Telurio

Se: Selenio

Fe: Hierro

Ni: Níquel

S: Azufre

Cu: Cobre

Ca: Calcio

Cl: Cloro

Mn: Manganeseo

Sn: Estaño

Pb: Plomo

As: Arsénico

Bi: Bismuto

Sb: Antimonio

$i =$ Densidad de corriente ($\frac{A}{m^2}$)

$I =$ Corriente que pasa por el electrodo (A)

$S =$ Superficie del electrodo (m^2)

MT: Masa teórica

A/m^2 : Ampere / metro cuadrado.

INTRODUCCIÓN

La minería en Chile, ha sido la base de su economía durante décadas, debido a que el país es uno de los mayores exportadores de cobre a nivel mundial, según indica COCHILCO, Chile produce un 27.2% del total de cobre producido a nivel mundial. Un 28.8% del cobre producido en Chile, es debido a los cátodos producidos por medio de procesos hidrometalúrgicos.

Uno de esos procesos y en el que nos vamos a enfocar en esta investigación, es la electro obtención, la cual depende de muchos factores para poder obtener un producto de calidad y a un bajo costo asociado. Uno de los factores importantes que afectan este proceso, son las impurezas contenidas en el electrolito de avance las cuales provienen de los procesos previos, impurezas como el cloro, manganeso, zinc, hierro, cadmio, entre otras, siendo una de las más comunes y problemáticas, el hierro.

La presente tesis, tiene por objetivo evaluar el efecto que produce el arrastre de hierro (impureza), sobre la densidad de corriente del proceso de electro obtención de cobre, este trabajo se enfoca en el hierro, debido a que, si este se encuentra en concentraciones superiores a 2 g/l, se genera una disminución en la eficiencia de la corriente, por ende, aumentan los costos operacionales. Para controlar la concentración de hierro que ingresa a electro obtención, se realiza un lavado del orgánico cargado, en la etapa anterior, es decir, en la etapa de extracción por solventes, con el objetivo de minimizar la transferencia de hierro hacia el electrolito de avance. Para el caso de la Compañía Minera Cerro Colorado, si la concentración de hierro que ingresa a Electro obtención es mayor a 2 g/l, se realiza un descarte de electrolito de avance, con el fin de controlar la concentración de hierro total que ingresa al proceso. Por otro lado, se debe tener en cuenta que estos descartes de electrolito de avance generan pérdidas, como por ejemplo perdida de reactivos, afectando los costos de operación.

Para poder llevar esto a cabo el objetivo de esta tesis, se realizó un procedimiento experimental, en el cual se llevaron a cabo electro obtenciones con diferentes concentraciones hierro en sus soluciones y a distintas densidades de corriente.

OBJETIVOS

OBJETIVO GENERAL

Evaluar los efectos que producen los arrastres de hierro sobre la densidad de corriente en el proceso de electro obtención de cobre, mediante pruebas de laboratorio.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- I. Definir los procesos correspondientes al tratamiento hidrometalúrgico del cobre, mediante la identificación de los arrastres de hierro.

- II. Realizar un procedimiento experimental para electro-depositar cobre, mediante la variación de las concentraciones de hierro presentes en el electrolito de avance.

- III. Evaluar el efecto producido por el arrastre de hierro, sobre la densidad de corriente del proceso de electro-obtención de cobre, mediante los resultados obtenidos en el procedimiento experimental.

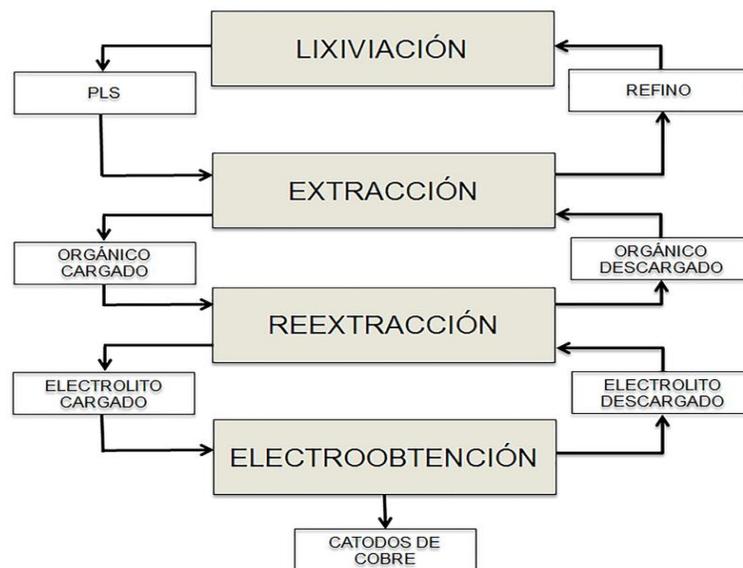
CAPÍTULO I
ANTECEDENTES GENERALES

1. PROCESAMIENTO HIDROMETALÚRGICO DEL COBRE

La hidrometalurgia es una de las ramas de la metalurgia extractiva, la cual se encarga de estudiar los procesos extractivos que se llevan a cabo a través de soluciones líquidas, acuosas y orgánicas, los que permiten la extracción y recuperación de metales a partir de minerales que lo contengan.

Los procesos asociados a la hidrometalurgia están enfocados principalmente en el tratamiento de minerales oxidados de cobre. Siendo en la actualidad el procedimiento estándar para realizar la recuperación de cobre a partir de este tipo de mineral. Por otro lado, estos procesos también pueden ser utilizados para el tratamiento de sulfuros secundarios y minerales de baja ley, pero teniendo en cuenta que la recuperación de cobre será menor.

El procesamiento hidrometalúrgico de minerales de cobre consta de tres grandes procesos comenzando con la lixiviación (LX), seguida por la extracción por solventes (SX) y finaliza con el proceso de electro obtención (EW), como se muestra en el diagrama de la Figura 1-1.



Fuente: <https://knepublishing.com/index.php/KnE-Engineering/article/view/1439/3482>

Figura 1-1. Diagrama de flujo del procesamiento hidrometalúrgico de minerales de cobre.

Previo a los procesos hidrometalúrgicos del cobre existe un proceso de conminución del mineral proveniente de la mina, este se lleva a cabo a través del chancado, el cual consiste en fragmentar el mineral, con el fin de obtener una granulometría de ½" como tamaño máximo. El objetivo de este proceso es obtener un tamaño que permita que las especies metálicas valiosas sean expuestas a la acción de la

solución lixivante, por otro lado, no debe producir exceso de partículas finas, ya que estas perjudican la permeabilidad de la pila de lixiviación.

1.1. LIXIVIACIÓN (LX)

Previo a la lixiviación se realiza el aglomerado del mineral para evitar que las partículas finas perjudiquen la permeabilidad de la pila, el aglomerado consiste básicamente en la adhesión de las partículas de menor granulometría a las de mayor tamaño mediante el humedecimiento del mineral con una solución líquida, con el fin de lograr una buena percolación y dispersión de la solución lixivante.

Como medida adicional al aglomerado se realiza un pre tratamiento con ácido al mineral, denominado curado, con el fin de generar una condición favorable al proceso de lixiviación. Debido a que la aplicación anticipada del ácido permite la reacción sobre todas las partículas del mineral, generando una acidificación de este, previniendo la precipitación de sulfatos de hierro durante el proceso de lixiviación.

En términos generales la lixiviación consiste en la extracción de una o varias sustancias solubles, por medio de la acción química de un agente lixivante, el cual se encarga de disolver a la sustancia o al metal de interés, permitiendo su extracción desde el mineral que lo contiene.

La lixiviación es la principal operación en el procesamiento hidrometalúrgico de minerales de cobre. Existen diversos tipos de lixiviación, los que dependen de la ley del mineral, la mineralogía, la granulometría y el mineral a tratar, entre otros; siendo una de las más utilizadas la lixiviación en pilas.

1.1.1. LIXIVIACIÓN EN PILAS

La lixiviación en pilas es un proceso hidrometalúrgico, el cual permite extraer el cobre contenido en minerales oxidados, mediante la aplicación de una disolución de ácido sulfúrico y agua. Este proceso se basa en la sensibilidad que presentan los minerales oxidados al ataque de soluciones ácidas.

La lixiviación comienza una vez aglomerado y curado el mineral, el cual puede ser llevado mediante distintos métodos de transporte, el cual depende del tamaño de las instalaciones de cada faena.

Para el caso de pequeñas faenas se utilizan sistemas de camiones y cargadores frontales, en faenas de tamaño medio se usan correas modulares articuladas (grasshoppers) las cuales terminan en un apilador de correa o stacker como se puede apreciar en la Figura 1-2. Por otro lado para el caso de grandes faenas se

utilizan sistemas apiladores sobre orugas alimentados con correas transportadoras estacionarias y móviles.

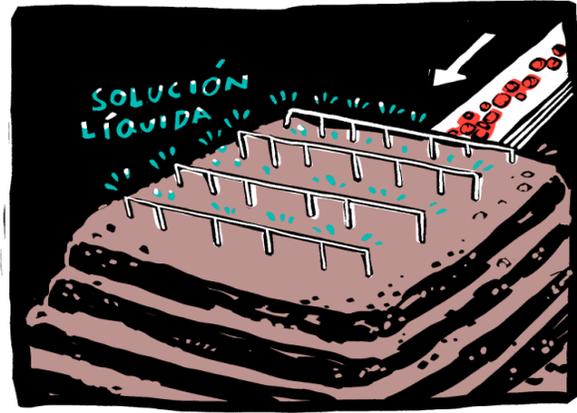


Fuente: <http://www.mch.cl/informes-tecnicos/hidrometalurgia-en-la-busqueda-de-nuevas-alternativas/>

Figura 1-2. Sistema de apilamiento de mineral.

Previo al carguío del mineral se debe disponer en un lugar amplio y plano una carpeta o geomembrana la cual puede ser de polietileno de alta densidad (HDPE), polietileno de baja densidad (LDPE) o de cloruro de polivinilo (PVC), sobre esta carpeta se instala un sistema de drenaje de soluciones, este sistema consta de cañerías perforadas y canaletas abierta, las cuales presentan cierta pendiente para favorecer el drenaje de la solución, sobre este sistema de drenaje se coloca un material granular inerte, el cual se encarga de actuar como filtro. Sobre este material inerte se carga el mineral formando pilas habitualmente entre 3 a 8 metros de altura.

Sobre las pilas se instalan sistemas de riego, el cual puede ser mediante aspersores y/o por goteo, este sistema de riego se encargan de cubrir toda la superficie expuesta con la solución ácida, como se muestra en la figura 1-3, la cual corresponde a agua, ácido sulfúrico y refino proveniente de la etapa de extracción en SX, esta solución se infiltra hasta la base de la pila disolviendo el cobre que se encuentra en los minerales oxidados formando una solución de sulfato de cobre (CuSO_4), la cual se denomina PLS (Pregnant leaching solution).



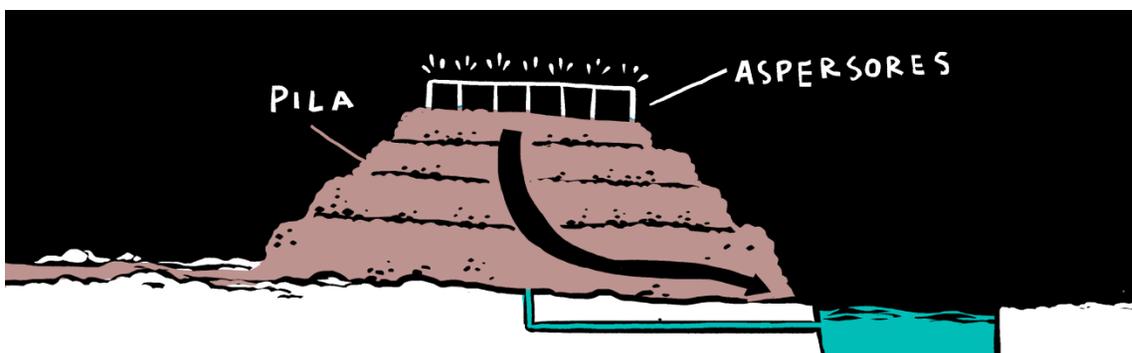
Fuente: <https://www.codelcoeduca.cl/site/edic/base/port/lixivacion.html>

Figura 1-3. Riego de una pila de lixiviación mediante aspersores.

El periodo de riego de las pilas se mantiene entre 45 a 65 días, esto dependerá del tiempo que se requiera para agotar la mayor cantidad de cobre lixiviable. El material restante, denominado ripios, es llevado mediante sistemas de transporte y dirigido por medio de correas transportadoras hacia botaderos, donde se puede realizar otro proceso de lixiviación, para extraer o recuperar aún más cobre.

La recolección de la solución de lixiviación se realiza mediante canaletas ubicadas al costado de las pilas, las cuales están conectadas con el sistema de drenaje, como se muestra en la Figura 1-4. La solución recolectada es canalizada hacia las piscinas desarenadoras donde es clarificada para luego ser llevada a las piscinas de (PLS).

Al finalizar el proceso de lixiviación se obtiene como resultado una solución de sulfato de cobre (PLS) con una concentración de hasta 9 g/l de Cu, el cual es llevado al proceso de Extracción por solventes (SX) para posteriormente ser purificado y concentrado.



Fuente: <https://www.codelcoeduca.cl/site/edic/base/port/lixivacion.html>

Figura 1-4. Sistema de colección de PLS.

1.1.2. LIXIVIACIÓN DE MINERAL DE COBRE

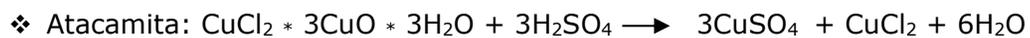
La lixiviación de minerales de cobre se aplica principalmente a óxidos de cobre, encontrándose dentro de las especies lixiviadas la Atacamita, Crisocola y Malaquita, entre otros.

La reacción general que ocurre en la lixiviación es:



Donde una especie mineral (sólido) se contacta con un agente lixivante, en este caso ácido sulfúrico diluido (fluido), generando sulfato de cobre (solución) y residuos de lixiviación.

La reacción general de lixiviación aplicada a las especies minerales de cobre mencionadas anteriormente se puede apreciar a continuación:



1.1.3. PRESENCIA DE HIERRO EN LA LIXIVIACIÓN

El hierro ingresa al PLS a través de la lixiviación de óxidos e hidróxidos de hierro presentes en la ganga del mineral de cobre. Siendo los óxidos de hierro más comunes la Magnetita (Fe_3O_4), la Hematita (Fe_2O_3) y para el caso de los hidróxidos de hierro, la Limonita ($\text{FeO}(\text{OH}) \cdot n(\text{H}_2\text{O})$) y la Geotita ($\text{FeO}(\text{OH})$), entre otros.

En un caso en particular se necesita que ingrese hierro al PLS en forma de ion férrico, con el fin de que intervenga en la lixiviación de la Cuprita (Cu_2O) como agente lixivante, este ion se produce por la lixiviación de hematita y limonita.

1.1.4. PRESENCIA DE HIERRO EN LA SOLUCIÓN DE REFINO

La solución de refinación corresponde a la solución empobrecida de cobre proveniente de la etapa de purificación en el proceso de extracción por solventes.

Esta solución contiene altas concentraciones de ácido, además de ciertas impurezas, siendo la más relevante el hierro, presente como Fe^{+2} y Fe^{+3} , esto se puede apreciar en la Tabla 1-1, esta solución es recirculada hacia las pilas de lixiviación, donde se mezcla con la solución ácida diluida, para posteriormente irrigar el mineral dispuesto en las pilas.

Tabla 1-1. Composición de refinación enviado a lixiviación, mina Chuquicamata.

Elemento	Gramos por litro (g/l)
Cu	1
Fe^{+2}	3,3
Fe^{+3}	2,1
H_2SO_4	18,89

Fuente: Badilla Sebastián; Optimización Hidrometalúrgica a través de Sistemas de Celdas EMEW®; 2013.

1.2. EXTRACCIÓN POR SOLVENTES (SX)

Extracción por solventes es un proceso físico-químico de purificación y concentración que implica el paso selectivo de las especies solubles, en este caso el cobre disuelto en forma de iones, de una fase acuosa hacia una segunda fase líquida, denominada fase orgánica, siendo ambas fases completamente inmiscibles entre sí.

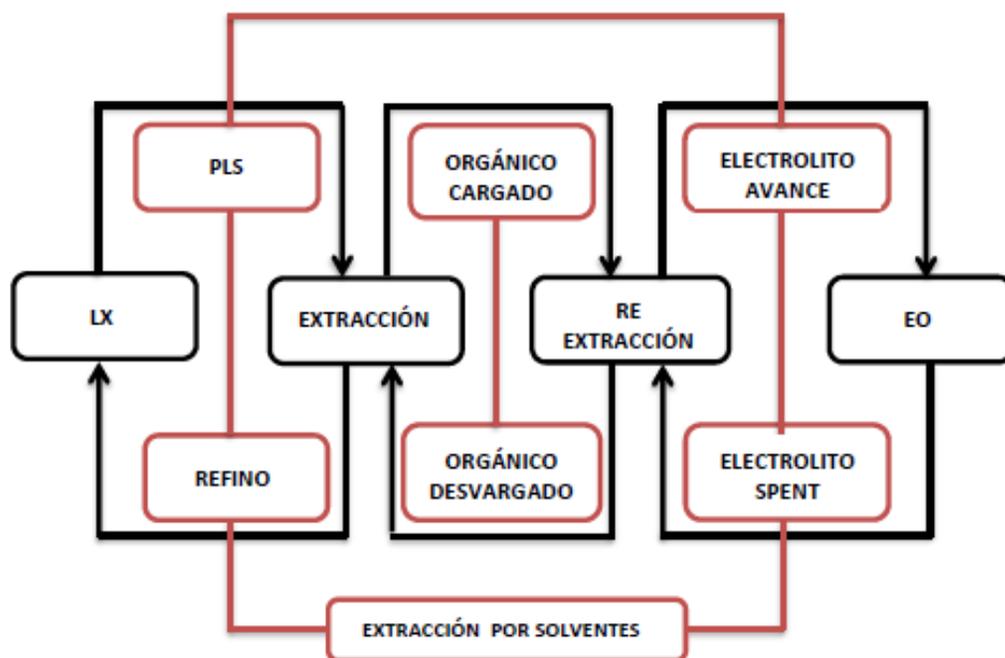
Dentro del proceso de extracción por solventes, se debe cumplir con al menos uno de estos objetivos:

- ❖ Separación y Purificación de uno o más metales de interés de las impurezas que los acompañan.
- ❖ Concentración de el o los metales de interés.
- ❖ Transferencia de los metales disueltos desde una fase a otra.

Este proceso, en general consiste en contactar la solución de lixiviación (PLS) con una solución orgánica, la cual se encarga de extraer selectivamente desde la fase

acuosa los iones de cobre (ion cúprico, Cu^{+2}), incorporándolos a la fase orgánica. Como resultado se obtienen dos soluciones, un orgánico cargado de iones de cobre, el cual es enviado hacia la etapa de re-extracción y una solución ácida empobrecida de cobre, la cual se denomina como refino, solución que es recirculada hacia las pilas de lixiviación.

En la etapa de re-extracción el orgánico cargado es puesto en contacto con un electrolito empobrecido de cobre y de alta acidez, denominado electrolito Spent, proveniente de las naves de Electro-obtención, el cual se encarga de extraer los iones de cobre de la fase orgánica hacia una fase acuosa, obteniendo como resultado un orgánico descargado, el cual se recircula hacia la etapa de extracción y un electrolito rico en cobre, denominado Electrolito de Avance, que es llevado a las naves de Electro-obtención. Este proceso completo se puede apreciar mejor en el esquema de la figura 1-5.



Fuente: Elaborado por autor.

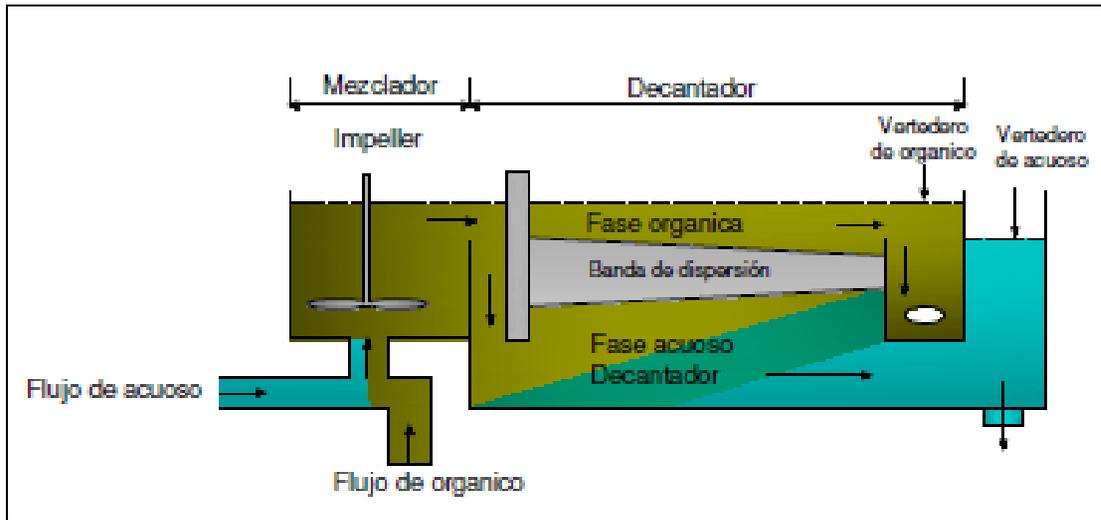
Figura 1-5. Proceso de extracción por solventes.

1.2.1. ETAPAS DEL PROCESO DE SX

El proceso de extracción por solventes (SX) presenta dos etapas principales: la etapa de extracción y la etapa de re extracción.

El proceso de SX se realiza en un equipo denominado mixer-settler (mezclador-sedimentador), como se muestra en la Figura 1-6. El mixer de este equipo se

encarga de mezclar la solución acuosa con el orgánico mediante agitación, para luego pasar al settler donde ocurre la separación de fases.



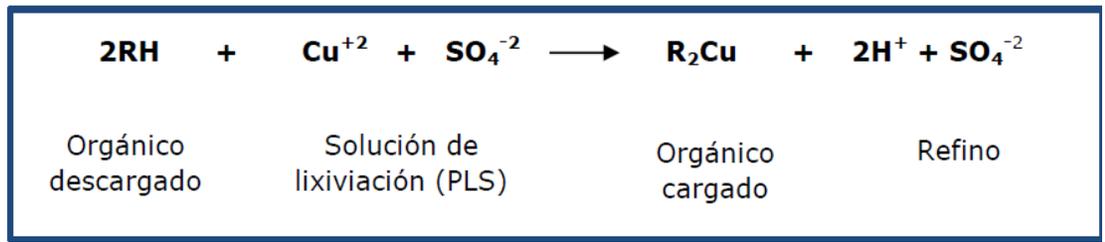
Fuente: Soto Jesús – Solís Alexis; Caracterización y optimización de parámetros de Sx/Ew para la obtención de cobre electrolítico a nivel laboratorio, 2012.

Figura 1-6. Esquema de un equipo mixer - settler para operaciones de Extracción y Reextracción.

1.2.1.1. ETAPA DE EXTRACCIÓN

En esta etapa la solución de lixiviación (PLS) que contiene el ion metálico a extraer, entra en contacto íntimo con una solución orgánica (R) produciéndose la extracción del ion metálico desde la fase acuosa hacia la fase orgánica a través de un intercambio iónico. Este proceso se lleva a cabo para separar una especie metálica de interés (en este caso, el ion cúprico) del resto de especies presentes en la fase acuosa. Obteniendo como resultado un orgánico cargado de cobre, el cual avanza hacia la etapa de Re-extracción y una solución acida con una baja concentración de cobre denominada refino, el cual es recirculado hacia las pilas de lixiviación.

La extracción desde la solución acuosa queda explicada por la reacción que se puede observar en la figura 1-7.



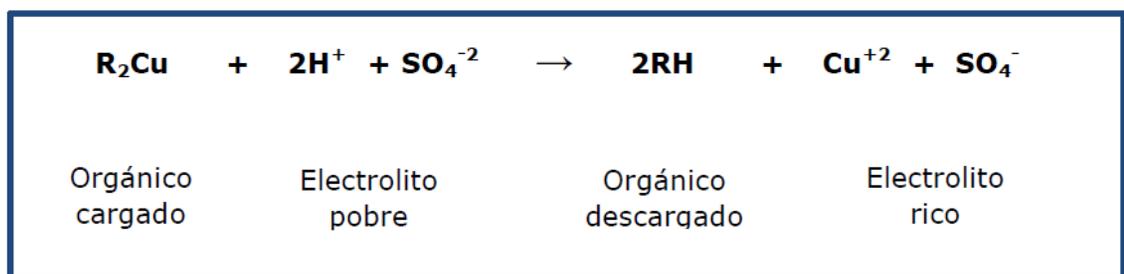
Fuente: Elaborado por autor.

Figura 1-7. Reacción en la etapa de extracción.

La reacción anterior se encuentra en equilibrio químico, por lo que se puede invertir cambiando el pH de la solución acuosa.

1.2.1.2. ETAPA DE RE-EXTRACCIÓN O STRIPPING

En la etapa de Re-Extracción ocurre un cambio en la acidez de la fase acuosa, generando que la reacción de la etapa de extracción se revierta, es decir, el orgánico cargado con el ion metálico de interés se contacta con el electrolito pobre o spent proveniente de Electro obtención, el cual es una solución con una alta concentración de ácido, entre 160 y 220 [g/L]. Este electrolito genera la extracción del ion metálico de interés desde la fase orgánica hacia la fase acuosa, obteniendo como resultado un electrolito rico en cobre denominado electrolito de avance, el cual es enviado al proceso de Electro obtención, esta reacción se puede apreciar en la figura 1-8.



Fuente: Elaborado por autor.

Figura 1-8. Reacción en la etapa de Re-extracción.

El orgánico descargado restante es regresado a la etapa de extracción, para continuar el ciclo de extracción selectiva de cobre.

1.2.2. FASES EN EL PROCESO DE SX

El proceso de SX se caracteriza por un sistema heterogéneo de dos fases, una fase acuosa y otra orgánica.

1.2.2.1. FASE ACUOSA

La fase acuosa corresponde a la solución proveniente de las pilas de lixiviación (PLS), la cual contiene el metal o los metales que interesa procesar por extracción por solventes. Además de una serie de impurezas, como lo son los iones de hierro (Fe^{+2} , Fe^{+3}).

1.2.2.2. FASE ORGÁNICA

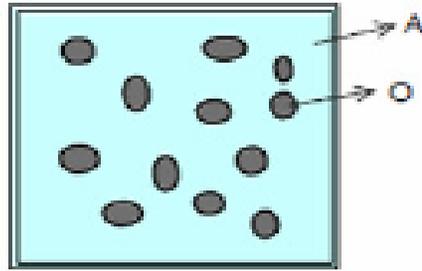
La fase orgánica está constituida por un reactivo denominado Extractante, el cual es el responsable químico de extraer y descargar los iones del metal de interés, y por un Diluyente, que actúa como el medio físico disolvente y portador. Ocasionalmente se puede contar con sustancias que actúan como Modificadores, los que cumplen la función de optimizar la separación de fases y mejorar la coalescencia, además de evitar una tercera fase.

1.2.3. CONTINUIDAD DE FASES

En el proceso de extracción por solventes al realizar la mezcla de las fases inmiscibles, una de estas fases mantiene su continuidad, mientras la otra fase queda dispersa en forma de pequeñas gotitas cuyo tamaño estará de acuerdo del grado de agitación empleado en la mezcla.

1.2.3.1. CONTINUIDAD ACUOSA

Se habla de continuidad acuosa cuando la fase orgánica queda dispersa en forma de pequeñas gotitas en la fase acuosa, como se puede apreciar en la figura 1-9.

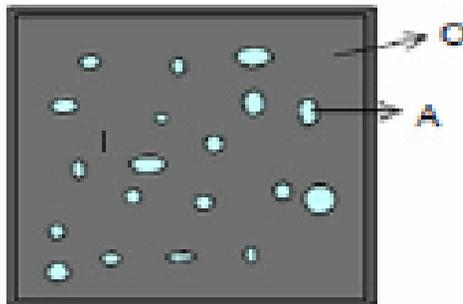


Fuente: Cáceres Germán; Hidrometalurgia y Electrometalurgia, 2007.

Figura 1-9. Continuidad acuosa.

1.2.3.2. CONTINUIDAD ORGANICA

Se habla de continuidad orgánica cuando la fase acuosa queda dispersa en forma de pequeñas gotitas en la fase orgánica, como se observa en la figura 1-10.



Fuente: Cáceres Germán; Hidrometalurgia y Electrometalurgia, 2007.

Figura 1-10. Continuidad orgánica.

1.2.4. LAVADO DE ORGÁNICO CARGADO

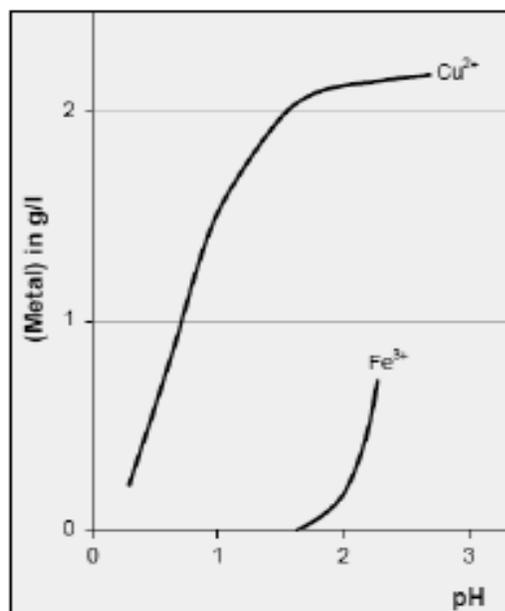
En el proceso de SX existen arrastres de impurezas de índole físicos y químicos, para solucionar estos arrastres, la mayoría de las plantas SX han incorporado una etapa de lavado en su operación, con el propósito de lavar el orgánico cargado con agua de lavado y así obtener un orgánico cargado limpio con el mínimo de impurezas, el cual avanza a la etapa de re-extracción.

1.2.5. PRESENCIA DEL HIERRO EN EL PROCESO DE SX

El hierro en la operación está siempre presente, principalmente por la mineralogía que llega a la planta de procesos y su acumulación en ella. Este elemento llega a la operación SX por medio de arrastres químicos y físicos; en donde la selectividad del extractante juega un rol importante para controlar el arrastre químico, y la etapa de lavado para controlar el arrastre físico tanto del hierro como de otras impurezas.

1.2.5.1. ARRASTRES QUÍMICOS

Dado a que la etapa de extracción en SX, no es completamente eficiente, debido a que los extractantes utilizados no son totalmente selectivos a la hora de extraer la especie de interés, ya que además de extraer cobre, como se muestra en la figura 1-11 a ciertos niveles de pH co-extraen hierro (como ion férrico).



Fuente: Hernández Marcelo; Control de Hierro en el Circuito de Extracción por Solventes para la Sociedad Contractual Minera el Abra, 2007.

Figura 1-11. Curva de extracción de Cu y Fe para un extractante comercial.

1.2.5.2. ARRASTRES FÍSICOS

Los arrastres físicos de hierro en la etapa de extracción, se generan a partir de los arrastres de acuoso en el orgánico, es decir, pequeñas gotas de PLS son arrastradas

junto con el orgánico, las cuales llevan consigo las impurezas propias de la solución de lixiviación (como por ejemplo el hierro).

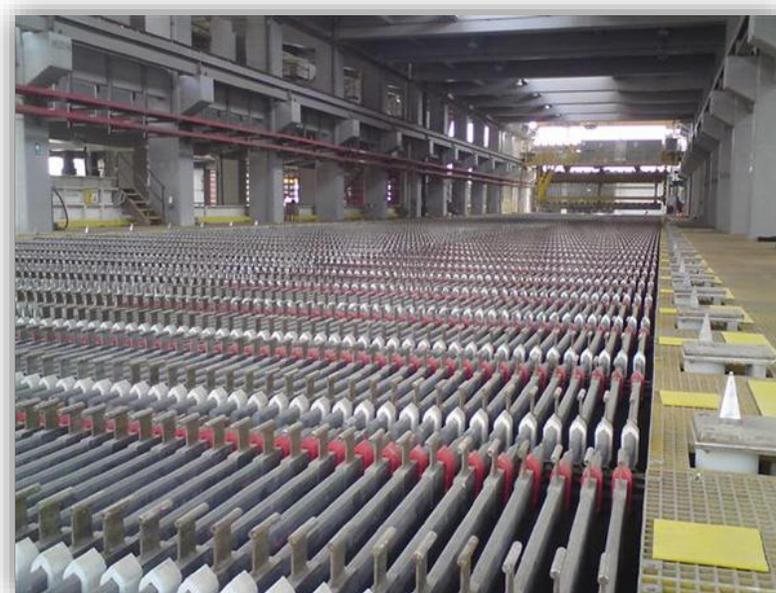
1.3. PROCESO DE ELECTRO OBTENCIÓN DE COBRE

La electro-obtención (EO) o electro winning (EW) es un proceso electroquímico mediante el cual se recupera el cobre de forma sólida a partir de una solución electrolítica rica en iones (Cu^{+2}), generando como producto cátodos de cobre de alta pureza, alrededor de 99.99%.

La EO es uno de los procesos más sencillos para recuperar de forma pura y selectiva metales contenidos en una solución electrolítica.

1.3.1. DESCRIPCIÓN DEL PROCESO

Este proceso se lleva a cabo en estanques rectangulares denominados celdas electroquímicas, con un volumen aproximado de 10 m^3 por celda, en cuyo interior cuenta con ánodos y cátodos laminares de aproximadamente 1 m^2 de superficie por lado, estos se encuentran dispuestos de forma alternada y a la vez sumergidos en una solución electrolítica concentrada, como se puede observar en la Figura 1-12.

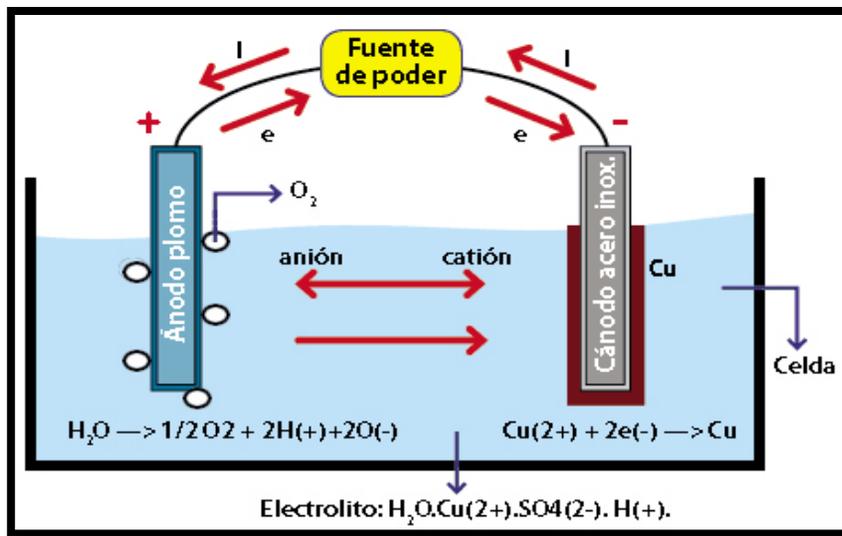


Fuente: <http://www.ancortecmin.com/ingenieria-e-innovaciones/>

Figura 1-12. Celdas de Electro-Obtención.

El ánodo corresponde a una placa constituida por una aleación de plomo, calcio y estaño, en cambio el cátodo corresponde a una placa de acero inoxidable 316L. La distancia existente entre el ánodo y el cátodo normalmente fluctúa alrededor de los 45 mm, con el fin de disminuir al máximo las caídas de tensión que se produce por la resistencia del electrolito, sin embargo, manteniendo una distancia suficiente para evitar cortocircuitos.

A la vez las placas se encuentran conectadas de tal manera de conformar un circuito por el cual circula una corriente eléctrica continua y de baja intensidad, desde el ánodo hacia el cátodo, esto se puede apreciar en la Figura 1-13.



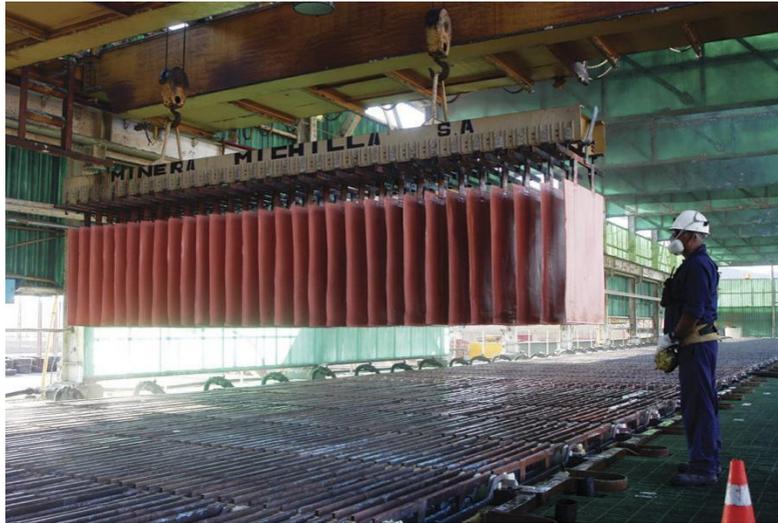
Fuente: <https://electromagnetismsite.wordpress.com/2015/11/13/electrolisis/>

Figura 1-13. Esquema del proceso de electro-obtención.

Al aplicar esta corriente eléctrica provoca que el cobre que se encuentra en la solución con carga positiva y en forma de ion cúprico sea atraído por el cátodo el cual presenta un polo negativo, originando que los iones cúpricos migren hacia éstos, comenzando a depositarse en la superficie del cátodo en forma de cobre metálico con una pureza del 99.99%.

En la Figura 1-14, se aprecia la cosecha de cátodos la cual comienza transcurridos entre 6 a 7 días desde que la solución ingresa a la celda. Una vez cosechado los cátodos, estos son lavados con agua a altas temperaturas con el fin de eliminar cualquier impureza que presente su superficie, posteriormente son llevados a una maquina despegadora, la cual se encarga de separar automáticamente los cátodos

de cobre de la placa de acero inoxidable, las cuales son reutilizadas para comenzar un nuevo ciclo de deposición de cobre.



Fuente: <http://serminero.cl/galeria/>

Figura 1-14. Cosecha de cátodos de electro-obtención.

Finalmente, los cátodos de cobre recién despegados son apilados y embalados para su posterior transporte y comercialización, esto se aprecia en la Figura 1-15.



Fuente: <http://www.portalminero.com/pages/viewpage.action?pageId=154539893>

Figura 1-15. Embalaje de cátodos.

1.3.2. ESTÁNDARES DE CALIDAD DE LOS CÁTODOS

Los cátodos obtenidos deben cumplir con ciertas especificaciones de calidad exigidos por la LME (Bolsa de metales de Londres), para ser comercializados.

Los cátodos para ser certificados como grado A deben cumplir con la composición química de uno de los siguientes estándares:

- BS EN 1978: 1998 - Cu-CATH-1
- GB / T 467-2010 - Cu-CATH-1
- ASTM B115-10 - cátodo Grado 1

Siendo uno de estos la Norma ASTM B115 – 10, la cual especifica la composición máxima de impurezas para ser llamado Cátodo de grado A, esto se aprecia en la Tabla 1-2.

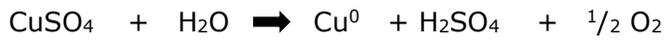
Tabla 1-2. Especificaciones de la Norma ASTM B115 – 10.

Elemento	Composición (% máximo)
Se	0.0002
Te	0.0002
Bi	0.0001
Sb	0.0004
Pb	0.0005
As	0.0005
Fe	0.0010
Ni	0.0010
Sn	0.0005
S	0.0015
Ag	0.0025
Total máximo permisible	0.0065

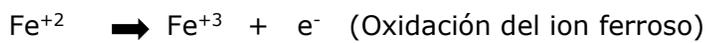
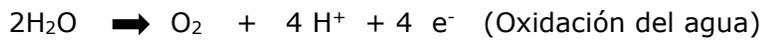
Fuente: <https://www.lme.com/-/.../Chemical-composition-Copper.pdf>

1.3.3. REACCIONES EN ELECTRO OBTENCIÓN

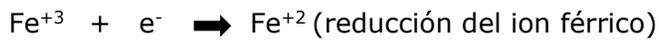
❖ Reacción general



❖ Reacciones en el ánodo



❖ Reacciones en el cátodo



1.3.4. PRESENCIA DE HIERRO EN ELECTRO OBTENCIÓN

El hierro está presente en forma de iones (Fe^{+2} – Fe^{+3}) en el electrolito de avance que será procesado por electro-obtención. Pero con el fin de obtener mejores resultados operacionales la concentración de hierro total debe estar entre 1 y 2 g/l, tal como se puede apreciar en la tabla 1-3.

Tabla 1-3. Concentraciones aceptables de impurezas en el electrolito.

Especie	Concentración (g/l)
Hierro Total	1-2 (g/l)
Ion Férrico (Fe^{+3})	< 1,5 (g/l)

Fuente: Hernández Marcelo; Control de Hierro en el Circuito de Extracción por Solventes para la Sociedad Contractual Minera el Abra, 2007.

CAPÍTULO II
PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

En este capítulo se describen los materiales, los equipos experimentales, sus características y el procedimiento experimental con sus respectivas condiciones de trabajo para las electro-obtenciones de cobre con diferentes concentraciones de hierro presentes en el electrolito de avance.

2. ELECTRO OBTENCIÓN

La última etapa del procesamiento hidrometalúrgico del cobre, corresponde al proceso de electro obtención, el cual cumple con el objetivo de recuperar los metales de interés de forma selectiva y pura, mediante las bases de la electrolisis.

2.1. BASES DEL PROCESO DE ELECTROOBTENCIÓN

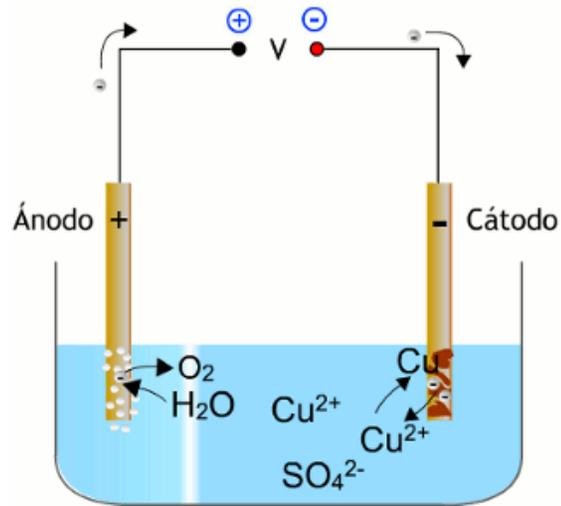
El proceso de electro-obtención se basa en una reacción química denominada como Electrolisis, la cual se rige bajo la ley de Faraday.

2.1.1. ELECTRÓLISIS

La electrólisis corresponde a un proceso químico por medio del cual se pueden separar los elementos que contiene un compuesto, utilizando la propiedad de la conductividad eléctrica que poseen ciertas sustancias, como, por ejemplo, sales y algunos óxidos metálicos disueltos. Debido a que estas sustancias son conductores de la electricidad sufren una descomposición al experimentar el paso de una corriente eléctrica, estas sustancias son denominadas como "Electrolitos".

El fenómeno de la electrólisis corresponde a una reacción redox, es decir, a un proceso de oxidación y reducción que se desarrolla de forma no espontanea, debido a que el conjunto de transformaciones implican un aumento de energía libre del sistema, requiere de la aplicación de una energía externa.

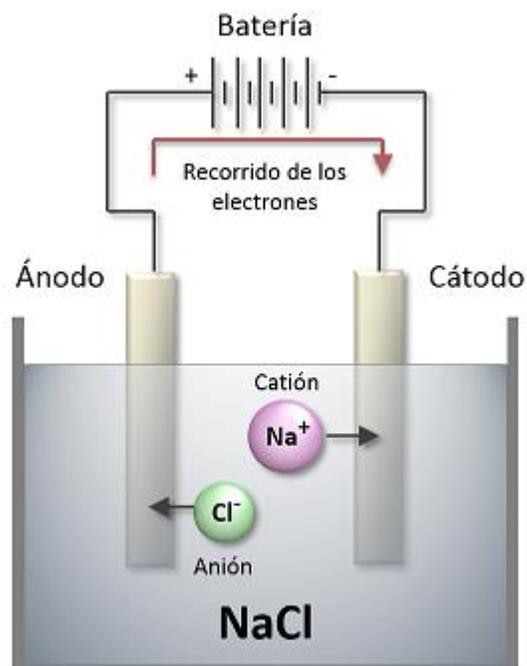
En la figura 2-1 se puede apreciar el caso de la electrolisis del cobre, en donde al aplicar una corriente eléctrica se genera la oxidación del agua y la reducción del cobre.



Fuente: <https://fisquiweb.es/Laboratorio/Electrolisis/ElectrolisisDisSulfat.gif>

Figura 2-1. Proceso de electrólisis del cobre.

Otro caso es el de la electrólisis del Cloruro de sodio (NaCl), como se puede apreciar en la figura 2-2, en donde al circular la corriente eléctrica se genera la reducción de los iones de sodio y la oxidación de los iones de cloro.

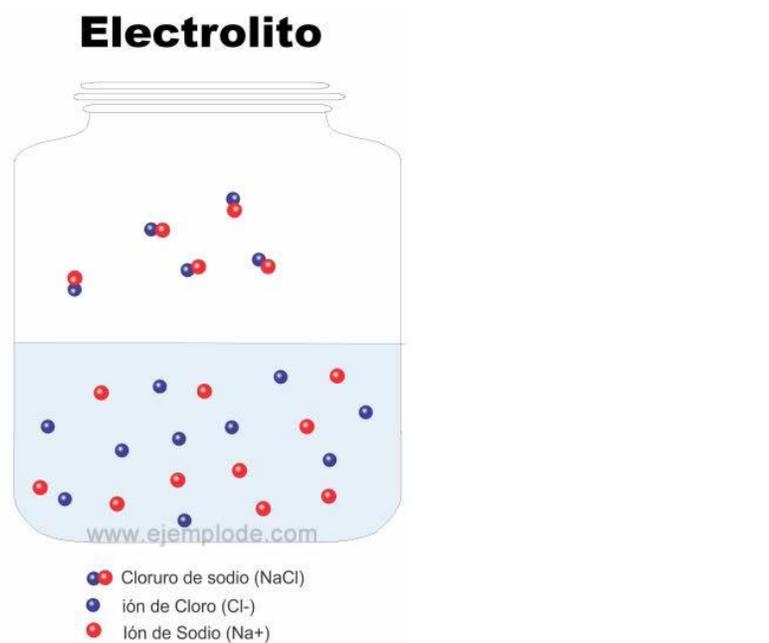


Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/08/la-electrolisis.html>

Figura 2-2. Proceso de electrólisis del NaCl.

2.1.1.1. ELECTROLITO

Se denomina electrolito a cualquier solución que en su composición presente iones libres (aniones y cationes), los cuales permiten que esta solución sea capaz de conducir la corriente eléctrica. Los electrolitos por lo general son líquidos que presentan iones disueltos, a la vez existen electrolitos que pueden ser sólidos e incluso fundidos. La sal disuelta en agua corresponde a un ejemplo de un electrolito común, el cual corresponde a la disolución del cloruro de sodio, como se observa en la figura 2-3.



Fuente: <https://didactalia.net/comunidad/materiaeducativo/recurso/electrolitos-fuertes-y-debiles/8c6a622c-897f-47ce-8103-cab15f655223>

Figura 2-3. NaCl como electrolito.

2.1.2. LEY DE FARADAY

La ley de la fisicoquímica que gobierna la electrólisis es la Ley de Faraday, la cual establece los siguientes puntos:

- ❖ La masa disuelta o depositada de una sustancia, es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que pasa a través de dicha sustancia.
- ❖ La masa depositada de diferentes sustancias disueltas o depositadas por la misma cantidad de carga eléctrica, son proporcionales a sus pesos equivalentes.

Esta ley se usa para calcular teóricamente la cantidad de cobre que se depositaría en la celda de electro-obtención y queda expresada con la siguiente ecuación:

$$m = \frac{PM}{nF} * I * t$$

En dónde:

m: Masa depositada (g).

PM: Peso molecular del metal depositado (g/mol).

n: Valencia del ion metálico en la solución.

F: Constante de Faraday (96.487 coulomb/equivalente).

I: Corriente que circula (A).

t: Tiempo de operación de la electrólisis (s).

2.1.2.1. CONSTANTE DE FARADAY

La constante de Faraday (F) se define como la cantidad de carga eléctrica que hay en un mol de electrones. Es utilizada en electroquímica para calcular la masa teórica de elementos que se depositaran en un electrodo.

El valor de F = 96.493,5 (Coulomb/equivalente). Este valor suele ser redondeado quedando a 96.500. Al recordar la definición de Coulomb, la cual es:

1 Coulomb = 1 Ampere * 1 segundo

La constante de Faraday queda expresada por el siguiente valor:

F = 96.500 (Ampere * segundo/equivalente).

2.2. PARÁMETROS OPERACIONALES DE

Los parámetros operacionales corresponden a ciertos datos que se pueden considerar como imprescindibles y orientativos para lograr realizar un proceso.

2.2.1. pH

Es fundamental que el pH se mantenga entre un rango de 0 a 2,8, debido a que según el diagrama de Pourbaix del cobre (Cu^{+2}), esta especie se encuentra estable en ese rango de pH.

2.2.2. TEMPERATURA

La temperatura de la celda es importante que se mantenga constante en un rango de temperatura determinado, para minimizar el desprendimiento de óxido de plomo del ánodo.

Al tener una temperatura menor a 30 °C se puede generar un grano más grueso y por consiguiente un cobre catódico de menor calidad.

La temperatura adecuada del electrolito de avance debe estar entre 35 a 45°C con el fin de evitar resultados indeseados.

2.2.3. DENSIDAD DE CORRIENTE

La densidad de corriente empleada es sumamente importante en el proceso y la cantidad a utilizar depende de la concentración de cobre en el electrolito, con una baja densidad de corriente entre 100 a 200 (A/m^2) se reducen los efectos negativos producidos por el aumento de la temperatura en la celda, pero se obtiene un cátodo con una baja cantidad de cobre.

2.2.4. CONTENIDO DE COBRE EN EL ELECTROLITO

El electrolito de avance o electrolito rico utilizado industrialmente en el proceso de electroobtención, contiene habitualmente una concentración de entre 35 a 45 (g/l) de cobre.

Al tener una concentración menor a 30 (g/l) la calidad del cátodo de cobre será menor debido a que el contenido de azufre incrementa en el cátodo.

La presencia de una concentración mayor a 50 (g/l), puede provocar la formación de cristales de cobre en las tuberías y pasivación de los ánodos.

2.2.5. CONTENIDO DE ÁCIDO SULFÚRICO EN EL ELECTROLITO

La concentración de ácido sulfúrico (H_2SO_4) presente en el electrolito de avance debe estar en un rango de concentración de 150 a 180 (g/l).

Si la concentración es mayor a 180 (g/l), la corrosión de la nave electrolítica y los ánodos es mayor, además produce mayor cantidad de neblina ácida.

En caso de que la concentración sea menor a 150 (g/l), el cobre electro obtenido será blando y difícil de desmontar, además de reducir la conductividad del electrolito y por consiguiente aumenta el consumo eléctrico y disminuye la eficiencia del proceso.

2.2.6. DOSIFICACIÓN DE GOMA GUAR

La goma guar es un reactivo que actúa como suavizante para lograr un buen depósito de cobre a alta densidad de corriente y a baja temperatura del electrolito, este es agregado a la solución antes de la etapa de electro-obtención y es utilizado como agente de emparejamiento, el cual evita la generación de nódulos de cobre sobre el cátodo y produce que el cobre se deposite de forma pareja y uniforme.

La dosificación de guar recomendada es de 150 a 250 g/Tm de cobre depositado.

2.3. MATERIALES, HERRAMIENTAS Y EQUIPOS UTILIZADOS.

2.3.1. SULFATO DE COBRE PENTA HIDRATADO.

Compuesto químico de fórmula ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), soluble en agua, el cual se puede apreciar en la figura 2-4, tiene un color azul brillante y es utilizado para llegar a las concentraciones de Cu^{+2} deseadas.



Fuente: Imagen obtenida por autor.

Figura 2-4: Sulfato de cobre penta hidratado marca lobachemie.

2.3.2 GOMA GUAR.

La goma guar es un polisacárido soluble en agua, reactivo que es utilizado como agente suavizante para lograr un depósito de cobre homogéneo a alta densidad de corriente y baja temperatura en el electrolito, la cual se puede apreciar en la figura 2-5.



Fuente: imagen tomada por autor

Figura 2-5: Goma guar.

2.3.3. SULFATO FERROSO HEPTA HIDRATADO.

Compuesto químico iónico de color azul verdoso, de formula $(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$, soluble en agua a temperatura ambiente, el cual se puede apreciar en la figura 2-6. El sulfato ferroso es utilizado con el fin de cambiar las concentraciones de hierro presentes en las soluciones.



Fuente: Imagen tomada por autor.

Figura 2-6: Sulfato ferroso hepta hidratado marca lobachemie.

2.3.4. TERMÓMETRO INFRARROJO DIGITAL.

Instrumento que tiene la capacidad de percibir las variaciones de temperatura de manera lineal sin tener que estar en contacto directo con el material a medir. Este instrumento se puede apreciar en la figura 2-7, el cual es utilizado para medir la temperatura inicial y final de las soluciones.



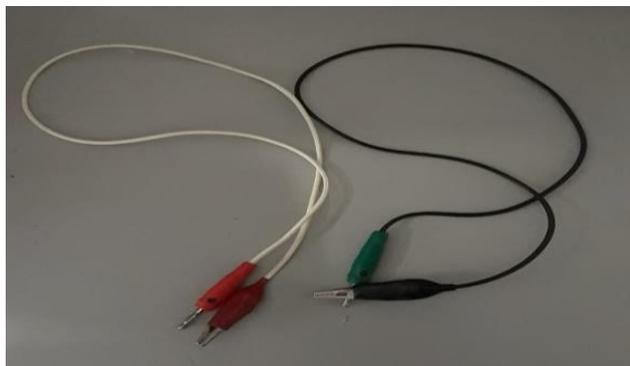
Fuente: Imagen tomada por autor.

Figura 2-7: Termómetro infrarrojo digital.

2.3.5. CABLES DE CONEXIÓN

Son cables recubiertos por un material aislante y que en ambos extremos poseen una pinza de metal que se encargan de conducir la electricidad desde la fuente de poder hasta los electrodos.

En la figura 2-8 se pueden apreciar los cables de conexión, siendo el de color negro el que conecta el polo negativo de la fuente de poder con el cátodo de acero inoxidable 316l y el cable de color blanco, el que conecta el polo positivo de la fuente de poder con el ánodo de plomo.



Fuente: Imagen tomada por autor.

Figura 2-8: Cables de conexión.

2.3.6. VASO PRECIPITADO DE 600 ML

Recipiente cilíndrico de vidrio borosilicatado, de 600 ml. de capacidad, el cual se puede apreciar en la figura 2-9, este recipiente va a ser utilizado como celda de electro-obtención.



Fuente: Imagen tomada por autor.

Figura 2-9: Vaso precipitado de 600 ml.

2.3.7. ÁNODO

Placa metálica compuesta de una aleación de plomo (Pb), calcio (Ca) y estaño (Sn) de dimensiones: 4 cm de ancho, 11 cm de largo 0,2 cm profundidad. En la figura 2-10 se puede apreciar la placa.

Se usa para hacer pasar la corriente eléctrica por el electrolito, el cual posee una carga positiva y es en el en donde se produce la reacción de oxidación, ocasionando una liberación de electrones.



Fuente: Imagen tomada por autor.

Figura 2-10: Ánodo de plomo, calcio y estaño.

2.3.8. CÁTODO DE ACERO INOXIDABLE (ACERO 316L)

Aleación de cromo, níquel y molibdeno, de dimensiones 4 cm de ancho, 11 cm de largo y 0,2 cm de profundidad. En él se adhieren los iones de cobres disueltos en el electrolito, posee una carga negativa y en su superficie se realiza la reacción de reducción con los electrones provenientes del ánodo.

En la figura 2-11, se puede apreciar la placa de acero inoxidable, la cual cumplirá la función del cátodo.



Fuente: Imagen tomada por autor.

Figura 2-11: Cátodo de acero inoxidable (acero 316L)

2.3.9. AGITADOR MAGNÉTICO

Dispositivo electrónico que utiliza un campo magnético para mezclar de manera automatizada un solvente y uno o más solutos.

Este dispositivo se compone de una pequeña barra magnética y una placa, la cual posee un magneto rotatorio dispuesto en forma circular a fin de crear un campo magnético rotatorio.

La barra de agitación se deja deslizar dentro de un contenedor, en este caso un vaso precipitado conteniendo el electrolito. El contenedor es puesto encima de la placa donde el campo magnético rotatorio ejerce su influencia sobre la barra de agitación y propicia su rotación.

Los agitadores magnéticos también suelen estar equipados con calefacción, pudiendo alcanzar temperaturas de hasta 300°C.

En la figura 2-12 se puede apreciar el agitador magnético del laboratorio, el cual es utilizado para elevar la temperatura y agitar la solución para así disolver los solutos presentes.



Fuente: Imagen tomada por autor.

Figura 2-12: Agitador magnético del laboratorio de metalurgia de la universidad.

2.3.10 FUENTE DE PODER REGULABLE.

Equipo encargado de otorgar la electricidad que alimenta la celda de electro--obtención, el cual se puede observar en la figura 2-13, este equipo se encarga de recepcionar la corriente alterna, la regula y la adapta a los requerimientos del equipo a alimentar. Además, tiene la capacidad de alimentar a otro equipo con una energía que va desde los 0 hasta los 3 Amperes y de 0 a 30 volt.



Fuente: Imagen obtenida por autor.

Figura 2-13: Fuente de poder modelo M10-QS303.

2.4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

El siguiente procedimiento experimental tiene el objetivo de evaluar el efecto que produce el hierro sobre la densidad de corriente, para lo cual, se realizaron 9 pruebas de electro deposición, en las cuales se variaron las densidades de corriente aplicadas en el proceso de electro obtención y la concentración de hierro presente en la solución, lo cual se puede ver en la tabla 2-1.

Tabla 2-1 Concentraciones de hierro en el electrolito y densidades de corriente aplicadas en las pruebas realizadas.

Nº prueba	Concentración Fe ⁺² (g/l)	Densidad de corriente (A/m ²)
1	1	250
2		400
3		600
4	3	250
5		400
6		600
7	5	250
8		400
9		600

Fuente: Elaborado por autor

Procedimiento:

1. Pesar el sulfato de hierro hepta hidratado, con respecto a las concentraciones a utilizar (1, 3 y 5 g/l Fe⁺²).
2. Pesar el sulfato de cobre penta hidratado, para obtener una concentración de 45 g/l de Cu⁺².
3. Pesar goma guar, con respecto a la masa teórica de cobre a depositar en los cátodos.

4. Diluir ácido sulfúrico al 98% de pureza en agua destilada, para obtener una concentración de 180 g/l de ácido.
5. Preparar las soluciones, utilizando matraces de aforo de 500 ml.
6. Disolver las masas de sulfato de cobre, hierro y goma guar en la solución con acides de 180 g/l.
7. Dividir las pruebas con respecto a la concentración de hierro a utilizar.
8. Medir los electrodos, para obtener sus dimensiones.
9. Preparar los cátodos, aislando la parte trasera y los bordes, por medio de una capa de silicona y cinta aislante.
10. Pesar los cátodos, utilizando una balanza analítica.
11. Verter las soluciones electrolíticas en vasos precipitados de 500 ml y situar la barra magnética dentro de cada vaso,
12. Colocar los vasos de precipitados con las soluciones sobre el agitador magnético.
13. Colocar una agitación de 300 rpm hasta disolver completamente el soluto de las soluciones.
14. Montar las celdas, situando ambos electrodos dentro de los vasos precipitados de 500 ml, hasta cubrir completamente el área expuesta.
15. Situarlos a una distancia de 2,0 cm de separación mediante un soporte de cartón.
16. Llevar las soluciones a 45 °C y colocarles una agitación de 100 rpm, utilizando un agitador magnético.
17. Medir el pH inicial de cada solución.
18. Conectar los cables de conexión, quedando, el cátodo con el polo negativo y ánodo con el polo positivo de la fuente de poder.
19. Encender las fuentes de poder y colocar una densidad de corriente correspondiente para cada prueba.
20. Medir la temperatura inicial de cada solución, utilizando un termómetro infrarrojo digital, y mantener la temperatura en un rango de 40 °C a 50 °C, por medio del agitador magnético.
21. Medir la temperatura final del electrolito al cabo de 3 horas.
22. Desenergizar las celdas, apagando la fuente de poder y desconectando los cables de los electrodos.
23. Retirar los electrodos de la celda y del soporte de cartón.
24. Secar cada uno de los cátodos para posteriormente pesarlos en la balanza analítica.
25. Vaciar las 9 soluciones en bidones de 5 litros, utilizados como almacenamiento para posteriormente desechada adecuadamente.
26. Luego, cada cátodo de cobre es enviado a un análisis de absorción atómica para saber el contenido de cobre (Cu^0) y Hierro (Fe^{+2}) depositado sobre el área sumergida, con el fin de poder evaluar las diferencias.

CAPÍTULO III
EVALUACIÓN

3. RESULTADOS

3.1. CÁLCULOS Y RESULTADOS PARA REALIZAR EL PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

3.1.1. POTENCIAL DE REACCIÓN

Para el cálculo de potencial de reacción, es necesario tomar en cuenta las condiciones reales en que ocurre el fenómeno, los cuales están ligados con la temperatura y las concentraciones de los iones en la solución. Esto se calcula mediante la ecuación de Nerst.

$$E = E_0 - \frac{RT}{ZF} * \text{Log} \left(\frac{A_{\text{prod.}}}{A_{\text{reac.}}} \right)$$

Dónde:

E = Potencial de la reacción.

E₀ = Potencial en condiciones estándar.

R = Constante universal de los gases (8.314 [$\frac{\text{Joule}}{\text{mol} * ^\circ\text{K}}$]).

T = Temperatura en °K.

Z = Numero de electrones en la reacción.

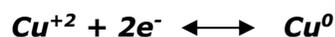
F = Constante de Faraday (96.500 [$\frac{\text{Joule}}{\text{Volt}}$]).

Log = Logaritmo

A_{prod.} = Actividad de los iones en el producto.

A_{reac.} = Actividad de los iones en el reactivo.

Por lo que, para el caso del cobre tendremos lo siguiente:

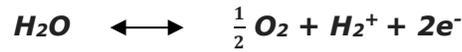


$$\Delta G = -F * E^\circ * n$$

$$(\text{Cu}^0) - (\text{Cu}^{+2}) = -96.500 * E^\circ * 2$$

$$0 - 64.812 = - 193.000 * E^{\circ}$$

$$\frac{-64.812}{-193.000} = E^{\circ} \Rightarrow E^{\circ} = 0.34 \text{ V}$$



$$\Delta G = -F * E^{\circ} * n$$

$$((0) + 2(-237.190)) = -4 * E^{\circ} * 96.500$$

$$-474.380 = -386.000 * E^{\circ}$$

$$\frac{-474.380}{-386.000} = E^{\circ}$$

$$E^{\circ} = 1.23 \text{ V}$$

Por lo cual en la ecuación general

$$E^{\circ}_{(Cu)} + E^{\circ}_{(H_2O)} = 0.34 \text{ V} - 1.23 \text{ V}$$

$$E_{(Cu)} + E_{(H_2O)} = - 0,89 \text{ V}$$

Por lo tanto, al sumar el potencial de la reacción del cobre con el potencial de la reacción del agua, nos da como resultado el potencial mínimo que se debe aplicar en la celda al momento de realizar el experimento, para que ocurran las reacciones. Por otro lado, en las plantas de electro obtención se utilizan potenciales de celda cercanos a 2 V, debido a se necesitan sobre potenciales en el cátodo (0,05 – 0.1 V), sobre potenciales en el ánodo (0,65 V), además de considerar la resistencia óhmica (0,2 V) y la resistencia de los contactos (0,15 V).

3.1.2. ÁREA SUMERGIDA DE LOS ELECTRODOS

Área a sumergir 16 cm², por lo cual las dimensiones de los electrodos son las siguientes:

Dimensiones: 4 cm altura y 4 cm de ancho.

3.1.3. CORRIENTE ELÉCTRICA

La densidad de corriente a emplear será de 250, 400 y 600 ($\frac{A}{m^2}$) por lo que debemos saber que amperaje debemos colocar en la fuente de poder para los electrodos de

16 cm² que van a ser sumergidos en la solución. Para esto se utiliza la siguiente formula.

$$I = i * S$$

en donde:

I = Corriente que pasa por el electrodo (A)

i = Densidad de corriente ($\frac{A}{m^2}$)

S = Superficie del electrodo (m²)

❖ Para los 250 ($\frac{A}{m^2}$) = 0,4 A

❖ Para los 400 ($\frac{A}{m^2}$) = 0,64 A

❖ Para los 600 ($\frac{A}{m^2}$) = 0,96 A

* Cálculos ver Anexo B.

3.1.4. EFICIENCIA DE CORRIENTE

La eficiencia de corriente corresponde a la relación entre la masa que realmente se deposita en el cátodo y la masa que se calcula teóricamente a través de la ley de Faraday.

Se utiliza para calcular el porcentaje de energía de energía que realmente se consume para depositar el cobre. Debido a que existen fugas o pérdidas de corriente, además de reacciones secundarias. Se calcula a partir de la siguiente formula:

$$\text{Eficiencia de corriente} = \frac{\text{masa real deposita}}{\text{masa teorica}} * 100$$

3.1.5. MASA TEÓRICA A DEPOSITAR

La cantidad de masa de cobre que va a ser depositada teóricamente en el cátodo, en un tiempo determinado, se puede calcular gracias a la ley de Faraday.

$$MT = \frac{PM * I * t}{n * F}$$

En donde:

MT = Masa teórica a depositar (gramos)

PM = Peso molecular del elemento a depositar ($\frac{\text{gramos}}{\text{mol}}$)

I = intensidad de corriente (A)

t = Tiempo (s)

n = Número de electrones que participan en la reacción

F = Constante de Faraday ($96.487 \left[\frac{\text{Coulomb}}{\text{mol}} \right]$)

- ❖ Para 0.4 (A) = 1.42 gramos de Cu⁰
- ❖ Para 0.64 (A) = 2.28 gramos de Cu⁰
- ❖ Para 0.96 (A) = 3.41 gramos de Cu⁰

* Cálculos ver ANEXO C.

3.1.6. CANTIDAD DE ÁCIDO SULFÚRICO A UTILIZAR

Concentración necesaria: $180 \frac{g}{l}$

Densidad del ácido sulfúrico = $1.84 \frac{g}{cm^3}$

Para 500 ml de solución = 49 ml.

*Cálculo ver ANEXO D.

3.1.7. VOLUMEN QUE UTILIZAN 90 GRAMOS DE CuSO₄ + 5 H₂O

Densidad del CuSO₄ = $2.3 \frac{g}{cm^3}$

Volumen = 39.13 ml

*Cálculos ver ANEXO E.

3.1.8. DE LA CANTIDAD DE GOMA GUAR A UTILIZAR

Se utilizó $250 \frac{g}{Tm}$ de goma guar por cada tonelada métrica de cobre depositada.

- ❖ Para 1.42 g de Cu⁰ depositados = 0.000355 g

❖ Para 2.28 g de Cu⁰ depositados = 0.00063 g

❖ Para 3.41 g de Cu⁰ depositados = 0.00095 g

*Cálculos ver ANEXO F.

3.1.9. VOLUMEN QUE UTILIZA LA GOMA GUAR

Densidad goma guar = $0.9 \frac{g}{cm^3}$

Volumen para 1.42 gramos de Cu⁰ = 0.00039 ml

Volumen para 2.28 gramos de Cu⁰ = 0.00063 ml

Volumen para 3.41 gramos de Cu⁰ = 0.00095 m

*Cálculos ver ANEXO G.

3.1.10. VOLUMEN QUE UTILIZAN LAS DISTINTAS CANTIDADES DE SULFATO DE HIERRO HEPTA HIDRATADO

Densidad del FeSO₄ + 7H₂O = $1.989 \left(\frac{g}{cm^3} \right)$

Volumen de 2.5 gramos = 1.32 ml

Volumen de 7.5 gramos = 3.95 ml

Volumen de 12.5 gramos = 6.59 ml

*Cálculos ver ANEXO H.

3.1.11. CANTIDAD DE H₂O A UTILIZAR PARA CADA SOLUCIÓN

Volumen de las soluciones = 500 ml

Volumen de ácido sulfúrico = 49 ml

Volumen de CuSO₄ + 5 H₂O = 39.13 ml

Volumen de goma guar para 1.42g de Cu⁰ depositado = 0.00039 ml

Volumen de goma guar para 2.28g de Cu⁰ depositado = 0.00063 ml

Volumen de goma guar para 3.41g de Cu⁰ depositado = 0.00095 ml

Volumen de 2.5 gramos de FeSO₄ + 7H₂O = 1.32 ml

Volumen de 7.5 gramos de FeSO₄ + 7H₂O = 3.95 ml

Volumen de 12.5 gramos de FeSO₄ + 7H₂O = 6.59 ml

Cantidad de agua a utilizar para cada solución:

- Soluciones de 2.5 g de $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$

$$A\ 250 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 410.550\ \text{ml}$$

$$A\ 400 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 410.550\ \text{ml}$$

$$A\ 600 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 410.550\ \text{ml}$$

- Soluciones de 7.5 g de $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$

$$A\ 250 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 407.92\ \text{ml}$$

$$A\ 400 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 407.92\ \text{ml}$$

$$A\ 600 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 407.92\ \text{ml}$$

- Soluciones de 12.5 g de $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$

$$A\ 250 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 405.28\ \text{ml}$$

$$A\ 400 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 405.28\ \text{ml}$$

$$A\ 600 \left(\frac{A}{m^2} \right) = 405.28\ \text{ml}$$

*Cálculos ver ANEXO I.

3.2. RESULTADOS DEL PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Una vez realizado el procedimiento experimental se obtuvieron las masas reales de cobre que se depositaron en el cátodo, gracias a las cuales, en conjunto con la masa teórica, se logró calcular la eficiencia de la corriente aplicada para cada experiencia realizada, además se obtuvo el voltaje aplicado, estos resultados se pueden apreciar en la tabla 3-1.

Tabla 3-1. Masa de cobre depositada, voltaje y eficiencia de corrientes obtenidas en las pruebas realizadas.

Nº Prueba	Masa de Cu ⁰ depositada (g)		Concentración Fe ⁺² (g/l)	Densidad de corriente (A/m ²)	Voltaje (V)	Eficiencia de corriente (%)
	Teórica	Real				
1	1,42	1,4	1	250	1,9	98,6
2	2,27	2,22	1	400	2	97,8
3	3,41	3,32	1	600	2	97,4
4	1,42	1,37	3	250	1,9	96,5
5	2,27	2,17	3	400	2	95,6
6	3,41	3,25	3	600	2,1	95,3
7	1,42	1,35	5	250	1,8	95,1
8	2,27	2,12	5	400	1,9	93,4
9	3,41	3,14	5	600	2,2	92,1

Fuente: Elaborado por autor.

3.3. ESPECTROMETRÍA DE ABSORCIÓN ATÓMICA

La espectrometría de absorción atómica es un análisis que se realiza para determinar la concentración de un elemento metálico en una muestra líquida. Para poder medir la concentración de una muestra, esta debe ser atomizada mediante un quemador que utiliza acetileno, los electrones de los átomos pueden ser promovidos a orbitales más altos por un instante mediante la absorción de una determinada longitud de onda. Esta longitud de onda se refiere específicamente a la transición de un elemento en particular y cada longitud de onda corresponde a solo un elemento en específico. Para poder analizar la concentración de un elemento en particular, se utiliza una lámpara de cátodo hueco, la cual en su interior debe poseer un tubo catódico del elemento que se está analizando.

Como la cantidad de energía que se suministra a la llama es conocida, y la cantidad restante (en el otro lado) se puede medir, es posible calcular cuantas transiciones tienen lugar y así finalmente mediante el promedio de varias mediciones poder obtener una señal que es proporcional a la concentración del elemento que se mide.

3.3.1. PROCEDIMIENTOS ABSORCIÓN ATÓMICA

3.3.1.1. PROCEDIMIENTO DE LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES PARA DIGESTIÓN ÁCIDA

El siguiente procedimiento, es realizado con el fin de poder analizar mediante espectrometría de absorción atómica, la concentración cobre y de hierro de los cátodos obtenidos en el experimento.

Preparación de 1000 ml de ácido nítrico 6 Normal

1. Colocar dentro de una campana de absorción de gases, un matraz de aforo de 1000 ml.
2. Encender la campana y colocar 467.3 ml de ácido nítrico, el cual presenta un 59.5% de concentración y una densidad de $1.36 \frac{g}{l}$ (a 20°C) dentro del matraz de aforo de 1000 ml y enrasar con agua destilada.

Preparación de 10.000 ml de ácido nítrico al 2%

1. Colocar, mediante una pipeta graduada, 2 ml de ácido nítrico, el cual presenta un 59.5% de concentración y una densidad de $1.36 \frac{g}{l}$ (a 20°C) en cada uno de los 10 matraces de aforo de 1000 ml.
2. Incorporar agua destilada hasta enrasar cada uno de los matraces, utilizando un embudo de vástago largo.

Preparación de soluciones de digestión acida para medir concentración de cobre

1. Encender la plancha a 150°C.
2. Pesar 0.1 g de cada uno de los cátodos obtenidos en el experimento y colocarlos en vasos precipitados de 25 ml.
3. Poner cada uno de los vasos precipitados sobre la plancha ubicada dentro del equipo de absorción de gases.
4. Incorporar mediante una pipeta aforada 20 ml de ácido nítrico 6 normal y esperar hasta que cada una de las placas se halla disuelto completamente.
5. Vaciar todo el contenido de cada uno de ellos en 9 matraces aforados de 1000 ml, mediante el uso de un embudo de vástago largo y posteriormente aforar cada uno de ellos con ácido nítrico al 2%.
6. Sacar 5 ml de cada solución, mediante una pipeta aforada.
7. Colocar los 5 ml en 9 matraces aforados de 100 ml y aforar cada uno de ellos con ácido nítrico al 2 %.

Preparación de soluciones de digestión acida para medir concentración de hierro

1. Encender la plancha a 150 °C.
2. Pesar e incorporar dentro de vasos precipitados de 25 ml lo siguiente:
 - 0,78 g del experimento 1
 - 0,1 g del experimento 2
 - 0,8 g del experimento 3
 - 0,6 g del experimento 4
 - 1 g del experimento 5
 - 2,5 g del experimento 6
 - 0.75 g del experimento 7
 - 1 g del experimento 8
 - 0.5 g del experimento 9
3. Poner cada uno de los vasos precipitados sobre la plancha ubicada dentro del equipo de absorción de gases.
4. Incorporar mediante una micro pipeta, 5 ml de ácido nítrico 6 normal y esperar hasta que cada una de las placas se halla disuelto completamente.
5. Vaciar todo el contenido de cada uno de ellos en matraces aforados de 10 ml exceptuando para la muestra 6 y la muestra 9 en las cuales se debe vaciar el contenido en matraces aforados de 25ml, mediante el uso de un embudo de vástago largo.
6. Colocar agua destilada en cada uno de los matraces hasta aforar.

3.3.1.2. PROCEDIMIENTO PARA LA PREPARACIÓN DE ESTÁNDARES

Procedimiento de la preparación de los estándares del cobre

El siguiente procedimiento tiene la finalidad de realizar una curva de calibración para el equipo de espectrometría de absorción atómica, utilizando 5 estándares con rangos entre 1 a 5 ppm de concentración de cobre.

1. Colocar 10 ml de copper estándar solution, en un matraz de aforo de 100 ml, utilizando una pipeta aforada de 10 ml y enrasar con agua destilada. Para poder realizar esta solución, se utilizó un estándar de cobre (ver ANEXO Ñ).
2. Extraer 0.5, 1, 1.5, 2, 2.5 ml, por medio del uso de una micro pipeta y colocar cada cantidad en 5 matraces de aforo distintos de 50 ml.
3. Enrasar con agua destilada cada uno de los matraces.

Procedimiento de la preparación de los estándares del hierro

El siguiente procedimiento tiene la finalidad de realizar una curva de calibración para el equipo de espectrometría de absorción atómica, utilizando 8 estándares con rangos entre 2 a 9 ppm de concentración de hierro.

1. Colocar 10 ml de iron estándar solution, en un matraz de aforo de 100 ml, utilizando una pipeta aforada de 10 ml y enrasar con agua destilada. Para poder realizar esta solución, se utilizó un estándar de hierro (ver ANEXO O).
2. Extraer 1.5, 2, 2.5, 3, 3.5, 4, 4.5 ml por medio del uso de una micro pipeta y colocar cada cantidad en 8 matraces de aforo distintos de 50 ml.
3. Enrasar con agua destilada cada uno de los matraces.
4. En la siguiente tabla que se muestra continuación, se muestran los datos de la curva de calibración, la cual fue realizada para poder medir la concentración de cobre de las muestras, en la cual se obtuvo un R de 0.9928.

3.3.2. RESULTADOS DE ANÁLISIS DE ABSORCIÓN ATÓMICA

En la tabla 3-2 que se muestra continuación, se muestran los datos de la curva de calibración realizada para poder medir la concentración de cobre de las muestras, en la cual se obtuvo un R de 0.9928.

Tabla 3-2: Datos de la curva de calibración del cobre

Muestra	Concentración ($\frac{\mu g}{ml}$)	Media Absorbancia
Estándar 2	2	0,1711
Estándar 3	3	0,2163
Estándar 4	4	0,2879
Estándar 5	5	0,3247

Autor: elaborado por autor.

En la tabla 3-3 que se muestra continuación, se muestran los datos de la curva de calibración realizada para poder medir la concentración de hierro de las muestras, en la cual se obtuvo un R de 0.9930.

Tabla 3-3: Datos curva de calibración del hierro

NÚMERO DE ESTÁNDAR	CONCENTRACIÓN ($\frac{\mu g}{ml}$)	MEDIA ABSORBANCIA
Estándar 1	2	0,1139
Estándar 2	3	0,1463
Estándar 3	4	0,2238
Estándar 4	5	0,2447
Estándar 5	6	0,3114
Estándar 6	7	0,3916
Estándar 7	8	0,4095
Estándar 8	9	0,4593

Fuente: elaborado por autor.

En la tabla 3-4 se muestran los resultados obtenidos, mediante el análisis de la concentración de cobre realizadas por absorción atómica.

Tabla 3-4: Análisis de la concentración de cobre de las muestras del experimento

MUESTRA	CONCENTRACIÓN ($\frac{\mu g}{ml}$)	MEDIA ABSORBANCIA	PUREZA Cu (%)
Muestra 1	4,16	0,2851	83.2
Muestra 2	0,6240	0,0969	12.48
Muestra 3	0,8496	0,1089	16.99
Muestra 4	0,3571	0,0827	7,14
Muestra 5	2,3026	0,1862	46,05

Muestra 6	1,1147	0,1023	22,29
Muestra 7	2,3252	0,1874	46,50
Muestra 8	0,8816	0,1106	17,63
Muestra 9	0,278	0,278	80,56

Fuente: elaborado por autor.

En la tabla 3-5 se muestran los resultados obtenidos, mediante el análisis de la concentración de hierro realizadas por absorción atómica.

Tabla 3-5: Análisis de la concentración de hierro de las muestras del experimento.

Muestra	Concentración ($\frac{\mu g}{ml}$)	Cantidad de solución (ml)	Media absorbancia	Masa del cátodo (g)	Pureza Fe (%)
Muestra 1	0.792	10	0,0413	0,78	0,001015
Muestra 2	5,492	10	0,2863	1	0,005492
Muestra 3	1,248	10	0,0650	0,8	0,00156
Muestra 4	1,719	10	0,0896	0,6	0,002865
Muestra 5	0,848	10	0,0442	1	0,000848
Muestra 6	0,985	25	0,0513	2,5	0,000985
Muestra 7	1,043	10	0,0544	0,75	0,001391
Muestra 8	0,902	10	0,0470	1	0,000902
Muestra 9	0,561	25	0,0292	0,5	0,002805

Fuente: elaborado por autor.

3.4. EVALUACION

A partir de los resultados obtenidos en las pruebas realizadas, los cuales se pueden apreciar en el gráfico 3-1, se observa que las pruebas realizadas con la misma concentración de hierro, al aumentar la densidad de corriente aplicada, disminuye la eficiencia de corriente, por ende se entiende que si al aumentar la concentración de hierro en el electrolito y a la vez, aumentar la densidad de corriente aplicada, la eficiencia de corriente disminuye. Esta disminución en la eficiencia de corriente se puede atribuir a las reacciones de reducción y oxidación del hierro, las cuales se producen paralelamente a la reacción principal de deposición de cobre.

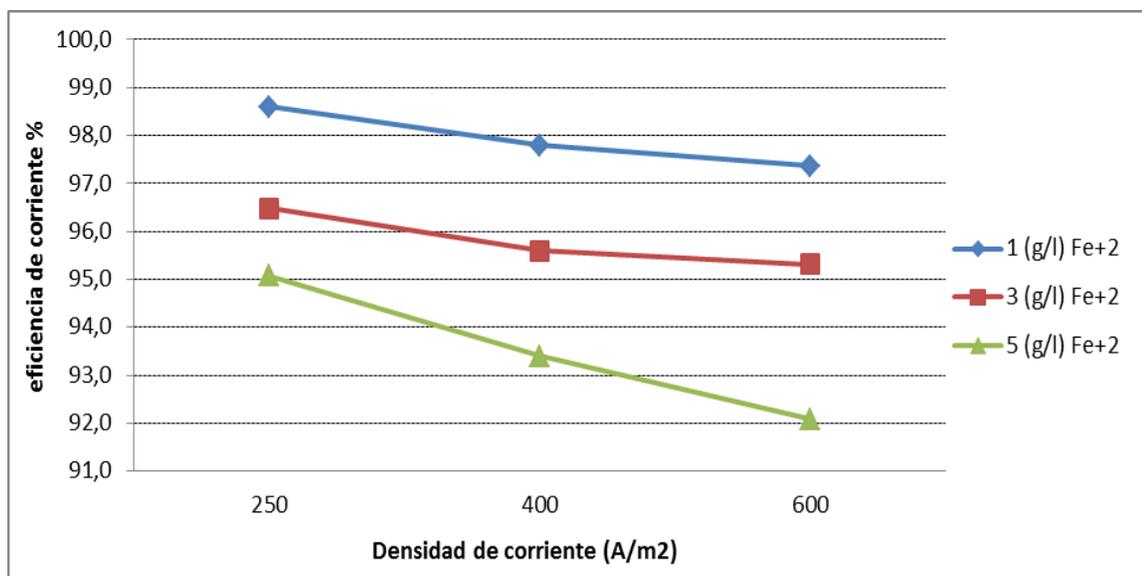


Figura 3-1. Grafica densidad corriente v/s eficiencia de corriente, para cada concentración de hierro utilizada.

Fuente: elaborado por autor.

Según los datos obtenidos con respecto al voltaje aplicado en las celdas, se observa que en las pruebas realizadas con una concentración de 1 g/l de hierro en el electrolito el voltaje aplicado se mantuvo prácticamente constante en todas las densidades de corriente, sin embargo para el caso de las pruebas realizadas en concentraciones de 3 y 5 g/l de hierro los voltajes aplicados en las celdas aumentan a medida que se incrementa la densidad de corriente, estos datos se pueden apreciar en el gráfico 3-2.

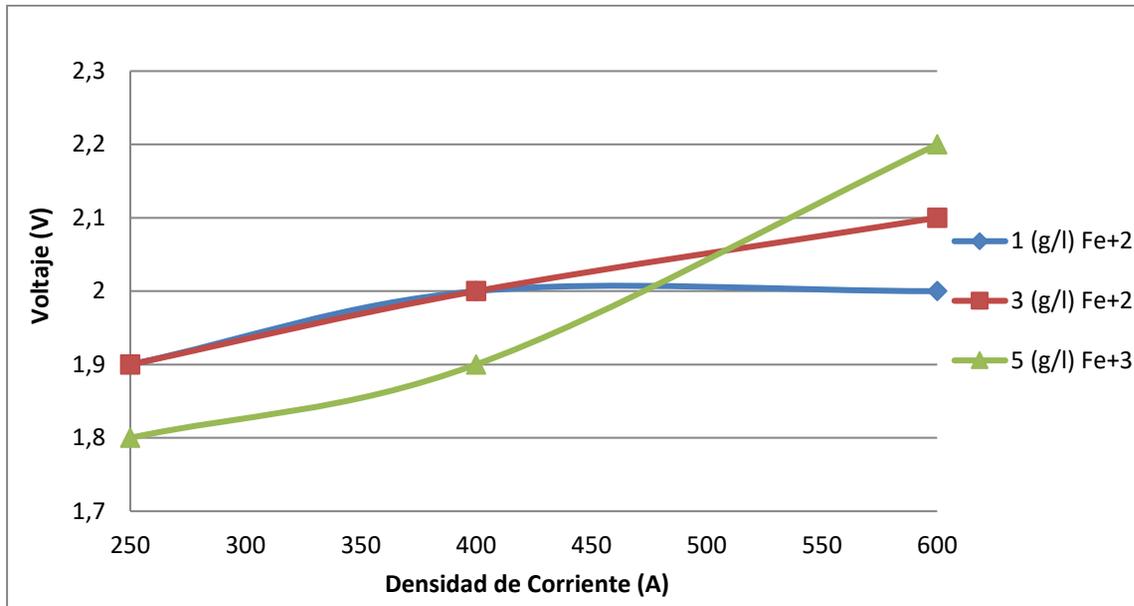


Figura 3-2. Grafica voltaje v/s densidad de corriente, para cada concentración de hierro utilizada.

Fuente: elaborado por autor.

CONCLUSIÓN

En este trabajo se planteó evaluar los efectos producidos al mantener variadas concentraciones de hierro en diferentes densidades de corriente empleadas. Para esto primero se debió identificar como es que ingresa el hierro dentro del proceso de electro obtención del cobre.

Lo cual fue logrado mediante la recopilación de información bibliográfica, en la cual se observó que el hierro en un principio entra al proceso de lixiviación por medio de los óxidos e hidróxidos de hierro presentes en la ganga del mineral de cobre, los cuales son lixiviados ya que el proceso de lixiviación no es selectivo. Luego el hierro puede ingresar a SX de dos maneras, mediante los arrastres químicos debido a que los extractantes no son totalmente selectivos a la hora de extraer la especie de interés, ya que a ciertos niveles de pH (en los que se trabaja en la industria) co-extraen hierro. Por otro lado, ocurren los arrastres físicos de hierro, los cuales consisten en que pequeñas gotas de PLS son arrastradas junto con el orgánico, llevando consigo impurezas tales como el hierro. Finalmente, el hierro entra en la etapa de electro obtención dependiendo de la transferencia de los iones de hierro presentes en el orgánico cargado que sale de la etapa de lavado, hacia el electrolito de avance.

Se realizó un procedimiento experimental, el cual fue representativo de lo que industrialmente se realiza actualmente, respetando los parámetros operacionales tales como: Concentración de cobre en el electrolito, concentración de ácido sulfúrico en el electrolito, concentración de goma guar, pH, agitación, entre otros. Procedimiento que fue capaz de evaluar el efecto que produce el hierro sobre la densidad de corriente que se utiliza en el proceso de electro obtención de cobre.

Con respecto a los resultados obtenidos en el procedimiento experimental se puede inferir que al ir aumentando la concentración de hierro y a la vez, aumentar la densidad de corriente aplicada, la eficiencia de la corriente se verá disminuida, esto se ve reflejado en la prueba número 9, en donde se utilizó la mayor concentración de hierro (5 g/l) y la densidad de corriente más alta (600 A/m²), obteniendo la eficiencia de corriente más baja (92.1%). Por el contrario, en la prueba número 1 donde se ocupó la concentración mínima de hierro (1 g/l) con la menor densidad de corriente empleada (250 A/m²) obteniendo una eficiencia de corriente cercana al 99%.

Esta disminución en la eficiencia de corriente se produce por la reacción de oxidación anódica del ion ferroso y a la posterior reducción catódica del ion férrico, estas reacciones compiten por la disponibilidad energética con la reacción del cobre lo cual genera un mayor gasto energético para la empresa, ya que para poder producir cierta cantidad de cobre se requerirá de una mayor cantidad de energía de la cual fue calculada teóricamente.

Además, si observamos los resultados en que se aumenta el contenido de hierro en el electrolito y se mantiene la densidad de corriente, en todos los casos disminuye la eficiencia de la corriente a medida que aumenta el contenido de hierro. Por ende, el contenido de hierro afecta directamente a la eficiencia de la corriente.

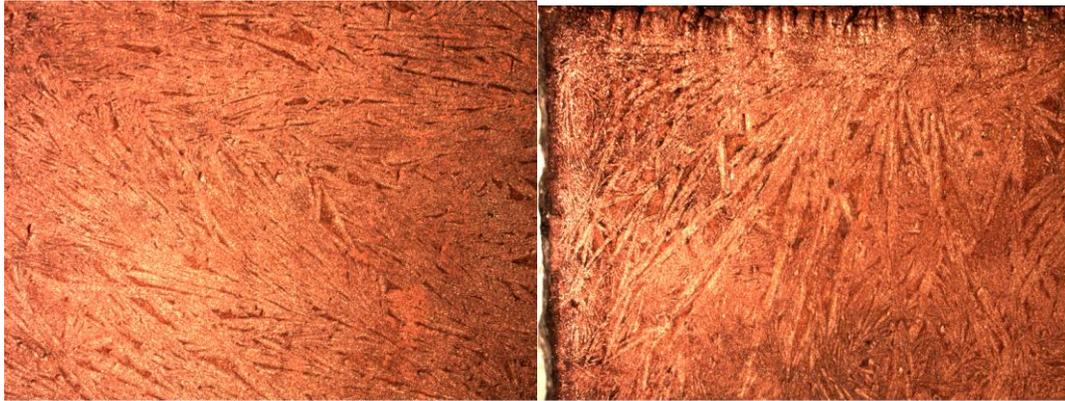
La observación del voltaje utilizado en las celdas mostró que este incrementa a medida que se aumenta la densidad de corriente empleada, esto se ve reflejado en las pruebas realizadas con una concentración de 3 y 5 g/l de hierro respectivamente, en donde el voltaje se vio incrementado a medida que se aumentó la densidad de corriente empleada. Por otro lado las pruebas realizadas con 1 g/l de hierro el voltaje aplicado se mantuvo relativamente constante.

Con respecto al análisis de las concentraciones de cobre, se puede decir que estas no fueron consideradas debido a que se obtuvieron datos erróneos, los cuales pudieron ser debido a que se presentaron problemas en la preparación de las muestras al momento de ser diluidas producto a que el cobre se encuentra demasiado concentrado, obteniendo datos, los cuales quedaron fuera de la curva de calibración realizada. Por otro lado, el análisis de espectrometría de absorción atómica es utilizado para medir bajas concentraciones, no para medir altas, como es el caso de la concentración de cobre en un cátodo de cobre electro obtenido. Debido a esto, se optó por considerar solamente los resultados obtenidos en el análisis de la concentración de hierro, omitiendo la presencia de otras impurezas, ya que estas no fueron analizadas. Por lo que se estimó el contenido de cobre al restar el contenido de hierro a un 100%.

Las concentraciones de hierro obtenidas de los experimentos realizados 2,4,7 y 9 no entran en los rangos de la composición de hierro permisible para un cátodo de grado A, según la norma ASTM B115-10, debido a que la norma establece una composición máxima permisible de 0.001% de hierro. Por otro lado, los cátodos 1,3,4,5 y 8 si pueden ser llamados cátodos de grado A debido a su baja composición de hierro.

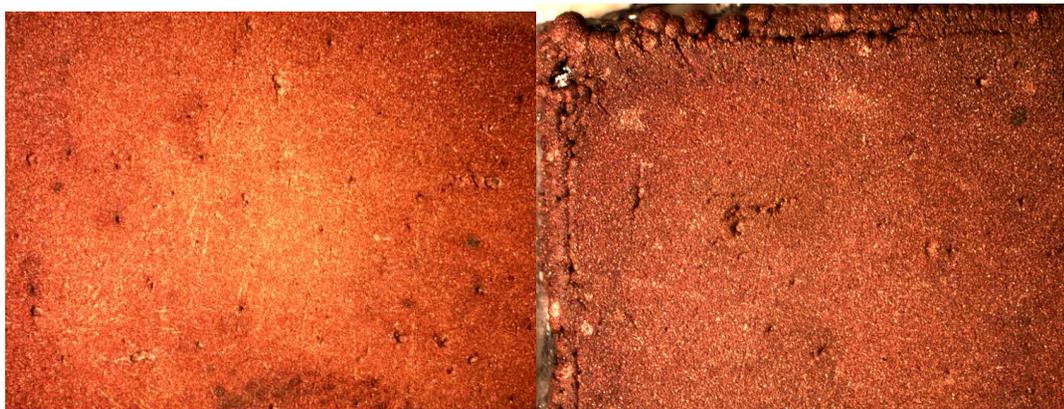
ANEXOS

ANEXO A-1: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 1



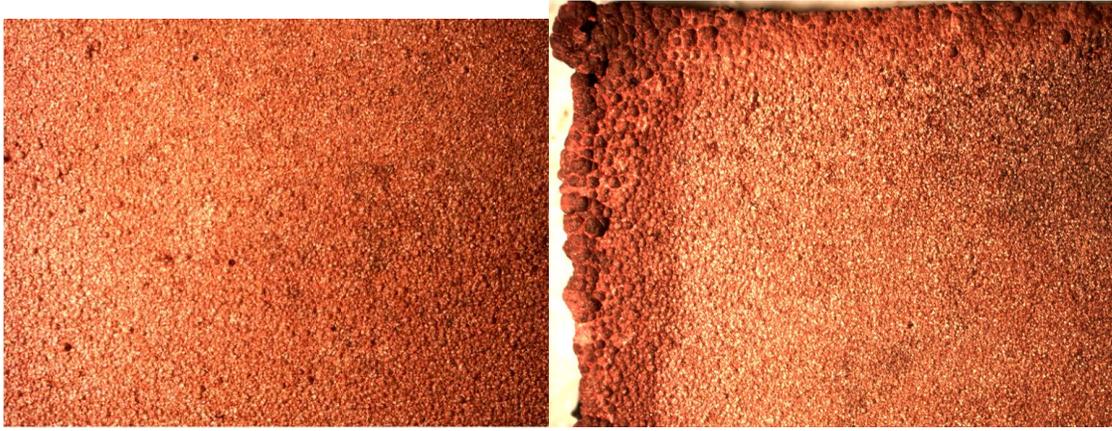
Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-2: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 2



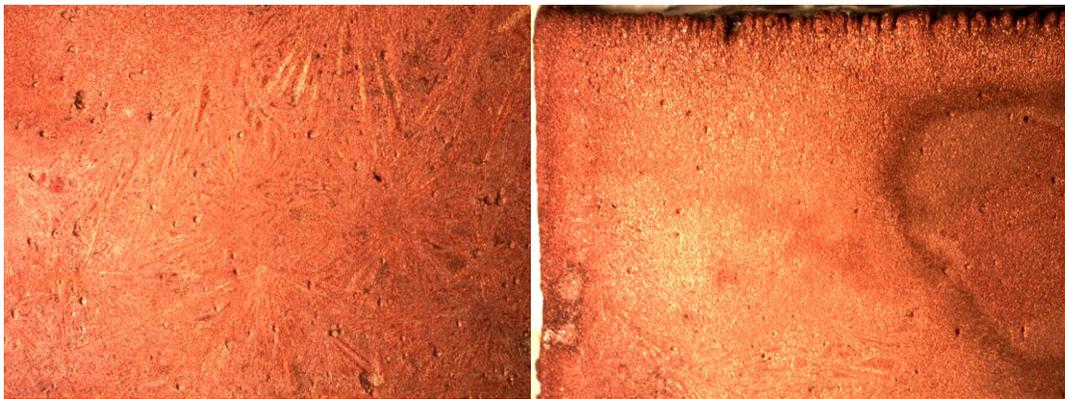
Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-3: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 3



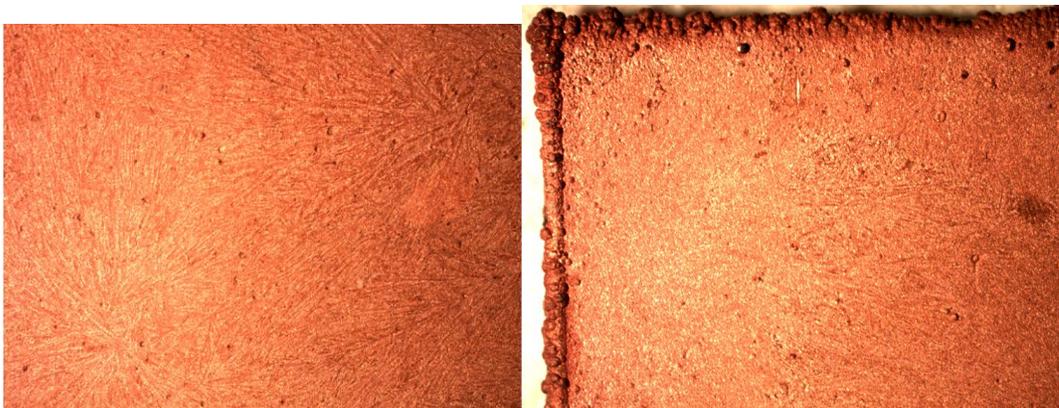
Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-4: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 4



Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-5: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 5



Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-6: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 6



Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-7: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 7



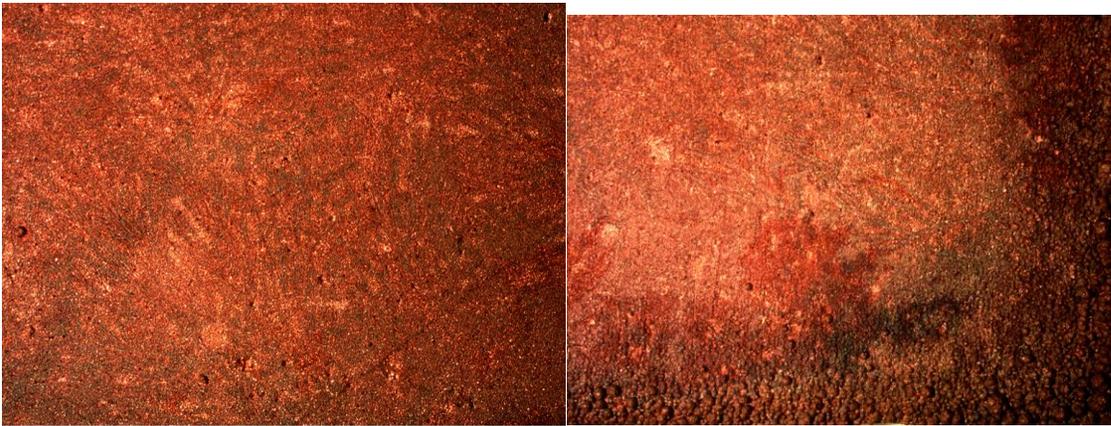
Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-8: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 8



Fuente: Disposición personal.

ANEXO A-9: FOTOGRAFÍAS DEL CÁTODO DEL EXPERIMENTO NÚMERO 9



Fuente: Disposición personal.

ANEXO B: CÁLCULOS DE CORRIENTE ELÉCTRICA

❖ Para los 250 ($\frac{A}{m^2}$)

$$250 \frac{A}{m^2} * 16 \text{ cm}^2 * \frac{1 \text{ m}^2}{10000 \text{ cm}^2} = 0,4 \text{ A}$$

❖ Para los 400 ($\frac{A}{m^2}$)

$$400 \frac{A}{m^2} * 16 \text{ cm}^2 * \frac{1 \text{ m}^2}{10000 \text{ cm}^2} = 0,64 \text{ A}$$

❖ Para los 600 ($\frac{A}{m^2}$)

$$600 \frac{A}{m^2} * 16 \text{ cm}^2 * \frac{1 \text{ m}^2}{10000 \text{ cm}^2} = 0,96 \text{ A}$$

ANEXO C: CÁLCULO DE LA MASA TEÓRICA A DEPOSITAR

❖ Para 0.4 (A):

$$MT = \frac{63.54 \frac{g}{mol} * 0.4 \text{ A} * 10.800 \text{ s}}{2 * 96.500 \frac{Coulomb}{mol}}$$

$$MT = 1.42 \text{ gramos de Cu}^0$$

❖ Para 0.64 (A):

$$MT = \frac{63.54 \frac{g}{mol} * 0.64 \text{ A} * 10.800 \text{ s}}{2 * 96.500 \frac{Coulomb}{mol}}$$

$$MT = 2.28 \text{ gramos de Cu}^0$$

❖ Para 0.96 (A):

$$MT = \frac{63.54 \frac{g}{mol} * 0.96 \text{ A} * 10.800 \text{ s}}{2 * 96.500 \frac{Coulomb}{mol}}$$

$$MT = 3.41 \text{ gramos de Cu}^0$$

ANEXO D: CÁLCULO DE LA CANTIDAD DE ÁCIDO SULFÚRICO A UTILIZAR

Concentración necesaria: $180 \frac{g}{l}$

Densidad del ácido sulfúrico = $1.84 \frac{g}{cm^3}$

$$\frac{180 \frac{g}{l} * \frac{1 l}{1000 \text{ cm}^3}}{1.84 \frac{g}{cm^3}} = 0.098 \frac{g}{cm^3} \text{ de ácido sulfúrico.}$$

$$0.098 \frac{g}{cm^3} * \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 l} = 98 \text{ ml de ácido sulfúrico para 1 litro de solución.}$$

$$\text{Para 500 ml de solución} = \frac{98 \text{ ml}}{2} = 49 \text{ ml.}$$

ANEXO E: CÁLCULO DEL VOLUMEN QUE UTILIZAN 90 GRAMOS DE $\text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$

$$\text{Densidad del } \text{CuSO}_4 = 2.3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$\text{Volumen} = \frac{90 \text{ g}}{2.3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 39.13 \text{ cm}^3 = 39.13 \text{ ml}$$

ANEXO F: CÁLCULO DE LA CANTIDAD DE GOMA GUAR A UTILIZAR

Se utilizó $250 \frac{\text{g}}{\text{Tm}}$ de goma guar por cada tonelada métrica de cobre depositada.

❖ Para 1.42 gramos de Cu^0 depositados:

$$\frac{1.42}{1.000.000} * 250 \frac{\text{g}}{\text{Tm}} = 0.000355 \text{ gramos de goma guar}$$

❖ Para 2.28 gramos de Cu^0 depositados:

$$\frac{2.28}{1.000.000} * 250 \frac{\text{g}}{\text{Tm}} = 0.00063 \text{ gramos de goma guar}$$

❖ Para 3.41 gramos de Cu^0 depositados:

$$\frac{3.41}{1.000.000} * 250 \frac{\text{g}}{\text{Tm}} = 0.00095 \text{ gramos de goma guar}$$

ANEXO G: CÁLCULO DEL VOLUMEN QUE UTILIZA LA GOMA GUAR

$$\text{Densidad goma guar} = 0.9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$\text{Volumen para 1.42 gramos de } \text{Cu}^0 = \frac{0.000355 \text{ g}}{0.9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 0.00039 \text{ cm}^3 = 0.00039 \text{ ml}$$

$$\text{Volumen para 2.28 gramos de } \text{Cu}^0 = \frac{0.00063 \text{ g}}{0.9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 0.00063 \text{ cm}^3 = 0.00063 \text{ ml}$$

$$\text{Volumen para 3.41 gramos de } \text{Cu}^0 = \frac{0.00095 \text{ g}}{0.9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 0.00095 \text{ cm}^3 = 0.00095 \text{ m}$$

ANEXO H: CÁLCULO DEL VOLUMEN QUE UTILIZA LAS DISTINTAS CANTIDADES DE SULFATO DE HIERRO HEPTA HIDRATADO

$$\text{Densidad del } \text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O} = 1.989 \left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right)$$

$$\text{Volumen de 2.5 gramos} = \frac{2.5 \text{ g}}{1.989 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 1.32 \text{ ml}$$

$$\text{Volumen de 7.5 gramos} = \frac{7.5 \text{ g}}{1.898 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 3.95 \text{ ml}$$

$$\text{Volumen de 12.5 gramos} = \frac{12.5 \text{ g}}{1.898 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 6.59 \text{ ml}$$

ANEXO I: CÁLCULO DE LA CANTIDAD DE H₂O A UTILIZAR PARA CADA SOLUCIÓN

- Soluciones de 2.5 g de FeSO₄ + 7H₂O

$$\text{A 250 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00039 - 1.32 = 410.550 \text{ ml}$$

$$\text{A 400 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00063 - 1.32 = 410.550 \text{ ml}$$

$$\text{A 600 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00095 - 1.32 = 410.550 \text{ ml}$$

- Soluciones de 7.5 g de FeSO₄ + 7H₂O

$$\text{A 250 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00039 - 3.95 = 407.92 \text{ ml}$$

$$\text{A 400 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00063 - 3.95 = 407.92 \text{ ml}$$

$$\text{A 600 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00095 - 3.95 = 407.92 \text{ ml}$$

- Soluciones de 12.5 g de FeSO₄ + 7H₂O

$$\text{A 250 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00039 - 6.59 = 405.28 \text{ ml}$$

$$\text{A 400 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00063 - 6.59 = 405.28 \text{ ml}$$

$$\text{A 600 } \left(\frac{\text{A}}{\text{m}^2} \right) = 500 - 49 - 39.13 - 0.00095 - 6.59 = 405.28 \text{ ml}$$

ANEXO J: CARACTERÍSTICAS SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO (CUSO₄ * 5 H₂O) MARCA LOBACHEMIE:

Pureza = 99%

$$\text{Densidad} = 2.28 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$\text{Peso molecular} = 249.68 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Concentración de cobre} = \frac{\text{Masa de Cu } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}{\text{Masa total del compuesto}} = \frac{63.54 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}{249.68 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = 0,25 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ahora, para saber cuánto sulfato de cobre penta hidratado es necesario agregar, es necesario hacer el siguiente calculo:

$$\frac{45 \frac{g}{l} (\text{Cu}) \text{Concentracion necesaria}}{0,25 \text{ Concentración de Cu}} = 180 \text{ gramos de } (\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}) \text{ para 1 litro de solución}$$

Por lo tanto, para obtener una concentración de 45 g/l en una solución de 500 ml es necesario agregar 90 gramos de sulfato de cobre penta hidratado.

ANEXO K: CARACTERÍSTICAS SULFATO FERROSO HEPTAHIDRATADO ($\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$), MARCA LOBACHEMIE:

Pureza = 99%

Densidad = $1.898 \frac{g}{\text{cm}^3}$

Peso molecular = $278.01 \frac{g}{\text{mol}}$

$$\text{Concentración de hierro} = \frac{\text{Masa de Fe } (\frac{g}{\text{mol}})}{\text{Masa total del compuesto}} = \frac{55,847 (\frac{g}{\text{mol}})}{278,01 (\frac{g}{\text{mol}})} = 0,2 \frac{g}{\text{mol}}$$

Ahora, para saber cuánto sulfato de hierro hepta hidratado es necesario agregar para poder lograr las concentraciones de 1, 3 y 5 gramos por litro es necesario hacer el siguiente cálculo:

$$\frac{1}{2} * \frac{1 \frac{g}{l} (\text{Fe}) \text{ Concentracion necesaria}}{0,2 \text{ Concentración de Fe}} = 2,5 \text{ gramos de } (\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}) \text{ para } \frac{1}{2} \text{ litro de solución}$$

$$\frac{1}{2} * \frac{3 \frac{g}{l} (\text{Fe}) \text{ Concentracion necesaria}}{0,2 \text{ Concentración de Fe}} = 7.5 \text{ gramos de } (\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}) \text{ para } \frac{1}{2} \text{ litro de solución.}$$

$$\frac{1}{2} * \frac{5 \frac{g}{l} (\text{Fe}) \text{ Concentracion necesaria}}{0,2 \text{ Concentración de Fe}} = 12.5 \text{ gramos de } (\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}) \text{ para } \frac{1}{2} \text{ litro de solución.}$$

ANEXO L: CALCULO DE SOLUCIONES PARA REALIZAR LA CURVA DE CALIBRACIÓN DEL COBRE

$$C1 * V1 = C2 * V2$$

$$1000 \text{ ppm} * V1 = 100 \text{ ppm} * 100 \text{ ml}$$

$$V1 = 10 \text{ ml}$$

Calculo de las concentraciones de cobre de 2 a 5 ppm

para 2 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 2 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 1 \text{ ml}$

para 3 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 3 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 1,5 \text{ ml}$

para 4 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 4 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 2,0 \text{ ml}$

para 5 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 5 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 2,5 \text{ ml}$

ANEXO M: CALCULO DE SOLUCIONES PARA REALIZAR LA CURVA DE CALIBRACIÓN DEL HIERRO

$$C1 * V1 = C2 * V2$$

$$1000 \text{ ppm} * V1 = 100 \text{ ppm} * 100 \text{ ml}$$

$$V1 = 10 \text{ ml}$$

Calculo de concentraciones de 2 a 9 ppm

para 2 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 2 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 1 \text{ ml}$

para 3 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 3 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 1,5 \text{ ml}$

para 4 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 4 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 2,0 \text{ ml}$

para 5 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 5 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 2,5 \text{ ml}$

para 6 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 6 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 3,0 \text{ ml}$

para 7 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 7 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 3,5 \text{ ml}$

para 8 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 8 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 4,0 \text{ ml}$

para 9 ppm: $100 \text{ ppm} * X = 9 \text{ ppm} * 50 \text{ ml}$, $X = 4,5 \text{ ml}$

ANEXO N: CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE HIERRO EN LOS CÁTODOS DEL EXPERIMENTO REALIZADO

$$1. 7,92 \text{ ppm} = 0,78 \text{ g}$$

$$x \text{ ppm} = 1 \text{ g} \quad X = 7,92 / 0,78 = 10,15 \text{ ppm} = 0,01015 \%$$

2. 54,92 ppm = 1 g = 0,05492 %

3. 12,48 ppm = 0,8 g

$$x \text{ ppm} = 1 \text{ g} \quad X = 12,48 / 0,8 = 15,6 \text{ ppm} = 0,0156 \%$$

4. 17,19 ppm = 0,6 g

$$x \text{ ppm} = 1 \text{ g} \quad X = 17,19 / 0,6 = 28,65 \text{ ppm} = 0,02865\%$$

5. 8,48 ppm = 1 g = 0.00848 %

6. 3,94 ppm = 2,5 g

$$x \text{ ppm} = 1 \text{ g} \quad X = 3,94 / 2,5 = 1.576 \text{ ppm} = 0,001576 \%$$

7. 10,43 ppm = 0,75 g

$$x \text{ ppm} = 1 \text{ g} \quad X = 10,43 / 0,75 = 13.90 \text{ ppm} = 0,01390 \%$$

8. 9,02 ppm = 1 g = 0,00902 %

9. 2,24 ppm = 0,5 g

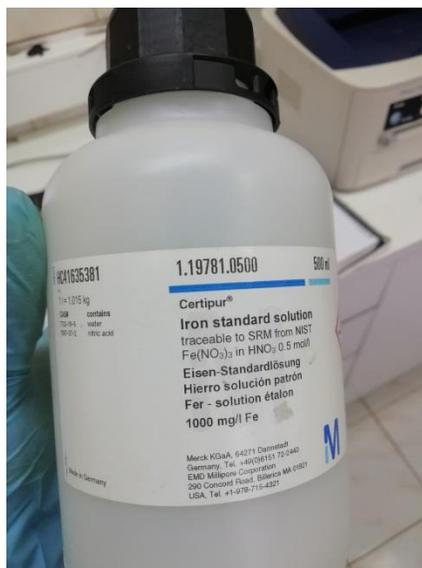
$$x \text{ ppm} = 1 \text{ g} \quad X = 2,24 / 0,5 = 4,48 \text{ ppm} = 0,00448 \%$$

ANEXO Ñ: SOLUCION ESTANDAR DE COBRE.



Fuente: Disposición personal.

ANEXO O: SOLUCION ESTANDAR DE HIERRO.



Fuente: Disposición personal.

BIBLIOGRAFÍA

ARRIAGADA Hernández, Pablo Andrés. Diseño, construcción y optimización de una celda de electro obtención de cobre con cátodo particulado móvil basada en electro diálisis reactiva. Memoria (Ingeniero Civil de Minas) Santiago, Chile: Universidad de Chile. Facultad de ciencias físicas y matemáticas, 2006. 76 h.

BADILLA Contreras, Sebastián. Optimización Hidrometalúrgica a través de sistemas de celdas EMEW®. Memoria (Ingeniero Civil en Metalurgia Extractiva) Valparaíso, Chile: PUCV: Escuela de Ingeniería química, 2013. 118 h.

BEROÍZA Celedón, Luis. Levantamiento de proceso en áreas de extracción por solventes y electro-obtención en compañía minera cerro colorado. Memoria (Ingeniero Civil en Metalurgia Extractiva) Valparaíso, Chile: PUCV: Escuela de Ingeniería química, 2013. 104 h.

DOMIC, Esteban. Hidrometalurgia: Fundamentos, procesos y aplicaciones. 1º edición. Santiago, Chile: Andros Implesores Ltda, 2001. ISBN 956-291-083-0.

GAHONA Gallardo, Cristian. Extracción por solvente de cobre mediante liquido iónico. Memoria (Ingeniero Civil Químico) Valparaíso, Chile: PUCV: Escuela de Ingeniería química, 2011. 187 h.

GRÁGEDA Zegarra, Mario Sandro. Diseño, desarrollo experimental y modelación matemática de una celda de electro obtención de cobre basada en edr y caracterización fisico-química del electro depósito. Memoria (Doctor en Ciencias de la Ingeniería Mención Ciencia de los Materiales) Santiago, Chile: Universidad de Chile. Facultad de ciencias físicas y matemáticas, 2007. 154 h.

GUIACHETTI Torres Diego Ariel. Consumo de ácido sulfúrico y cinética de lixiviación de un mineral oxidado de cobre. Memoria (Ingeniero Civil Químico e Ingeniero Civil

en Biotecnología) Santiago, Chile: Universidad de Chile. Facultad de ciencias físicas y matemáticas, 2011. 89 h.

HERNANDEZ Poblete, Marcelo Alejandro. Control de hierro en el circuito de extracción por solventes para la sociedad contractual minera el abra. Memoria (Ingeniero Civil de Minas) Santiago, Chile: Universidad de Chile. Facultad de ciencias físicas y matemáticas, 2007. 107 h.

LÓPEZ Alfaro, Emilio José. Estudio experimental de la permeabilidad de materiales depositados en pilas de lixiviación. Memoria (Ingeniero Civil) Santiago, Chile: Universidad de Chile. Facultad de ciencias físicas y matemáticas, 2012. 150 h.

MIRANDA Moreno, Nicolás Francisco. Factibilidad técnica de la aglomeración y posterior lixiviación de minerales oxidados, sulfurados y mezclas con cloruro de sodio y sulfato férrico. Memoria (Ingeniero Civil en Metalurgia Extractiva) Valparaíso, Chile: PUCV: Escuela de Ingeniería química, 2012. 150 h.

SOTO Barinotto, Jesús Ricardo; SOLÍS Solís, Alexis. Caracterización y optimización de parámetros de Sx/ew para la obtención de cobre electrolítico a nivel laboratorio. Memoria (Ingeniero Metalúrgico) Lima, Perú: Universidad Nacional Mayor de San Marcos: Facultad de ingeniería geológica, minera, metalúrgica y geográfica.

COCHILCO. Producción Minera. [en línea]
<<https://www.cochilco.cl/Paginas/Estadisticas/Bases%20de%20Datos/Produccion%20de%20Minera.aspx>> [consulta 27 de junio de 2019].

