



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MÉXICO

FACULTAD DE QUÍMICA

**ESTUDIOS DE VOLTAMETRÍA
CÍCLICA PARA EL SISTEMA PIRITA-
XANTATO ETÍLICO DE POTASIO-
QUEBRACHO COLORADO (SCHINOPSIS
LORENTZII) PARA UN PROCESO DE
FLOTACIÓN**

TESIS

**QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE
INGENIERO QUÍMICO METALÚRGICO**

PRESENTA:

FELIX RAÚL NIEVES RABADÁN



CIUDAD UNIVERSITARIA, CD. MX., 2017



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

JURADO ASIGNADO

PRESIDENTE: Profesor: Antonio Huerta Cerdán

VOCAL: Profesor: Juan Manuel de la Rosa Canales

SECRETARIO: Profesor: Vianey Torres Mendoza

1er. SUPLENTE: Profesor: Armando Garnica Rodríguez

2do. SUPLENTE: Profesor: José Manuel Ramírez Herrera

SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA:

Laboratorio 212 del Departamento de Ingeniería
Metalúrgica, Edificio D Facultad de Química, UNAM,
Campus Ciudad Universitaria.

Asesor del tema:

M. en C. Antonio Huerta Cerdán

Sustentante:

Felix Raúl Nieves Rabadán

ÍNDICE TEMÁTICO

RESUMEN	1
1.- INTRODUCCIÓN	2
2.- HIPÓTESIS	3
3.- OBJETIVOS	3
4.- MARCO TEÓRICO	4
4.1.- Flotación	4
4.1.1.- Mecanismo de Flotación	4
4.1.2.- Tipos de Flotación	5
4.1.3.- Tensión Superficial	6
4.1.4.- Concentración Micelar Crítica	7
4.2.- Reactivos de Flotación	9
4.2.1.- Colectores	10
4.2.1.1.- Tio-Compuestos.	11
4.2.1.2.- Compuestos Ionizables No-Tio	12
4.2.2.- Modificadores	13
4.2.2.1.- Depresores	13
4.2.2.1.1.- Cianuro de Sodio	13
4.2.2.1.1.1.- Riesgos.....	13
4.2.2.1.1.2.- Quebracho	14
4.2.2.2.- Activadores.....	15
4.2.2.2.1.- Sulfato de Cobre II (CuSO ₄)	16
4.2.2.3.- Reguladores de pH	16
4.3.- Teorías de Flotación de Sulfuros.....	17
4.3.1.- Teoría Química o de la Oxidación Superficial.....	17
4.3.2.- Teoría de Semiconductores	17
4.3.3.- Teoría Electroquímica	18
4.4.- Voltametría cíclica.....	19
4.4.1.- Ecuaciones básicas en Voltametría Cíclica	21
4.4.2.- Reacciones químicas acopladas y mecanismos de reacción en Voltametría Cíclica... 24	
5.- METODOLOGÍA.....	29

5.1.- Preparación de electrodo de trabajo (Electrodo de Pirita).....	30
5.2.- Preparación de soluciones.	31
5.3.- Preparación de celda electroquímica	32
5.4.- Voltametría Cíclica	32
6.- RESULTADOS Y DISCUSIÓN	37
6.1.- Voltamogramas sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK}$	37
6.2.- Equilibrios propuestos para el sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK}$	38
6.3.- Voltamogramas sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK-Q}$	42
6.4.- Equilibrios propuestos para el sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK-Q}$	48
6.5.- Influencia de la concentración de Quebracho para el sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK-Q}$	55
6.6.- Voltamogramas sistema $\text{FeS}_2\text{-Q}$	58
6.7.-Equilibrios propuestos para el sistema $\text{FeS}_2\text{-Q}$	63
6.8.- Influencia de la concentración de Quebracho para el sistema $\text{FeS}_2\text{-Q}$	70
7.- CONCLUSIONES	73
8.- BIBLIOGRAFÍA	75
9.- ANEXOS.....	78
9.1.- Cálculos de potenciales de pico teóricos.....	78
9.2.- Potenciales estandar de electrodos de referencia.....	82
9.3.- Voltamogramas	83
9.3.1.- Sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK}$	83
9.3.2.- Sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK-Q}$	85
9.3.3.- Sistema $\text{FeS}_2\text{-Q}$	94

RESUMEN

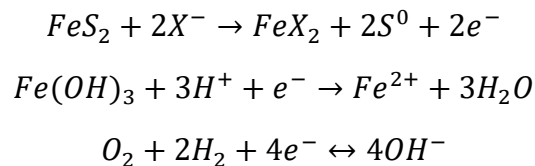
La Flotación es uno de los principales procesos que existen para la concentración de minerales, la cual nos permite la separación de especies minerales valiosas de su ganga a partir del uso de reactivos como colectores, modificadores y espumantes. Este proceso está caracterizado por su alta selectividad por lo que se utiliza para llevar a cabo separaciones de minerales de tipo complejo como son minerales sulfurados de *Plomo-Zinc*, *Cobre-Zinc*, entre otros.

En México y en la mayor parte del mundo, para los procesos de flotación selectiva de minerales sulfurados de *Cu-Pb-Zn* se utilizan depresores de tipo *Cianuro* los cuales son muy difíciles de manejar debido a su alto índice de toxicidad, siendo los problemas ambientales más comunes la contaminación crónica de las aguas superficiales y subterráneas por la exposición de éstas a menores concentraciones de cianuro y a los compuestos derivados de la descomposición del mismo ^[19].

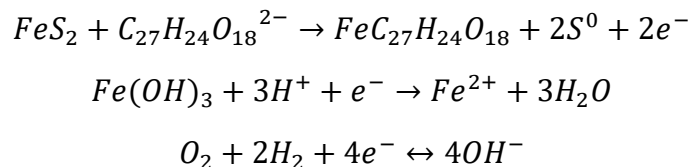
Por ello en el presente trabajo se trata de estudiar los beneficios que existen al utilizar depresores que sean amigables con el medio ambiente, en este caso el uso del *Quebracho Colorado* (*Schinopsis Lorentzii*) el cual es un reactivo amigable con el medio ambiente debido a que es un reactivo natural.

El principal objetivo de esta tesis es estudiar la interacción electroquímica que existe entre el mineral (*Pirita*) al estar en contacto con el colector (*Xantato Etilico de Potasio*) y el depresor (*Schinopsis Lorentzii*). Esto se realizó utilizando la técnica de voltametría cíclica para determinar los equilibrios y especies presentes en cada sistema.

Los equilibrios propuestos para el sistema Mineral-Colector (*Pirita-Xantato Etilico de Potasio*) son los siguientes:



Los equilibrios propuestos para el sistema Mineral-Depresor (*Pirita-Quebracho Schinopsis Lorentzii*) y Mineral-Colector-Depresor (*Pirita-Xantato Etilico de Potasio-Quebracho Schinopsis Lorentzii*) son los siguientes:



1.- INTRODUCCIÓN

La industria minera es uno de los principales sectores productivos en México, en 2015 representó el 8.8% del PIB Industrial y 3.0 del PIB Nacional de acuerdo con datos de INEGI (3.9% del PIB Nacional considerando la minería ampliada) ^[1]. En cuanto a la producción mundial en 2015 México se situó en el Primer lugar en extracción de Plata, quinto lugar en extracción de Plomo, sexto lugar en extracción de Zinc, séptimo lugar en extracción de Oro y décimo lugar en extracción de Cobre. ^[2]

El proceso de Flotación es uno de los principales procesos de concentración de minerales que se utilizan en México y el mundo debido a su alta efectividad para separar minerales valiosos de los estériles o gangas. En especial se utiliza para separar minerales de tipo complejo como son los minerales sulfurados *Pb-Zn* y *Cu-Zn*. Donde uno de los principales estériles es la *pirita* (FeS_2).

Esto es posible mediante una flotación selectiva donde esta se realiza por etapas haciendo uso de reactivos colectores, depresores, controladores de pH, entre otros. Por ello es de suma importancia conocer la interacción presente entre los reactivos en el sistema para poder optimizar el proceso.

Por lo cual se han desarrollado estudios para poder controlar el proceso, esto se hace analizando las interacciones presentes entre el mineral y los reactivos adicionados, con esto se trata de predecir los mecanismos de reacción que se llevan a cabo durante el proceso de flotación.

Para ello se utilizan técnicas electroquímicas que son capaces de proporcionar información sobre las reacciones que se llevan a cabo y de las especies presentes en el sistema, esto debido a la naturaleza del fenómeno de la flotación que es de origen electroquímico.

La técnica electroquímica utilizada en este trabajo es la voltametría cíclica, dado que es una técnica que permite conocer las reacciones que se llevan a cabo en el sistema, así como las especies responsables de la flotación y depresión de minerales, esto se logra al hacer interactuar los reactivos utilizados ya sea para flotar o deprimir con el mineral mediante un barrido de potencial.

2.- HIPÓTESIS

Mediante el uso de estudios electroquímicos además de proponer las especies y equilibrios presentes en el sistema, se puede también optimizar el proceso de Flotación; esto se logra al encontrar la concentración óptima de depresor lo que incrementará la eficiencia en la depresión de Pirita para un proceso de Flotación Selectiva de menas complejas sulfuradas Cu-Pb-Zn.

3.- OBJETIVOS

A partir de estudios electroquímicos proponer las especies y equilibrios presentes para los sistemas *Pirita-Xantato Etílico de Potasio*, *Pirita -Quebracho (Schinopsis Lorentzii)* y *Pirita-Xantato Etílico de Potasio-Quebracho (Schinopsis Lorentzii)*.

Evaluar la influencia que el colector (*Xantato Etílico de Potasio*) ejerce sobre la *Pirita* para un proceso de Flotación.

Evaluar la influencia que el depresor (*Quebracho Schinopsis Lorentzii*) ejerce sobre la *Pirita* para un proceso de Flotación.

Estudiar el efecto que tiene el depresor (*Quebracho Schinopsis Lorentzii*) sobre la *Pirita* en presencia del colector (*Xantato Etílico de Potasio*).

4.- MARCO TEÓRICO

4.1.- Flotación

La flotación de minerales es una técnica de concentración en húmedo, se puede definir como un proceso físico - químico, cuyo objetivo es la separación de especies valiosas de la ganga, a través de la adhesión selectiva de burbujas de aire a las partículas de minerales valiosas.

En un proceso de concentración de minerales ideal, la mena de mineral se divide en un concentrado enriquecido con el componente útil o valioso y una cola o relave con los minerales que componen la ganga o estériles [3].

En otras palabras, es un proceso de separación que se efectúa a partir de las pulpas acuosas por medio del uso de burbujas de aire haciendo uso de las propiedades hidrofóbicas e hidrofílicas tanto de los minerales valiosos como de los no valiosos. En la Figura 4 se muestra una celda de Flotación de minerales [4].

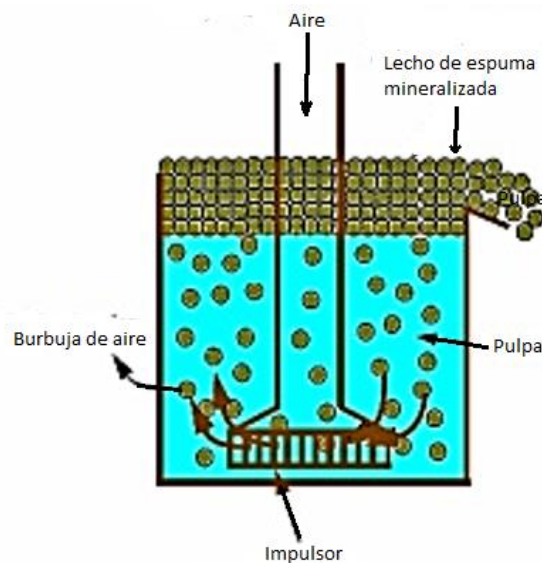


Figura 4. Celda de Flotación [4].

4.1.1.- Mecanismo de Flotación

El proceso de flotación está basado sobre las propiedades hidrofílicas o hidrofóbicas de los sólidos a separar. Se trata fundamentalmente de un fenómeno de comportamiento de los sólidos frente al agua, o sea de mojabilidad de los sólidos.

Además, los minerales hidrofóbicos son aerofílicos, es decir, tienen gran afinidad por las burbujas de aire, mientras que los minerales hidrofílicos son aerofóbicos, no se adhieren normalmente a ellas como se muestra en la Fig. 4.1^[4].

Minerales Hidrofílicos

Son mojables por el agua, constituidos por: óxidos, sulfatos, silicatos, carbonatos y otros, que generalmente representan la mayoría de los minerales estériles o ganga. Haciendo que se mojen, permanezcan en suspensión en la pulpa para finalmente hundirse.

Minerales Hidrofóbicos

Son aquellos que no son mojables o son poco mojables por el agua, dentro de ellos tenemos: Los metales nativos, sulfuros de metales o especies tales como: Grafito, carbón bituminoso, talco y otros, haciendo de que evite el mojado de las partículas minerales, que pueden adherirse a las burbujas de aire y ascender^[4].

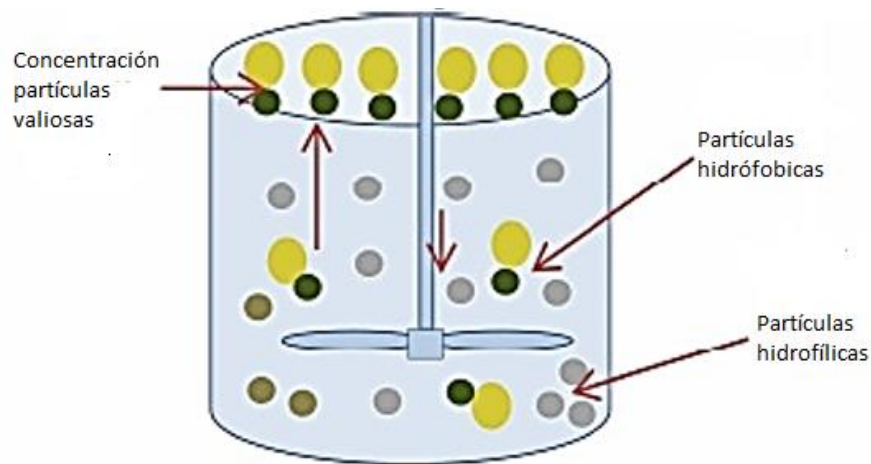


Figura 4.1. Mecanismo de Flotación^[4].

4.1.2.- Tipos de Flotación

Flotación Directa: Cuando en la espuma se tiene al mineral valioso concentrado y en la pulpa el mineral de ganga como relave.

Flotación Reversa o Inversa: Cuando en las espumas se capta a la ganga y en la pulpa queda el mineral considerado de valor como relave que es captado posteriormente.

Flotación Bulk o Colectiva: En el cual se obtiene en un concentrado todos los minerales valiosos contenidos en la mena un relave con el material sin valor o ganga.

Flotación Selectiva o Diferencial: La cual por la acción selectiva de los reactivos permite obtener en un concentrado un solo mineral valioso^[3].

4.1.3.- Tensión Superficial

Los fenómenos que ocurren en la flotación son interacciones fisicoquímicas específicas entre elementos y compuestos de las distintas fases. En cualquier interfase se genera una fuerza de tensión característica en el plano de la interfase. Esta fuerza de tensión se denomina tensión superficial.

En toda porción de materia existen fuerzas intermoleculares que en cierta forma mantienen unidas las moléculas que la componen. Si se considera una molécula ubicada en el seno de un líquido, esta estará rodeada de moléculas de su misma naturaleza, por lo cual las fuerzas de atracción intermoleculares se compensan produciéndose un equilibrio energético. Es decir, las moléculas superficiales tienen una mayor energía que aquellas ubicadas en el seno del líquido. La magnitud del desbalance de energía que se produce depende de la naturaleza de las interacciones moleculares. A este exceso de energía se denomina energía libre superficial. Por lo tanto, aumentar el área superficial de una cierta masa del líquido, lo que significa brindar energía al sistema en forma de trabajo. Así, la expresión de la tensión superficial será la siguiente Ec. 4.1:

$$\gamma = \left(\frac{\partial G}{\partial A}\right)_{p,T,n}$$
$$\gamma = G^S \qquad \text{Ec. 4.1}$$

Donde:

γ = Tensión Superficial (N/m)

G^S = Energía Libre Superficial (N)

A = Área Interfacial (m^2)

p, T, n = Presión, temperatura absoluta y moles presentes en el sistema.

En consecuencia, la tensión superficial es la medida del trabajo requerido para aumentar la superficie en una unidad de área, a presión, temperatura y masa constantes.

La magnitud de la tensión superficial está directamente relacionada con la magnitud de las fuerzas intermoleculares. Por lo tanto, si se conoce la naturaleza química del líquido, es posible estimar el orden de magnitud de su tensión superficial.

Las interacciones moleculares y enlaces químicos más frecuentes, en orden creciente de su unión, son:

- Fuerzas de London, fuerzas de Van der Waals o fuerzas de dispersión.
- Interacciones dipolo-dipolo inducido.
- Interacciones dipolo-dipolo.
- Enlace de hidrógeno.

- Enlace iónico.
- Enlace covalente.
- Enlace metálico.

Las fuerzas de dispersión son fuerzas atractivas débiles existentes en toda materia, independiente de su naturaleza química y tienen su origen en los llamados dipolos inducidos.

4.1.4.- Concentración Micelar Crítica

Ciertas moléculas pueden tener dos componentes distintos, que difieren en su afinidad hacia los solutos. La parte de la molécula que tiene una afinidad para los solutos polares, tales como el agua, se dice que es la zona hidrofílica. La parte de la molécula que tiene una afinidad para los solutos no polares, tales como hidrocarburos, se dice que es la zona hidrofóbica. Las moléculas que contienen ambos tipos de componentes se dice que son anfifílicas, como se muestra en la Fig. 4.2 [6].

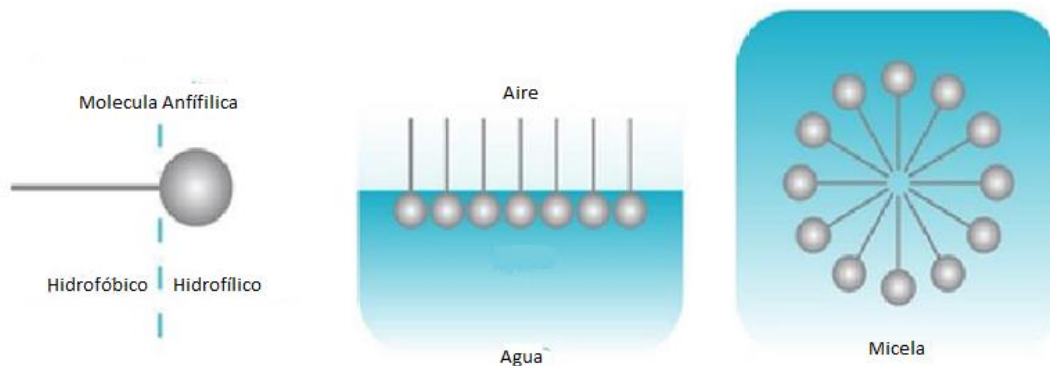


Figura 4.2. A) Estructura de una molécula anfifílica B) Molécula anfifílica sobre una interfase aire-agua C) Micela [6].

Estas moléculas presentan un comportamiento distinto en la interacción con el agua. La parte polar de la molécula busca interactuar con el agua mientras que la parte no polar huye al interaccionar con el agua. Hay dos formas en las que dicha molécula puede lograr estos dos estados. Una molécula anfifílica puede organizarse en la superficie del agua y la parte no polar se sitúa por encima de la superficie (ya sea en el aire o en un líquido no polar). La presencia de estas moléculas en la superficie y por lo tanto disminuye la tensión superficial. Estas moléculas se denominan moléculas de “superficie activa” o surfactantes.

Otra disposición de estas moléculas puede permitir que cada componente interactúe con su entorno favorablemente. Las moléculas pueden formar aglomerados en los que las

partes hidrófobas están orientados dentro de la agrupación y las porciones hidrófilas están expuestos al disolvente. Tales agregados se denominan micelas.

La proporción de moléculas presentes en la superficie o como micelas en la mayor parte del líquido depende de la concentración del compuesto anfílico. A bajas concentraciones de agentes tensoactivos favorecerán disposición en la superficie. A medida que la superficie se llena de más moléculas de surfactante se forman micelas. En cierta concentración de la superficie se vuelve completamente cargado con surfactante y las adiciones posteriores deben formar micelas. Esta concentración se le conoce como concentración micelar crítica (CMC). De ello se deduce que la medición de la tensión superficial puede ser utilizada para encontrar la CMC Fig. 4.3^[6].

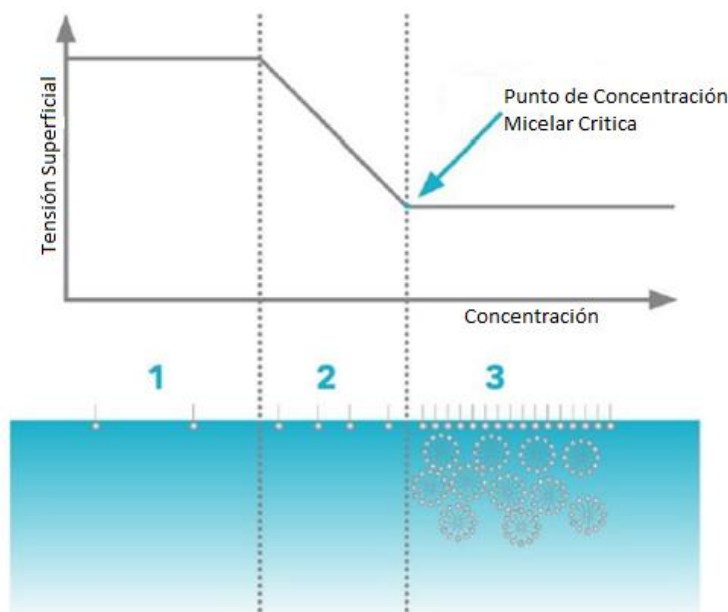


Figura 4.3. Tensión superficial en función de la concentración del surfactante:

- 1) En concentraciones muy bajas de tensoactivo no se detecta cambio en la tensión superficial.
- 2) Al aumentar la concentración de tensoactivo disminuye la tensión superficial.
- 3) La superficie se ha cargado completamente, la tensión superficial se mantiene constante ^[6].

La medición de la tensión superficial es simple y directa. Si se produce un gráfico de tensión superficial frente a la concentración, la CMC se encuentra como el punto en el que se cruzan dos líneas, la línea de base de la tensión superficial muestra disminuciones lineales.

Para tensoactivos iónicos el método más sencillo y accesible es medir la conductividad molar en función de la concentración del tensoactivo, ya que depende directamente de la

concentración de la disolución e inversamente de la concentración de electrolito. Por debajo de la concentración micelar crítica aumenta la conductividad, al aumentar la concentración de monómero de tensoactivo y su contra ion.

Por encima las adiciones sucesivas producen un aumento de la concentración de micelas, con menor conductividad iónica y con contra-iones adsorbidos. En la Figura 4.4 se observa la determinación gráfica de la concentración micelar crítica [7].

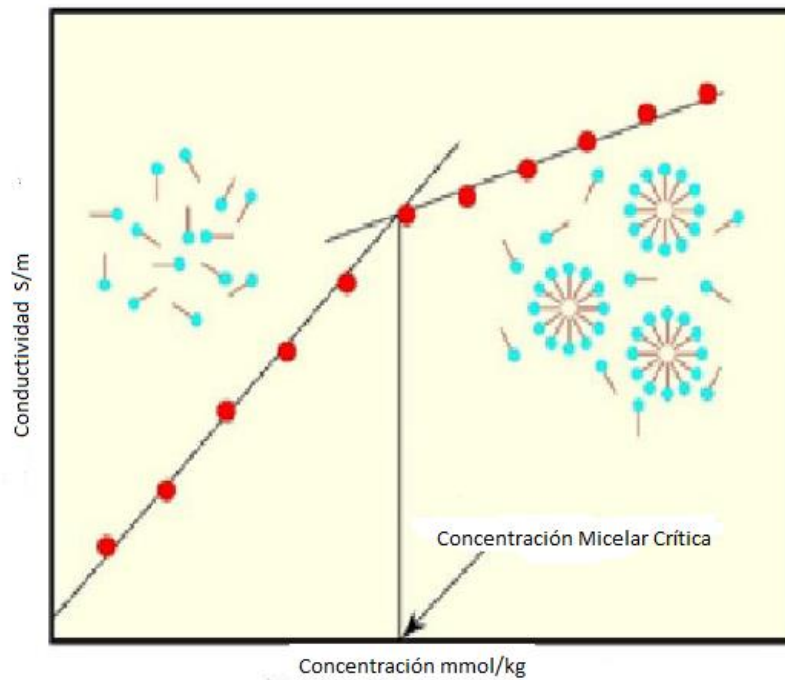


Figura 4.4. Determinación gráfica de la concentración micelar crítica [7].

4.2.- Reactivos de Flotación

En un sistema de Flotación los reactivos se dividen de acuerdo a la función específica que desempeñan, estos son:

- **Colectores:** Es el reactivo fundamental del proceso de flotación puesto que produce la película hidrofóbica sobre la partícula del mineral.
- **Espumantes:** Tienen como propósito la creación de una espuma capaz de mantener las burbujas cargadas de mineral hasta su extracción de la máquina de flotación (celdas).

- Modificadores: actúan como depresores, activadores, reguladores de pH, dispersores, entre otros. Facilitando la acción del colector para flotar el mineral de valor y evitando el arrastre de los estériles ^[8].

4.2.1.- Colectores

Son compuestos químicos orgánicos, cuyas moléculas contienen un grupo polar y uno no polar. El anión o catión del grupo polar permiten al ion del colector quedar adsorbido a la superficie también polar, del mineral. Por el contrario, el grupo no-polar o hidrocarburo queda orientado hacia la fase acuosa y tal orientación resulta la formación de una película de hidrocarburo hidrofóbico en la superficie del mineral. Por consiguiente, las partículas de mineral hidrofóbico por una película de colector se adhieren a las burbujas de aire que van subiendo, arrastrando consigo el mineral a la superficie de la pulpa.

Estos reactivos se asocian más a los sulfuros y al aire, pero muy poco a la ganga. En los acondicionadores y celdas de flotación actúan rápidamente sobre los sulfuros, a los que rodean con una película que se pegan a las burbujas de aire que salen a la superficie de la pulpa formando las espumas de los concentrados.

En la adsorción de los colectores sobre la superficie del mineral la parte no- polar es orientada hacia el agua y la parte polar hacia el mineral; esta orientación hace que la superficie del mineral sea impermeable.

La selectividad en un colector se refiere e a su habilidad para recubrir en forma preferente o selectiva, y en consecuencia, flotar el mineral o minerales deseados sin flotar también los indeseados. La selectividad de los colectores, puede controlarse fácilmente mediante el uso de agentes modificadores adecuados lográndose una separación exitosa de la mayor parte de las combinaciones de minerales.

Los colectores más importantes en relación a la flotación pueden ser agrupados en tres clases:

- Tio-compuestos: Actúan como colectores de sulfuros metálicos.
- Compuestos ionizables no-tio: Pueden actuar como colectores o espumantes y se utilizan en la flotación de minerales no sulfuros.
- Compuestos no iónicos: Actúan principalmente como espumantes.

Los surfactantes utilizados en flotación son integrados a las interfaces a través de una fase acuosa. De esta manera, solamente aquellos reactivos que presentan alguna solubilidad en agua pueden ser empleados. En algunos casos se utilizan hidrocarburos insolubles o aceites los cuales deben ser previamente dispersos en agua, en la forma de emulsiones ^[5,9].

4.2.1.1.- Tio-Compuestos.

En los tio-compuestos el grupo polar contiene átomos de azufre no ligados al oxígeno.

Entre los colectores del tipo tio-compuestos sobresalen los xantatos o xantógenatos que son sales de ácido xantógeno, y se encuentran entre los primeros colectores orgánicos solubles en agua y de aquí que su adopción fuera inmediata y amplia. El hidrolisis de los xantatos aumenta con la reducción del pH del medio; mientras que las soluciones acuosas de xantatos en medios alcalinos son bastante estables. En la Figura 4.5 se muestra la estructura del Xantato Etilico de Potasio.

Algunos de los xantatos más importantes son ^[5]:

- *Xantato Etilico de Potasio.*
- *Xantato Etilico de Sodio*
- *Propil Xantato de Potasio*
- *Propil Xantato de Sodio*
- *Isopropil Xantato de Potasio*
- *Isopropil Xantato de Sodio*
- *Butil Xantato de Potasio*
- *Butil xantato de Sodio*
- *Isobutil Xantato de Sodio*
- *Amil Xantato de Potasio*
- *Amil Xantato de Sodio*
- *Hexil Xantato de Potasio*
- *Hexil Xantato de Sodio*

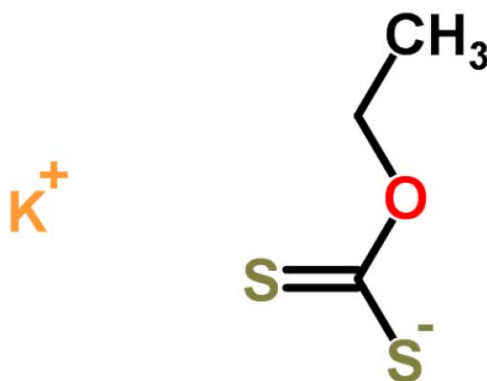


Figura 4.5. Estructura del Xantato Etilico de Potasio ^[5].

4.2.1.2.- Compuestos Ionizables No-Tio

Los reactivos de flotación de este tipo más importantes son:

- Carboxilatos: Ácido (R-COOH) y sus sales de Sodio y Potasio
- Sulfatos de Alquil: R-O-SO₃ M⁺
- Sulfonatos de Alquil: R-SO₃ M⁺ la unión C-S presente en los sulfonatos hace que estos compuestos sean más estables que los sulfatos.
- Aminas: RNH₂ usadas en las siguientes formas:

Sales de amina no substituidas

Sal de amina primaria: R-NH₃Cl

Sal de amina secundaria: R-R-NH₂Cl

Sal de amina terciaria: R-(R)₂-NHCl

Sales de amina substituidas (sales cuaternarias de amonio): R-(R)₃-NCl

Entre los compuestos ionizables, indicados anteriormente solamente aquellos con radical C₆ a C₂₀ son usados en la flotación de minerales. Reactivos de cadena más corta que C₆ no presentan una actividad superficial adecuada, por otra parte, reactivos de cadena más larga que C₂₀ se tornan muy insolubles. En la Fig. 4.6 se muestran estructuras de diferentes colectores aniónicos del tipo no tio ^[5].

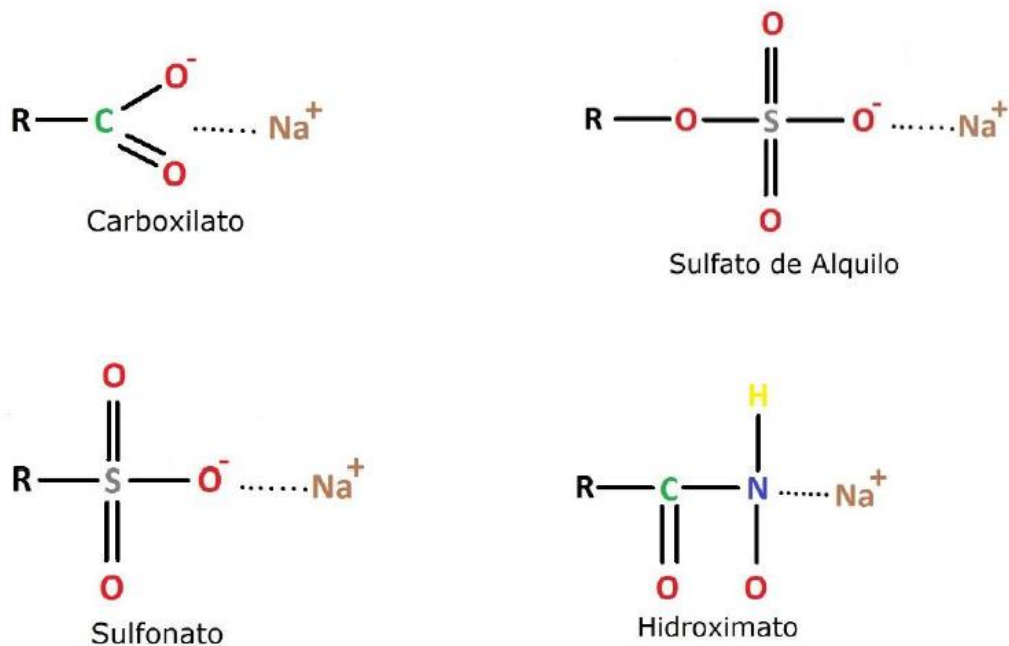


Figura 4.6. Formas estructurales de sales de sodio de varios colectores aniónicos del tipo no tio-compuestos ionizables ^[5].

4.2.2.- Modificadores

La función específica de los reactivos modificadores es precisamente preparar las superficies de los minerales para la adsorción o desorción de un cierto reactivo sobre ellas y crear en general en la pulpa condiciones propicias para que se pueda efectuar una flotación satisfactoria. Es decir, cambian o modifican la superficie de los sulfuros o de la ganga, para favorecer o impedir que los reactivos colectores actúen sobre ellos, evitando de esta manera que floten ^[9].

4.2.2.1.- Depresores

La función específica de los depresores es disminuir la flotabilidad de un mineral haciendo su superficie más hidrofílica o impidiendo la adsorción de colectores que pueden hidrofobizarla ^[9].

4.2.2.1.1.- Cianuro de Sodio

Son cristales en forma de pellets de color blanco, se usan para el recubrimiento y depresión de minerales sulfurados de Hierro, Cobre y Zinc. Los iones de estos metales, forman complejos estables con el cianuro; asimismo se ha determinado que los minerales con iónicos metálicos, los cuales no forman tales compuestos con cianuro (Pb, Bi, Sn, Sb y As) no son deprimidos por el cianuro. La estructura del Cianuro de Sodio se muestra en la Figura 4.7 ^[10].

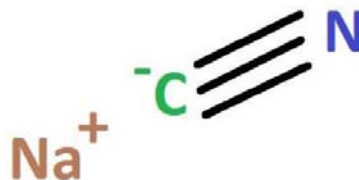
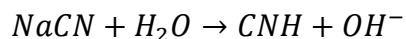


Figura 4.7. Estructura del Cianuro de Sodio ^[10].

4.2.2.1.1.1.- Riesgos

El ion cianuro es un reactivo con varias desventajas para la salud y el medio ambiente, esto es debido a su reactividad en metales como: Fe, Ag, Au, Ni, Zn, Cd, Hg, entre otros.

Cuando el ion Cianuro (CN⁻) interactúa con un ion positivo como Na⁺, K⁺, Ca⁺ se produce una sal soluble en agua cuyo aspecto es el de un sólido blanco sin olor, sumamente tóxico. Si se combina con agua se produce la siguiente reacción (Ec. 4.2):



Ec. 4.2

El Cianuro de Hidrógeno es un gas altamente tóxico y con olor a almendras amargas. Los efectos al medio ambiente son:

La permanencia del cianuro y los efectos de sus productos de descomposición, son tóxicos por un tiempo considerable.

La movilización de metales pesados y la fácil disolución de sus sales.

La generación de drenaje ácido (formación de ácido sulfúrico) producido por la oxidación de sulfuros contenidos en las rocas.

La enzima Citocromo-C Oxidasa, responsable de la respiración en las células eucariotas y procariontas (de bacterias, hongos, plantas y animales) posee en el centro de su compleja estructura un átomo Fe. Debido a la reactividad que tiene el ion Cianuro con los metales, al entrar en contacto con la enzima reacciona con el Fe y la enzima deja de ser funcional Fig. 4.8^[11].

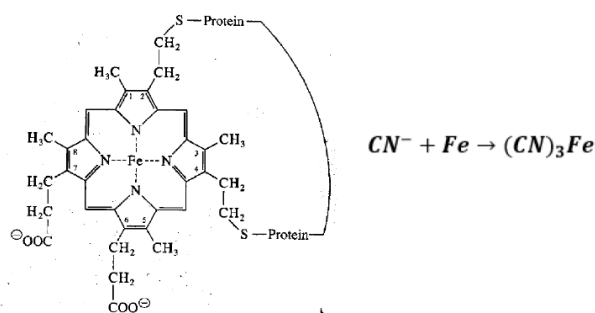


Figura 4.8. Mecanismo de reacción que presenta el Hierro en la molécula Citocromo-C Oxidasa con el ion Cianuro ^[11].

4.2.2.1.2.- Quebracho

Los extractos del quebracho son mezclas complejas de poli fenoles de origen natural, que se obtienen por tratamiento con agua caliente de tejidos de árboles del tipo Schinopsis Lorentzii que crecen en el norte de Argentina. Estos extractos contienen altas concentraciones de Catecol/Pirogalol. El extracto obtenido de cada planta es típico de esa especie. Por esa razón, uno no puede reemplazar un extracto con otro y esperar conseguir los resultados idénticos en la aplicación.

El Quebracho ($[\text{C}_6\text{H}_2(\text{OH})_3\text{-COOC}_6\text{H}_2(\text{OH})_2\text{-COO}]_5\text{C}_6\text{H}_7\text{O}$) es una pentagaloiilglucosa Fig. 4.9. Sustancia de carácter aromático con predominantes grupos fenólicos polihídricos.

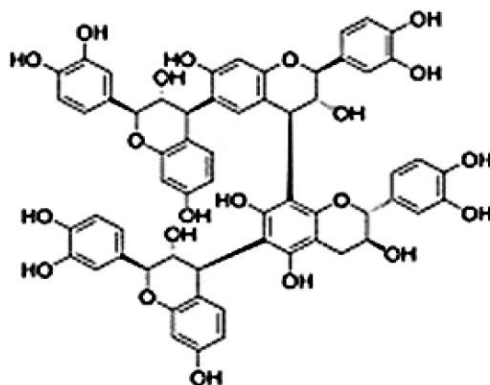


Figura 4.9. Estructura molecular del *Schinopsis Lorentzii* [12].

Los extractos se modifican químicamente para hacerlos más solubles y estables, además para adecuarlos a aplicaciones específicas en la flotación de distintos minerales. Los extractos de quebracho son bastantes estables tanto en el medio ácido como alcalino, excepto en los valores extremos del pH y a temperaturas altas.

Las moléculas poli funcionales de estos reactivos tienen una importante capacidad de adsorción en la superficie de los minerales. La adsorción puede ser el resultado de la unión tipo puente de hidrógeno con el oxígeno accesible de la superficie y posiblemente con otros átomos como el azufre y flúor; o por la formación de complejos entre los grupos OH⁻ y cationes di y trivalente como el calcio, bario, cobre, zinc, hierro, aluminio, etc.; o por simple neutralización de la carga negativa a pH alcalino. También podría ser por atracción electrostática entre miscelas de tanino y la superficie de algunos minerales.

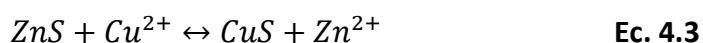
En el proceso de flotación selectiva tiene como propiedades alta selectividad como depresor, estabilidad a pH ácidos y básicos, alta adsorción en la superficie mineral y al ser un reactivo natural no es dañino al medio ambiente.

La empresa Unitan SAICA fabrica extractos de quebracho adaptados para aplicaciones específicas. El denominado Floatan T1 es adecuado como depresor de los carbonatos y silicatos y se usa en la flotación de Fluorita, Scheelita y de otros minerales de tipo sales polares. El Floatan T5 se formula como depresor de minerales de ganga y de pirita sobre todo en la flotación de minerales de cobre y el denominado M3 es un dispersante-depresor usado en la flotación de minerales que contienen ganga de talco [12].

4.2.2.2.- Activadores.

Los activadores alteran la naturaleza química de la superficie mineral para convertirlos en hidrofóbicos y reaccionen con el colector. Generalmente son sales solubles que se ionizan en solución, los iones entonces reaccionan con la superficie del mineral.

Un ejemplo clásico es la activación de esfalerita por el cobre en solución. La esfalerita no flota satisfactoriamente con el colector xantato, ya que los productos formados de colector, tales como xantato de zinc, son relativamente solubles en agua y por lo tanto no proporcionan una película hidrófoba alrededor del mineral. La flotabilidad puede mejorar mediante el uso de grandes cantidades de xantatos de cadena larga, pero un método más satisfactorio es el uso de sulfato de cobre como un activador, que es soluble y se disocia en la solución como iones de cobre. La activación se debe a la formación de moléculas de sulfuro de cobre en la superficie del mineral, debido al hecho de que el cobre es más electronegativo que el zinc y por lo tanto se ioniza más lento (Ec. 4.3):



Los depósitos de sulfuro de cobre en la superficie de la esfalerita reaccionan fácilmente con el xantato para formar xantato de cobre insoluble, lo que convierte a la superficie de la esfalerita en hidrofóbica ^[13].

4.2.2.2.1.- Sulfato de Cobre II (CuSO₄)

Fue introducido por primera vez en Breadford, Australia en 1913 durante la flotación de blenda de Zinc y después fue introducido para el proceso de activación de pirita aurífera. Es utilizado universalmente en la flotación de esfalerita, que de lo contrario sería imposible de flotar. También se usa para reactivar minerales que han sido deprimidos con cianuro, como calcopirita, pirita, pirrotita y arsenopirita ^[14].

La acción activadora, consiste en que el ion Cobre del sulfato reemplaza al ion Zinc en la celda cristalina del mineral, formando una película de CuS sobre la esfalerita; la esfalerita seguidamente se comporta como mineral de cobre, sobre el cual el xantato puede ser absorbido y por consiguiente, el mineral puede ser flotado ^[9].

4.2.2.3.- Reguladores de pH

Son los reactivos que controlan la acidez o alcalinidad de la pulpa. Es un reactivo que cambia la concentración del ión hidrógeno de la pulpa, lo cual tiene como propósito incrementar o decrecer la adsorción del colector como se desee, la efectividad de todos los agentes de flotación, depende mayoritariamente de la concentración de hidrógeno o ion hidroxilo en la pulpa. Uno de los principales objetivos de la investigación por flotación, es encontrar el pH óptimo para cualquier combinación de reactivos y mineral. La mayoría de plantas de flotación, que tratan minerales sulfurados, operan con una pulpa alcalina para dar óptima recuperación metalúrgica, así como para mantener la corrosión al mínimo ^[9].

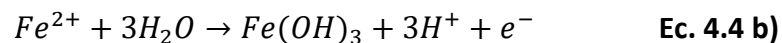
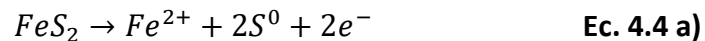
4.3.- Teorías de Flotación de Sulfuros

Tres mecanismos han sido aceptados para la explicación de la interacción mineral sulfurado/xantato:

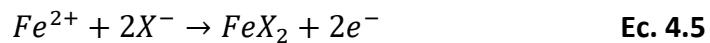
- Teoría Química o de la Oxidación Superficial
- Teoría de los Semiconductores
- Teoría Electroquímica

4.3.1.- Teoría Química o de la Oxidación Superficial

En medio acuoso alcalino, la mayoría de los minerales sulfurados sufren oxidación superficial. Para el caso particular de la pirita, existen numerosos estudios que demuestran que la superficie estaría recubierta por especies oxidadas (Ec. 4.4 a, b):



La reacción con un xantato ocurriría por mediación de esta capa oxidada, operando un mecanismo de intercambio iónico. El mecanismo propuesto puede resumirse en la siguiente reacción (Ec. 4.5) ^[5]:



Con ello se explica la formación de un recubrimiento de colector hecho por xantato de hierro, el cual sería el responsable de la hidrofobización de la partícula. Resultados experimentales de varios autores, han mostrado que superficies de hierro recubiertas con este compuesto conservan su hidrofobicidad ^[16].

4.3.2.- Teoría de Semiconductores

Esta teoría presenta una diferencia fundamental con la anterior, puesto que, la hidrofobización se atribuye a la formación de una especie oxidada del colector, un disulfuro orgánico conocido como dixantógeno, el que se formaría directamente sobre la superficie mineral.

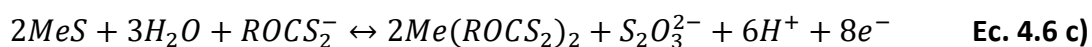
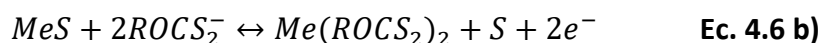
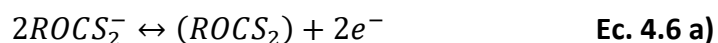
El rol del oxígeno, que es un fuerte aceptor de electrones, se interpreta en el sentido de que su adsorción tomaría los electrones libres de las capas superficiales del retículo cristalino del sulfuro semiconductor, de tal forma que de semiconductor tipo -n pasaría a semiconductor tipo -p-

Cuando las bandas de conducción de un sulfuro semiconductor son electrones en exceso, se habla de semiconductores tipo -n (negativos), mientras que, cuando las bandas están representadas por huecos, se tienen semiconductores tipo -p (positivos). Así, la adsorción de especies anionicas, como xantato, estaría favorecida sobre una especie semiconductor tipo -p.

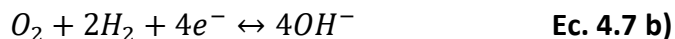
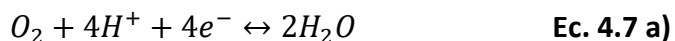
La oxidación de xantato a dixantogeno se produciría por el paso de un electrón a la red cristalina, debido a la presencia de huecos (ausencia de electrones libre). El dixantógeno, por ser una molécula neutra, permanecería co-absorbido físicamente en la película de colector, confiriéndole a la superficie una fuerte hidrofobización [5].

4.3.3.- Teoría Electroquímica

Según la literatura, el mecanismo más común de interacción entre xantato y sulfuros es de naturaleza electroquímica. Los iones xantatos son oxidados a dixantogeno ($ROCS_2$) o xantato del metal ($2Me(ROCS_2)_2$), de acuerdo con las siguientes reacciones (Ec. 4.6 a,b,c):



Independientemente de la trayectoria de oxidación del xantato, este proceso anódico precisa ser balanceado por una reacción catódica. Uno de los papeles importantes del oxígeno en sistemas xantato/mineral sulfurado es entregar la reacción catódica. El producto real de la reducción de oxígeno en ambiente acuoso puede ser H_2O o OH^- de acuerdo con una de las reacciones (Ec. 4.7 a,b):



La primera de estas reacciones es más apropiada para describir el proceso en medio ácido (bajo acción catalítica de la superficie mineral). La segunda reacción es más realista en medio alcalino.

El mecanismo electroquímico es coherente con varias evidencias experimentales, tales como, la presencia de xantato de metal o dixantogeno, la adsorción no uniforme del colector en la superficie (debido a la diferencia de potencial entre varios puntos) y la necesidad de oxígeno para la flotación de sulfuros [5].

4.4.- Voltametría cíclica

Una de las técnicas que más se emplea para estudiar mecanismos de reacción es la voltametría cíclica, ya que aporta información rápida acerca del comportamiento redox de las especies, de las reacciones químicas en que participan (mecanismos de reacción, reacciones químicas acopladas) y en la determinación de parámetros termodinámicos. Como se muestra en la Figura 4.10, la señal es de tipo triangular, es decir, a un número n de ciclos, sobre un electrodo estacionario, estático y en régimen de difusión pura (sin agitar).

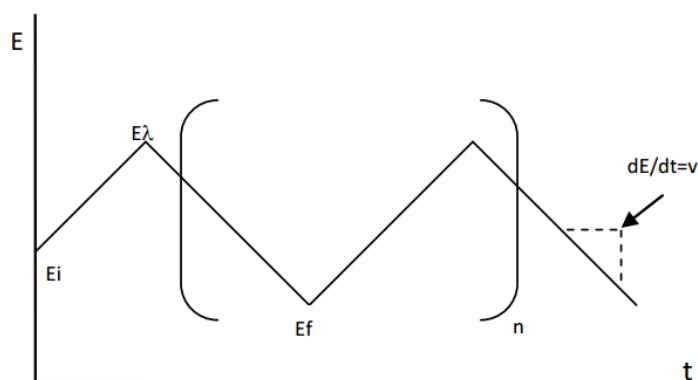


Figura 4.10 Programa de perturbación para voltametría de barrido triangular a n ciclos [15].

El ciclo suele darse varias veces, y los potenciales en los que acontece el cambio de la dirección de barrido reciben el nombre de potenciales de inversión ($E\lambda$). Los intervalos de potencial se escogen teniendo en cuenta los valores en los que se produce la oxidación o la reducción controladas por difusión de uno o varios analitos. La respuesta consecuente se llama voltamperograma cíclico y se obtiene al graficar la corriente leída al potencial asociado, en una curva del tiempo $E = (i)$. En la Figura 4.11 se muestra un ejemplo de voltamperograma donde se señalan las magnitudes físicas de este patrón de respuesta, en el ejemplo, una electrooxidación.

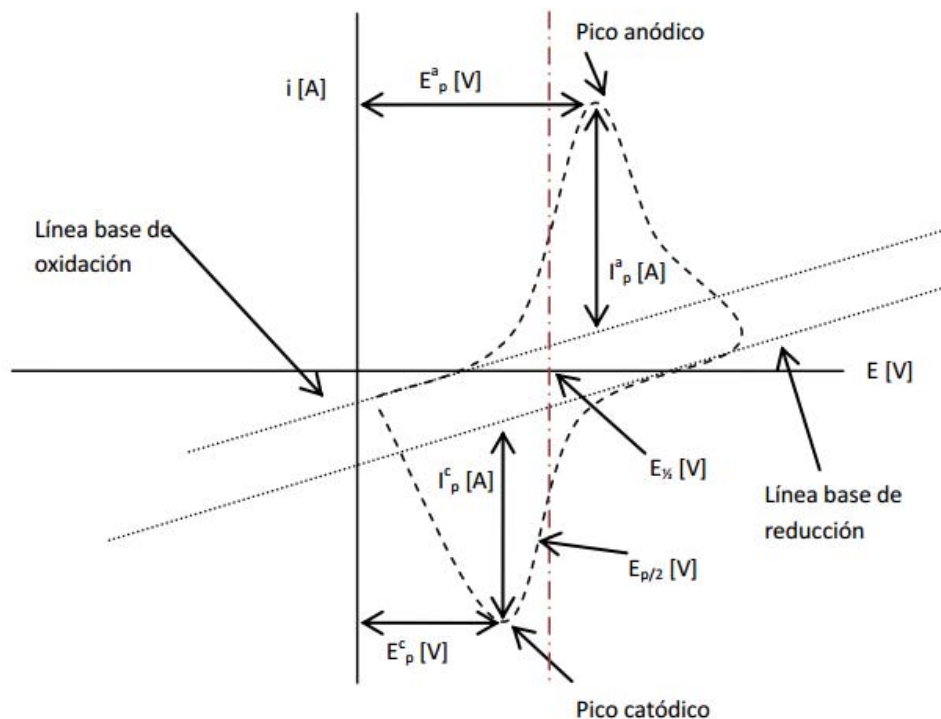


Figura 4.11. Magnitudes de un voltamperograma cíclico de acuerdo a la IUPAC ^[15].

Esta técnica permite electrolizar una especie e invertir el potencial para comprobar la formación de su par redox, de esta forma es posible dilucidar mecanismos de reacción. Al variar la velocidad de barrido se puede estudiar la cinética de las reacciones o bien, detectar la aparición de especies intermedias en procesos redox. Si se analiza una muestra con dos o más analitos presentes, su comportamiento es particular, por lo que el voltamperograma resultante no es necesariamente la suma de los voltamperogramas individuales de cada analito ^[15].

En la Figura 4.11 se muestran los parámetros de un voltamperograma cíclico, donde:

E_p^c = potencial de pico catódico

E_p^a = potencial de pico anódico

i_p^c = intensidad de corriente de pico catódico

i_p^a = intensidad de corriente de pico anódico

4.4.1.- Ecuaciones básicas en Voltametría Cíclica

La ecuación de Randles – Sevcik establece una proporcionalidad entre el perfil de la corriente obtenida del barrido del primer ciclo y la intensidad de corriente, concentración y velocidad de barrido (Ec. 4.8 a,b):

$$i_p = 0.4463 \left(\frac{F^3}{RT}\right)^{1/2} n^{3/2} A D^{1/2} C v^{1/2} \quad \text{Ec. 4.8 a)}$$

(a 25°C)

$$i_p = (2.69 \times 10^5) n^{3/2} A D^{1/2} C v^{1/2} \quad \text{Ec. 4.8 b)}$$

Donde:

i_p = intensidad de corriente de pico [A]

n = número de electrones transferidos

A = área superficial del electrodo [cm^2]

D = coeficiente de difusión de la especie electroactiva [$\text{cm}^2 \text{s}^{-1}$]

C = concentración de la especie electroactiva [mol cm^{-3}]

v = velocidad de barrido [Vs^{-1}]

Para un sistema reversible la gráfica de $i_p = (v^{1/2})$ presenta el perfil de una línea recta, cuya pendiente permite extraer información analítica importante, como el número de electrones intercambiados o el valor del coeficiente de difusión de la especie electroactiva. Cuanto más rápida es la velocidad de barrido, mayor es la intensidad de corriente de pico, mientras el sistema continúe siendo reversible; sin embargo, si la especie electroactiva se está adsorbiendo en las inmediaciones del electrodo, la intensidad de corriente de pico es directamente proporcional a la velocidad de barrido en lugar de su raíz cuadrada.

Para especies irreversibles la ecuación de Randles – Sevcik se modifica debido a la corrección de términos cinéticos, esto es expresado en la Ec. 4.9.

(a 25°C)

$$i_p = (2.99 \times 10^5) a^{1/2} n A D^{1/2} C v^{1/2} \quad \text{Ec. 4.9}$$

Un criterio temprano para identificar la reversibilidad de un sistema consiste en realizar el cociente de las señales de corriente anódica y catódica para diversas concentraciones o diversas velocidades de barrido. Debe cumplirse que $i_a^p/i_c^p = 1$ para una electroreducción y $i_c^p/i_a^p = 1$ para una electrooxidación, donde la corriente debida a la especie que se genera al electrodo se coloca en el numerador del cociente.

El potencial de media onda ($E_{1/2}$) se aproxima al valor del potencial normal condicional (E^0) para un sistema reversible, de acuerdo a la siguiente relación (Ec. 4.10):

$$E^{0'} \cong E_{1/2} = \frac{(E_p^c + E_p^a)}{2} \quad \text{Ec. 4.10}$$

La ecuación anterior se cumple, toda vez que los coeficientes de difusión de ambas especies sean próximos y se elimine el término logarítmico de la ecuación de Nerst (Ec. 4.11):

$$E_{1/2} = E^{0'} + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{D_{Red}^{1/2}}{D_{Ox}^{1/2}} \right) \quad \text{Ec. 4.11}$$

Los sistemas reversibles que son lo suficientemente rápidos como para mantener las concentraciones de reactivo y producto en la superficie del electrodo muestran un comportamiento típico, pues el potencial donde se manifiestan los picos anódico y catódico presentan una diferencia constante, de acuerdo con la ecuación 4.12.

$$\Delta E = E_p^a - E_p^c = \frac{2.22RT}{nF} = \frac{57.0mV}{n} \quad (a 25^\circ C) \quad \text{Ec. 4.12}$$

Los argumentos anteriores permiten calcular el término voltamperométrico $E_{p/2}$ (potencial de medio pico) para un sistema reversible, que indica una mejor estimación del punto medio entre los picos de un voltamperograma (el valor de potencial correspondiente para $i_p/2$). En la Ecuación 4.13 el signo positivo se toma para un proceso de oxidación, mientras que el signo negativo para una reducción.

$$E_{p/2} = E_{1/2} \pm 1.09 \frac{RT}{nF} = E_{1/2} \pm \frac{28.0mV}{n} \quad (a 25^\circ C) \quad \text{Ec. 4.13}$$

Para un sistema reversible E_p es independiente de la velocidad de barrido.

Por otro lado, los sistemas irreversibles dependen de la velocidad de barrido. La siguiente relación es importante pues involucra estos dos términos, E^0 y v .

$$E_p^c = E^0 - \frac{RT}{aFn} \left[0.780 + \ln \left(\frac{D^{1/2}}{k^0} \right) + \ln \left(\frac{aFv}{RT} \right)^{1/2} \right] \quad \text{Ec. 4.14}$$

Las variables descritas en la Ecuación 4.14 ya han sido definidas. Para un sistema electroquímico irreversible la gráfica de $E_p = f(\ln v)$, para el pico anódico o catódico, genera una línea recta cuya ordenada al origen se ajusta a E^0 . La recta presenta una pendiente de $\frac{1.15RT}{an}$ o $\frac{30mV}{an}$ a 25°C por cada incremento de 10 mV/s en la velocidad de barrido. En estos casos el potencial de pico es una variable que no depende de la concentración del analito. Para definir el E_p^a , la función anterior toma los mismos términos, pero los sumandos cambian de signo (a excepción del E^0).

Un criterio rápido para determinar α se basa en la diferencia entre el potencial de pico (E_p) y el potencial a la mitad de la altura de pico ($E_{p/2}$) (Ec. 4.15).

$$\left| E_p - E_{p/2} \right| = \frac{1.857RT}{anF} = \frac{47.7mV}{an} \quad (\alpha 25^\circ C) \quad \text{Ec. 4.15}$$

Existen tratamientos formales para el análisis de las curvas $i - E$ para sistemas irreversibles; sin embargo, los reportes presentan tratamientos de datos inconvenientes y tediosos.

Finalmente, existen dos funciones (para electroreducción y electrooxidación respectivamente) que permiten evaluar la constante estándar heterogénea de velocidad de transferencia de electrones, k^0 , a partir de una combinación entre la corriente de pico y el potencial normal condicional redox según la aproximación de Butler –Volmer (Ec. 4.16, 4.17):

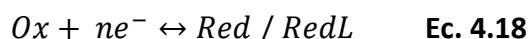
$$i_p^a = 0.227nFAC_{Ox}k^0e^{-anf(E_p-E^0)} \quad \text{Ec. 4.16}$$

$$i_p^c = 0.227nFAC_{Red}k^0e^{-anf(E_p-E^0)} \quad \text{Ec. 4.17}$$

Donde $f = \frac{F}{RT}$ en unidades de $[V^{-1}]$. Una gráfica de $\ln i_p = f(E_p - E^{\circ'})$ determinada a diferentes velocidades de barrido, debe producir una línea recta con pendiente $-\alpha n f$ y una intercepción proporcional a k° [15].

4.4.2.- Reacciones químicas acopladas y mecanismos de reacción en Voltametría Cíclica

Una reacción química acoplada es una reacción química en la que uno de los pares redox participa en el proceso global que acompañan a un proceso electroquímico.



En la Ecuación 4.18 se ilustra una reacción electroquímica reversible que aparece con un equilibrio de una reacción química acoplada irreversible donde *Red* reacciona con *L* (Mecanismo Electroquímico reversible – Químico irreversible, $E_r C_i$). En la literatura se pueden encontrar ejemplos que muestran las aplicaciones de la voltametría cíclica en el estudio de mecanismos de reacción, así como los perfiles ocasionados por las reacciones químicas acopladas.

En la Figura 4.12a se presenta el voltamograma de un sistema reversible, donde la intensidad de picos $i_a^p / i_c^p = 1$, independientemente de la velocidad de barrido de potencial. El voltamograma de la Figura 4.12b muestra el perfil de una reacción química acoplada a la reacción electroquímica anterior.

Se presenta la reducción de Ox al electrodo; sin embargo, al invertir el barrido de potencial no se observa señal alguna asociada, esto implica que algo le sucedió al producto, en efecto, éste reacciona con alguna especie presente en el medio por lo que el par redox ya no está presente. Así, al realizar el barrido de regreso al valor de potencial de inicio, no se observa señal alguna o se presenta muy separada de la primera señal ocasionando que el cociente $i_a^p / i_c^p < 1$. Para deducir el posible mecanismo asociado, se utiliza el cociente de intensidad de corrientes de pico.

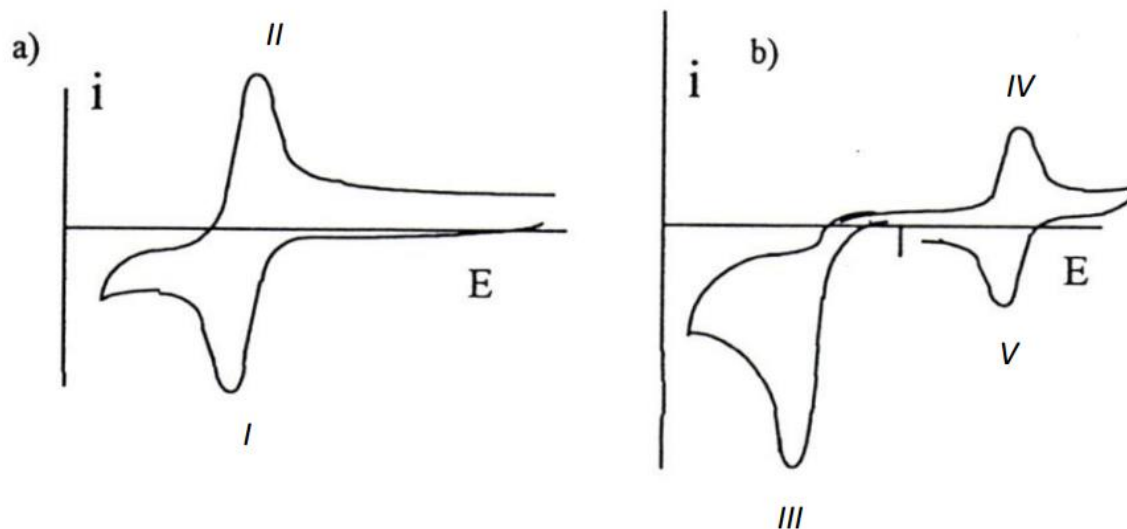
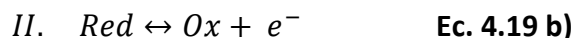
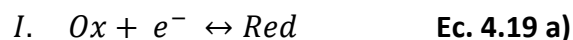


Figura 4.12. Voltamograma de reducción de un compuesto Ox a) sin reacción química acoplada b) con reacción química acoplada ^[15].

Las reacciones que acontecen son:



La Figura 4.12 muestra como la presencia de la reacción química acoplada modifica el voltamograma de reducción. En conclusión, el producto A es electroactivo y presenta una señal reversible.

Se han reportado diversas funciones con una serie de variaciones típicas que ayudan a determinar el tipo de mecanismo electroquímico que se presenta considerando las reacciones químicas acopladas que acontecen. Muchas de estas funciones se engloban en los denominados parámetros de Nicholson and Shain. A continuación se presentan los perfiles que puede adoptar la función i_a^p/i_c^p de acuerdo al tipo de reacción química acoplada que interviene Fig. 4.13.

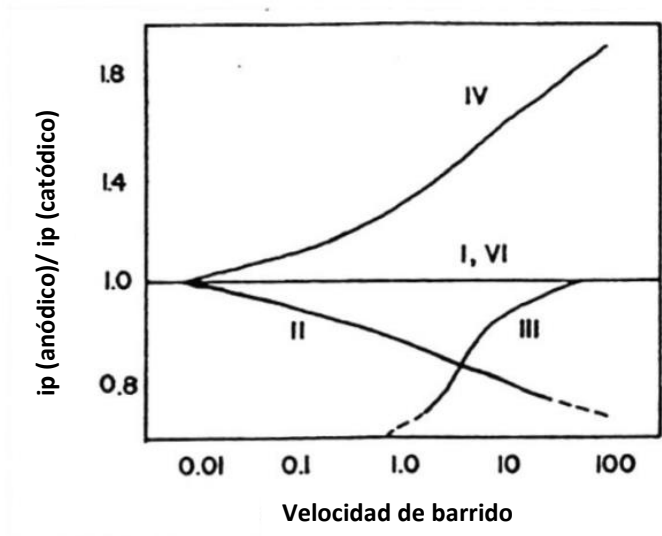


Figura 4.13. Cociente de corrientes de pico anódico a catódico como una función de la velocidad de barrido de potencial para varios mecanismos electroquímicos ^[15].

La variación de la diferencia del cociente del potencial de medio pico entre la diferencia del logaritmo de la velocidad de barrido en función de la velocidad de barrido, permite determinar el tipo de mecanismo electroquímico que acontece. Este criterio es útil en los casos en que las reacciones químicas acopladas no permitan la identificación plena del pico, pero sí de $E_{p/2}$. El siguiente perfil toma en cuenta dos límites (superior e inferior) en función del número de electrones intercambiados por el sistema en estudio.

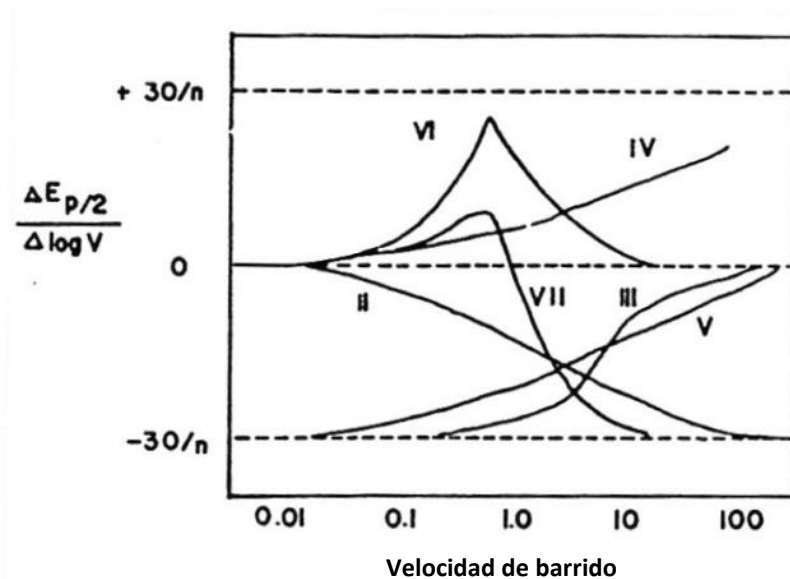


Figura 4.14. Velocidad de cambio de potencial como una función de la velocidad de barrido para varios mecanismos al electrodo ^[15].

Por otro lado, función de corriente, $\Psi(E)$, es proporcional a la corriente de pico. Se expresa de la siguiente forma (Ec. 4.20):

$$\Psi(E) = \frac{i_p}{FAD^{1/2}Cf^{1/2}v^{1/2}} \quad \text{Ec. 4.20}$$

Donde i_p representa la corriente de pico observada y el denominador corresponde al valor de corriente al evaluar los parámetros marcados (los mismos que aparecen en la Ecuación 4.20).

Experimentalmente la función de corriente es muy fácil de obtener, pues todos los parámetros son constantes para una especie electroactiva dada, en un medio definido, bajo el mismo electrodo y a la misma concentración, por lo que basta con representar $\frac{i_p}{v^{1/2}} = (\Psi)$. En la figura Figura 4.15 se presenta el perfil de la función.

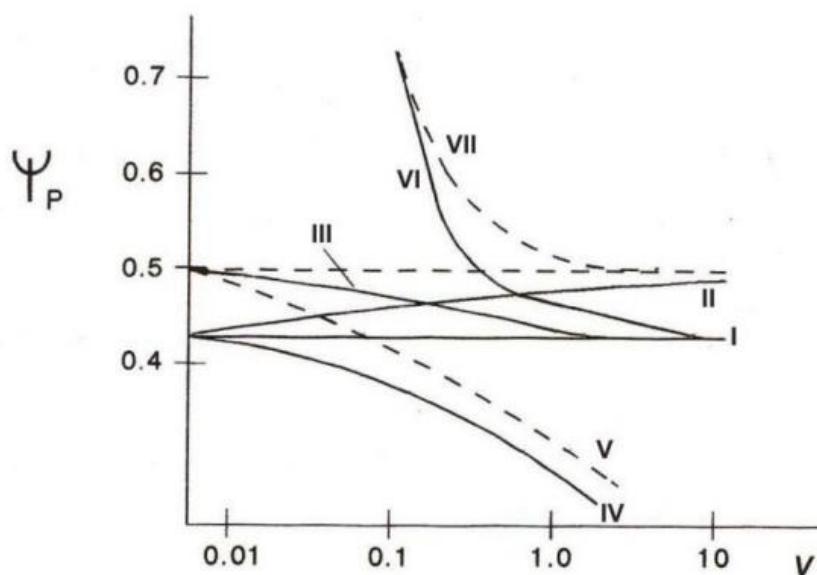


Figura 4.15. Influencia de la velocidad de barrido sobre la función de corriente para varios procesos electroquímicos con reacciones químicas acopladas ^[15].

Los mecanismos electroquímicos que involucran reacciones químicas acopladas de acuerdo a los perfiles anteriores (Figura 4.13, Figura 4.14 y Figura 4.15) son:

I. Transferencia de electrón reversible sin complicaciones químicas.



II. Transferencia de electrón reversible seguida de una reacción química reversible.



III. Transferencia de electrón reversible seguida de una reacción química irreversible.



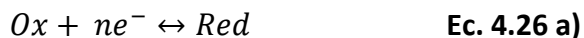
IV. Reacción química reversible seguida de una transferencia de electrón reversible.



V. Reacción química reversible seguida de una transferencia de electrón irreversible.



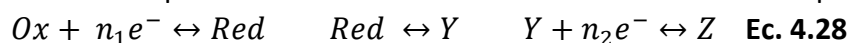
VI. Transferencia de electrón reversible seguida por una regeneración irreversible del analito inicial. Regeneración catalítica.



VII. Transferencia de electrón irreversible seguida por una regeneración irreversible del analito inicial.



VIII. Transferencia múltiple de electrones con intervención de reacciones químicas.



Es importante señalar que las descripciones anteriores y los modelos presentados en este apartado son válidos para el proceso de reducción tal cual, y requieren una adecuación inversa para el proceso de oxidación ^[15].

5.- METODOLOGÍA

En la Figura 5.1 se presenta el esquema general de trabajo empleado para obtener los voltamperogramas cíclicos para el sistema mineral-colector-depresor (Pirita-Xantato Etilico de Potasio-Quebracho), en donde se muestra la preparación tanto del electrodo de trabajo como la preparación de las soluciones, teniendo como último paso las pruebas de voltametría cíclica realizadas.

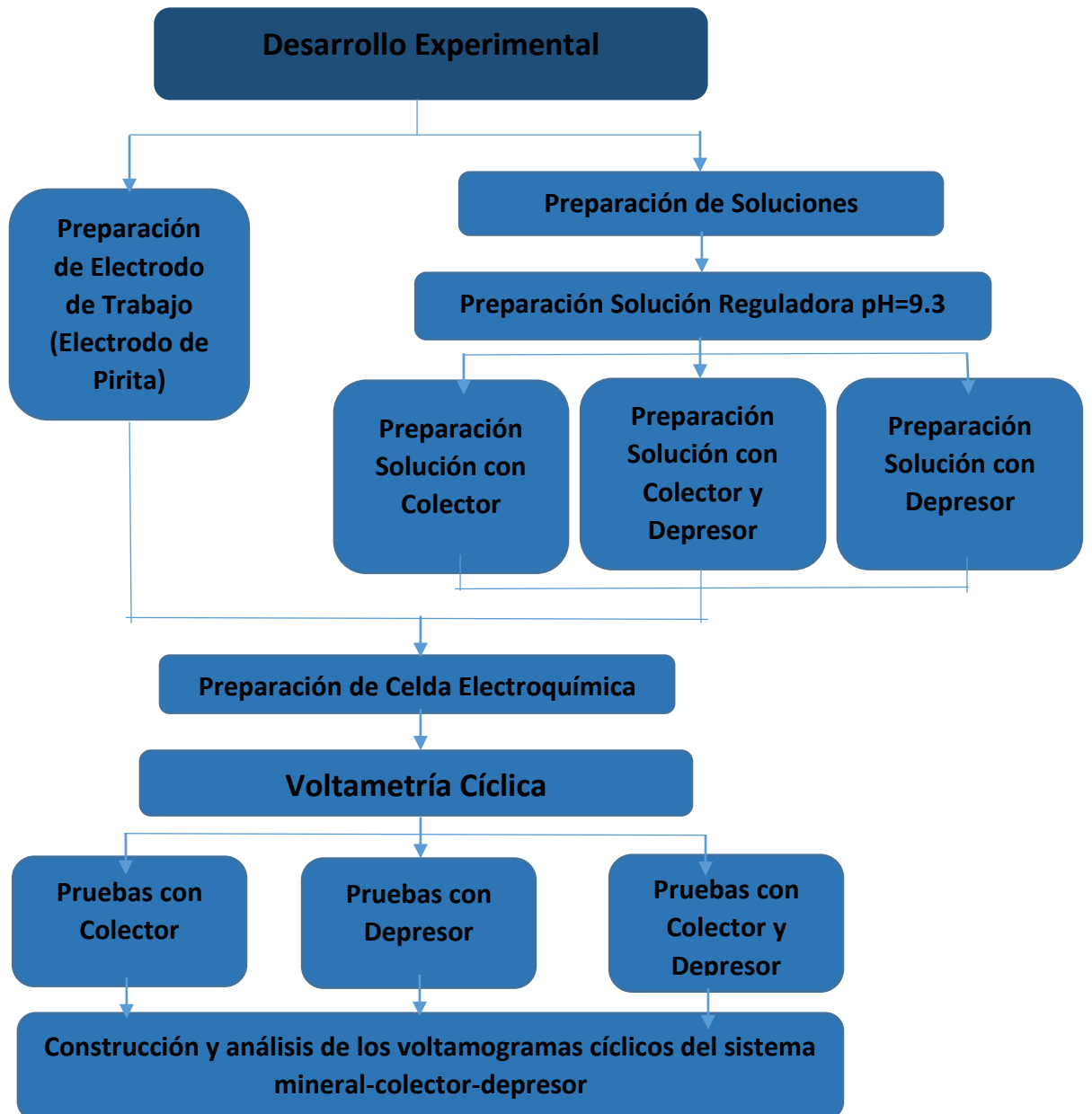


Figura 5.1. Diagrama de flujo general de la metodología empleada.

5.1.- Preparación de electrodo de trabajo (Electrodo de Pirita)

Para la fabricación del electrodo de Pirita fue necesario cortar un cubo de Pirita de alta pureza con dimensiones de 1 cm por lado, el corte se realizó con la ayuda de una cortadora de disco de diamante y posteriormente se le practicó un desbaste para que el cubo quedara con las dimensiones necesarias (Figura 5.2).



Figura 5.2. Cubo de Pirita utilizado para electrodo de trabajo.

Después de tener el cubo con las dimensiones necesarias se prosiguió a unirlo con un cable de cobre, esto mediante una capa de grafito para posteriormente montarla en resina no conductora de colada en frío dejando un área de exposición de 1 cm². Para cada prueba realizada se realizó un acabado superficial el cual consistió en un desbaste con lija 600 para posteriormente enjuagar el electrodo con agua y alcohol.



Figura 5.3. Electrodo de Pirita

5.2.- Preparación de soluciones.

Preparación de solución reguladora a pH 9.3

Para preparar la solución reguladora se utilizó una disolución del par Ácido Bórico/Borato de Sodio (Figura 5.4) esta disolución se realizó para obtener una concentración de 0.025 M con el fin de lograr una solución de pH de 9.3.

Preparación de solución con colector.

Para preparar la solución con el colector (Xantato Etilico de Potasio) (Figura 5.4) se utilizó la solución reguladora anterior como solvente para una concentración de $1.5 \times 10^{-4} \text{M}$ de XEK.

Preparación de Solución con Colector.

Para preparar la solución con el depresor (Quebracho Schinopsis Lorentzii) (Figura 5.4) como solvente se ocupó la solución reguladora para obtener soluciones a distintas concentraciones de quebracho de 10, 20, 50 y 100 ppm, cada una de estas soluciones se realizaron por triplicado.

Preparación de Solución con Colector y depresor.

Para preparar la solución con el colector y depresor se utilizó la solución con colector como solvente, se le añadió la cantidad de quebracho necesario para cada prueba de 0, 10, 20, 50 y 100ppm de quebracho (Schinopsis Lorentzii) (Figura 5.4) cada solución se realizó por triplicado.

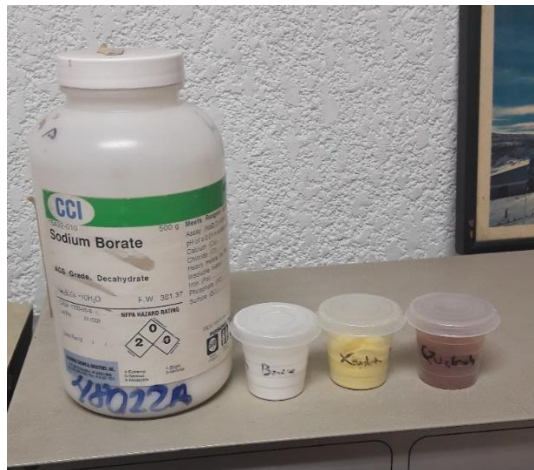


Figura 5.4. Reactivos utilizados en las soluciones (Borato de Sodio, Ácido Bórico, Xantato Etilico de Potasio y Quebracho T5).

5.3.- Preparación de celda electroquímica

La celda electroquímica (Figura 5.5) estaba constituida por tres electrodos, donde los electrodos fueron los siguientes:

- Electrodo de trabajo (Electrodo de Pirita)
- Electrodo de Referencia (Ag/AgCl)
- Contraelectrodo (Electrodo de Grafito)

Para completar la celda electroquímica se empleaba el electrolito previamente preparado para cada prueba.

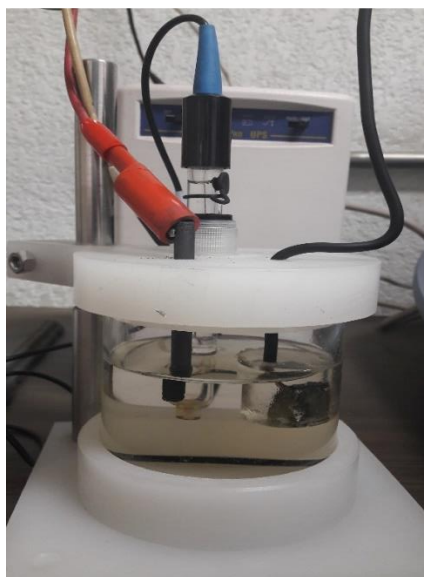


Figura 5.5. Celda Electroquímica.

5.4.- Voltametría Cíclica

El sistema experimental consistió de un potenciostato, una celda electroquímica y una computadora. Ésta con la ayuda del programa *Research Electrochemistry Software 4.4* registraba los valores obtenidos.



*Figura 5.6. Potenciostato VersaStat
250*

Las pruebas se realizaron utilizando un potenciostato VersaStat 250 (Figura 5.6). Este arreglo permitió dar las instrucciones de barrido cíclico donde los intervalos de potencial fueron los siguientes:

$$E_i = -1000 \text{ mV}$$

$$E_f = 0.0 \text{ mV}$$

En la Tabla 5 se muestran los valores asignados en el programa para realizar las pruebas.

Tabla 5 Valores de E_i , E_f , electrodo de referencia, velocidad de barrido, estado y área del electrodo de trabajo asignados para las pruebas.

Velocidad de Barrido (mV/s)	5,10 y 20
Electrodo de Trabajo	Solido
Área del Electrodo (cm ²)	1
E_i (V)	-1
E_f (V)	0
Electrodo de Referencia	AgCl

Las condiciones experimentales de cada sistema se muestran a continuación.

Tabla 5.1: Condiciones para las pruebas realizadas con el colector a $1.5 \times 10^{-4} \text{ M}$ de Xantato Etilico de Potasio.

Sistema FeS₂-XEK

Prueba	Velocidad de barrido	Colector XEK	Solución Reguladora H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
005A	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
005B	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
005C	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
010A	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
010B	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
010C	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
020A	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
020B	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
020C	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3

Tabla 5.2: Condiciones para las pruebas realizadas con el colector y depresor a 10 ppm de Quebracho T5. Sistema FeS₂-XEK-Q

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	XEK	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
1005A	10ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1005B	10ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1005C	10ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1010A	10ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1010B	10ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1010C	10ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1020A	10ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1020B	10ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
1020C	10ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3

Tabla 5.3: Condiciones para las pruebas realizadas con el colector y el depresor a 20 ppm de Quebracho T5

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	XEK	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
2005A	20ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2005B	20ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2005C	20ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2010A	20ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2010B	20ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2010C	20ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2020A	20ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2020B	20ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
2020C	20ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3

Tabla 5.4: Condiciones para las pruebas realizadas con el colector y el depresor a 50 ppm de Quebracho T5

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	XEK	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
5005A	50ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5005B	50ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5005C	50ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5010A	50ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5010B	50ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5010C	50ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5020A	50ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5020B	50ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
5020C	50ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3

Tabla 5.5: Condiciones para las pruebas realizadas con el colector y depresor a 100 ppm de Quebracho T5

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	XEK	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
10005A	100ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10005B	100ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10005C	100ppm	5mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10010A	100ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10010B	100ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10010C	100ppm	10mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10020A	100ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10020B	100ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3
10020C	100ppm	20mV/s	1.5x10-4M	0.025M	9.3

Tabla 5.6: Condiciones para las pruebas realizadas con el depresor a 10 ppm de Quebracho T5.

Sistema FeS₂-Q

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
1005AQ	10ppm	5mV/s	0.025M	9.3
1005BQ	10ppm	5mV/s	0.025M	9.3
1005CQ	10ppm	5mV/s	0.025M	9.3
1010AQ	10ppm	10mV/s	0.025M	9.3
1010BQ	10ppm	10mV/s	0.025M	9.3
1010CQ	10ppm	10mV/s	0.025M	9.3
1020AQ	10ppm	20mV/s	0.025M	9.3
1020BQ	10ppm	20mV/s	0.025M	9.3
1020CQ	10ppm	20mV/s	0.025M	9.3

Tabla 5.7: Condiciones para las pruebas realizadas con el depresor a 20ppm de Quebracho T5.

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
2005AQ	20ppm	5mV/s	0.025M	9.3
2005BQ	20ppm	5mV/s	0.025M	9.3
2005CQ	20ppm	5mV/s	0.025M	9.3
2010AQ	20ppm	10mV/s	0.025M	9.3
2010BQ	20ppm	10mV/s	0.025M	9.3
2010CQ	20ppm	10mV/s	0.025M	9.3
2020AQ	20ppm	20mV/s	0.025M	9.3
2020BQ	20ppm	20mV/s	0.025M	9.3
2020CQ	20ppm	20mV/s	0.025M	9.3

Tabla 5.8: Condiciones para las pruebas realizadas con el depresor a 50ppm de Quebracho T5.

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
5005AQ	50ppm	5mV/s	0.025M	9.3
5005BQ	50ppm	5mV/s	0.025M	9.3
5005CQ	50ppm	5mV/s	0.025M	9.3
5010AQ	50ppm	10mV/s	0.025M	9.3
5010BQ	50ppm	10mV/s	0.025M	9.3
5010CQ	50ppm	10mV/s	0.025M	9.3
5020AQ	50ppm	20mV/s	0.025M	9.3
5020BQ	50ppm	20mV/s	0.025M	9.3
5020CQ	50ppm	20mV/s	0.025M	9.3

Tabla 5.9: Condiciones para las pruebas realizadas con el depresor a 100ppm de Quebracho T5.

Prueba	Quebracho (T5)	Velocidad de barrido	H ₃ BO ₃ /Na ₂ B ₄ O ₇	pH
10005AQ	100ppm	5mV/s	0.025M	9.3
10005BQ	100ppm	5mV/s	0.025M	9.3
10005CQ	100ppm	5mV/s	0.025M	9.3
10010AQ	100ppm	10mV/s	0.025M	9.3
10010BQ	100ppm	10mV/s	0.025M	9.3
10010CQ	100ppm	10mV/s	0.025M	9.3
10020AQ	100ppm	20mV/s	0.025M	9.3
10020BQ	100ppm	20mV/s	0.025M	9.3
10020CQ	100ppm	20mV/s	0.025M	9.3

6.- RESULTADOS Y DISCUSIÓN

6.1.- Voltamogramas sistema FeS₂-XEK.

A continuación, se muestran los voltamogramas obtenidos para el sistema Mineral-Colector:

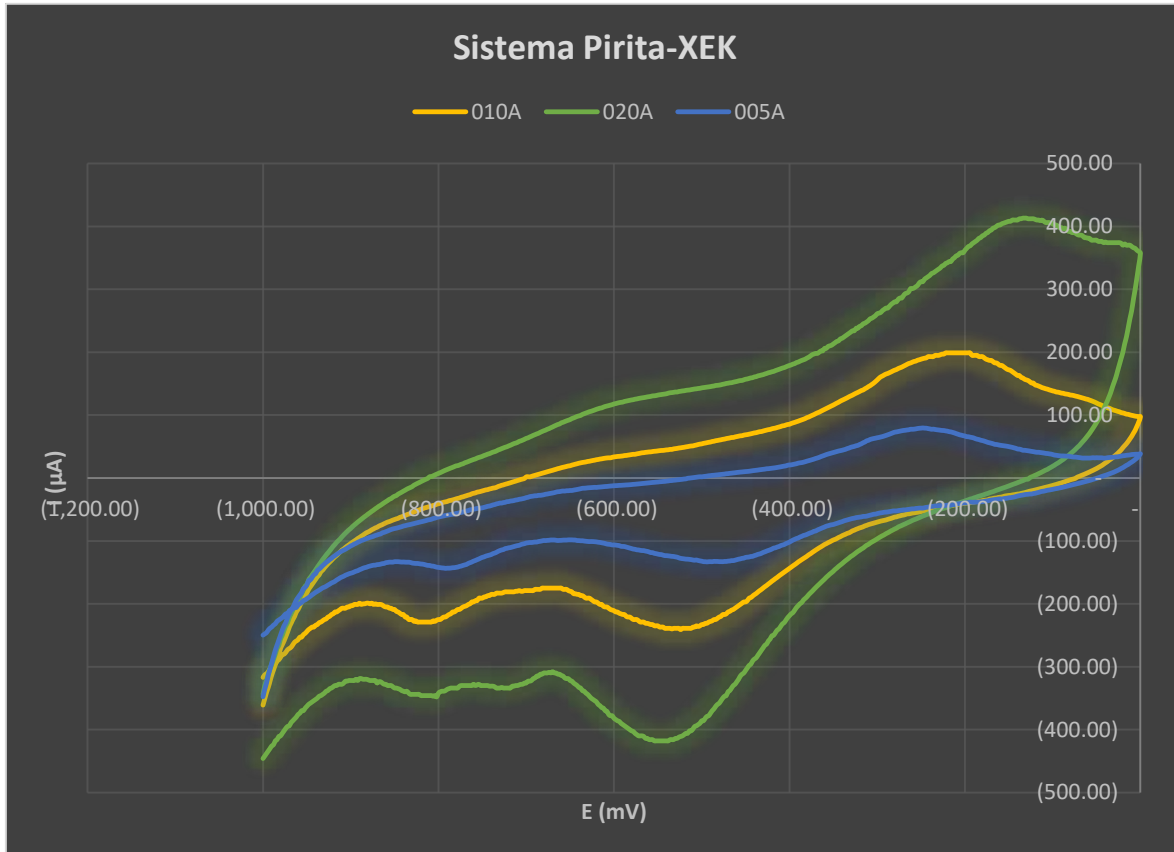


Figura 6: Voltamogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para el sistema Pirita-XEK

En la Figura 6 se observa el voltamograma de la Prueba 005A a una velocidad de barrido de 5 mV/s. En la curva de oxidación se logra apreciar un pico anódico a un valor de -248.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -494 mV y otro a -792 mV. El voltamograma de la Prueba 010A a una velocidad de barrido de 10 mV/s. En la curva de oxidación se aprecia un pico anódico a un valor de -208 mV, mientras que en la curva de reducción existe un pico catódico a -494 mV y otro a -816 mV. Por último el voltamograma de la Prueba 020A para una velocidad de barrido de 20 mV/s. En la curva de oxidación se aprecia un pico anódico a un valor de -144.01 mV y en la curva de reducción existe un pico catódico a -494 mV y otro a -722 mV. Estos valores de potenciales de pico se registran en la Tabla 6.1.

Tabla 6.1: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 005A, 010A y 020A para el sistema FeS₂-XEK

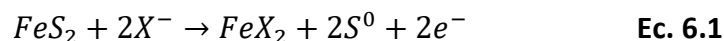
	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
005A	-143.7	-792	-133.4	-494	79.7	-248.01
010A	-229	-816	-241	-524	199	-208
020A	-378	-722	-418	-550	405	-144.01

Al observar los voltamogramas se aprecia que los picos están mejores definidos a una velocidad de 20 mV/s. En cuanto a la influencia de la velocidad de barrido en la Figura 6 se puede notar que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven mas positivos y esto debido a que a velocidades más altas en este sistema, las reacciones ocurren más rápido. Los picos catódicos se desplazan a valores mas negativos debido a que a mayor velocidad en este sistema las reacciones ocurren con mayor facilidad. Esto también se puede verificar ya que tanto los picos catódicos como los picos anódicos a medida que aumenta la velocidad de barrido los picos estan mejor definidos y la corriente de pico aumenta.

En conclusión a velocidades más altas de velocidad de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, en el caso de este sistema FeS₂-XEK a fue 20 mV/s.

6.2.- Equilibrios propuestos para el sistema FeS₂-XEK.

Para el pico anódico de los voltamogramas del Sistema Pirita-Xantato Etilico de Potasio (Fig. 6) se propone la siguiente reacción misma que los autores *Cristina Constantine* y *Paul Chirita* describen en su trabajo ^[16]:



Para verificar que el equilibrio sea el correcto a continuación se calcula teóricamente el valor de potencial a partir de la ecuación de Nerst y la energía libre de Gibbs.

$$\Delta G_r^0 = \sum \Delta G_{\text{productos}} - \sum \Delta G_{\text{reactivos}} \quad \text{Ec. 6.2}$$

$\Delta G_r^0 = \text{Energía libre de Gibbs de reacción}$

$\Delta G_{\text{productos}} = \text{Energía libre de Gibbs de formación de los productos}$

$\Delta G_{\text{reactivos}} = \text{Energía libre de Gibbs de formación de los reactivos}$

$$E^0 = \frac{\Delta G_r^0}{nF} \quad \text{Ec. 6.3}$$

$$E' = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{Ec. 6.4}$$

E' = Potencial corregido del electrodo

E^0 = Potencial en condiciones estandar

R = Constante de los gases

T = Temperatura

n = Cantidad de mol de electrones

F = Constante de Faraday

Q = Cociente de reacción

$$E'_{\text{Ag/AgCl}} = -184 \text{ mV}$$

En la tabla 6.2 se compara el valor del potencial teórico con los experimentales a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s para el sistema Pirita-XEK se obtiene lo siguiente:

Tabla 6.2: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-XEK vs E_{Ag/AgCl}.

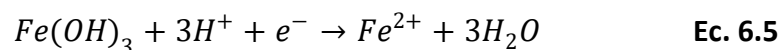
Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-248.01	-184
10	-208	-184
20	-144	-184

Por lo anterior este pico coincide con el equilibrio propuesto.

Este pico representa la oxidación de los iones xantatos a dixantogeno o xantato de hierro en la superficie del mineral, lo que provoca su hidrofobicidad y por lo tanto su fácil flotabilidad [5]. La variación de los valores de potencial de pico anódico de 5 y 20 mV/s con

respecto al valor obtenido a 10 mV/s que se acerca más al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido que hace que se desplace el pico a valores más positivos o más negativos ^[17].

Para el primer pico catódico de los voltamogramas del Sistema Pirita-Xantato Etilico de Potasio (Fig. 6) se propone la siguiente reacción misma que los autores *Juan Ortiz y salvador Barbato* describen en su trabajo ^[21]:



Para verificar que el equilibrio sea el correcto se calcula teóricamente el valor de potencial a partir de valores termodinámicos como anteriormente se hizo.

$$E'_{Ag/AgCl} = 820 \text{ mV}$$

Comparando el valor del potencial teórico con los experimentales a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s para el sistema Pirita-XEK se obtiene lo siguiente (Tabla 6.3):

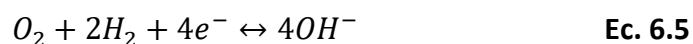
Tabla 6.3: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-XEK vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-792	-820
10	-816	-820
20	-722	-820

Por lo anterior podemos decir que este pico coincide con el equilibrio propuesto.

Este pico representa el comienzo de la reducción de Fe³⁺ a Fe²⁺ donde las fases de los hidróxidos de Hierro (III) formados en la superficie del mineral se reducen hasta formar Fe²⁺ ^[21]. La variación de los valores de potencial de pico catódico de 5 y 20 mV/s con respecto al valor obtenido a 10 mV/s mismo que se acerca más al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico ya sea a valores más positivos o más negativos ^[17].

Para el segundo pico catódico de los voltamogramas del Sistema Pirita-Xantato Etilico de Potasio (Fig. 6) se propone la siguiente reacción ^[5]:



Para verificar que el equilibrio sea el correcto se calcula teóricamente el valor de potencial a partir de valores termodinámicos como anteriormente se hizo

$$E'_{Ag/AgCl} = 559.7 \text{ mV}$$

Comparando el valor del potencial teórico con los experimentales a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s para el sistema Pirita-XEK se obtiene lo siguiente (Tabla 6.4):

Tabla 6.4: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-XEK vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-494	-559.7
10	-524	-559.7
20	-550	-559.7

Por lo anterior este pico coincide con el equilibrio propuesto.

Este pico representa la formación del anión hidróxido al existir la reducción del oxígeno, esta reacción se lleva a cabo debido al medio alcalino presente en el sistema ^[5]. La variación de los valores de potencial de pico catódico de 5 y 10 mV/s con respecto al valor obtenido a 20 mV/s que se acerca más al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico a valores más positivos ^[17].

6.3.- Voltamogramas sistema FeS₂-XEK-Q.

A continuación, se presentan los voltamogramas a diferentes velocidades de barrido para una concentración de 10 ppm de Quebracho para el sistema FeS₂-XEK-Q (Figura 6.16):

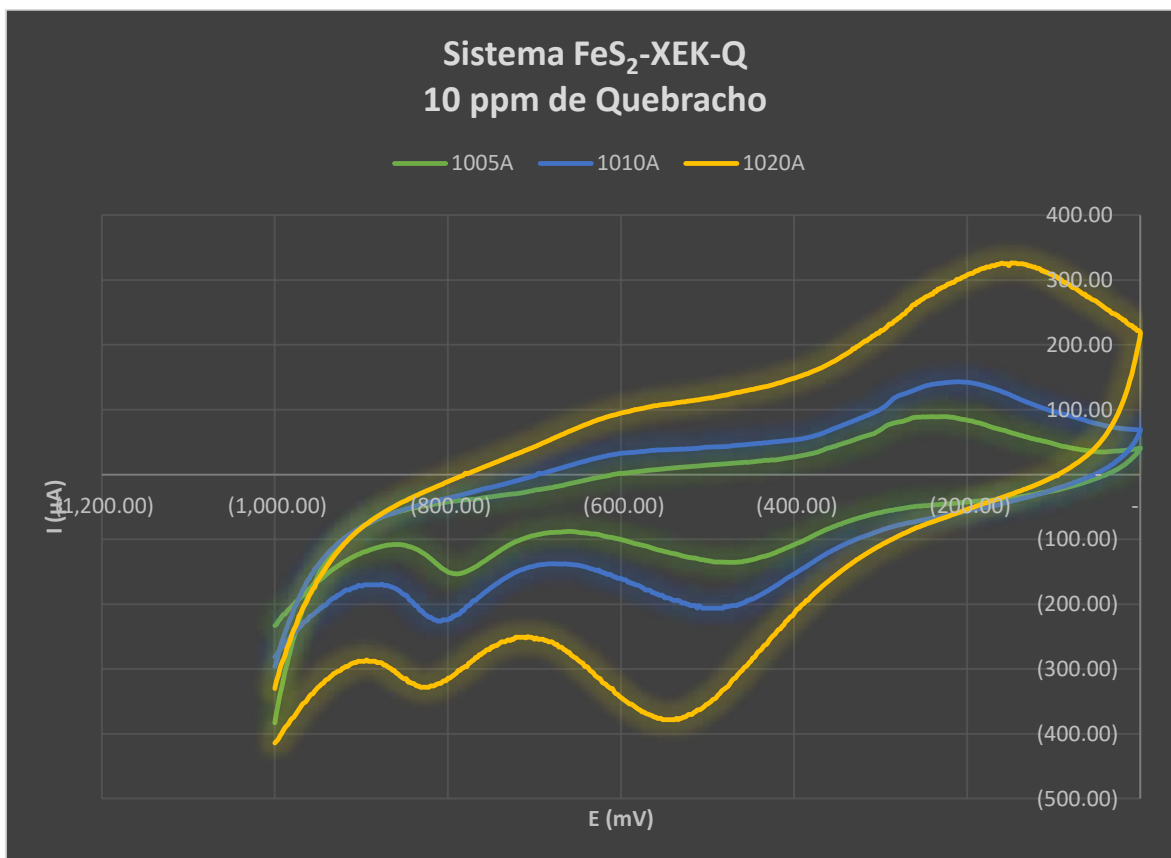


Figura 6.1: Voltamogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 10 ppm de quebracho para el sistema Pirita-XEK-Quebracho.

En la Figura 6.1 se muestra el voltamograma de la Prueba 1005A para el sistema FeS₂-XEK-Q a una velocidad de barrido de 5 mV/s. En la curva de oxidación se puede notar un pico anódico a un valor de -224.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -474 mV y otro a -790 mV. Para el voltamograma de la Prueba 1010B realizado a una velocidad de barrido de 10 mV/ se puede observar un pico anódico a un valor de -212.01 mV en la curva de oxidación, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -492 mV y otro a -810 mV. Por último, en el voltamograma de la Prueba 1020A a una velocidad de barrido de 20 mV/s en la curva de oxidación se puede observar un pico anódico a un valor de -148.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forman dos picos catódicos, uno a -826 mV y el otro a -544 mV. Los valores se registran en la Tabla 6.5.

Tabla 6.5: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 1005A, 1010B y 1020A para el sistema FeS₂-XEK-Q.

	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
1005A	-153.3	-790	-135.5	-474	89.4	-224.01
1010B	-250	-810	-224	-492	160.4	-212.01
1020A	-328	-826	-378	-544	326	-148.01

Al observar los voltamogramas se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 10 mV/s. En cuanto a la velocidad de barrido en la Figura 6.1 se puede notar que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven mas positivos y esto debido a que a velocidades más altas en este sistema, las reacciones ocurren mas rápido. Los picos catódicos se desplazan a valores mas negativos debido a que a mayor velocidad en este sistema las reacciones ocurren con mayor facilidad. Esto también se puede verificar ya que tanto los picos catódicos como los picos anódicos a medida que aumenta la velocidad de barrido los picos estan mejor definidos y la corriente de pico aumenta.

En conclusión a velocidades más altas de velocidad de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, para este sistema FeS₂-XEK-Q con una concentración de quebracho de 10 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

Se muestran los voltamogramas a diferentes velocidades de barrido para una concentración de 20 ppm de Quebracho para el sistema Pirita-XEK-Quebracho (Figura 6.2)

En la Figura 6.2 se muestra el voltamograma de la Prueba 2005B para el sistema FeS₂-XEK-Q realizado a una velocidad de barrido de 5 mV/s. En la curva de oxidación se aprecia un pico anódico a un valor de -240.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -490 mV y otro a -796 mV. Para el voltamograma de la Prueba 2010B realizado a una velocidad de barrido de 10 mV/s se aprecia un pico anódico a un valor de -200.01 mV en la curva de oxidación, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -508 mV y otro a -806 mV. Por último, se muestra el voltamograma de la Prueba 2020A realizado a una velocidad de barrido de 20 mV/s donde en la curva de oxidación se aprecia un pico anódico a un valor de -152.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -546 mV y otro a -828 mV. En la Tabla 6.6 los valores se encuentran registrados.

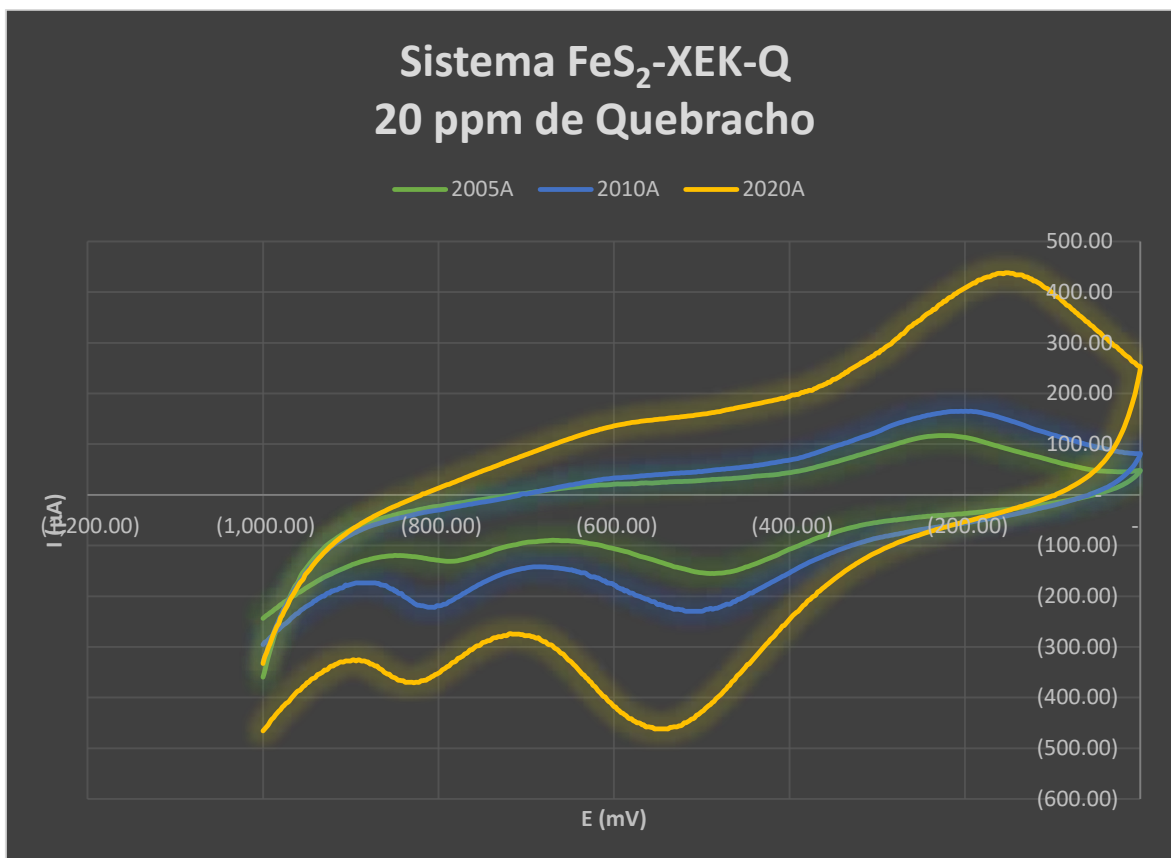


Figura 6.2: Voltamogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 20 ppm de quebracho para el sistema Pirita-XEK-Quebracho

Tabla 6.6: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 2005B, 2010B y 2020A para el sistema FeS₂-XEK-Q.

	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (µA)	E (mV)	I (µA)	E (mV)	I (µA)	E (mV)
2005B	-150.1	-796	-138.9	-490	102.9	-240.01
2010B	-206	-806	-219	-508	153.3	-200.01
2020A	-371	-828	-462	-546	438	-152.01

Al observar los voltamogramas (Figura 6.2) se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 20 mV/s, se puede observar que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven mas positivos y esto debido a que a velocidades más altas en este sistema, que quiere decir que las reacciones ocurren mas rápido. Los picos catódicos se desplazan a valores mas negativos debido a que a mayor velocidad en este sistema las reacciones ocurren con mayor facilidad. También se alcanza a notar una mejor definición de los picos tanto anódico como catódicos a velocidades mayores por lo que concuerda con lo antes dicho.

En resumen a velocidades más altas de velocidad de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, en el caso de este sistema Pirita-XEK-Quebracho con una concentración de quebracho de 20 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

Se presentan los voltamogramas a diferentes velocidades de barrido para una concentración de 50 ppm de Quebracho para el sistema FeS_2 -XEK-Q (Figura 6.3)

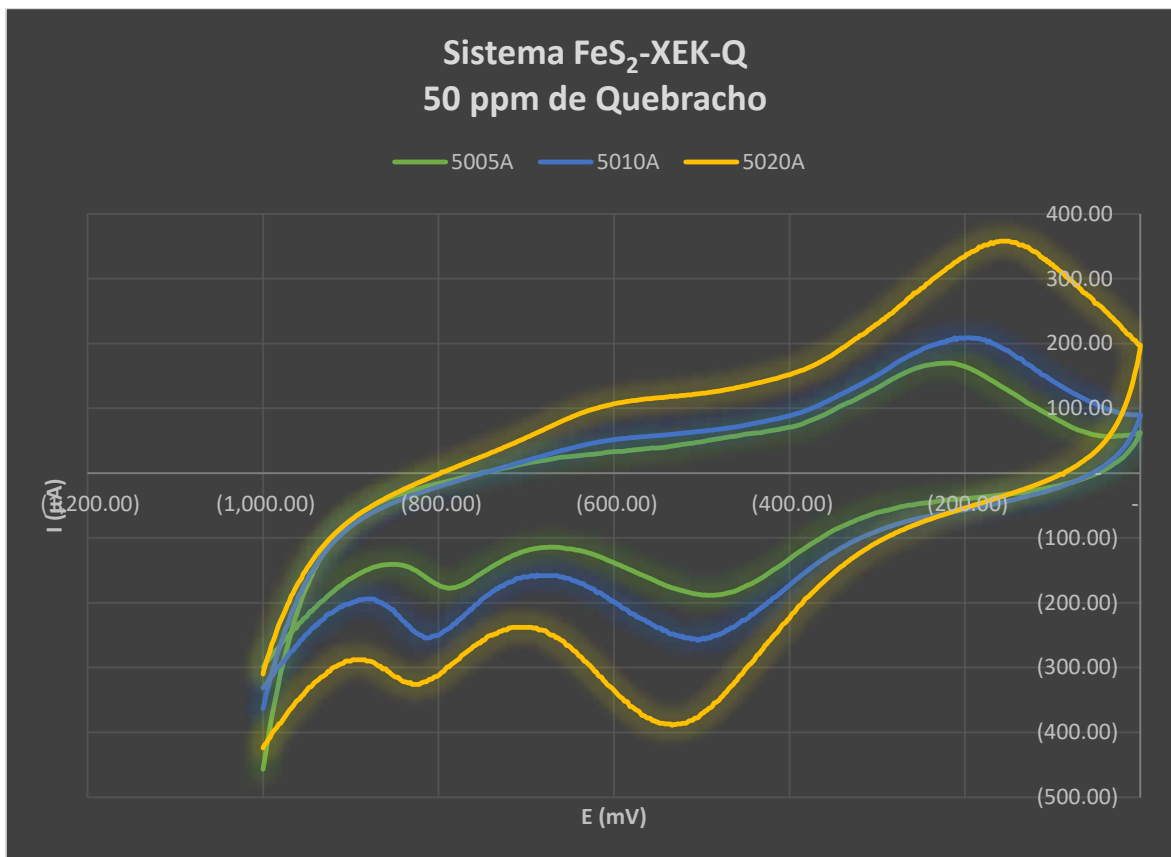


Figura 6.3: Voltamperogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 50 ppm de quebracho para el sistema Pirita-XEK-Quebracho

El voltamograma de la Prueba 5005B para el sistema FeS_2 -XEK-Q realizado a una velocidad de barrido de 5 mV/s se muestra en la Figura 6.3. En la curva de oxidación se logra distinguir un pico anódico a un valor de -236.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -486 mV y otro a -792 mV. El voltamograma de la Prueba 5010B a una velocidad de barrido de 10 mV/s en la curva de oxidación se observa un pico anódico a un valor de -204.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -504 mV y otro a -806 mV. Se muestra el voltamograma de la Prueba 5020A a una velocidad de barrido de 20 mV/s donde en la curva de oxidación se distingue un pico anódico a un valor de -156.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -534 mV y otro a -826 mV. Los valores de potenciales obtenidos se observan en la Tabla 6.7.

Tabla 6.7: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 5005B, 5010B y 5020A para el sistema FeS₂-XEK-Q.

	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
5005B	-152.1	-792	-153.3	-486	120.2	-236.01
5010B	-250	-806	-238	-504	166.6	-204.01
5020A	-326	-826	-389	-534	358	-156.01

Al observar los voltamogramas se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 20 mV/s, se deduce que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven mas positivos, que quiere decir que las reacciones ocurren mas rápido. Los picos catódicos se desplazan a valores más negativos debido a que a mayor velocidad en este sistema las reacciones ocurren con mayor facilidad. También se alcanza a notar una mejor definición de los picos tanto anódicos como catódicos a velocidades mayores por lo que concuerda con lo anterior dicho.

A mayores velocidades de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, en el caso de este sistema FeS₂-XEK-Q con una concentración de quebracho de 50 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

Se presentan los voltamogramas a diferentes velocidades de barrido para una concentración de 100 ppm de Quebracho para el sistema FeS₂-XEK-Q (Figura 6.4)

En la Figura 6.4 se muestra el voltamograma de la Prueba 10005A para el sistema FeS₂-XEK-Q a una velocidad de barrido de 5 mV/s, en la curva de oxidación se observa un pico anódico a un valor de -234.01 mV, mientras que en la curva de reducción se aprecia un pico catódico a -478 mV y otro a -794 mV. Se muestra el voltamograma de la Prueba 10010C a una velocidad de barrido de 10 mV/s se observa un pico anódico a un valor de -202.01 mV en la curva de oxidación, mientras que en la curva de reducción se aprecia un pico catódico a -498 mV y otro a -798 mV. Por último, el voltamograma de la Prueba 10020C a una velocidad de barrido de 20 mV/s se muestra en la curva de oxidación un pico anódico a un valor de -154.01 mV, mientras que en la curva de reducción se aprecia un pico catódico a -526 mV y otro a -820 mV. Los valores obtenidos se observan en la Tabla 6.8.

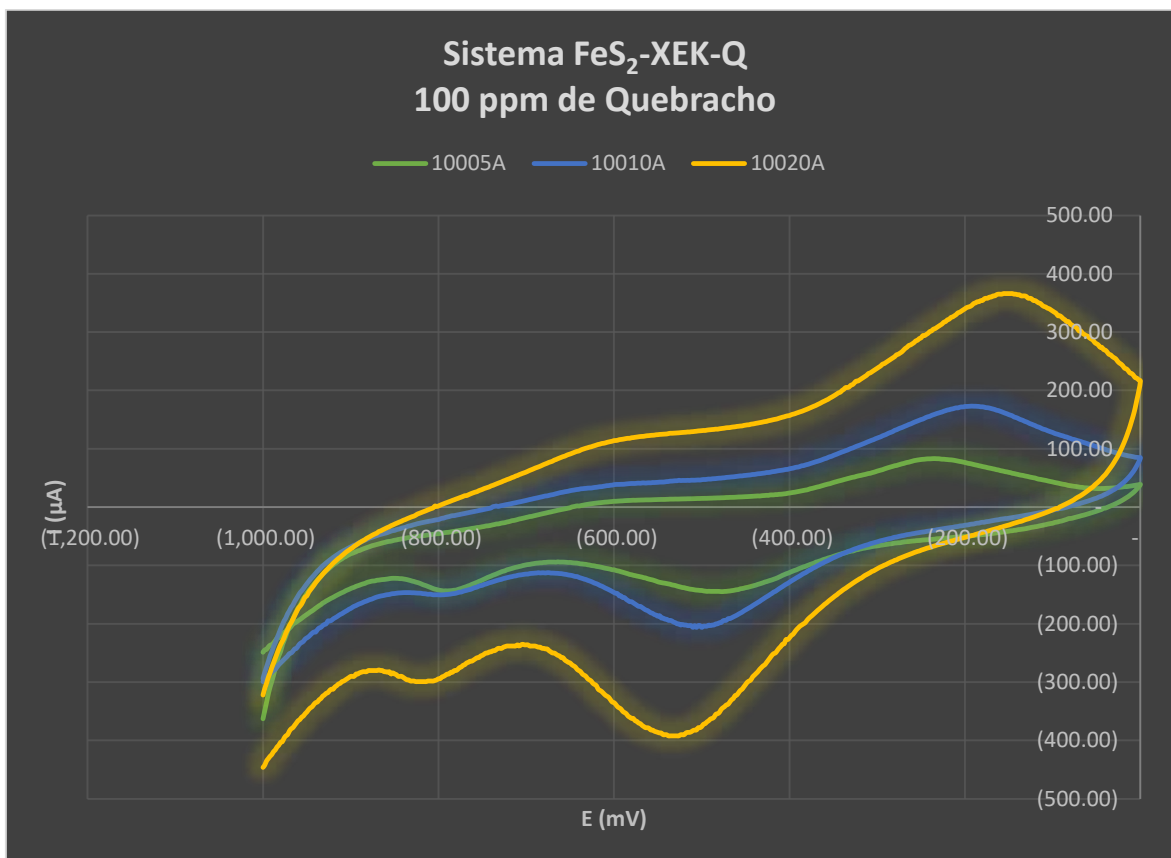


Figura 6.4: Voltamperogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 50 ppm de quebracho para el sistema Pirita-XEK-Quebracho

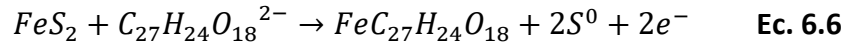
Tabla 6.8: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 10005A, 10010C y 10020C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho.

	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (µA)	E (mV)	I (µA)	E (mV)	I (µA)	E (mV)
10005A	-143.9	-794	-145	-478	83	-234.01
10010C	-142.1	-798	-189.8	-498	142.6	-202.01
10020C	-299	-820	-386	-526	352	-154.01

Al observar los voltamogramas (Figura 6.4) se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 20 mV/s, se aprecia que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven más positivos. Los picos catódicos se desplazan a valores más negativos. También se alcanza a notar una mejor definición de los picos tanto anódicos como catódicos a velocidades mayores por lo que a mayores velocidades de barrido las reacciones ocurren con mayor facilidad. A mayores velocidades de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, en el caso de este sistema FeS₂-XEK-Q con una concentración de quebracho de 100 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

6.4.- Equilibrios propuestos para el sistema FeS₂-XEK-Q.

Para el pico anódico presente en el sistema FeS₂-XEK-Q el equilibrio propuesto es el siguiente:



Para verificar que el equilibrio sea el correcto a continuación se calculó teóricamente el valor de potencial a partir de la ecuación de Nerst (Ec. 6.9) y la energía libre de Gibbs (Ec. 6.7).

$$\Delta G_r^0 = \sum \Delta G_{\text{productos}} - \sum \Delta G_{\text{reactivos}} \quad \text{Ec. 6.7}$$

ΔG_r^0 = Energía libre de Gibbs de reacción

$\Delta G_{\text{productos}}$ = Energía libre de Gibbs de formación de los productos

$\Delta G_{\text{reactivos}}$ = Energía libre de Gibbs de formación de los reactivos

$$E^0 = \frac{\Delta G_r^0}{nF} \quad \text{Ec. 6.8}$$

$$E' = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{Ec. 6.9}$$

E' = Potencial corregido del electrodo

E^0 = Potencial en condiciones estandar

R = Constante de los gases

T = Temperatura

n = Cantidad de mol de electrones

F = Constante de Faraday

Q = Cociente de reacción

$$10 \text{ ppm} \quad E'_{Ag/AgCl} = -200.2 \text{ mV}$$

$$20 \text{ ppm} \quad E'_{Ag/AgCl} = -198 \text{ mV}$$

$$50 \text{ ppm} \quad E'_{Ag/AgCl} = -195.2 \text{ mV}$$

$$100 \text{ ppm} \quad E'_{Ag/AgCl} = -193.1 \text{ mV}$$

En la Tabla 6.9 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.1) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 10 ppm de Quebracho.

Tabla 6.9: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 10 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-231.34	-200.2
10	-208.68	-200.2
20	-148.01	-200.2

En la Tabla 6.10 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.2) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 20 ppm de Quebracho.

Tabla 6.10: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 20 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial Pico anódico teórico (mV)
5	-233.34	-198
10	-200.6	-198
20	-153.34	-198

En la Tabla 6.11 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.3) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 50 ppm de Quebracho.

Tabla 6.11: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 50 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-227.34	-195.2
10	-200.01	-195.2
20	-157.34	-195.2

En la Tabla 6.12 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.4) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 100 ppm de Quebracho.

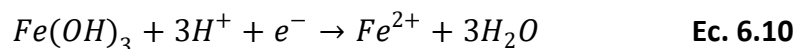
Tabla 6.12: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 100 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-232.68	-193.1
10	-197.34	-193.1
20	-151.34	-193.1

Por lo anterior este pico coincide con el equilibrio propuesto para el sistema FeS₂-XEK-Q.

Este pico representa la formación de un organometalico que convierte a la superficie del mineral en hidrofílica y como consecuencia lleva a la depresión de la pirita^[18]. La variación de los valores de potencial de pico para cada sistema con diferente concentración de Quebracho respecto al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico a valores más negativos o valores más positivos.

Para el primer pico catódico de los voltamogramas del Sistema Pirita-Xantato Etilico de Potasio (Fig. 6.1-6.4) se propone la siguiente reacción misma que los autores *Juan Ortiz y salvador Barbato* describen en su trabajo^[21]:



Para verificar que el equilibrio sea el correcto se calcula teóricamente el valor de potencial a partir de valores termodinámicos como anteriormente se hizo.

$$E'_{Ag/AgCl} = 820 \text{ mV}$$

En la Tabla 6.13 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.1 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 10 ppm de Quebracho.

Tabla 6.13: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 10 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-790	-820
10	-810	-820
20	-826	-820

En la Tabla 6.14 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.2 con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 20 ppm de Quebracho.

Tabla 6.14: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 20 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-796	-820
10	-806	-820
20	-828	-820

En la Tabla 6.15 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.3 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 50 ppm de Quebracho.

Tabla 6.15: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 50 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-792	-820
10	-806	-820
20	-826	-820

En la Tabla 6.16 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.4) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 100 ppm de Quebracho.

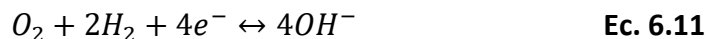
Tabla 6.16: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 100 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-794	-820
10	-798	-820
20	-820	-820

Por lo anterior podemos decir que este pico coincide con el equilibrio propuesto.

Este pico representa el comienzo de la reducción de Fe³⁺ a Fe²⁺ donde las fases de los hidróxidos de Hierro (III) formados en la superficie del mineral se reducen hasta formar Fe²⁺ [21]. La variación de los valores de potencial de pico catódico de 5 y 10 mV/s con respecto al valor obtenido a 20 mV/s mismo que se acerca más al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico ya sea a valores más positivos o más negativos [17].

Para el segundo pico catódico de los voltamogramas del Sistema Pirita-Xantato Etilico de Potasio (Fig. 6.1-6.4) se propone la siguiente reacción [5]:



Para poder verificar que el equilibrio sea el correcto se calcula teóricamente el valor de potencial a partir de valores termodinámicos como anteriormente se calculó, dando como resultado:

$$E'_{Ag/AgCl} = 559.7 \text{ mV}$$

En la Tabla 6.17 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figuras 6.1 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 10 ppm de Quebracho.

Tabla 6.17: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 10 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-476.67	-559.7
10	-492	-559.7
20	-544	-559.7

En la Tabla 6.18 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figuras 6.2 con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 20 ppm de Quebracho.

Tabla 6.18: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 20 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-488	-559.7
10	-506	-559.7
20	-544.67	-559.7

En la Tabla 6.19 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figuras 6.3 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 50 ppm de Quebracho.

Tabla 6.19: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 50 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-488	-559.7
10	-504	-559.7
20	-532	-559.7

En la Tabla 6.20 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.4) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 100 ppm de Quebracho.

Tabla 6.20: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-XEK-Q a una concentración de 100 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-475.33	-559.7
10	-502	-559.7
20	-528.67	-559.7

Por lo anterior este pico coincide con el equilibrio propuesto para cada sistema a distinta concentración de Quebracho.

Este pico representa la formación del anión hidróxido al existir la reducción del oxígeno, esta reacción se lleva a cabo debido al medio alcalino presente en el sistema ^[5]. La variación de los valores de potencial de pico catódico de 5 y 10 mV/s con respecto al valor obtenido a 20 mV/s que se acerca más al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico a valores más positivos ^[17].

6.5.- Influencia de la concentración de Quebracho para el sistema FeS₂-XEK-Q.

A continuación, se muestran los voltamogramas del sistema FeS₂-XEK-Q a diferentes concentraciones de Quebracho (0, 10, 20, 50 y 100 ppm) para una velocidad de barrido de 5 mV/s.

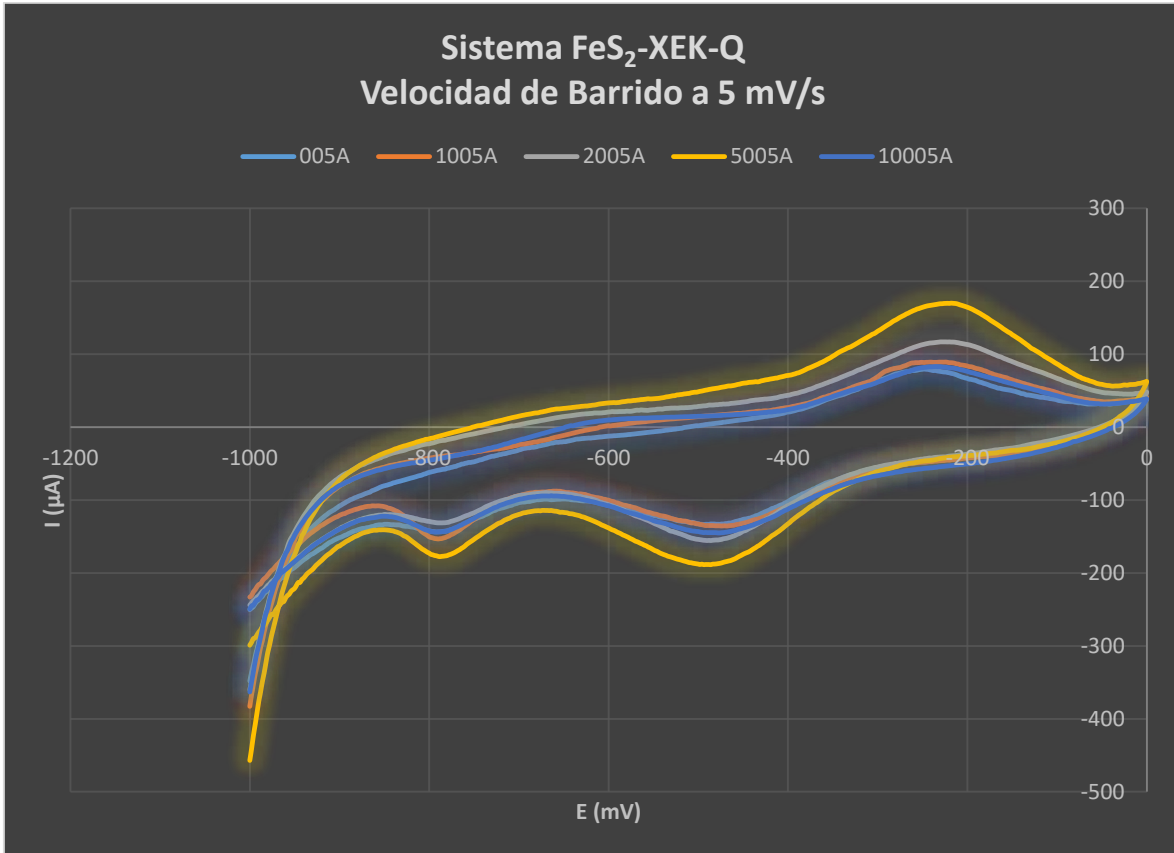


Figura 6.20: Voltamogramas a concentraciones de 0, 10, 20, 50 y 100 ppm de quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s para el sistema Pirita-XEK-Quebracho

En la Figura 6.5 se presentan los voltamogramas a diferentes concentraciones de quebracho (0,10,20,50 y 100 ppm) para un sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s podemos apreciar que los picos mejor definidos son a una concentración de 50 ppm ya que tienen mejor forma y los picos son mas grandes a comparación de las otras concentraciones. Los picos catódicos a esta concentración se desplazan a valores más negativos y en el caso del pico anódico se desplaza a valores mas positivos, por lo que en esta concentración las reacciones ocurren con mayor facilidad para este sistema.

En la Figura 6.6 se presentan los voltamogramas del sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK-Q}$ a diferentes concentraciones de Quebracho (0, 10, 20, 50 y 100 ppm) para una velocidad de barrido de 10 mV/s.

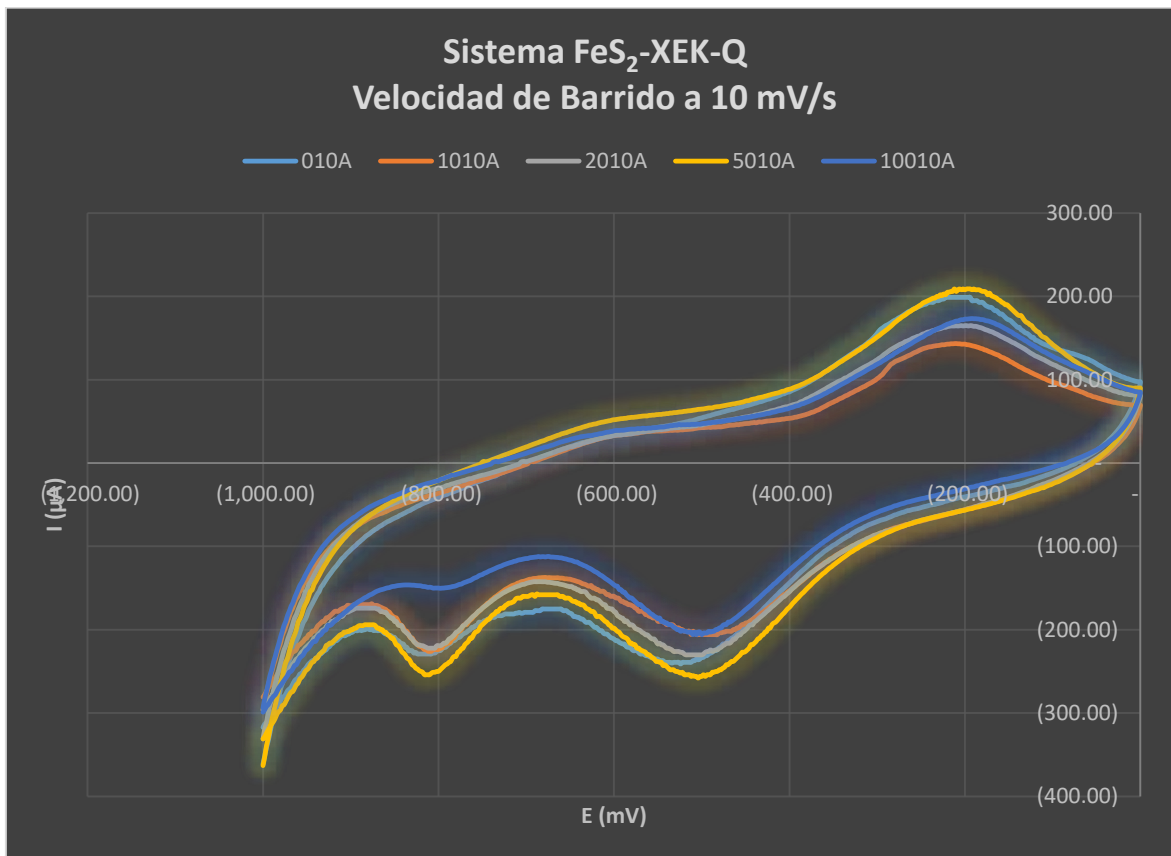


Figura 6.6: Voltamperogramas a concentraciones de 0, 10, 20, 50 y 100 ppm de quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s para el sistema Pirita-XEK-Quebracho

Los voltamogramas a diferentes concentraciones de quebracho (0,10,20,50 y 100 ppm) para un sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s mostrados en la Figura 6.6 muestran que los picos están mejor definidos a una concentración de 50 ppm por que tienen mejor forma y los picos son mas grandes que las otras concentraciones. De igual forma los picos catódicos a esta concentración se desplazan a valores mas negativos y en el caso del pico anódico se desplaza a valores más positivos, por lo que a esta concentración es mas factible que las reacciones ocurran con mayor facilidad.

A continuación, se muestran los voltamogramas del sistema $\text{FeS}_2\text{-XEK-Q}$ a diferentes concentraciones de Quebracho (0, 10, 20, 50 y 100 ppm) para una velocidad de barrido de 20 mV/s.

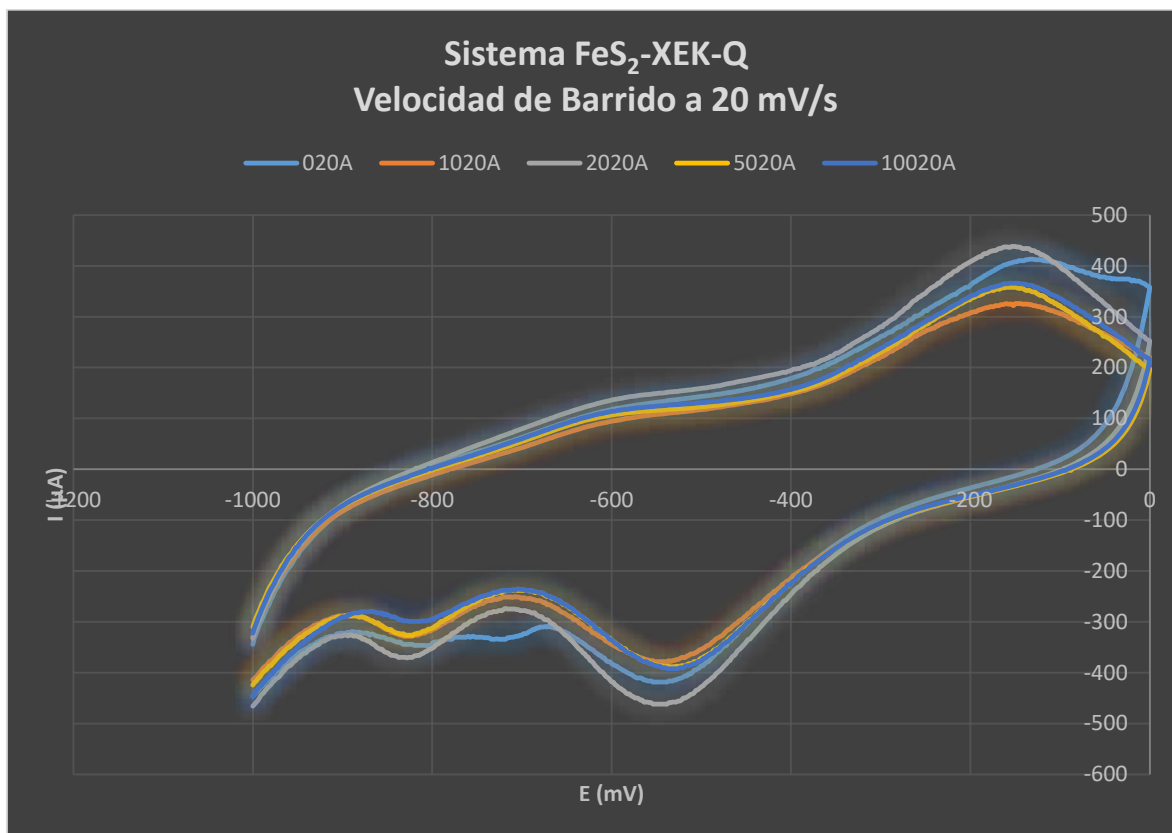


Figura 6.7: Voltamogramas a concentraciones de 0, 10, 20, 50 y 100 ppm de quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s para el sistema Pirita-XEK-Quebracho

En la Figura 6.7 se presentan los voltamogramas a diferentes concentraciones de quebracho (10, 20, 50 y 100 ppm) para un sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s mostrados muestran que los picos están mejor definidos a una concentración de 20 ppm por que tienen mejor forma y los picos son mas grandes que las otras concentraciones. De igual forma como en los voltamogramas antes mostrados de las figuras 6.5 y 6.6 los picos catódicos a esta concentración se desplazan a valores más negativos y en el caso del pico anódico se desplaza a valores mas positivos, en resumen a esta concentración las reacciones se llevan a cabo con mayor rapidez.

6.6.- Voltamogramas sistema FeS₂-Q

A continuación, se presentan los voltamogramas a diferentes velocidades de barrido para una concentración de 10 ppm de Quebracho para el sistema Pirita-Quebracho (Figura 6.8):

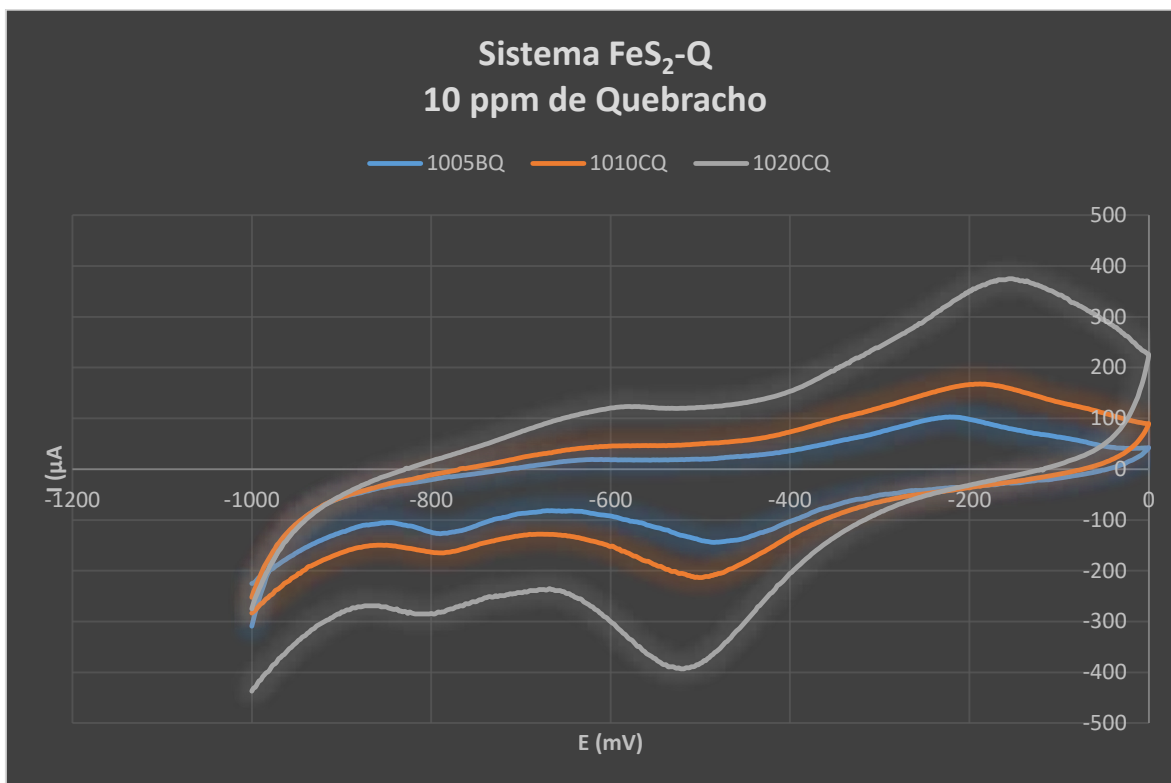


Figura 6.8: Voltamogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 10 ppm de quebracho para el sistema Pirita-Quebracho.

En la Figura 6.8 se muestra el voltamograma de la Prueba 1005A para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s. En la curva de oxidación se puede notar un pico anódico a un valor de -220.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -482 mV y otro a -790 mV. El voltamograma de la Prueba 1010CQ realizado a una velocidad de barrido de 10 mV/s en la curva de oxidación se puede observar un pico anódico a un valor de -194.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -498 mV y otro a -788 mV. Por último en el voltamograma de la Prueba 1020CQ a una velocidad de barrido de 20 mV/s se puede observar un pico anódico a un valor de -156.01 mV en la curva de oxidación, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -522 mV y otro a -798 mV. Los valores se registran en la Tabla 6.21.

Tabla 6.21: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 1005BQ, 1010CQ y 1020CQ para el sistema FeS₂-Q.

	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
1005BQ	-127	-790	-144.1	-482	102.4	-220.01
1010CQ	-164	-788	-224	-498	160.4	-194.01
1020CQ	-285	-798	-393	-522	375	-156.01

Al observar los voltamogramas se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 20 mV/s, se puede notar que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven mas positivos y esto debido a que a velocidades más altas en este sistema, las reacciones ocurren más rápido. Los picos catódicos se desplazan a valores mas negativos debido a que a mayor velocidad en este sistema las reacciones ocurren con mayor facilidad. Esto también se puede verificar ya que tanto los picos catódicos como los picos anódicos a medida que aumenta la velocidad de barrido los picos estan mejor definidos y son más grandes debido al aumento en la corriente de pico.

En conclusión a velocidades más altas de velocidad de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, para este sistema Pirita-Quebracho con una concentración de quebracho de 10 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

Se muestran los voltamogramas a diferentes velocidades de barrido para una concentración de 20 ppm de Quebracho para el sistema Pirita-Quebracho (Figura 6.9):

En la Figura 6.9 se muestra el voltamograma de la Prueba 2005BQ para el sistema Pirita-Quebracho realizado a una velocidad de barrido de 5 mV/s. En la curva de oxidación se aprecia un pico anódico a un valor de -212.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -486 mV y otro a -788 mV. El voltamograma de la Prueba 2010CQ realizado a una velocidad de barrido de 10 mV/s muestra que en la curva de oxidación se aprecia un pico anódico a un valor de -200.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -504 mV y otro a -790 mV. El voltamograma de la Prueba 2020CQ a una velocidad de barrido de 20 mV/s. En la curva de oxidación se aprecia un pico anódico a un valor de -156.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -520 mV y otro a -804 mV. En la Tabla 6.22 los valores se encuentran registrados.

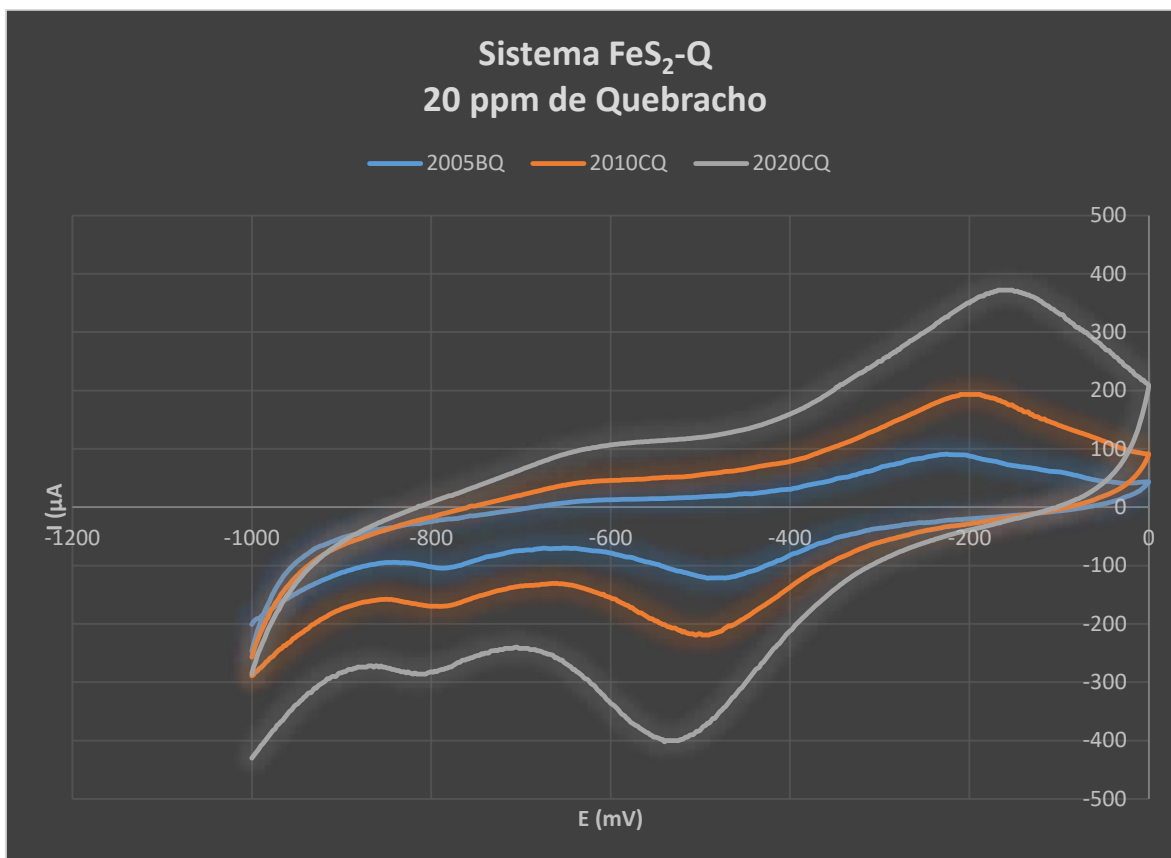


Figura 6.9: Voltamogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 20 ppm de quebracho para el sistema Pirita-Quebracho

Tabla 6.22: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 2005BQ para el sistema FeS₂-Q.

	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
2005BQ	-144.5	-788	-121	-486	89.9	-212.01
2010CQ	-170.01	-790	-219	-504	193.3	-200.01
2020CQ	-284	-804	-398	-520	472	-156.01

Al observar los voltamogramas (Figura 6.9) se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 20 mV/s, se puede observar que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven mas positivos y esto debido a que a velocidades más altas en este sistema, que quiere decir que las reacciones ocurren más rápido. Los picos catódicos se desplazan a valores mas negativos debido a que a mayor velocidad en este sistema las reacciones ocurren con mayor facilidad. También se alcanza a notar una mejor definición de los picos tanto anódico como catódicos a velocidades mayores por lo que concuerda con lo antes dicho.

En resumen a velocidades más altas de velocidad de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, en el caso de este sistema Pirita-Quebracho con una concentración de quebracho de 20 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

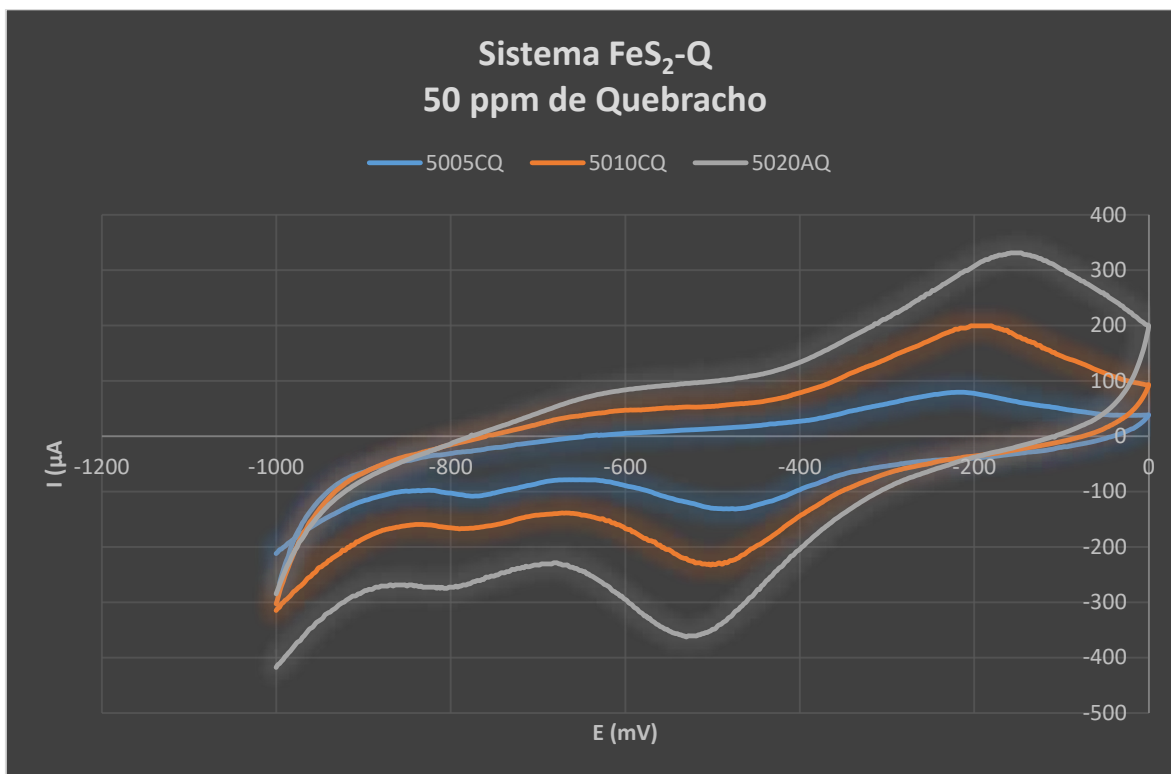


Figura 6.10: Voltamogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 50 ppm de quebracho para el sistema Pirita-Quebracho

El voltamograma de la Prueba 5005CQ para el sistema Pirita-Quebracho realizado a una velocidad de barrido de 5 mV/s se muestra en la Figura 6.10. En la curva de oxidación se logra distinguir un pico anódico a un valor de -212.01 mV, mientras que en la curva de reducción se forman un pico catódico a -492 mV y otro a -778 mV. El voltamograma de la Prueba 5010CQ a una velocidad de barrido de 10 mV/s donde en la curva de oxidación se observa un pico anódico a un valor de -196 mV, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -504 mV y otro a -788 mV. También se muestra el voltamograma de la Prueba 5020AQ a una velocidad de barrido de 20 mV/s en el que se distingue un pico anódico a un valor de -164.01 mV en la curva de oxidación, mientras que en la curva de reducción se forma un pico catódico a -516 mV y otro a -796 mV. Los valores de potenciales obtenidos se observan en la Tabla 6.23.

Tabla 6.23: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 5005CQ,5010CQ y 5020AQ para el sistema FeS₂-Q.

	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
5005CQ	-108.01	-778	-130.3	-492	79.2	-212.01
5010CQ	-250	-788	-231	-504	199.6	-196
5020AQ	-273	-796	-359	-516	328	-164.01

Al comparar los voltamogramas se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 20 mV/s. También se observa que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven más positivos, que quiere decir que las reacciones ocurren más rápido. Los picos catódicos se desplazan a valores más negativos debido a que a mayor velocidad en este sistema las reacciones ocurren con mayor facilidad. También se alcanza a notar una mejor definición de los picos tanto anódicos como catódicos a velocidades mayores y un aumento en la corriente de pico anódico como catódico.

A mayores velocidades de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, en el caso de este sistema Pirita-Quebracho con una concentración de quebracho de 50 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

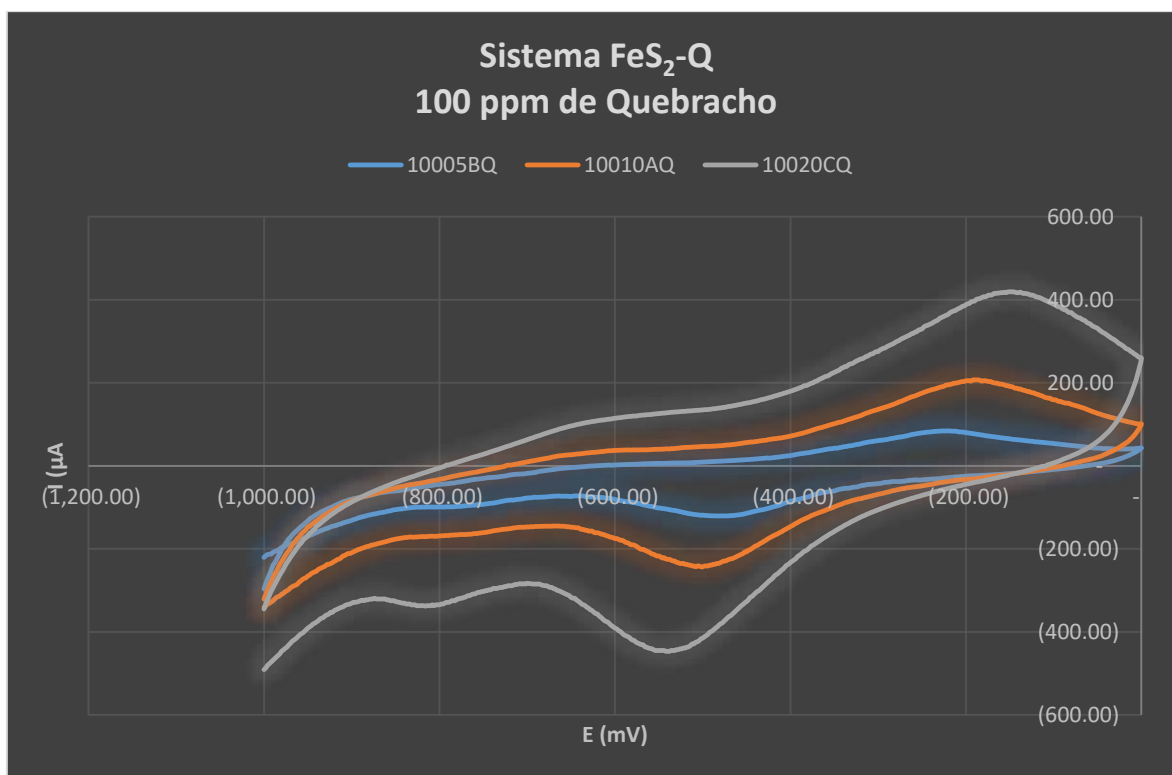


Figura 6.11: Voltamogramas a velocidades de 5, 10 y 20 mV/s para una concentración de 50 ppm de quebracho para el sistema Pirita-Quebracho

En la Figura 6.11 se muestra el voltamograma de la Prueba 10005BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s. En la curva de oxidación se observa un pico anódico a un valor de -218.01 mV, mientras que en la curva de reducción se aprecia un pico catódico a -492 mV y otro a -788 mV. También se muestra el voltamograma de la Prueba 10010AQ a una velocidad de barrido de 10 mV/s donde en la curva de oxidación se observa un pico anódico a un valor de -196.01 mV, mientras que en la curva de reducción se aprecia un pico catódico a -502 mV y otro a -788 mV. Por último, se observa el voltamograma de la Prueba 10020CQ realizado a una velocidad de barrido de 20 mV/s en el cual se observa un pico anódico a un valor de -158.01 mV en la curva de oxidación, mientras que en la curva de reducción se aprecia un pico catódico a -520 mV y otro a -798 mV. Los valores obtenidos se observan en la Tabla 6.24.

Tabla 6.24: Resultados de los potenciales obtenidos de la prueba 10005BQ para el sistema Pirita-Quebracho.

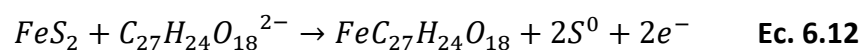
	Primer Pico Catódico		Segundo Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
10005BQ	-98.9	-788	-120	-492	84	-218.01
10010AQ	-166	-784	-243	-502	205	-196.01
10020CQ	-333	-798	-439	-520	417	-158.01

Al comparar los voltamogramas se aprecia que los picos están mejor definidos a una velocidad de 10 mV/s. También se aprecia que a mayor velocidad de barrido los potenciales de pico anódico se vuelven más positivos. Los picos catódicos se desplazan a valores más negativos. También se alcanza a notar una mejor definición de los picos tanto anódicos como catódicos a velocidades mayores así como un aumento en las corrientes de pico catódico y anódico.

A mayores velocidades de barrido las reacciones ocurren con mayor rapidez, en el caso de este sistema Pirita-Quebracho con una concentración de quebracho de 100 ppm fue a una velocidad de 20 mV/s.

6.7.-Equilibrios propuestos para el sistema FeS₂-Q.

Para el pico anódico presente en el sistema Pirita-XEK-Quebracho el equilibrio propuesto es el siguiente:



Para verificar que el equilibrio sea el correcto a continuación se calculó teóricamente el valor de potencial a partir de la ecuación de Nerst (Ec. 6.15) y la energía libre de Gibbs (Ec. 6.13).

$$\Delta G_r^0 = \sum \Delta G_{\text{productos}} - \sum \Delta G_{\text{reactivos}} \quad \text{Ec. 6.13}$$

$\Delta G_r^0 =$ Energía libre de Gibbs de reacción

$\Delta G_{\text{productos}} =$ Energía libre de Gibbs de formación de los productos

$\Delta G_{\text{reactivos}} =$ Energía libre de Gibbs de formación de los reactivos

$$E^0 = \frac{\Delta G_r^0}{nF} \quad \text{Ec. 6.14}$$

$$E' = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{Ec. 6.15}$$

E' = Potencial corregido del electrodo

E^0 = Potencial en condiciones estandar

R = Constante de los gases

T = Temperatura

n = Cantidad de mol de electrones

F = Constante de Faraday

Q = Cociente de reacción

$$10 \text{ ppm} \quad E'_{\text{Ag/AgCl}} = -200.2 \text{ mV}$$

$$20 \text{ ppm} \quad E'_{\text{Ag/AgCl}} = -198 \text{ mV}$$

$$50 \text{ ppm} \quad E'_{\text{Ag/AgCl}} = -195.2 \text{ mV}$$

$$100 \text{ ppm} \quad E'_{\text{Ag/AgCl}} = -193.1 \text{ mV}$$

En la Tabla 6.25 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.8) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las

diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 10 ppm de Quebracho.

Tabla 6.25: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 10 ppm de Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-220.01	-200.2
10	-194.01	-200.2
20	-156.01	-200.2

En la Tabla 6.26 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.9) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 20 ppm de Quebracho.

Tabla 6.26: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 20 ppm de Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-212.01	-198
10	-200.01	-198
20	-156.01	-198

En la Tabla 6.27 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.10) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 50 ppm de Quebracho.

Tabla 6.27: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 50 ppm de Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-212.01	-213.3
10	-196	-213.3
20	-164.01	-213.3

En la Tabla 6.28 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.11) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las

diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 100 ppm de Quebracho.

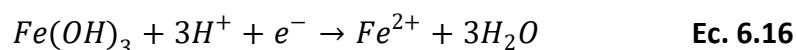
Tabla 6.28: Potenciales primer pico anódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 100 ppm de Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico anódico experimental (mV)	Potencial pico anódico teórico (mV)
5	-218.01	-213.3
10	-196.01	-213.3
20	-158.01	-213.3

Por lo anterior este pico coincide con el equilibrio propuesto para el sistema Pirita-Quebracho.

Este pico representa la formación de un organometalico que convierte a la superficie del mineral en hidrofílica y como consecuencia lleva a la depresión de la pirita^[18]. La variación de los valores de potencial de pico para cada sistema con diferente concentración de Quebracho respecto al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico a valores más negativos o valores más positivos.

Para el primer pico catódico de los voltamogramas del Sistema Pirita-Xantato Etilico de Potasio se propone la siguiente reacción misma que los autores *Juan Ortiz y salvador Barbato* describen en su trabajo^[21]:



Para verificar que el equilibrio sea el correcto se calcula teóricamente el valor de potencial a partir de valores termodinámicos como anteriormente se hizo.

$$E'_{Ag/AgCl} = 820 \text{ mV}$$

En la Tabla 6.29 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.8 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 10 ppm de Quebracho.

Tabla 6.29: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 10 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-790	-820
10	-788	-820
20	-798	-820

En la Tabla 6.30 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.9 con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 20 ppm de Quebracho.

Tabla 6.30: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 20 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-788	-820
10	-790	-820
20	-804	-820

En la Tabla 6.31 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.10 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 50 ppm de Quebracho.

Tabla 6.31: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 50 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-778	-820
10	-788	-820
20	-796	-820

En la Tabla 6.32 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.11) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 100 ppm de Quebracho.

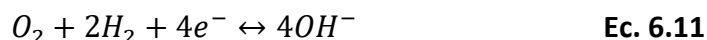
Tabla 6.32: Potenciales primer pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 100 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-788	-820
10	-784	-820
20	-798	-820

Por lo anterior podemos decir que este pico coincide con el equilibrio propuesto.

Este pico representa el comienzo de la reducción de Fe³⁺ a Fe²⁺ donde las fases de los hidróxidos de Hierro (III) formados en la superficie del mineral se reducen hasta formar Fe²⁺ [21]. La variación de los valores de potencial de pico catódico de 5 y 10 mV/s con respecto al valor obtenido a 20 mV/s mismo que se acerca más al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico ya sea a valores más positivos o más negativos [17].

Para el segundo pico catódico de los voltamogramas del Sistema Pirita-Xantato Etilico de Potasio (Fig. 6.8-6.11) se propone la siguiente reacción [5]:



Para poder verificar que el equilibrio sea el correcto se calcula teóricamente el valor de potencial a partir de valores termodinámicos como anteriormente se calculó, dando como resultado:

$$E'_{Ag/AgCl} = -559.7 \text{ mV}$$

En la Tabla 6.33 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.8 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 10 ppm de Quebracho.

Tabla 6.33: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 10 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-482	-559.7
10	-498	-559.7
20	-522	-559.7

En la Tabla 6.34 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figura 6.9 con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 20 ppm de Quebracho.

Tabla 6.34: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 20 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-486	-559.7
10	-504	-559.7
20	-520	-559.7

En la Tabla 6.35 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas de las Figuras 6.10 con el valor de potencial de pico teórico a las velocidades de barrido de 5, 10 y 20 mV/s realizados a una concentración de 50 ppm de Quebracho.

Tabla 6.35: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 50 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-492	-559.7
10	-504	-559.7
20	-516	-559.7

En la Tabla 6.36 se comparan el valor de los potenciales de pico experimentales de los voltamogramas (Figura 6.11) con el valor de potencial de pico teórico calculado a las diferentes velocidades de barrido (5, 10 y 20 mV/s) realizados a una concentración de 100 ppm de Quebracho.

Tabla 6.36: Potenciales segundo pico catódico para el sistema FeS₂-Q a una concentración de 100 ppm Quebracho vs E_{Ag/AgCl}.

Velocidad de barrido (mV/s)	Potencial pico catódico experimental (mV)	Potencial pico catódico teórico (mV)
5	-492	-559.7
10	-502	-559.7
20	-520	-559.7

Por lo anterior este pico coincide con el equilibrio propuesto para cada sistema a distinta concentración de Quebracho.

Este pico representa la formación del anión hidróxido al existir la reducción del oxígeno, esta reacción se lleva a cabo debido al medio alcalino presente en el sistema [5]. La variación de los valores de potencial de pico catódico de 5 y 10 mV/s con respecto al valor obtenido a 20 mV/s que se acerca más al valor teórico se debe al cambio de velocidad de barrido mismo que hace que se desplace el pico a valores más positivos [17].

6.8.- Influencia de la concentración de Quebracho para el sistema FeS₂-Q.

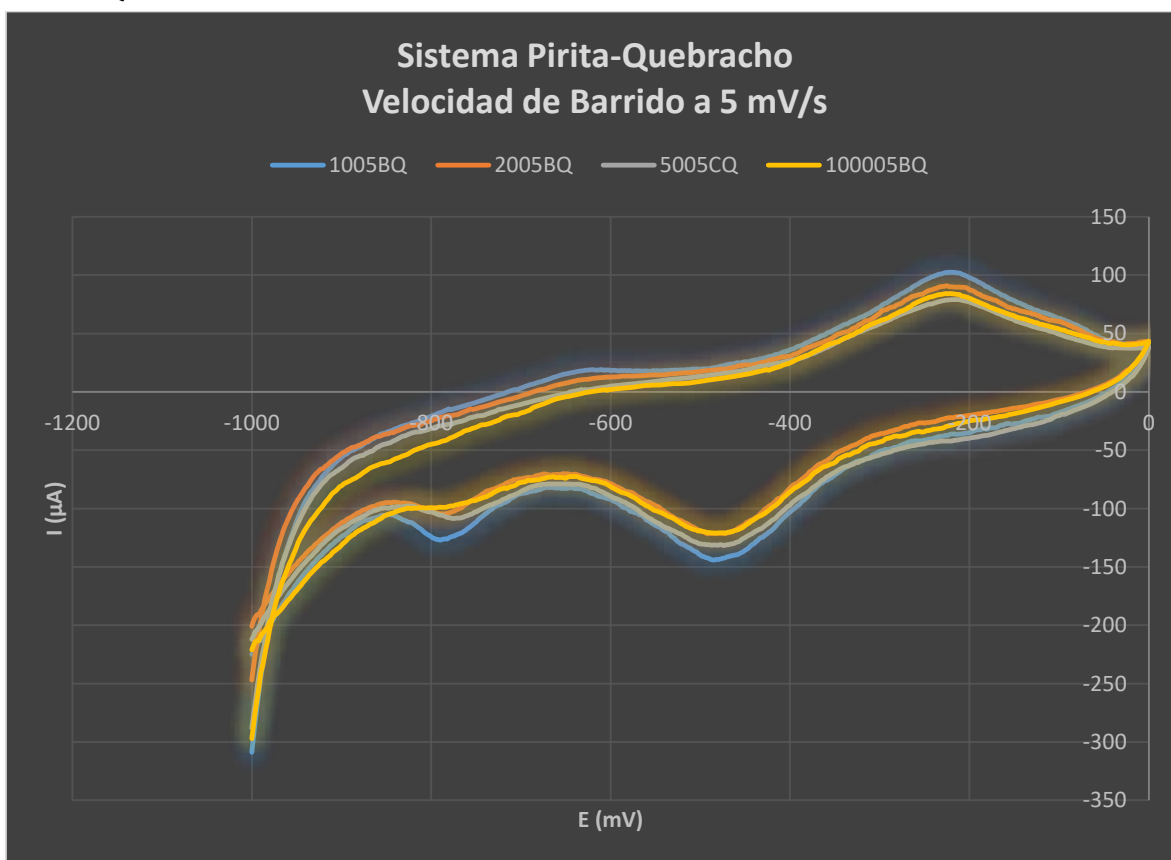


Figura 6.12: Voltamogramas a concentraciones de 10, 20, 50 y 100 ppm de quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s para el sistema Pirita-Quebracho

En la Figura 6.12 se presentan los voltamogramas a diferentes concentraciones de quebracho (10,20,50 y 100 ppm) para un sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s podemos apreciar que los picos mejor definidos son a una concentración de 10 ppm ya que tienen mejor forma y los picos son mas grandes a comparación de las otras concentraciones. Los picos catódicos a esta concentración se desplazan a valores mas negativos y en el caso del pico anódico se desplaza a valores mas positivos, por lo que en esta concentración las reacciones ocurren con mayor facilidad para este sistema.

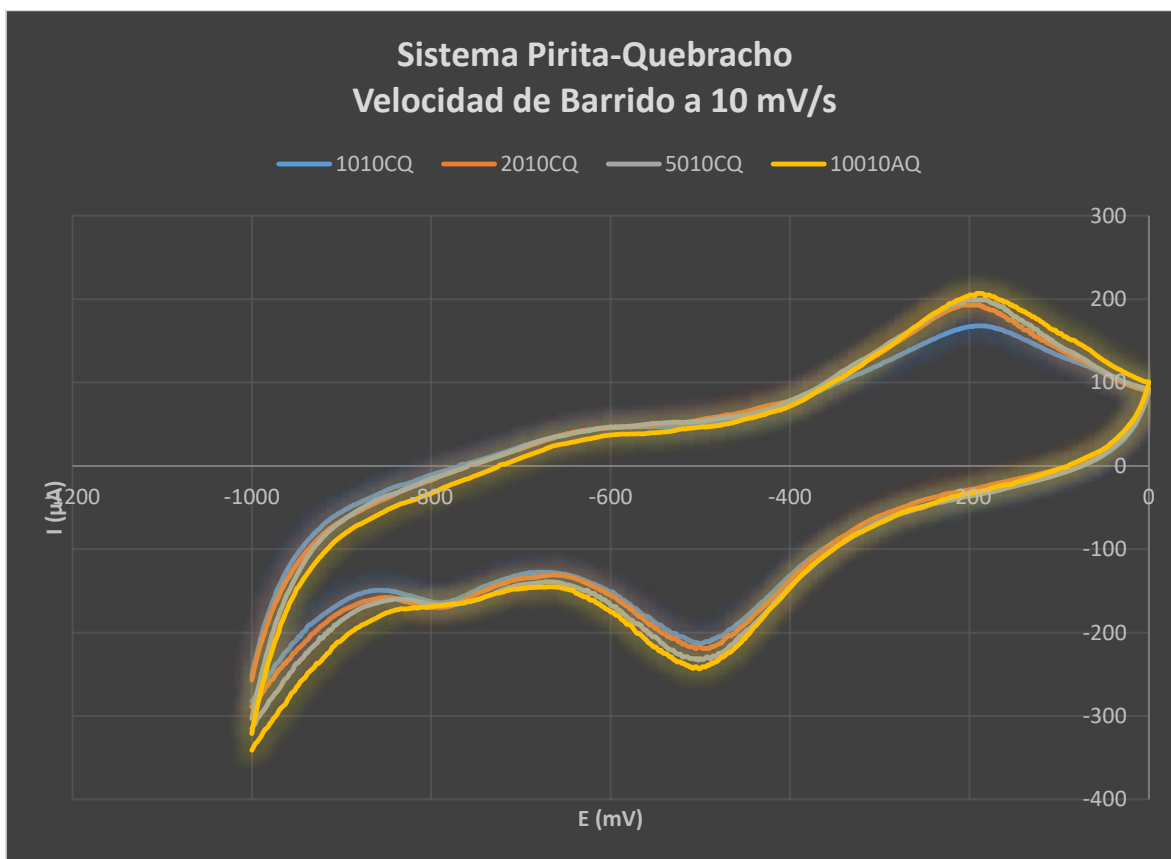


Figura 6.13: Voltamogramas a concentraciones de 10, 20, 50 y 100 ppm de quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s para el sistema Pirita-Quebracho

Los voltamogramas a diferentes concentraciones de quebracho (10,20,50 y 100 ppm) para un sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s mostrados en la Figura 6.13 muestran que los picos están mejor definidos a una concentración de 100 ppm por que tienen mejor forma y los picos son mas grandes que las otras concentraciones. De igual forma los picos catódicos a esta concentración se desplazan a valores más negativos y en el caso del pico anódico se desplaza a valores más positivos, por lo que a esta concentración en sistema es más factible que las reacciones ocurran con mayor facilidad.

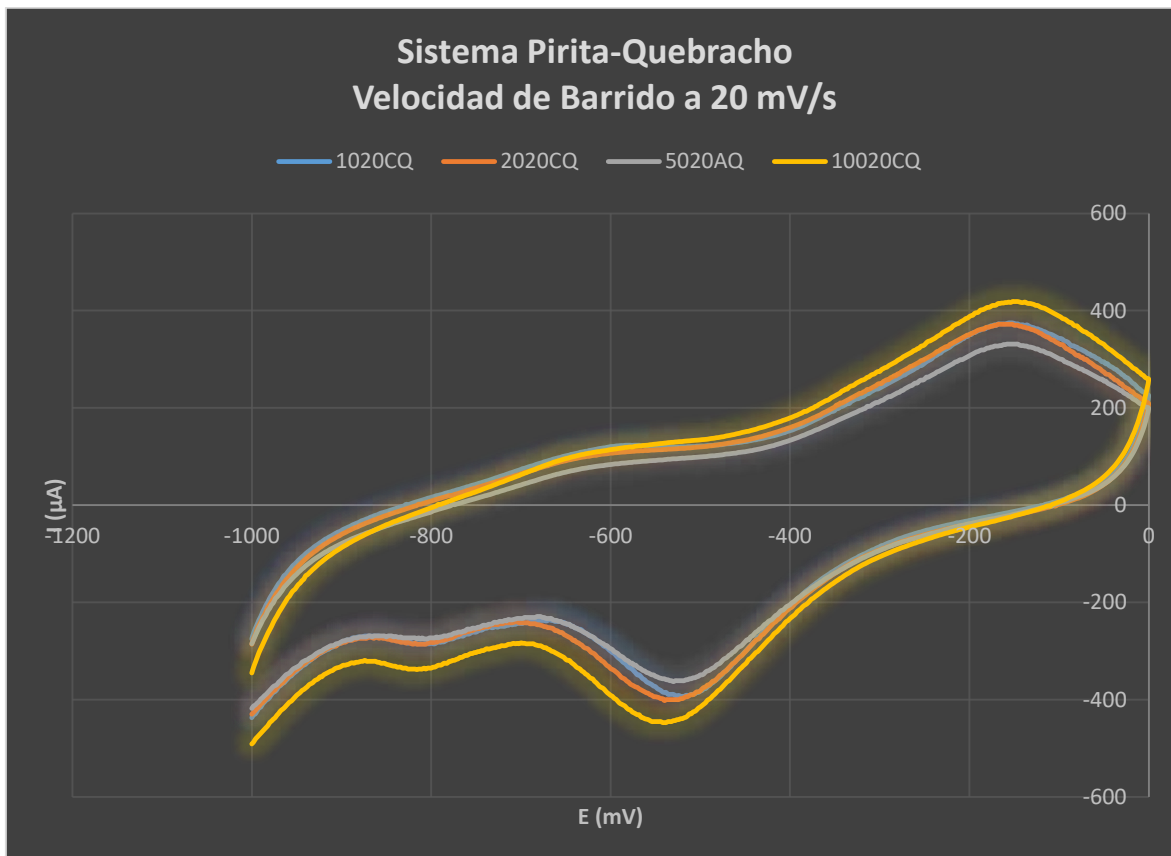
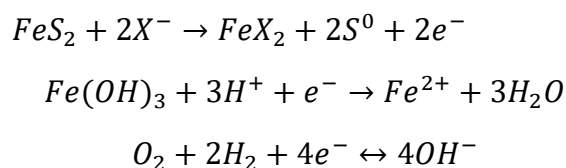


Figura 6.14: Voltamogramas a concentraciones de 0, 10, 20, 50 y 100 ppm de quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s para el sistema Pirita-Quebracho

En la Figura 6.14 se presentan los voltamogramas a diferentes concentraciones de quebracho (0,10,20,50 y 100 ppm) para un sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s mostrados muestran que los picos están mejor definidos a una concentración de 100 ppm por que tienen mejor forma y los picos son mas grandes que las otras concentraciones. Los picos catódicos a esta concentración se desplazan a valores mas negativos y en el caso del pico anódico se desplaza a valores más positivos, en resumen a esta concentración las reacciones se llevan a cabo con mayor rapidez.

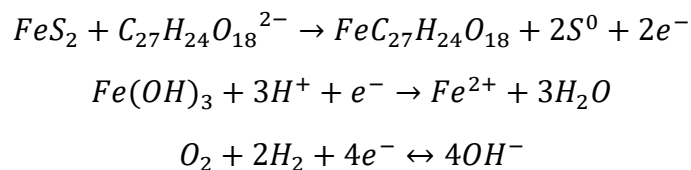
7.- CONCLUSIONES

Los equilibrios presentes en el sistema Mineral-Colector son:



Para el sistema Mineral-Colector ocurre una reacción de oxidación de los xantatos que provoca la formación del dimero dixantógeno en la superficie del mineral provocando su hidrofobicidad y su fácil flotabilidad. En la parte de reducción se presenta la formación de Fe^{2+} al presentarse la reducción del hidróxido de hierro (III), así mismo la reducción del oxígeno que provoca la formación del anión hidroxilo.

Los equilibrios presentes tanto en el sistema Mineral-Depresor como en el sistema Mineral-Colector-Depresor son los siguientes:



Para el sistema Mineral-Depresor y Mineral-Colector-Depresor ocurre una reacción de formación de un organometálico en la superficie del mineral que provoca que se vuelva hidrofílica ayudando a la depresión del mineral. En la parte de reducción se presenta la formación de Fe^{2+} al presentarse la reducción del hidróxido de hierro (III), así mismo la reducción del oxígeno que provoca la formación del anión hidroxilo esto debido al medio alcalino.

Al aumentar la velocidad de barrido para los tres sistemas estudiados, las reacciones se llevan a cabo con mayor facilidad.

En el sistema Mineral-Depresor a medida que se va incrementando la concentración de quebracho las reacciones se llevan a cabo con mayor rapidez.

En el sistema Mineral-Depresor-Colector siguiendo con la tendencia anterior a medida que se va incrementando la concentración de quebracho las reacciones se llevan a cabo con mayor facilidad, pero esta tendencia cambia a la concentración de 50 ppm ya que a valores más altos de concentración las reacciones ocurren con menor rapidez.

La concentración óptima de depresor a la cual ocurre la formación del organometálico que provoca la depresión de la Pirita es 50 ppm de quebracho, tanto para el sistema Mineral-Depresor como para el sistema Mineral-Colector-Depresor.

8.- BIBLIOGRAFÍA

[1] Cámara Minera de México. *Situación de la Minería Mexicana en 2015*. México, 2016. Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: <http://www.camimex.org.mx/files/3614/6852/9181/02-Situacion2016.pdf>

[2] Cámara Minera de México. *Estadísticas 2015*. México, 2016. Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: <http://www.camimex.org.mx/files/1614/6852/9278/05-Estadisticas2016.pdf>

[3] Nataniel Linares G, *Principios de la Flotación de Minerales*. Chile, Editorial MSC 2008, pp. 4, 10-11

[4] Abarca Rodríguez Joaquín, *Flotación de Minerales*, Universidad de Chile. Chile Editorial E.A.P. 2011, pp. 5-6

[5] Osvaldo Pavez, *Apuntes de Concentración de Minerales I*. Chile, 2016. Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: <http://www.metalurgia.uda.cl/ensayos/Apuntes-De-Concentracion-De-Minerales-I/71658067.html>

[6] Biolin Scientific, *Critical Micelle Concentration*, Suecia, 2016. Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: http://www.biolinscientific.com/zafepress.php?url=%2Fpdf%2FAttension%2FTheory%20Notes%2FAT_TN_3_cmc.pdf

[7] Taga Group, *Surfactant*, Japon, 2016. Disponible en: http://www.ach.nitech.ac.jp/~physchem/taga/1tagag_e.html

[8] Ing. Joaquín José Abarca Rodríguez, *Flotación de Minerales*, Universidad Nacional Jose Faustino Sánchez Carrión, 2011. 2016. Consultado el 20 de noviembre de 2016 Disponible en: <http://www.academia.edu/3682235/130378314-Concentracion-de-Minerales-Flotacion>

- [9] Bravo Gálvez Antonio, *Manual de Flotación*. Perú Editorial EMYSA 2014.
- [10] K. Singh *Metallurgy. Problems and solutions in Chemistry for IIT-JEE*. Editorial Tata McGraw-Hill, Nueva Delhi 2010, pp 1411
- [11] Gonzales Silvia, Sahores Marta, *Impacto Ambiental Debido al Uso del Cianuro en la Minería a Cielo Abierto: Cianuro, Metales Pesados y Drenaje Acido*, Argentina 2016 Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: <http://www-aldeah.org/files/IMPACTOS-CIANURO-AGUA-MINA.pdf>
- [12] P.Sarquis, M. Gonzales, *Depresión Selectiva de Sulfuros Usando Extractos Naturales*, Argentina 2016. Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: http://www.materiales-sam.org.ar/sitio/biblioteca/CONAMET-SAM2007/sam%20conamet%2007/sam_conamet_07.html
- [13] B. A. Wills, *Tecnología de Procesamiento de Minerales: Tratamiento de Menas y Recuperación de Minerales*. México, Editorial Limusa Segunda Edición 1994, pp. 278.
- [14] Crozier Ronald D., *Flotation: Theory Reagents and Ore Testing*, Oxford U.k. Editorial Pergamon Press, 1992, pp. 44
- [15] Baeza Alejandro, García Arturo, *Principios de Electroquímica Analítica*, Mexico, UNAM 2011, pp 61-72. Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/DOC_APOY_FUNDAMENTOS_ELECTROANALITICA_2011_16333.pdf
- [16] Cristina Constantine, Paul Chirita, *Characterization of Pyrite Reactivity by Cyclic Voltammetry*, Revista de Chimie Edición original Rumania, Universidad de Craiova 2005.
- [17] Jorge Ganoza Arenas, *Efecto del hierro en la flotación del zinc*. Revista Tecsup Investigación Aplicada e Innovación Volumen 1 Año 2007 Perú.

[18] Valdivieso Alejandro, Reyes Juan Luis, *Flotación de calcopirita, pirita y molibdenita en minerales de cobre tipo pórfidos*, X Simposio sobre Procesamiento de Minerales, Universidad Autónoma de San Luis Potosí, México.

[19] Robert Moran, *El Cianuro en la Minería: Algunas Observaciones sobre la Química, Toxicidad y Análisis de las Aguas Asociadas con la Minería*, Colorado E.U.A. Consultado el 20 de noviembre de 2016. Disponible en: <http://tragua.com/wp-content/uploads/2013/10/El-cianuro-en-la-mineria.pdf>

[20] A.J. Bard & L.R. Faulkner, *Electrochemical Methods*, Wiley, segunda edición, NY E.U.A 2001.

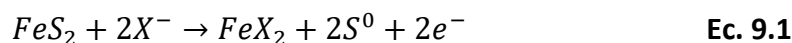
[21] Juan Ortiz y salvador Barbato, Reducción del oxígeno sobre calcosita, pirita y galena en medio alcalino, Boletín de la Sociedad Chilena de Química Volumen 45 Número 3. Universidad de Santiago de Chile, Chile junio 2000.

9.- ANEXOS

9.1.- Cálculos de potenciales de pico teóricos.

Sistema Mineral-Colector (Pirita-Xantato Etílico de Potasio)

Equilibrio propuesto para el pico anódico:



$$\Delta G_r^0 = \sum \Delta G_{\text{productos}} - \sum \Delta G_{\text{reactivos}} \quad \text{Ec. 9.2}$$

$$E^0 = \frac{\Delta G_r^0}{nF} \quad \text{Ec. 9.3}$$

$$E' = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{Ec. 9.4}$$

$$\Delta G_r^0 = -12.764 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$E^0 = \frac{-(-12764 \frac{\text{cal}}{\text{mol}})}{(2e^-)(\frac{96500\text{C}}{\text{mol}})} = 0.066\text{V}$$

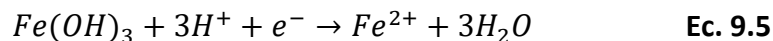
$$Q = 44444444.44$$

$$E'_{\text{ENH}} = 0.066\text{V} - \frac{(1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}})(298\text{K})}{(2e^-)(96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}})} \ln(44444444.44) = 0.0122$$

Tipo de electrodo	Potencial vs ENH
Plata/Cloruro de Plata	0.197

$$E'_{\text{Ag/AgCl}} = 0.0122\text{V} - 0.197 = -0.184\text{V} = -184\text{ mV}$$

Equilibrio propuesto para el primer pico anódico:



$$\Delta G_r^0 = 22.351 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$E^0 = \frac{-(22351 \frac{\text{cal}}{\text{mol}})}{(1e^-)(\frac{96500\text{C}}{\text{mol}})} = -0.231\text{V}$$

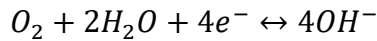
$$Q = 8 \times 10^{27}$$

$$E'_{\text{ENH}} = -0.231\text{V} - \frac{(1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}})(298\text{K})}{(1e^-)(\frac{96500\text{C}}{\text{mol}})} \ln(8 \times 10^{27}) = -0.6238$$

Tipo de electrodo	Potencial vs ENH
Plata/Cloruro de Plata	0.197

$$E'_{\text{Ag/AgCl}} = -0.6238\text{V} - 0.197 = -0.820\text{V} = \mathbf{-820\text{ mV}}$$

Equilibrio propuesto para el segundo pico catódico:



Ec. 9.6

$$\Delta G_r^0 = 165.568 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$E^0 = \frac{-(165568 \frac{\text{cal}}{\text{mol}})}{(4e^-)(\frac{96500\text{C}}{\text{mol}})} = -0.4289\text{V}$$

$$Q = 1.58 \times 10^{-19}$$

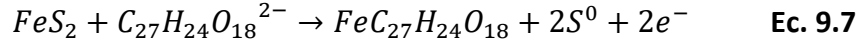
$$E'_{\text{ENH}} = -0.4289\text{V} - \frac{(1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}})(298\text{K})}{(4e^-)(\frac{96500\text{C}}{\text{mol}})} \ln(1.58 \times 10^{-19}) = -0.3627$$

Tipo de electrodo	Potencial vs ENH
Plata/Cloruro de Plata	0.197

$$E'_{\text{Ag/AgCl}} = -0.3627\text{V} - 0.197 = -0.5597\text{V} = \mathbf{-559.7\text{ mV}}$$

**Sistema Mineral-Colector-Depresor (Pirita-Xantato Etilico de Potasio-Quebracho) y
Mineral-Depresor (Pirita-Quebracho)**

Equilibrio propuesto para el pico anódico:



$$\Delta G_r^0 = -6.562 \frac{Kcal}{mol}$$

$$E^0 = \frac{-(-6562 \frac{cal}{mol})}{(2e^-)(\frac{96500C}{mol})} = 0.034V$$

Tipo de electrodo	Potencial vs ENH
Plata/Cloruro de Plata	0.197

$$Q_{10ppm} = 190476.19 \text{ mol/l}$$

$$10 \text{ ppm } E'_{ENH} = 0.034V - \frac{(1.98 \frac{cal}{mol K})(298 K)}{(2e^-)(\frac{96500 C}{mol})} \ln(190476.19) = -0.0031V$$

$$10 \text{ ppm } E'_{\frac{Ag}{AgCl}} = -0.0031V - 0.197 = -0.2002V = \mathbf{-200.2 mV}$$

$$Q_{20ppm} = 95238.95 \text{ mol/l}$$

$$20 \text{ ppm } E'_{ENH} = 0.034V - \frac{(1.98 \frac{cal}{mol K})(298 K)}{(2e^-)(\frac{96500 C}{mol})} \ln(95238.95) = -0.001V$$

$$20 \text{ ppm } E'_{Ag/AgCl} = -0.001V - 0.197 = -0.198V = \mathbf{-198 mV}$$

$$Q_{50ppm} = 38095.2381 \text{ mol/l}$$

$$50 \text{ ppm } E'_{ENH} = 0.034V - \frac{(1.98 \frac{cal}{mol K})(298 K)}{(2e^-)(\frac{96500 C}{mol})} \ln(38095.2381) = 0.0017V$$

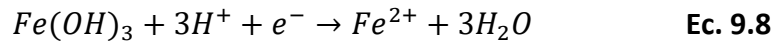
$$50 \text{ ppm } E'_{Ag/AgCl} = 0.0017V - 0.197 = -0.1952V = \mathbf{-195.2 mV}$$

$$Q_{100ppm} = 19047.619 \text{ mol/l}$$

$$100 \text{ ppm } E'_{ENH} = 0.034V - \frac{\left(1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}\right) (298 \text{ K})}{(2e^-) \left(96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}\right)} \ln(19047.619) = 0.0038V$$

$$100 \text{ ppm } E'_{Ag/AgCl} = 0.0038V - 0.197 = -0.1931V = \mathbf{-193.1 \text{ mV}}$$

Equilibrio propuesto para el primer pico anódico:



$$\Delta G_r^0 = 22.351 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$E^0 = \frac{-(22351 \frac{\text{cal}}{\text{mol}})}{(1e^-) \left(\frac{96500 \text{C}}{\text{mol}}\right)} = -0.231V$$

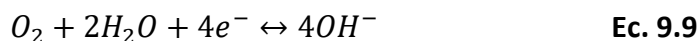
$$Q = 8x10^{27}$$

$$E'_{ENH} = -0.231V - \frac{\left(1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}\right) (298 \text{ K})}{(1e^-) \left(96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}\right)} \ln(8x10^{27}) = -0.6238$$

Tipo de electrodo	Potencial vs ENH
Plata/Cloruro de Plata	0.197

$$E'_{Ag/AgCl} = -0.6238V - 0.197 = -0.820V = \mathbf{-820 \text{ mV}}$$

Equilibrio propuesto para el segundo pico catódico:



$$\Delta G_r^0 = 165.568 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$E^0 = \frac{-(165568 \frac{\text{cal}}{\text{mol}})}{(4e^-) \left(\frac{96500 \text{C}}{\text{mol}}\right)} = -0.4289V$$

$$Q = 1.58x10^{-19}$$

$$E'_{ENH} = -0.4289V - \frac{\left(1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}\right) (298 K)}{(4e^-) \left(96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}\right)} \ln(1.58 \times 10^{-19}) = -0.3627$$

Tipo de electrodo	Potencial vs ENH
Plata/Cloruro de Plata	0.197

$$E'_{Ag/AgCl} = -0.3627V - 0.197 = -0.5597V = -559.7 \text{ mV}$$

9.2.- Potenciales estandar de electrodos de referencia.

Tipo de Electrodo	Reacción Electrodo	Potencial a 25°C	
		Vs. ENH	Vs. ECS
Hidrógeno	(Pt)/H ₂ , H ⁺ (a=1)	0	-0.2412
Plata/Cloruro de Plata	Ag/AgCl, KCl (0.1M)	0.2881	0.047
	Ag/AgCl, KCl (3.5M)	0.205	-0.036
	Ag/AgCl, KCl (sat.)	0.197	-0.045
		0.1988	-0.042
	Ag/AgCl, NaCl (sat'd)	0.194	-0.047
Calomel	Hg/Hg ₂ Cl ₂ , KCl (0.1 M)	0.3337	0.0925
		0.336	0.095
	Hg/Hg ₂ Cl ₂ , KCl (1 M)	0.2801	0.0389
		0.283	0.042
	Hg/Hg ₂ Cl ₂ , KCl (3.5 M)	0.25	0.009
	Hg/Hg ₂ Cl ₂ , KCl (sat.)	0.2412	0
		0.244	
Mercurio/Óxido de Mercurio	Hg/HgO, NaOH (0.1 M)	0.165	-0.076
		0.926	0.685
	Hg/HgO, NaOH (1 M)	0.14	-0.101
Mercurio/Sulfato de Mercurio	Hg/Hg ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₄ (0.5 M)	0.68	0.44
		0.683	0.441
	Hg/Hg ₂ SO ₄ , K ₂ SO ₄ (sat.)	0.64	0.4
		0.65	0.41

Figura 9.1: Potenciales Estandar de electrodos de Referencia ^[20].

9.3.- Voltamogramas

9.3.1.- Sistema FeS₂-XEK

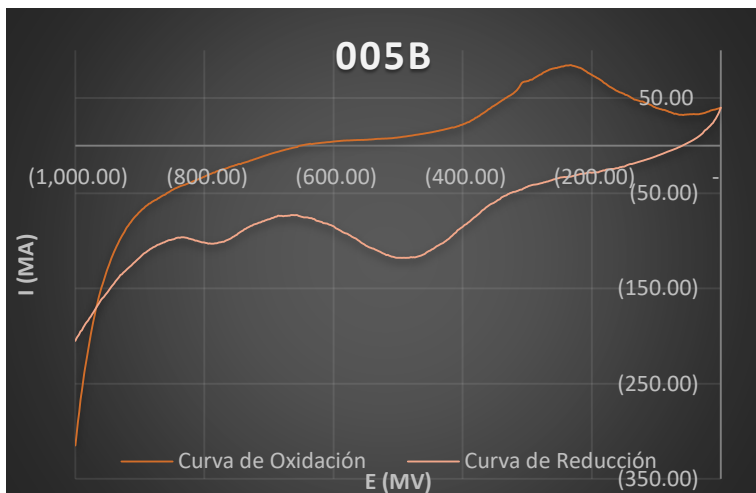


Figura 9.2: Voltamograma de la prueba 005B para el sistema Pirita-XEK a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

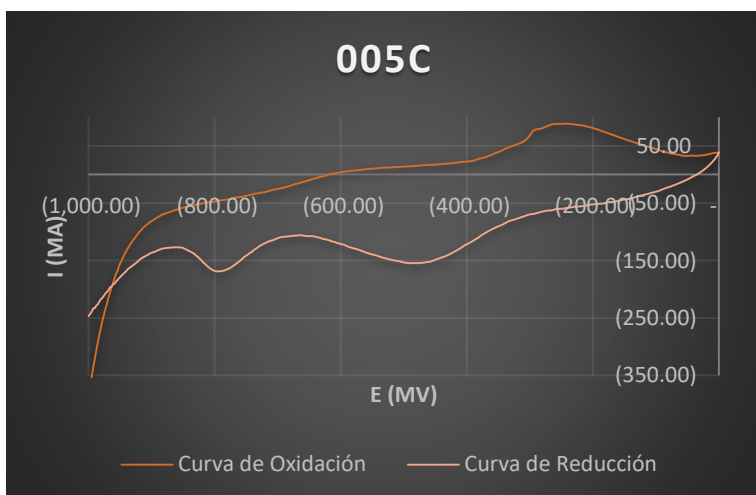


Figura 9.3: Voltamograma de la prueba 005C para el sistema Pirita-XEK a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

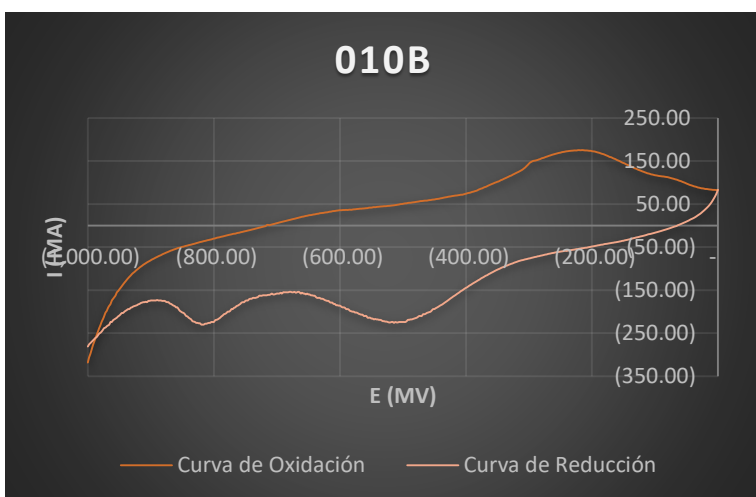


Figura 9.4: Voltamograma de la prueba 010B para el sistema Pirita-XEK a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

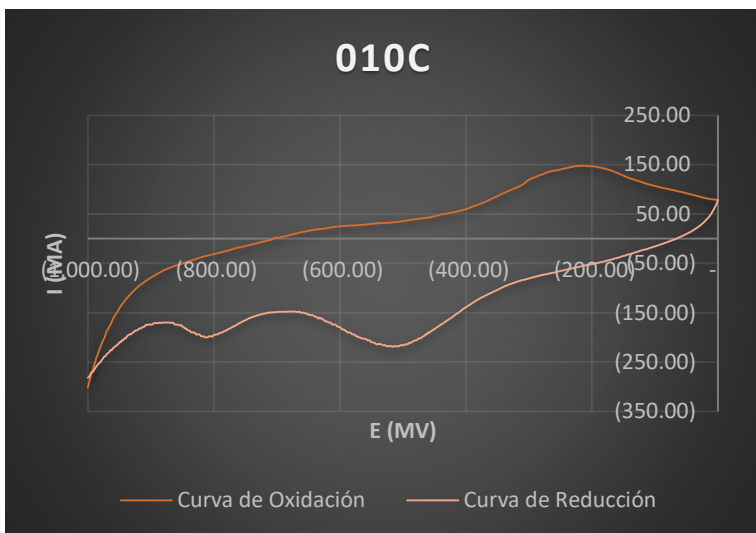


Figura 9.5: Voltamograma de la prueba 010C para el sistema Pirita-XEK a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

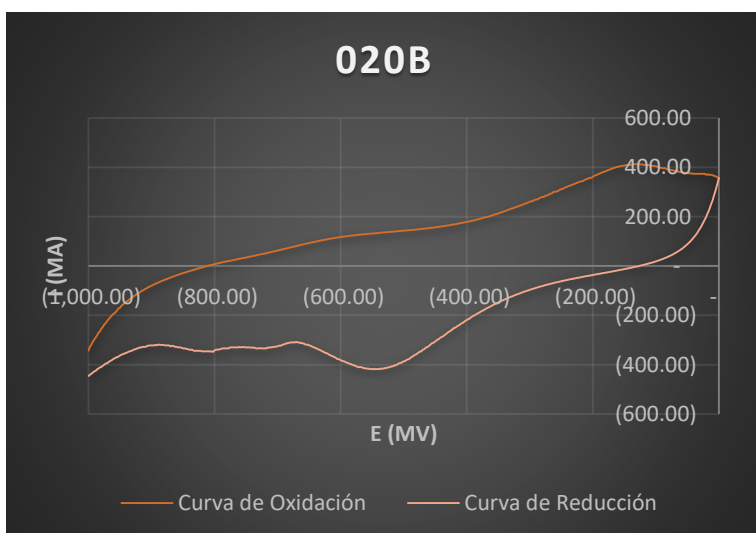


Figura 9.6: Voltamograma de la prueba 020B para el sistema Pirita-XEK a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

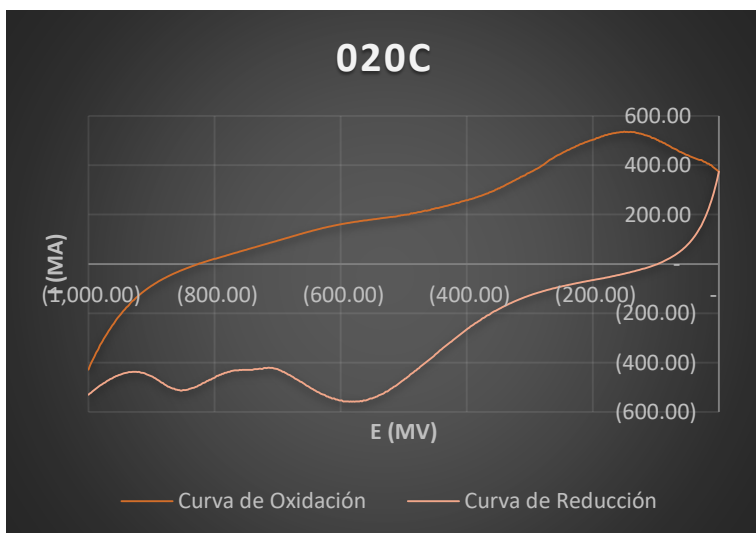


Figura 9.7: Voltamograma de la prueba 020C para el sistema Pirita-XEK a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

Tabla 9.1: Resultados de los potenciales obtenidos de las pruebas 005B, 005C, 010B, 010C, 020B y 020C para el sistema Pirita-XEK

	Primer Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μ A)	E (mV)	I (μ A)	E (mV)
005B	-117.9	-494	84.6	-232.01
005C	-154.8	-478	88.9	-240.01
010B	-226	-514	175.8	-216.01
010C	-219	-516	147.8	-212.01
020B	-418	-546	413	-132.01
020C	-559	-582	536	-150.01

9.3.2.- Sistema FeS₂-XEK-Q

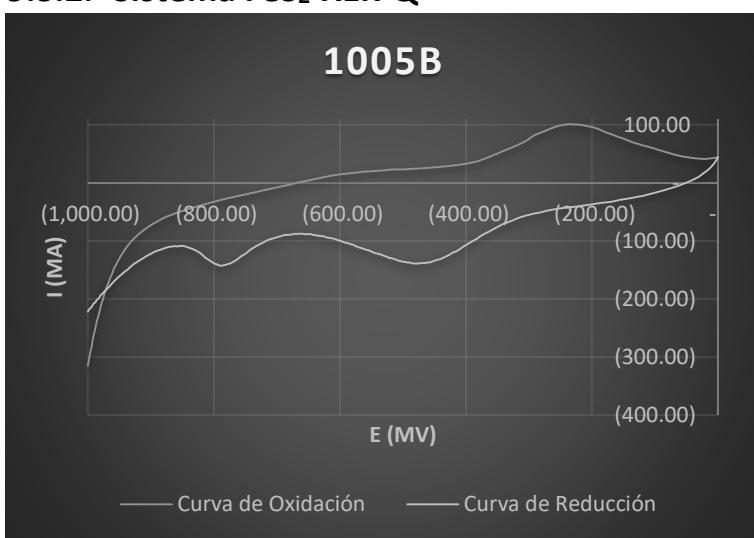


Figura 9.8: Voltamograma de la prueba 1005B para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

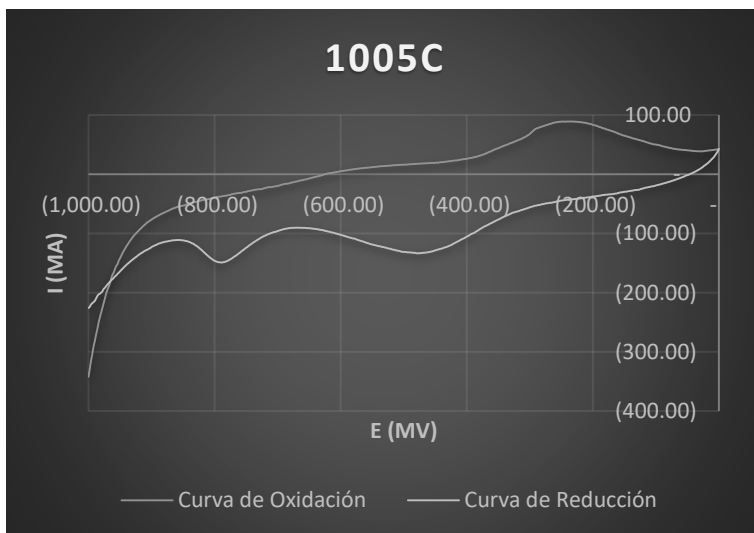


Figura 9.9: Voltamograma de la prueba 1005C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

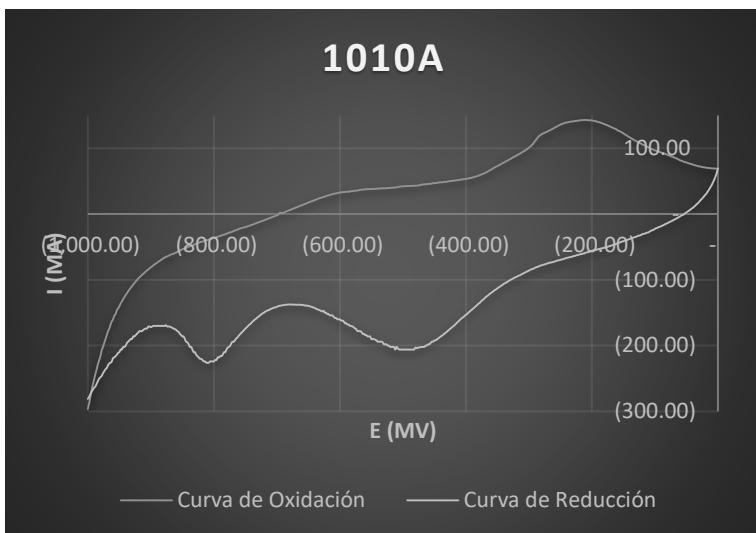


Figura 9.10: Voltamograma de la prueba 1010A para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

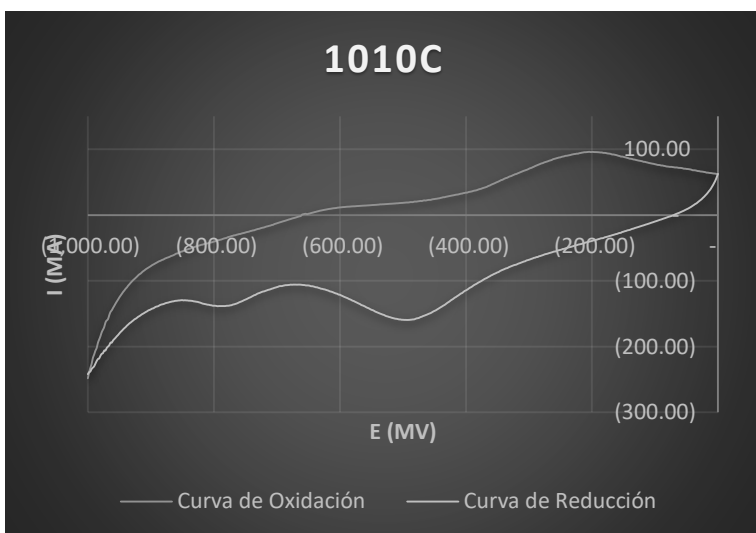


Figura 9.11: Voltamograma de la prueba 1010C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

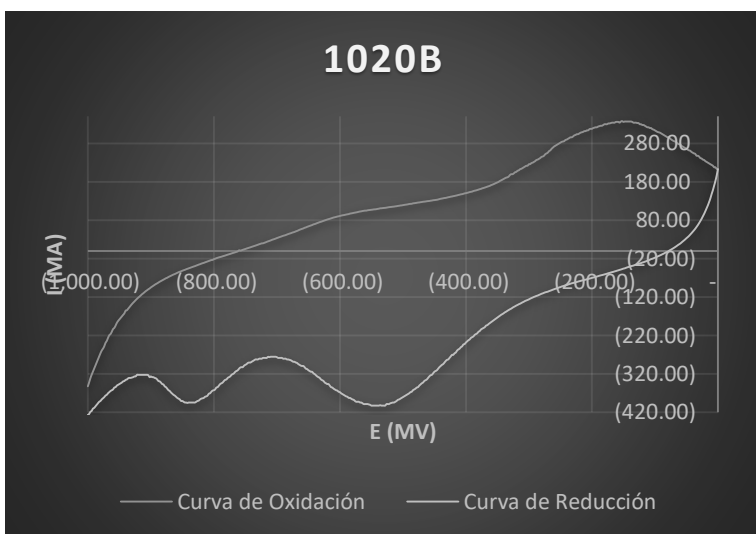


Figura 9.12: Voltamograma de la prueba 1020B para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

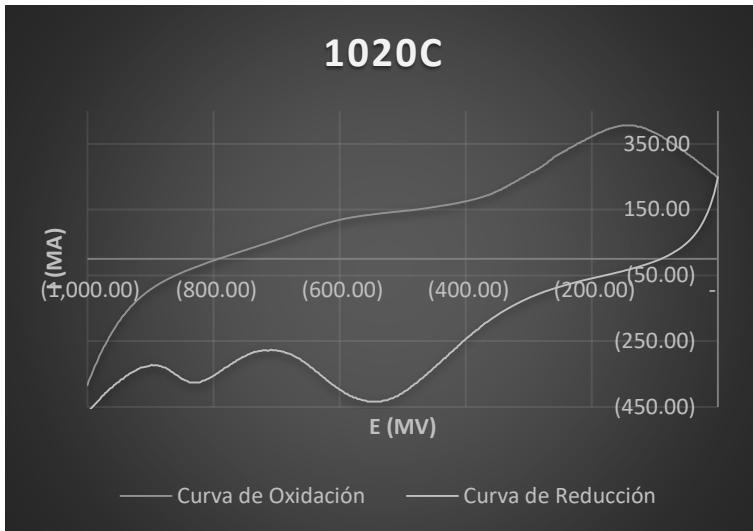


Figura 9.13: Voltamograma de la prueba 1020C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

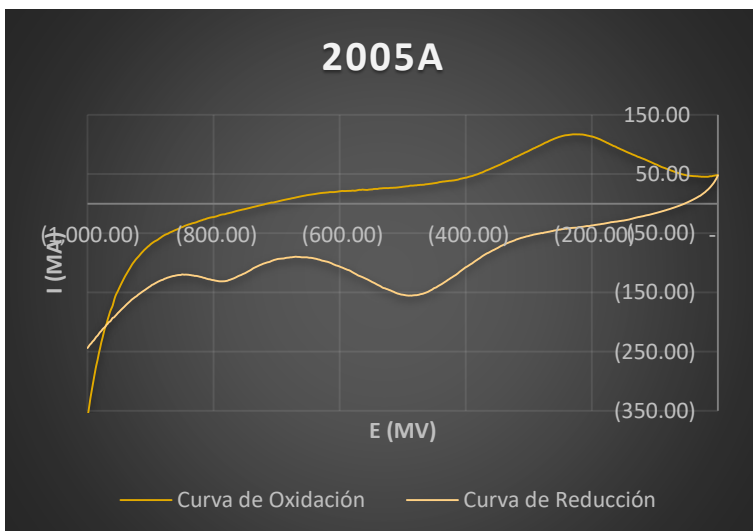


Figura 9.14: Voltamograma de la prueba 2005A para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

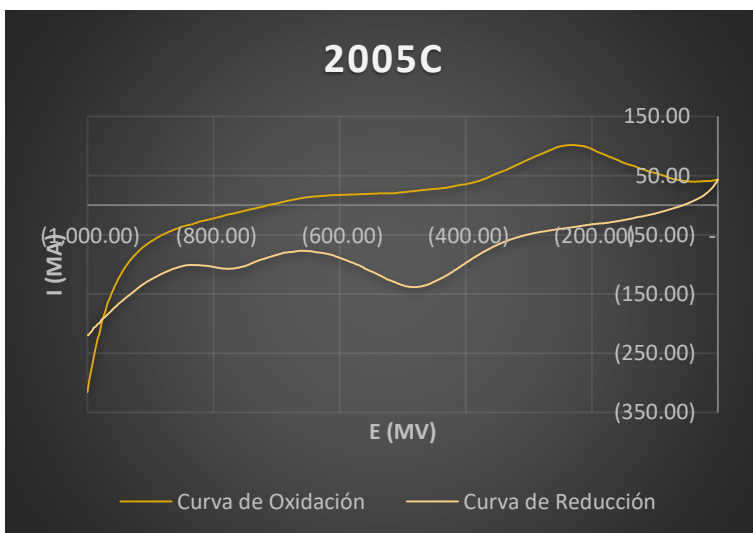


Figura 9.15: Voltamograma de la prueba 2005C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

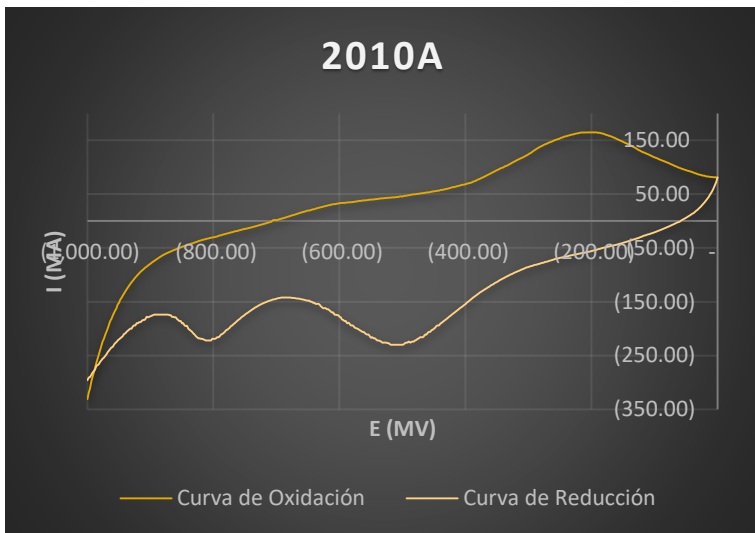


Figura 9.16: Voltamograma de la prueba 2010A para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

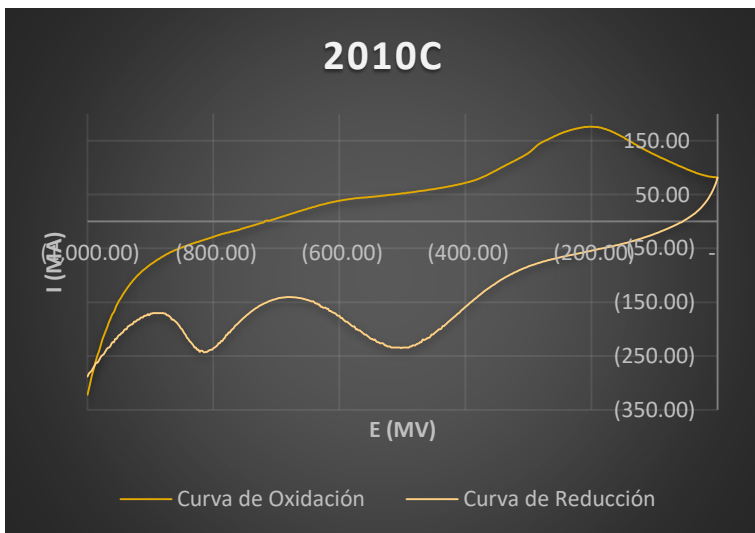


Figura 9.17: Voltamograma de la prueba 2010C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

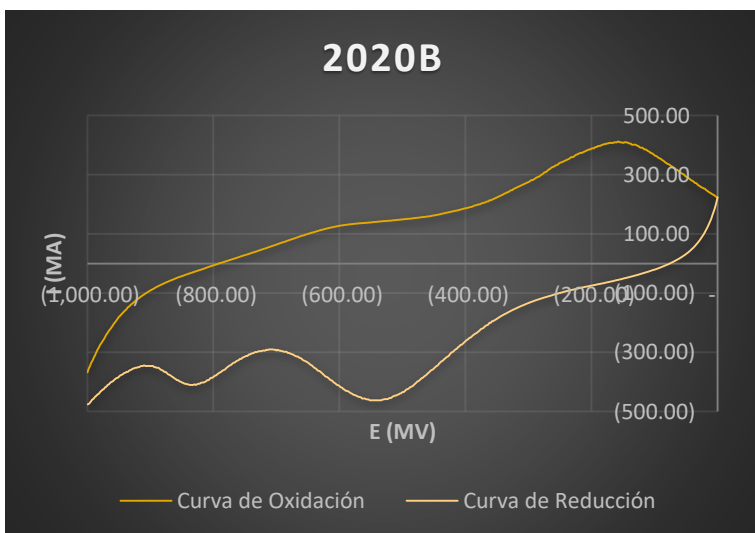


Figura 9.18: Voltamograma de la prueba 2020B para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

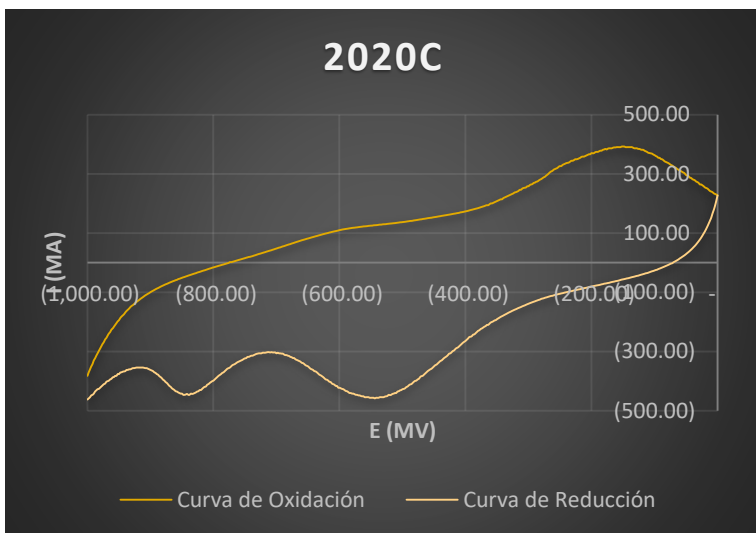


Figura 9.19: Voltamograma de la prueba 2020C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

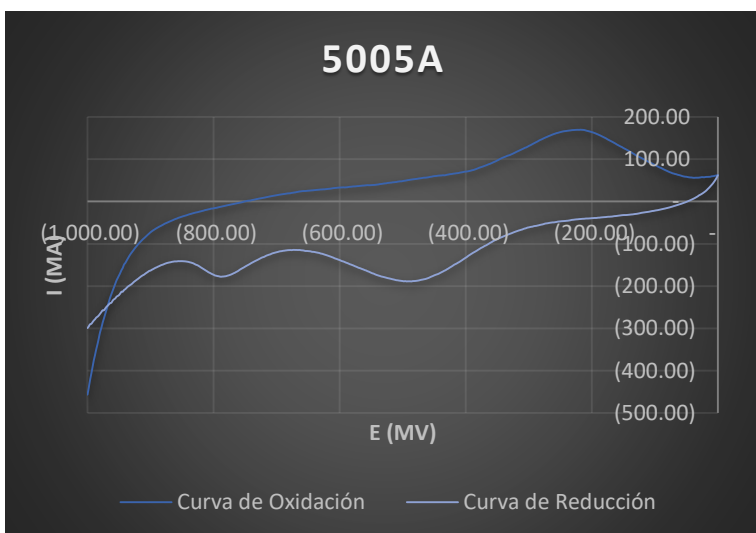


Figura 9.20: Voltamograma de la prueba 5005A para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

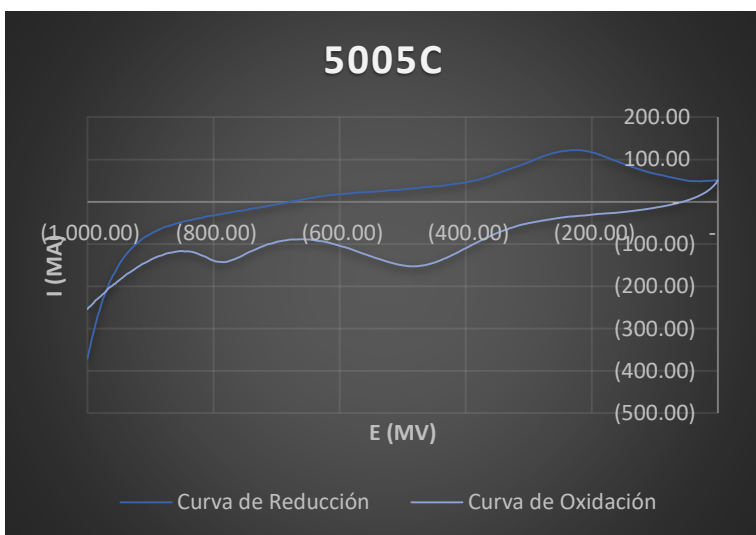


Figura 9.21: Voltamograma de la prueba 5005C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

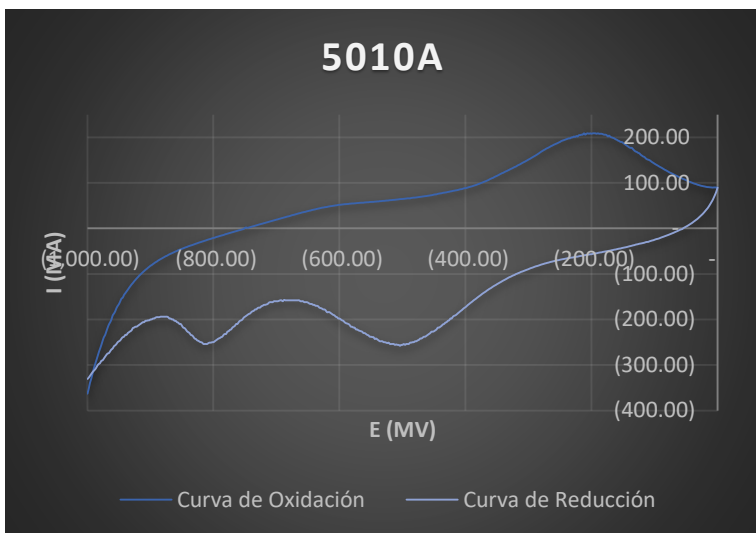


Figura 9.22: Voltamograma de la prueba 5010A para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

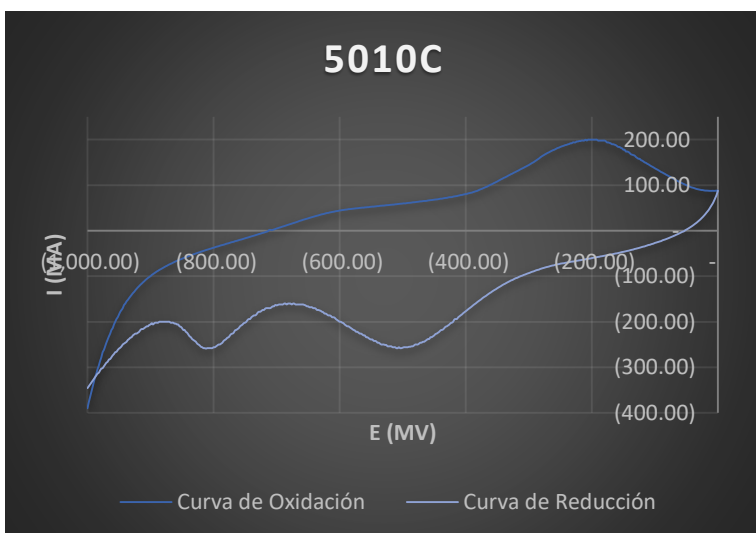


Figura 9.23: Voltamograma de la prueba 5010C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

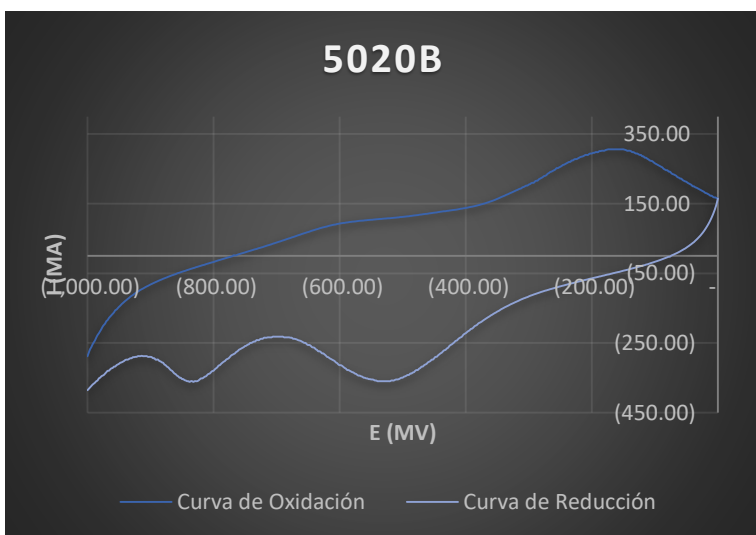


Figura 9.24: Voltamograma de la prueba 5020B para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

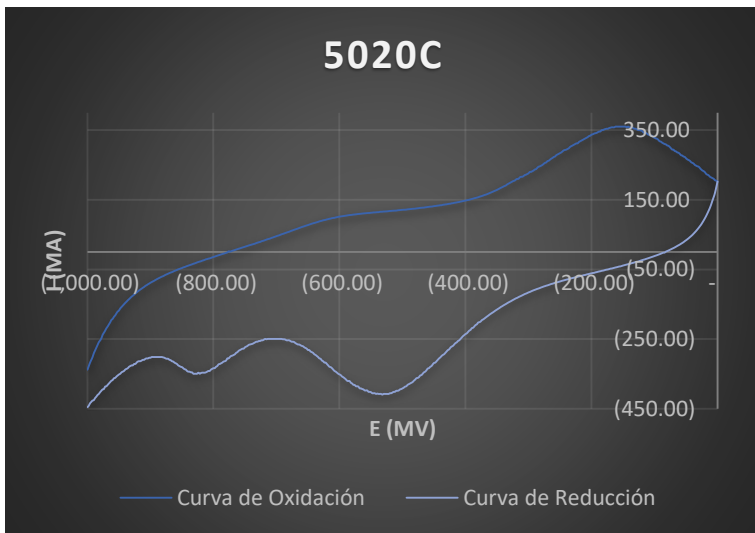


Figura 9.25: Voltamograma de la prueba 5020C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

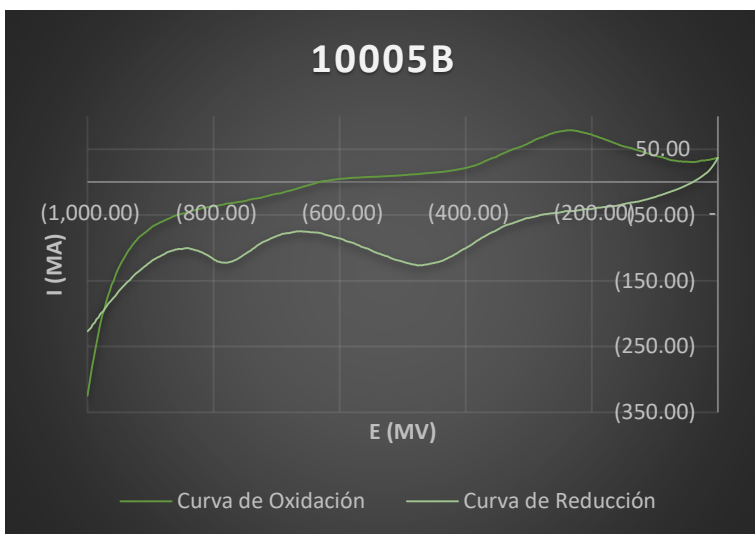


Figura 9.26: Voltamograma de la prueba 10005B para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

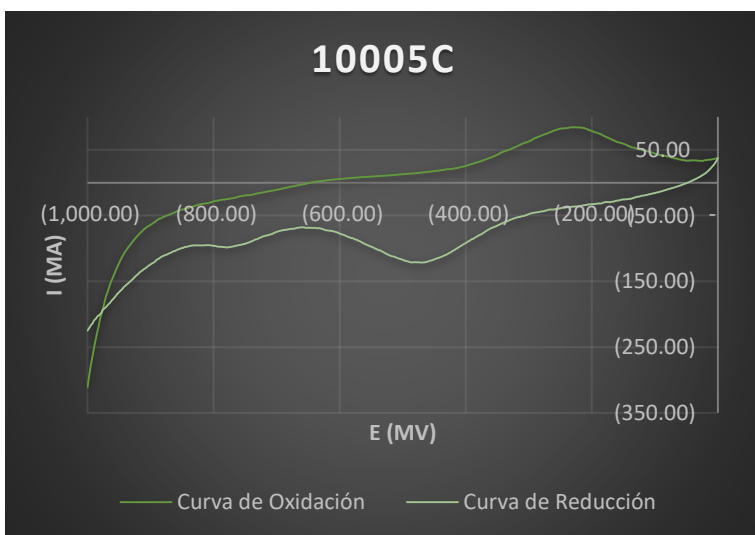


Figura 9.27: Voltamograma de la prueba 10005C para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

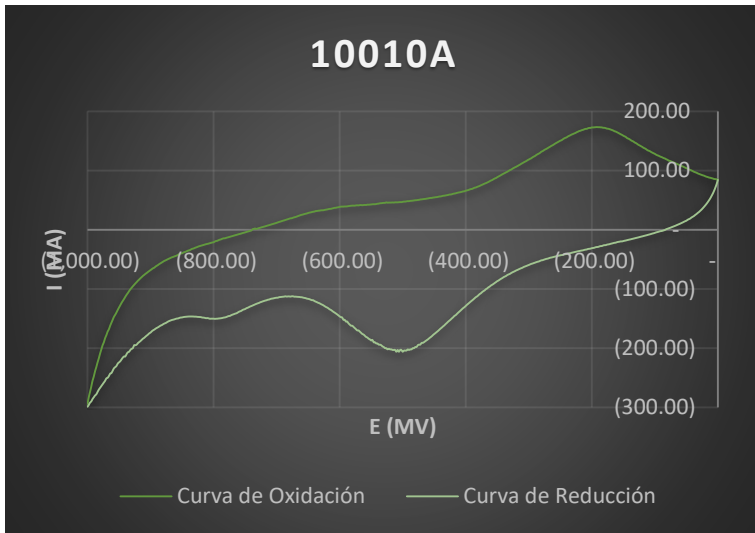


Figura 9.28: Voltamograma de la prueba 10010A para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

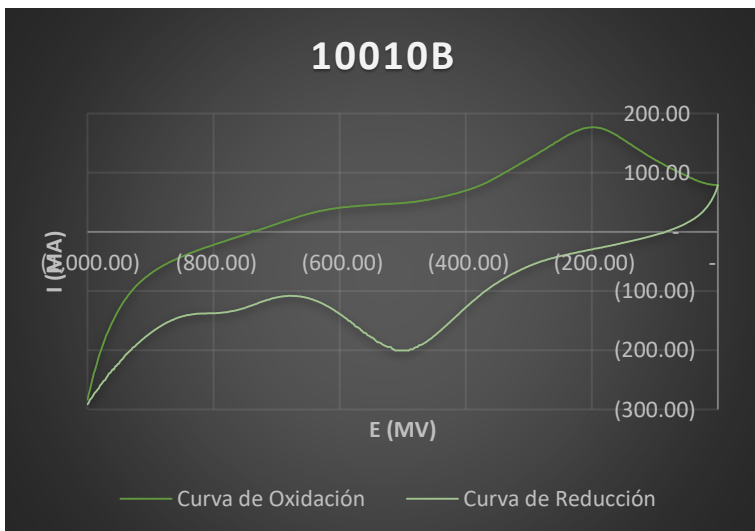


Figura 9.29: Voltamograma de la prueba 10010B para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

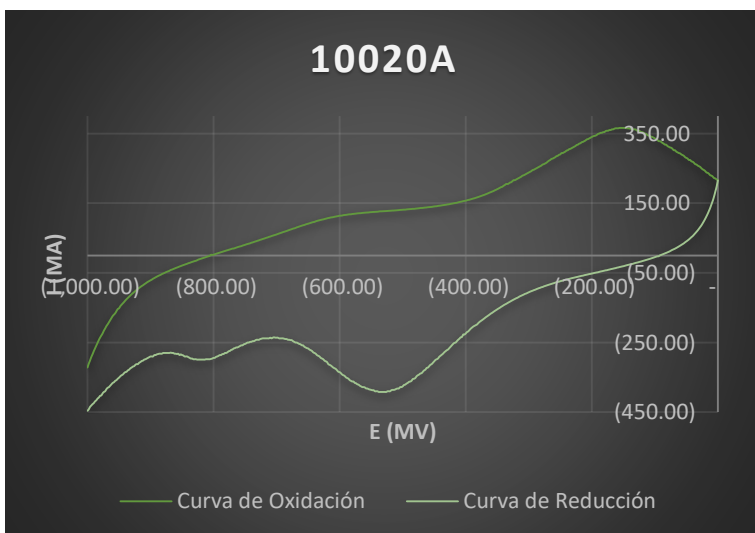


Figura 9.30: Voltamograma de la prueba 10020A para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

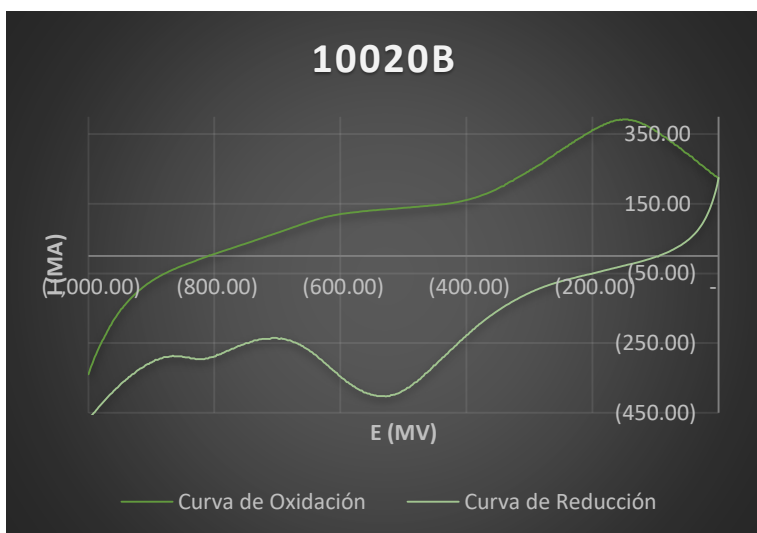


Figura 9.31: Voltamograma de la prueba 10020B para el sistema Pirita-XEK-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

Tabla 9.2: Resultados de los potenciales obtenidos de las pruebas del sistema Pirita-XEK-Quebracho.

	Primer Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μA)	E (mV)	I (μA)	E (mV)
1005B	-139.2	-478	101.4	-234.01
1005C	-133.7	-478	89.2	-236.01
1010A	-206	-492	143.3	-210.01
1010C	-159.5	-492	96.2	-204.01
1020B	-402	-544	338	-152.01
1020C	-434	-544	406	-144.01
2005A	-155.4	-490	117	-228.01
2005C	-138.5	-484	101.6	-232.01
2010A	-230	-508	165	-200.01
2010C	-235	-502	176.4	-202.01
2020B	-462	-544	413	-158.01
2020C	-458	-544	392	-150.01
5005A	-188.6	-494	169.9	-218.01
5005C	-152.9	-484	122.1	-228.01
5010A	-258	-504	209	-196.01
5010C	-258	-504	200	-200.01
5020B	-360	-530	306	-162.01
5020C	-410	-532	360	-154.01
10005B	-126.9	-476	79	-238.01
10005C	-121.5	-472	84.2	-226.01
10010A	-206	-506	173.2	-192.01
10010B	-200	-502	177	-198.01
10020A	-392	-532	366	-152.01
10020B	-403	-528	392	-148.01

9.3.3.- Sistema FeS₂-Q

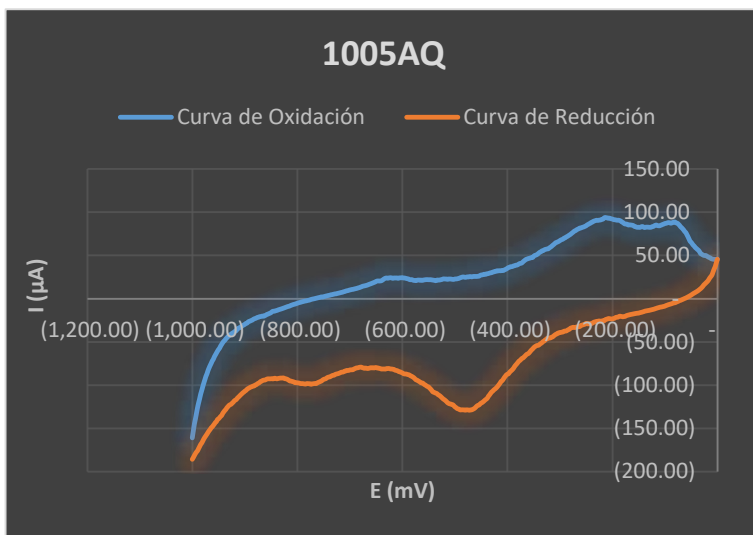


Figura 9.32: Voltamograma de la prueba 1005AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

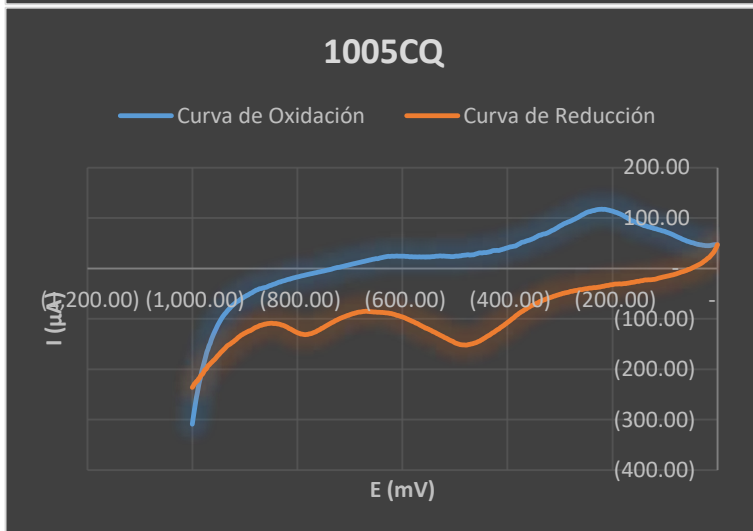


Figura 9.33: Voltamograma de la prueba 1005CQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

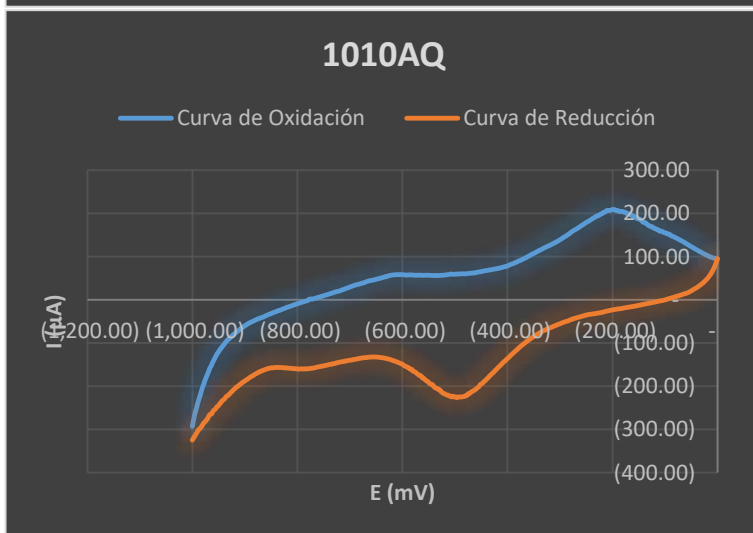


Figura 9.34: Voltamograma de la prueba 1010AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

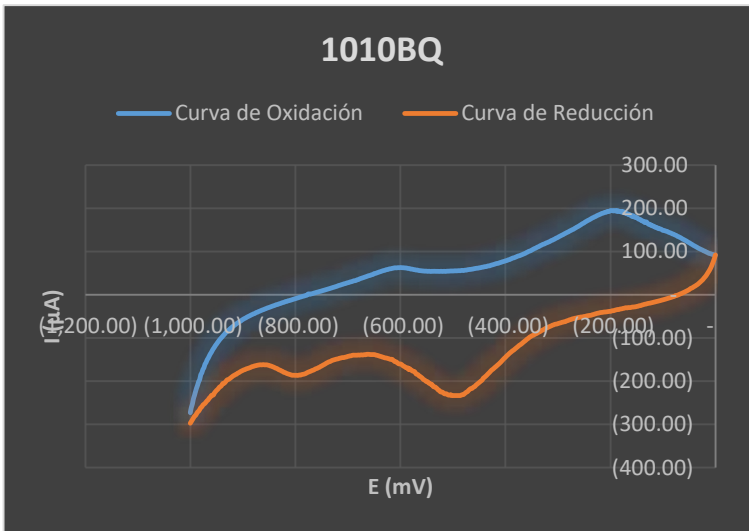


Figura 9.35: Voltamograma de la prueba 1010BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

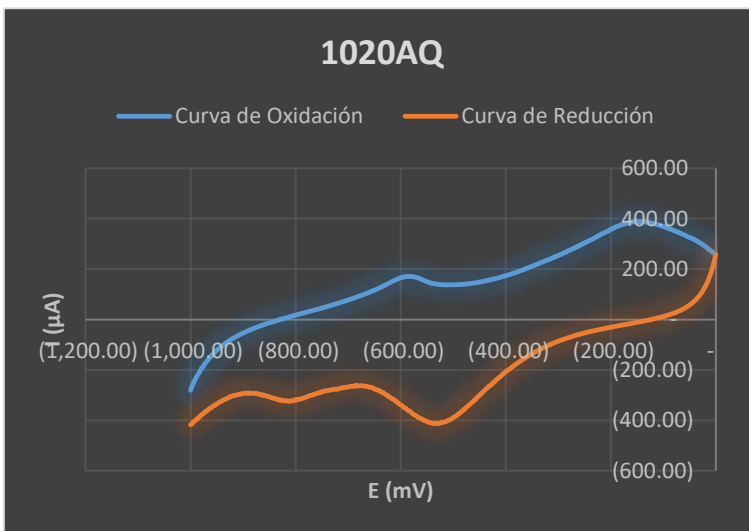


Figura 9.36: Voltamograma de la prueba 1020AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

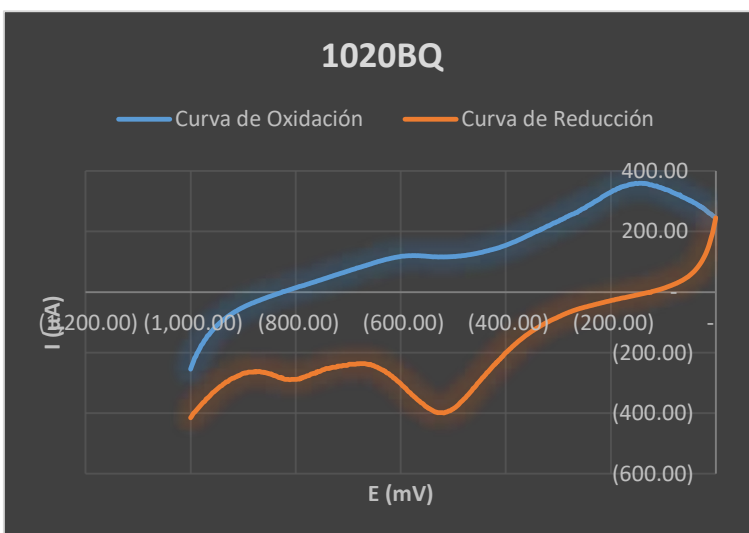


Figura 9.37: Voltamograma de la prueba 1020BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

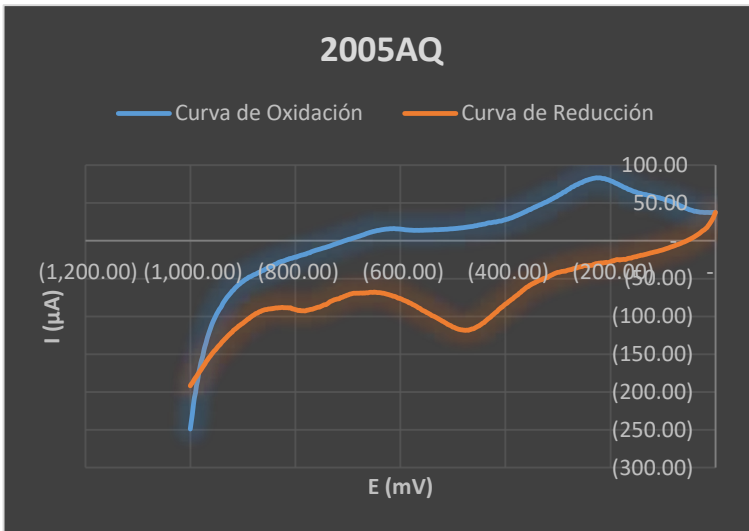


Figura 9.38: Voltamograma de la prueba 2005AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

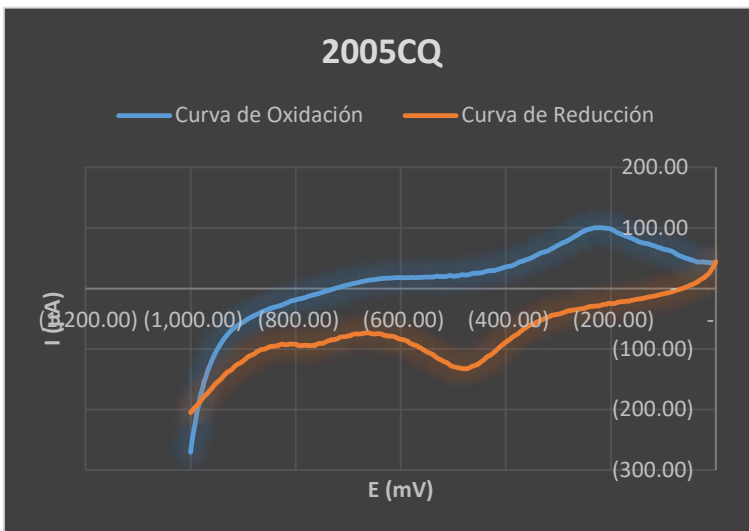


Figura 9.39: Voltamograma de la prueba 2005CQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

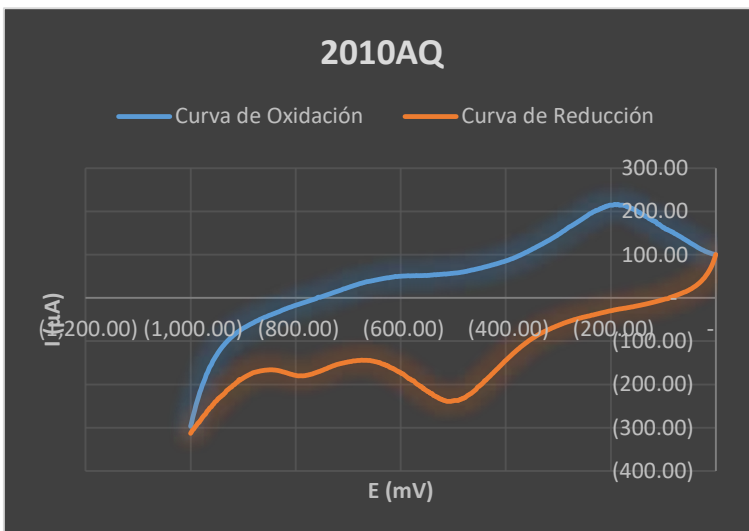


Figura 9.40: Voltamograma de la prueba 2010AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

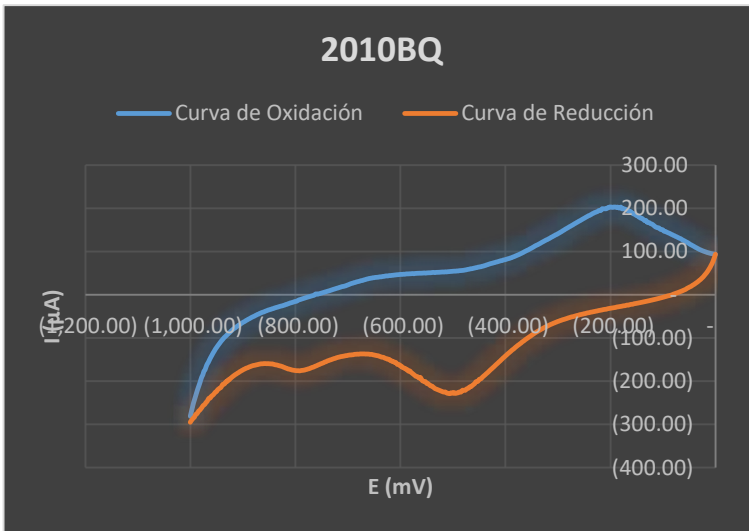


Figura 9.41: Voltamograma de la prueba 2010BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

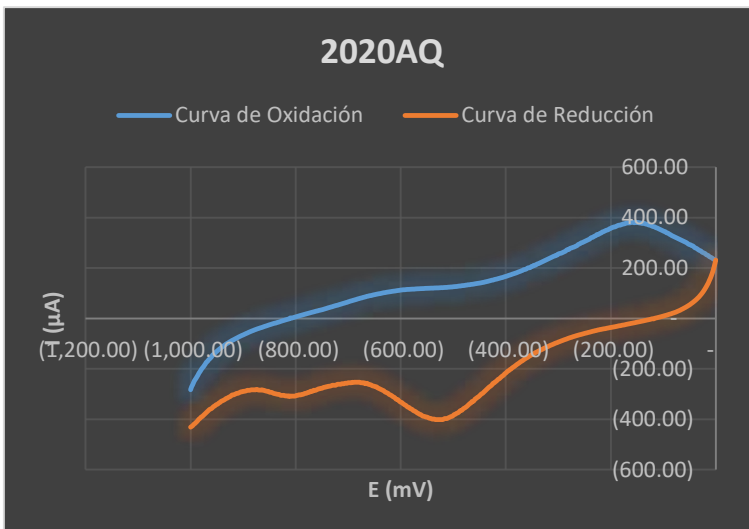


Figura 9.42: Voltamograma de la prueba 2020AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

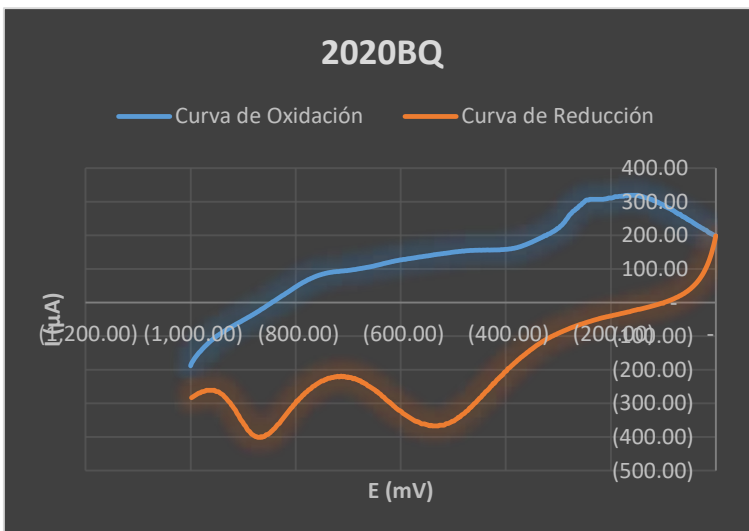


Figura 9.43: Voltamograma de la prueba 2020BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

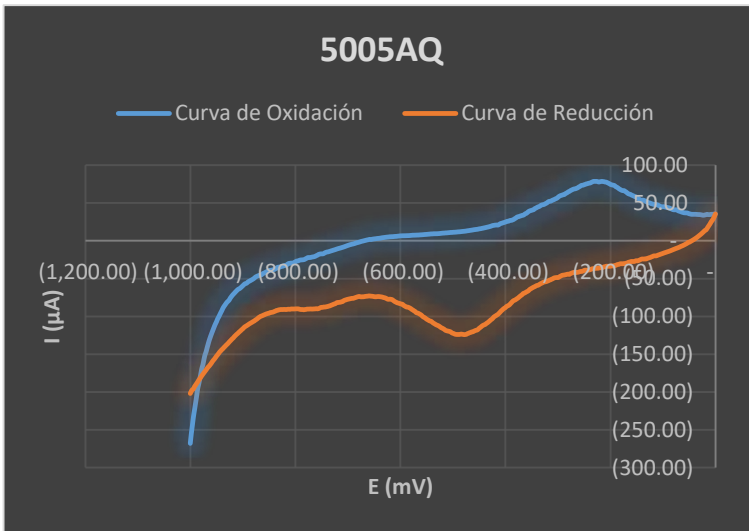


Figura 9.44: Voltamograma de la prueba 5005AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

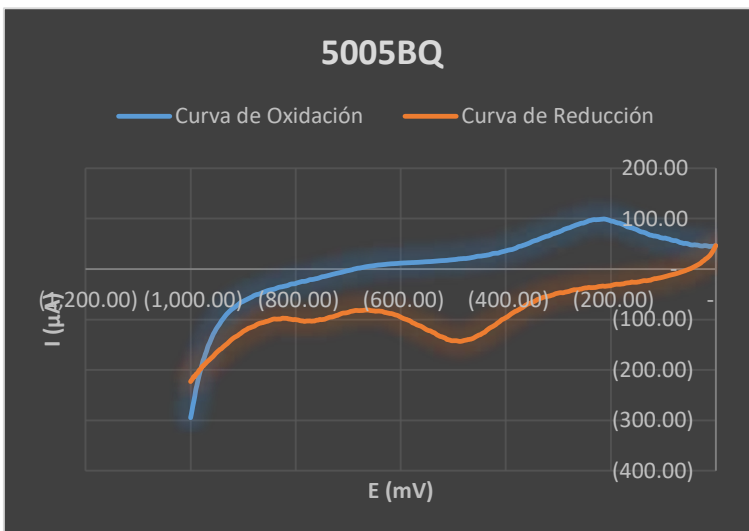


Figura 9.45: Voltamograma de la prueba 5005BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

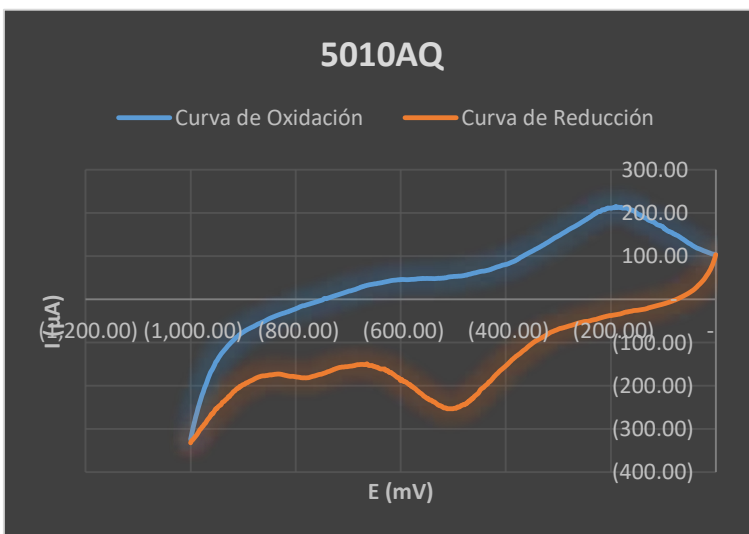


Figura 9.46: Voltamograma de la prueba 5010AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

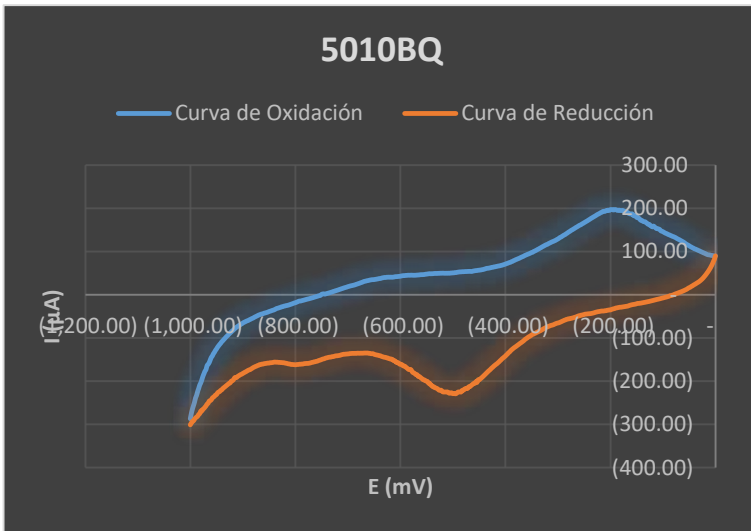


Figura 9.47: Voltamograma de la prueba 5010BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

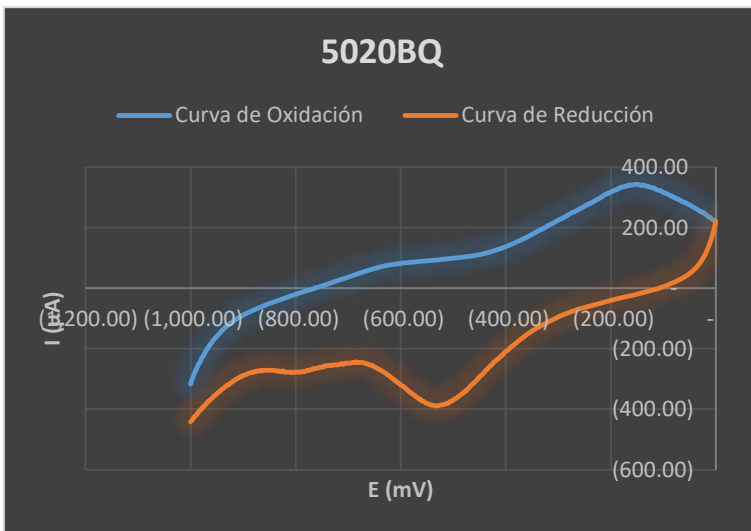


Figura 9.48: Voltamograma de la prueba 5020BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

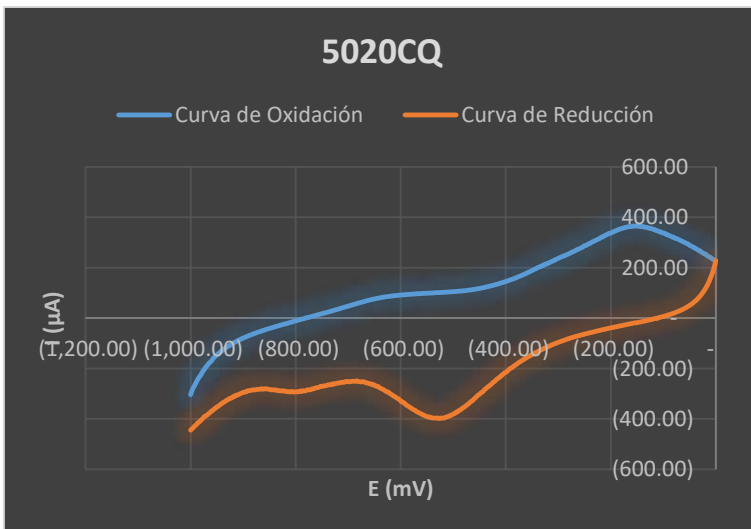


Figura 9.49: Voltamograma de la prueba 5020CQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

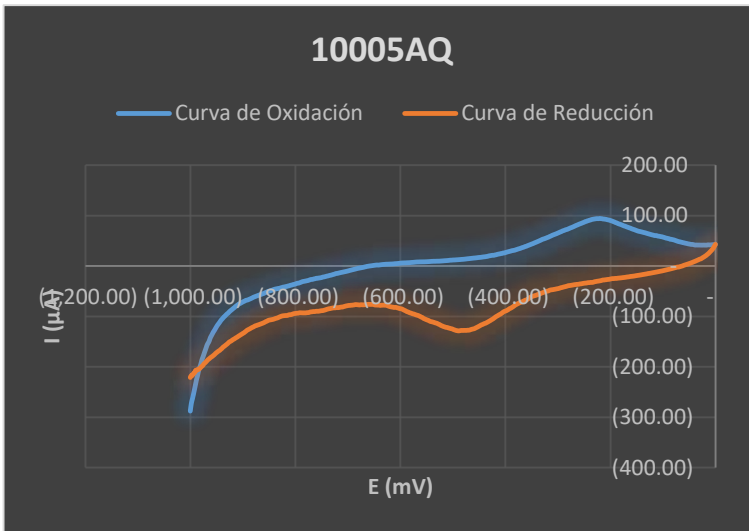


Figura 9.50: Voltamograma de la prueba 10005AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

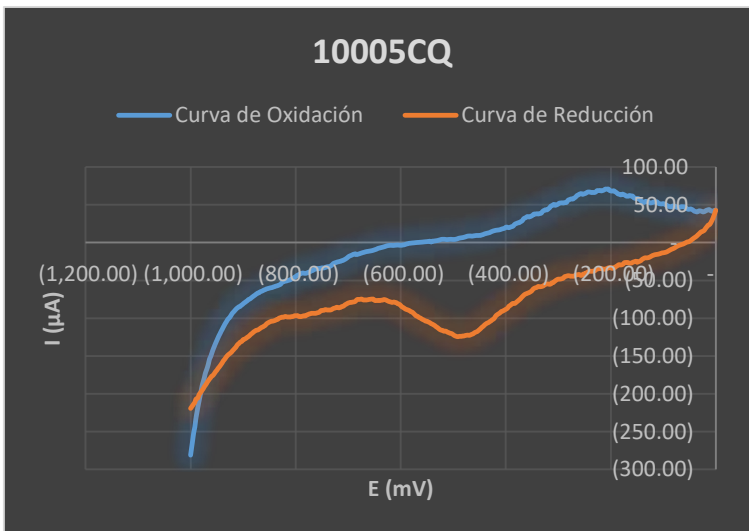


Figura 9.51: Voltamograma de la prueba 10005CQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 5 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

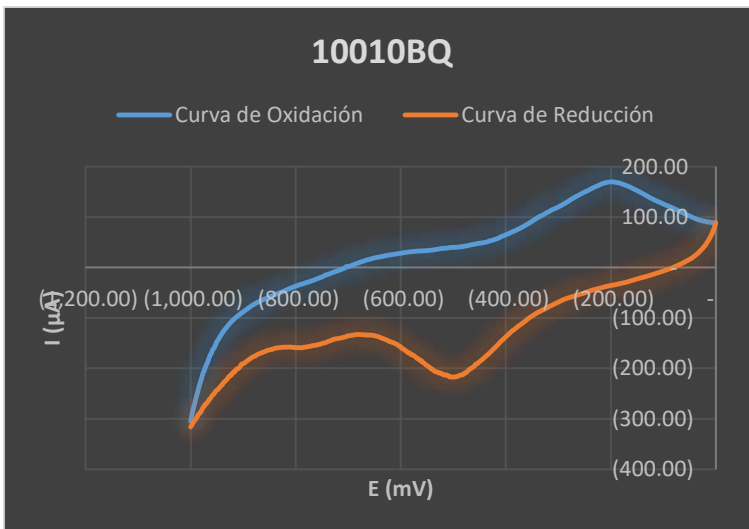


Figura 9.52: Voltamograma de la prueba 10010BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

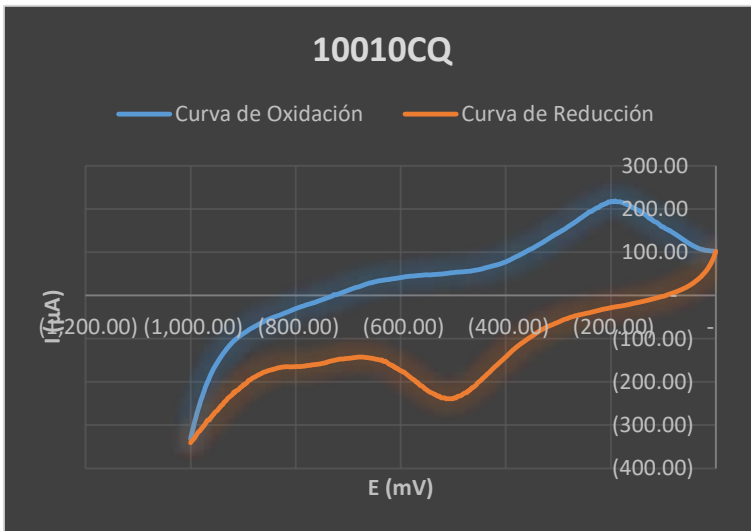


Figura 9.53: Voltamograma de la prueba 10010CQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 10 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

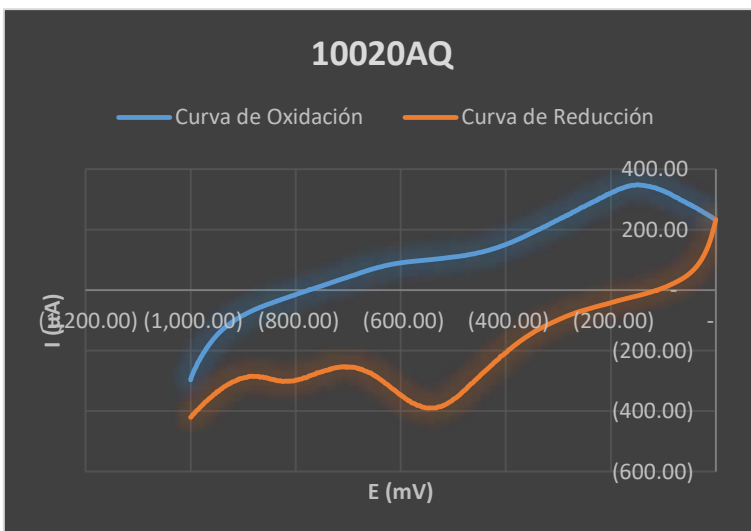


Figura 9.54: Voltamograma de la prueba 10020AQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

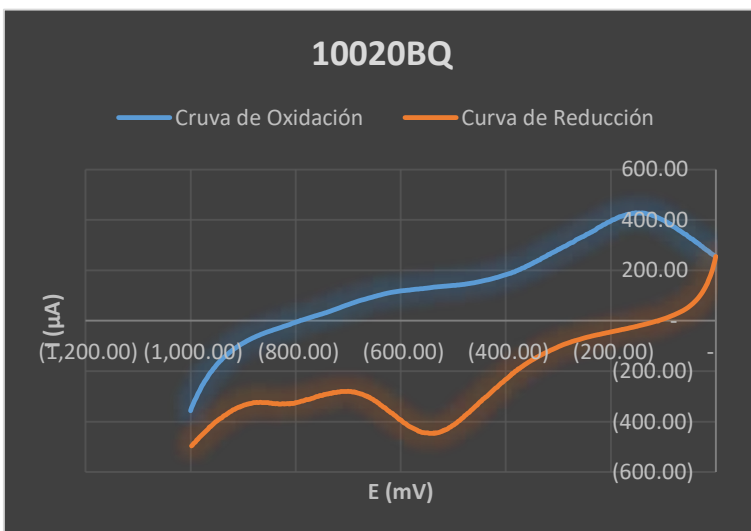


Figura 9.55: Voltamograma de la prueba 10020BQ para el sistema Pirita-Quebracho a una velocidad de barrido de 20 mV/s con un electrodo de Pirita a pH de 9.3.

Tabla 9.3: Resultados de los potenciales obtenidos de las pruebas del sistema Pirita-Quebracho.

	Primer Pico Catódico		Primer Pico Anódico	
	I (μ A)	E (mV)	I (μ A)	E (mV)
1005AQ	-128.2	-468	91	-198
1005CQ	-151	-47	116.2	-212.01
1010AQ	-225	-492	196.3	-209.01
1010BQ	-233	-492	188.2	-193
1020AQ	-413	-528	389	-142.01
1020BQ	-399	-518	359	-132.01
2005AQ	-117.4	-468	81.9	-210.01
2005CQ	-132.4	-476	100.6	-212.01
2010AQ	-311	-506	215	-180.01
2010BQ	-228	-494	203	-192.01
2020AQ	-401	-522	381	-148.01
2020BQ	-365	-526	319	-144.01
5005AQ	-124	-478	78.3	-212.01
5005BQ	-142	-492	99.3	-214.01
5010AQ	-253	-502	212	-188
5010BQ	-229	-500	195	-186.01
5020BQ	-387	-526	339	-142.01
5020CQ	-399	-526	363	-142.01
10005AQ	-127.7	-488	94	-210
10005CQ	-123.7	-484	69.1	-202
10010BQ	-216	-494	169.3	-194.01
10010CQ	-239	-504	217	-188.01
10020AQ	-389	-538	348	-144.01
10020BQ	-445	-530	427	-142.01