



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MÉXICO**

FACULTAD DE QUÍMICA

**“EVALUACIÓN DEL ÁCIDO TIÓCTICO
COMO INHIBIDOR DE CORROSIÓN EN
ACERO AL CARBONO EN MEDIO
ÁCIDO”**

TESIS

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:

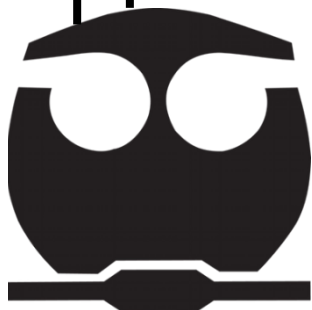
INGENIERA QUÍMICA METALÚRGICA

PRESENTA

CYNTHIA PAOLA CHÁVEZ ALCÁNTARA

ASESOR

DR. FRANCISCO JAVIER RODRÍGUEZ GÓMEZ



CIUDAD UNIVERSITARIA, CDMX

2023



Universidad Nacional
Autónoma de México



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 Francisco Javier Rodríguez Gómez

VOCAL: Profesor Rodrigo López Montoya

SECRETARIO: Profesor David Turcio Ortega

1er. SUPLENTE: Profesora Paola Roncagliolo Barrera

2do. SUPLENTE: Profesor José Fernando Flores Álvarez

SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA

Laboratorio de Corrosión y Protección, Departamento de Ingeniería Metalúrgica,
Edificio D, Facultad de Química, Ciudad Universitaria

ASESOR DEL TEMA

Dr. Francisco Javier Rodríguez Gómez

SUSTENTANTE (S)

Cynthia Paola Chávez Alcántara

Índice

Resumen	5
Objetivo	5
Hipótesis	5
Capítulo I: Marco teórico.....	6
1.1 Corrosión.....	6
1.2 Tipos de corrosión	6
1.3 Factores que influyen en el proceso de corrosión	8
1.3.1 Acidez de la solución.....	8
1.3.2 Sales disueltas	9
1.3.3 Capas protectoras	9
1.3.4 Concentración de oxígeno	9
1.3.5 Temperatura.....	9
1.3.6 Velocidad de flujo	10
1.4 Acero al carbono	10
1.4.1 Corrosión en acero al carbono	11
1.5 Protección frente a la corrosión	12
1.5.1 Protección catódica	12
1.5.2 Recubrimientos	14
1.5.3 Inhibidores.....	15
1.6 Ácido tióctico	16
1.6.1 Definición	16
1.6.2 Propiedades	17
1.6.3 Pruebas de eficacia.....	17
1.6.4 Ácido tióctico como inhibidor de corrosión	18
1.7 Isotermas de adsorción	18
1.7.1 Isoterma de Langmuir	20
1.8 Métodos electroquímicos de pruebas de corrosión	21
1.8.1 Potencial a circuito abierto (OCP)	21
1.8.2 Espectroscopia de impedancia electroquímica (EIS)	22
1.8.3 Curvas de polarización potenciodinámica (Ajuste por Tafel).....	26
Capítulo II: Técnica experimental	29
2.1 Caracterización del acero de bajo carbono	29

2.2 Preparación de soluciones	29
2.3 Preparación de las muestras	30
2.4 Mediciones electroquímicas	30
2.5 Metodología de trabajo	30
Capítulo III Análisis de Resultados	32
3.1 Caracterización del acero de bajo carbono	32
3.2 Potencial a circuito abierto (OCP)	33
3.3 Espectroscopia de Impedancia Electroquímica	36
3.4 Curvas de polarización	41
3.5 Mecanismo de inhibición	43
Capítulo IV Conclusiones	45
Referencias.....	46
Anexo	49

Resumen

La corrosión de los metales es una preocupación vital para el científico e ingeniero de materiales. Este fenómeno natural provoca cuantiosas pérdidas financieras en varios sectores y requiere grandes esfuerzos para limitar su impacto. Por lo tanto, existe la necesidad de innovar en técnicas que ya no sólo sean eficaces y económicamente viables en el control de este fenómeno, sino que ahora también se debe tener en consideración el impacto ambiental que estas técnicas tengan. Los inhibidores de corrosión son ampliamente usados en el control y prevención de la corrosión, sin embargo, la mayoría de los compuestos usados para este fin resultan demasiado tóxicos y dañinos para el medio ambiente y el ser humano. Esta situación ha creado la necesidad de encontrar inhibidores de corrosión que sean ambientalmente amigables. La propuesta para este trabajo fue el ácido tióctico o también conocido como ácido lipoico o ácido alfa-lipoico, el cual se encuentra de manera natural en pequeñas cantidades en el organismo y una serie de alimentos. Amplios estudios en el área de la medicina han comprobado que este ácido es un potente antioxidante y protector de las células del cuerpo, propiedades por las cuales se consideró que podría funcionar como inhibidor de corrosión.

Para comenzar con el desarrollo de este trabajo se mencionan los objetivos e hipótesis planteadas. Seguido se presenta el capítulo I que consta de un marco teórico que abarca desde una breve definición sobre corrosión, así como las distintas formas en que ésta se presenta hasta la descripción de cada una de las técnicas electroquímicas empleadas en la experimentación. En el capítulo II se explica paso a paso la metodología experimental, se habla de los materiales, equipos y reactivos usados, así como de los parámetros empleados en las mediciones electroquímicas. Posteriormente en el capítulo III se presenta el análisis de resultados y finalmente se presentan conclusiones en el capítulo IV.

Objetivo

Evaluar el ácido tióctico como inhibidor de la corrosión del acero al carbono en medio ácido a través de técnicas electroquímicas (espectroscopía de impedancia electroquímica y curvas de polarización) para proponerlo como protección alternativa eficiente contra el ataque corrosivo.

Hipótesis

El ácido tióctico actúa como inhibidor de la corrosión del acero al carbono en medio ácido $[HCl]=1M$ con eficiencia igual o superior al 90% mediante un mecanismo de adsorción.

Capítulo I: Marco teórico

1.1 Corrosión

De acuerdo con la literatura, en términos generales se puede definir a la corrosión como “la degradación de un material, normalmente un metal, o de sus propiedades debido a una reacción con su entorno”. Esta definición indica que las propiedades, así como los propios materiales, pueden deteriorarse y lo hacen. En algunas formas de corrosión, casi no hay cambios de peso o degradación visibles, pero las propiedades cambian y el material puede fallar inesperadamente debido a ciertos cambios dentro de él. [1]

1.2 Tipos de corrosión

Es inusual encontrar una única clase de corrosión en las estructuras que sufren este proceso. Los diferentes metales en contacto con diferentes ambientes difícilmente permiten que ocurra un solo tipo de corrosión incluso dentro de un sistema. Cada tipo de corrosión está causado por mecanismos de reacción específicos y tiene métodos específicos de seguimiento, predicción y control. A continuación, se enlistan algunas formas en las que se puede presentar la corrosión:

1. Corrosión uniforme: Este tipo de corrosión afecta a una gran parte del metal y provoca una reducción global del espesor metálico, siempre y cuando el metal que sufre la corrosión tenga una composición y metalurgia uniforme. Lo que ocurre es que el ánodo y el cátodo no poseen lugares fijos; por lo tanto, no hay lugares preferentes para la corrosión, que se va a producir aquí de manera uniforme. La velocidad de corrosión puede controlarse fácilmente mediante técnicas de medición electroquímicas o análisis gravimétricos. Un metal que sufre corrosión uniforme puede protegerse utilizando inhibidores de corrosión o revestimientos y también mediante protección catódica. La corrosión atmosférica es un ejemplo de corrosión uniforme.

2. Corrosión por picaduras: Es una forma de corrosión altamente destructiva y un tipo de ataque localizado que da lugar a pequeñas cavidades y agujeros, que son tan profundos como su diámetro y se conocen como *picaduras*, las cuales provocan perforaciones al penetrar en el metal con la menor pérdida de peso. Las picaduras son proporcionales al logaritmo de la concentración de cloruro del electrolito. La razón de la agresividad del cloruro se ha ponderado durante algún tiempo, y se han propuesto varias nociones. El cloruro es un anión de un ácido fuerte, y muchos cationes metálicos presentan una solubilidad considerable en soluciones de cloruro. El cloruro es un anión relativamente pequeño con una alta difusividad; interfiere con la pasivación y es un contaminante omnipresente. El requisito previo para que se produzcan picaduras es que el electrolito sea un oxidante fuerte para que se inicie

el estado pasivo. Los iones de haluro férrico y cúprico son aceptores de electrones (reactantes catódicos) y no necesitan oxígeno para iniciar y propagar la picadura. Otros factores de propagación que causan picaduras son los daños localizados química y mecánicamente en una película de óxido pasiva, impurezas no metálicas o no uniformidad de la estructura metálica debidas a una cobertura no proporcional del inhibidor. [2]

El inicio y la progresión de la corrosión por picaduras es difícil de estudiar cuantitativamente por varias razones. En primer lugar, el pequeño tamaño de las picaduras dificulta su detección, especialmente en las primeras etapas de las picaduras, cuando las picaduras presentan diámetros $\leq 20 \mu\text{m}$ y profundidades de solo unas pocas decenas de nanómetros. En segundo lugar, las picaduras pueden quedar ocultas por los productos de corrosión que se pueden formar (al mismo tiempo que las picaduras) en las superficies metálicas. Si bien los estudios electroquímicos se pueden aplicar para examinar las picaduras, estos enfoques solo evalúan el comportamiento general ("promedio"), sin poder resolver las características de microescala. [3]

Se considera que la corrosión por picaduras es de naturaleza autocatalítica; una vez que una picadura empieza a crecer, las condiciones locales se alteran de manera que se promueve el crecimiento de más picaduras. Sin embargo, las picaduras pueden evitarse reduciendo la agresividad de la solución, disminuyendo la temperatura de la solución conductora y reduciendo la concentración de Cl^- y la acidez.

3. Corrosión en grietas: Es una versión localizada de la corrosión a nivel de microambiente relacionada con un electrolito estancado causado por superficies de juntas, juntas solapadas y agujeros, grietas bajo pernos, cabezas de remaches y depósitos superficiales.

4. Corrosión galvánica: Este tipo de corrosión también se denomina "corrosión bimetálica" y "corrosión de metales diferentes", ya que se produce debido al contacto eléctrico con un metal más noble o tal vez con un conductor no metálico en el electrolito. El miembro activo de la pareja metálica, es decir, el menos resistente a la corrosión, soporta una tasa de corrosión acelerada, mientras que el miembro noble está protegido por el efecto catódico. La unión entre los metales es la más afectada por la corrosión. Como ya se sabe que cada metal tiene su propio potencial de corrosión en un electrolito, la diferencia de potencial entre los dos metales disímiles hace que el metal menos noble se corra.

5. Corrosión intergranular: También conocida como "corrosión intercrystalina" o "corrosión interdendrítica", ya que la tensión de tracción la provoca a lo largo de los límites del grano o del cristal. El mecanismo incluye la precipitación en los límites de grano como en el caso de la precipitación de carburos de cromo en el acero.

6. Agrietamiento por corrosión bajo tensión: Este tipo de agrietamiento se produce por la acción simultánea de un agente corrosivo y un esfuerzo de tracción sostenido. Puede ser resultado de la acción conjunta de un material susceptible, una especie química específica y una tensión de tracción.

7. Corrosión filiforme: Se desarrollan líneas capilares irregulares, a veces filamentos de productos de corrosión presentes debajo de revestimientos de pintura, goma, laca, estaño, plata, esmalte y papel. No se pierde material de forma significativa, pero la superficie se deteriora.

8. Corrosión por erosión: El flujo rápido del electrolito y las turbulencias provocan la erosión del metal. La velocidad del electrolito que fluye y la acción física de su movimiento contra la superficie provocan la pérdida de metal a un ritmo acelerado.

9. Corrosión por frotamiento: Un ligero deslizamiento oscilante entre dos superficies en contacto provoca la corrosión por frotamiento.

10. Exfoliación: En los límites de los granos alargados, los productos de corrosión presentes hacen que el metal se desprenda del material y forme capas, lo que se denomina exfoliación. También conocida como corrosión laminar, en capas y estratificada.

11. Fatiga por corrosión: Se da cuando la tensión cíclica y la corrosión se presentan simultáneamente y dan origen a grietas. Las tensiones que fluctúan rápidamente por debajo de la resistencia a la tracción suelen ser los agentes causantes. [2]

1.3 Factores que influyen en el proceso de corrosión

Existen muchos factores que influyen el proceso de corrosión, donde se debe de tomar en cuenta tanto las características del material sobre el que incide y el medio que rodea a éste. A continuación, se mencionan algunos factores.

1.3.1 Acidez de la solución

La cantidad de iones de hidrógeno libres en una solución va a estar definida por su valor de pH. Si éste es menor a 7 ($\text{pH} < 7$) se dice que la solución es ácida y por ende existirá una concentración relativamente alta de iones hidrógeno libres en la solución, los cuales son capaces de recibir electrones para poder estabilizarse.

Por su capacidad para aceptar electrones, las soluciones ácidas son más corrosivas que las soluciones neutras ($\text{pH} = 7$) y las alcalinas ($\text{pH} > 7$), que permiten que la zona anódica reaccione en mayor proporción, ya que se liberan electrones de tales reacciones. [4]

1.3.2 Sales disueltas

Se va a hablar de dos tipos de sales disueltas en este apartado: las sales ácidas y las sales alcalinas. Las sales ácidas son aquellas que al diluirse en la solución electrolítica disminuyen el pH y aceleran el proceso de corrosión por el efecto de la acidez. Algunos ejemplos de sales ácidas son, el cloruro de aluminio, el cloruro de hierro y el cloruro de amonio.

Por otro lado, las sales alcalinas incrementan el pH de la solución electrolítica, por lo que en algunos casos funcionan como inhibidores del proceso de corrosión. Ejemplos de estas sales son el fosfato trisódico, tetraborato de sodio, silicato de sodio y el carbonato de sodio. [4]

1.3.3 Capas protectoras

La susceptibilidad de un material a sufrir el fenómeno de corrosión se puede reducir con la existencia de capas que protejan su superficie. Estas capas pueden ser aplicadas artificialmente, en forma de recubrimientos; o pueden aparecer a través del fenómeno de pasividad, en el cual se forman capas de óxidos metálicos que impiden el avance del proceso corrosivo. [4]

1.3.4 Concentración de oxígeno

Dependiendo de la naturaleza del material, la concentración de oxígeno presente en el electrolito puede acelerar o retardar el proceso de corrosión. Por ejemplo, en el caso de los materiales ferrosos, al aumentar la concentración de oxígeno aumenta la velocidad de corrosión, pues el producto corrosivo no protege al material. Mientras que para materiales pasivables, cuanto mayor sea la concentración de oxígeno, mayor capacidad tendrá el material de formar la capa de óxido protectora que lo caracteriza. [4]

1.3.5 Temperatura

El incremento en la temperatura que acompaña un proceso acelera las reacciones químicas involucradas de acuerdo con las consideraciones termodinámicas que las gobiernan. En el caso del oxígeno, su solubilidad se incrementa con el aumento de la temperatura mientras que el equilibrio químico involucrado en la precipitación de los óxidos e hidróxidos de hierro se modifica de manera tal que los productos de corrosión son más susceptibles a depositarse. [5]

En ambientes específicos algunas aleaciones forman una capa o película pasivante que enmascara al material en contra de la acción de agentes externos. Un ejemplo de esto es el acero al carbono en presencia de ácido sulfúrico concentrado. Esta capa protectora también se puede desarrollar de forma natural, como es en el caso del acero inoxidable y titanio. Con el aumento de temperatura, la velocidad de corrosión no aumentará mientras la película pasivadora se mantenga intacta. Pero una vez que la película pasivadora sea debilitada o degradada por el aumento de la temperatura, la velocidad de corrosión aumentará aceleradamente. [6]

1.3.6 Velocidad de flujo

En los sistemas de transporte de fluidos, el aumento de la velocidad de flujo del medio generalmente aumenta la velocidad de corrosión, ya que permite que las sustancias corrosivas alcancen y ataquen áreas aún no afectadas y, en cierta medida, impide la formación y/o acumulación de capas resistentes a la corrosión que protejan al material por efecto erosivo. [4]

1.4 Acero al carbono

Los aceros al carbono contienen hasta un 2% de carbono y pueden clasificarse en función de su composición o de la forma en que han sido procesados. Además de carbono, estos aceros también pueden contener otros elementos, como silicio (máximo 0.6%), cobre (hasta 0.6%) y manganeso (hasta 1.65%). Por otro lado, existen los aceros descarbonados que contienen menos del 0.005% de carbono.

A continuación, se enlistan algunos tipos de acero al carbono encontrados en la literatura:

1. Aceros de muy bajo carbono: Estos aceros contienen un máximo del 0.03% de carbono y niveles muy bajos de otros elementos como el Si y el Mn.
2. Aceros de bajo carbono: Contienen entre un 0.04 y un 0.15% de carbono. Estos aceros bajos en carbono se utilizan para fabricar carrocerías de automóviles y cientos de otras aplicaciones.
3. Acero dulce: Contiene del 0,15 al 0.3% de carbono. Este acero se utiliza en edificios, puentes, tuberías, etc.
4. Aceros semiduros: Contienen entre un 0.3 y un 0.6% de carbono. Se utilizan en la fabricación de maquinaria, tractores, equipos de minería, etc.
5. Aceros con alto contenido en carbono: Su contenido de carbono es superior al 0.6%. Se utilizan en la fabricación de muelles, ruedas de vagones, etc.

6. Hierros fundidos: Estos últimos son aleaciones Fe-C que contienen entre un 2 y un 4% de carbono. [7]

Para este trabajo se utilizó acero de bajo carbono, cuyas especificaciones se indican más adelante en la sección de análisis de resultados.

1.4.1 Corrosión en acero al carbono

Uno de los principales factores que determinan el comportamiento de los metales frente a la corrosión es su composición química. La aleación, que consiste en añadir otro(s) elemento(s) a un metal, es uno de los principales medios utilizados para mejorar la resistencia a la corrosión del material base. Se han desarrollado aleaciones con diversos grados de resistencia a la corrosión en respuesta a un número cada vez mayor de entornos de servicio severos. Un ejemplo de mejora de la resistencia a la corrosión mediante la modificación de la composición química es la aleación de aceros. Los aceros al carbono y de baja aleación son menos costosos, pero también menos resistentes a la corrosión. En el extremo superior de la escala de aleación se encuentran los aceros inoxidable, más costosos y mucho más resistentes a la corrosión. La resistencia a la corrosión de los aceros inoxidable se debe a la naturaleza protectora de la película de óxido superficial que forma una barrera entre el medio ambiente y la aleación. Las propiedades físicas y químicas de la película de óxido y el entorno de servicio determinan la resistencia a la corrosión de la aleación.

Además de la aleación, existen factores metalúrgicos, a menudo denominados microestructurales, como la forma cristalina, el tamaño y la forma del grano, la heterogeneidad del grano, las segundas fases, las inclusiones de impurezas y la tensión residual, que pueden influir en la corrosión. Por ejemplo, los tratamientos mecánicos pueden tener efectos sobre las propiedades de corrosión, tanto positivos como negativos. Así pues, la aleación, los tratamientos metalúrgicos y los tratamientos mecánicos pueden afectar en gran medida a la resistencia a la corrosión de la aleación resultante. [8]

La falla de los materiales metálicos en la industria puede ocurrir de distintas formas debido a la gran cantidad de materiales utilizados, a la diversidad de productos químicos (y mezclas) que se manejan y al amplio espectro de condiciones de operación que se pueden encontrar.

Como ya se mencionó previamente y hablando específicamente de acero al carbono, la corrosión en medios ácidos será incomparablemente más rápida que en medios neutros o alcalinos.

Esto hace que sea inaceptable la utilización de acero desnudo para estar en contacto con medios ácidos.

La reacción anódica es:



pero la velocidad de corrosión varía por cambios en la reacción catódica.

Para $pH < 4$; los óxidos de hierro son solubles y la corrosión se incrementa debido a la disponibilidad de H^{+} para mantener la reacción catódica:



Si además hay oxígeno disponible:



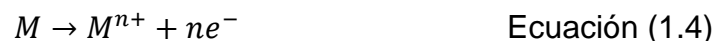
En el hierro y en los diferentes aceros la corrosión es muy parecida, excepto para $pH < 4$, donde la reacción está controlada por activación, mostrando las fases carburo un sobrevoltaje más pequeño para la descarga de hidrógeno. Por ello, los aceros altos en carbono experimentan una velocidad de corrosión mayor que los que contienen bajos porcentajes de carbono en medio ácido. [9]

1.5 Protección frente a la corrosión

La corrosión es una reacción de oxidación en la que el metal que se corroe es el ánodo de una celda electroquímica. Además del ánodo, hay otros tres componentes necesarios para que se produzca la corrosión: un entorno agresivo, un cátodo donde se produce la reacción de reducción y una vía conductora de electrones entre el ánodo y el cátodo. El concepto básico de la mayoría de los métodos de protección contra la corrosión es eliminar uno o más de estos componentes de la celda para que el metal puro o la aleación metálica de interés no se corra. Otro método de protección contra la corrosión muy utilizado consiste en cambiar la naturaleza del ánodo para que se convierta en cátodo (protección catódica). [8]

1.5.1 Protección catódica

Uno de los medios más eficaces para prevenir la corrosión es la protección catódica; puede utilizarse para diferentes formas de corrosión y, en algunas situaciones, puede detenerla por completo. La oxidación o corrosión de un metal M se produce por la reacción generalizada:



La protección catódica consiste simplemente en suministrar, desde una fuente externa, electrones al metal a proteger, convirtiéndolo en cátodo; la reacción anterior se fuerza así en sentido inverso (o de reducción).

Una técnica de protección catódica emplea un par galvánico: el metal a proteger se conecta eléctricamente a otro metal más reactivo en el entorno en cuestión. Este último experimenta oxidación y, al ceder electrones, protege al primer metal de la corrosión. El metal oxidado suele denominarse ánodo de sacrificio, el magnesio y el zinc suelen utilizarse como tales porque se encuentran en el extremo anódico de la serie galvánica. Esta forma de protección galvánica, para estructuras enterradas en el suelo, se ilustra en la Figura 1.1

En otro método de protección catódica, la fuente de electrones es una corriente impresa procedente de una fuente de corriente continua externa, como se representa en la Figura 1.2 para un tanque subterráneo. El terminal negativo de la fuente de alimentación se conecta a la estructura que se desea proteger. El otro terminal está unido a un ánodo inerte (a menudo de grafito), que en este caso está enterrado en el suelo; el material de relleno de alta conductividad proporciona un buen contacto eléctrico entre el ánodo y el suelo circundante. Existe una vía de corriente entre el cátodo y el ánodo a través del suelo intermedio, completando el circuito eléctrico. La protección catódica es especialmente útil para evitar la corrosión de calentadores de agua, depósitos y tuberías subterráneas y equipos marinos. [10]

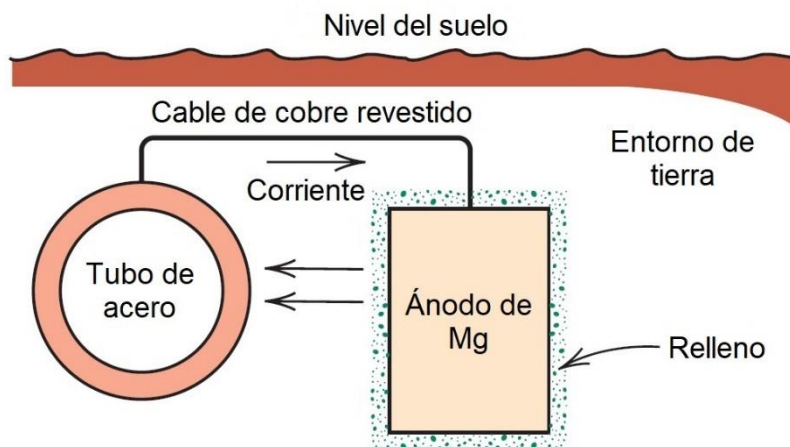


Figura 1.1 Protección catódica de una tubería subterránea utilizando un ánodo de sacrificio de magnesio. [10]

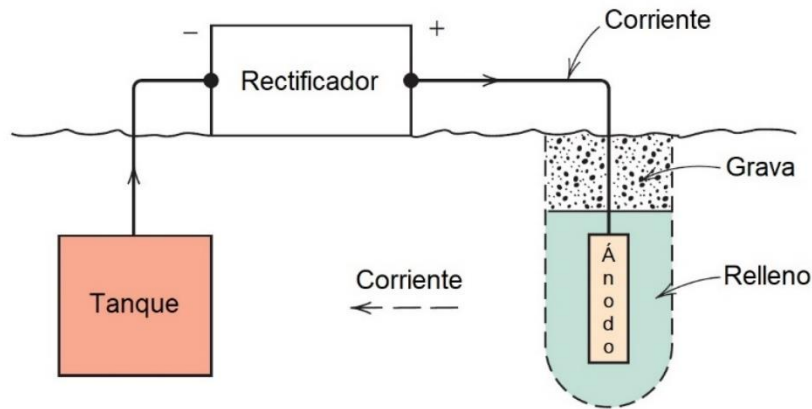


Figura 1.2 Protección catódica de un tanque subterráneo utilizando una corriente impresa. [10]

1.5.2 Recubrimientos

Los recubrimientos suelen proteger el metal imponiendo una barrera física entre el sustrato metálico y el entorno. Existen tres tipos de recubrimientos: orgánicos, inorgánicos y metálicos.

1. Orgánicos: Ofrecen protección al proporcionar una barrera física entre el metal y el medio ambiente. Pueden contener inhibidores de corrosión. Los recubrimientos orgánicos incluyen pinturas, resinas, lacas y barnices. Sus propiedades dependen de su formulación. Para conseguir la protección deseada, es necesario aplicar correctamente el recubrimiento orgánico sobre el sustrato debidamente preparado. Este tipo de recubrimientos protegen más metal en peso que cualquier otro medio de protección contra la corrosión.

2. Inorgánicos: También se utilizan para proporcionar una barrera entre el medio ambiente y el metal. Incluyen esmaltes, recubrimientos de vidrio y recubrimientos de conversión. Algunos ejemplos de ellos son los recubrimientos de esmalte de porcelana son inertes al agua y resistentes a la mayoría de los agentes atmosféricos. Son habituales en electrodomésticos y accesorios de fontanería. Así mismo, los metales con recubrimiento de vidrio se utilizan en industrias de procesos en las que preocupa la corrosión o la contaminación del producto. Por otro lado, los recubrimientos de conversión se producen corroyendo intencionadamente la superficie metálica de forma controlada. Esto se hace para generar un producto de corrosión adherente que protegerá al metal de la corrosión posterior. La anodización del aluminio, una de las técnicas de recubrimiento por conversión más utilizadas, produce una película protectora de óxido de aluminio sobre el metal de aluminio. Otro ejemplo de recubrimiento de conversión química es el fosfatado para la protección de carrocerías de automóviles.

3. Metálicos: Crean una barrera entre el sustrato metálico y el medio ambiente. Además, los recubrimientos metálicos a veces pueden proporcionar protección catódica cuando el recubrimiento se ve comprometido.

Los recubrimientos metálicos y otros recubrimientos inorgánicos se producen mediante diversas técnicas, como la inmersión en caliente, la galvanoplastia, el revestimiento, la pulverización térmica, la deposición química de vapor o la modificación de la superficie mediante rayos de energía dirigida (láser o iones). [8]

1.5.3 Inhibidores

Los inhibidores de corrosión son sustancias que se introducen en pequeña proporción en el medio corrosivo y reducen la velocidad de corrosión metálica sustancialmente, ya sea actuando sobre el proceso de oxidación (inhibidores anódicos) o sobre la reacción de reducción (inhibidores catódicos). Estos actúan sobre la interfase metal-medio, dificultando el desarrollo del proceso de corrosión, ya sea por precipitación de compuestos insolubles sobre la superficie metálica o por formación de capas pasivantes o adsorbidas. [11-12]

1.5.3.1 Tipos de inhibidores

Se puede clasificar a los inhibidores como sigue a continuación:

1. Inhibidores de corrosión de tipo adsorción: Como su nombre indica, estos compuestos orgánicos se adsorben en el metal para suprimir la disolución y la reacción de reducción. Los inhibidores de adsorción afectan tanto al proceso anódico como al catódico de forma igual o desproporcionada. Estos a su vez se subclasifican en:

i) Inhibidores de la corrosión en fase de vapor o inhibidores volátiles: Los inhibidores de corrosión en fase de vapor también se denominan inhibidores de corrosión volátiles. La presión de vapor de estos compuestos a 20-25 °C suele estar entre 0.1 y 1.0 mm Hg

ii) Inhibidores inorgánicos: Algunos iones metálicos como el Pb^{2+} , el Mn^{2+} y el Cd^{2+} se depositan en la superficie del hierro en ambientes ácidos. Incluso el Br^- y el I^- inhiben la corrosión en soluciones fuertemente ácidas. El As_2O_3 y el Sb_2O_3 son también inhibidores de la corrosión en medios ácidos.

iii) Inhibidores orgánicos: Incluye un gran número de sustancias orgánicas que contienen átomos de N, S u O en la molécula. Los inhibidores orgánicos poseen un grupo funcional como centro de reacción para el proceso de adsorción. Tienen heteroátomos como N, S y O en sus estructuras. Las

estructuras moleculares influyen en gran medida en el grado de inhibición de la corrosión.

2. Inhibidores anódicos: Reducen el área anódica actuando sobre los sitios anódicos y polarizando la reacción anódica. Así mismo provocan desplazamientos del potencial de corrosión en dirección positiva, suprimen la corriente de corrosión y reducen la velocidad de corrosión.

3. Inhibidores catódicos: Disminuye el área catódica polarizando las reacciones catódicas en el área catódica. Estos inhibidores desplazan el potencial de corrosión en dirección negativa para retrasar la reacción catódica y suprimir la velocidad de corrosión. El área catódica se reduce al precipitar las especies insolubles en los sitios catódicos.

4. Inhibidores mixtos: En este caso, la formulación contiene más de un inhibidor. Estos inhibidores interfieren en las reacciones anódicas y catódicas. [2]

1.6 Ácido tióctico

1.6.1 Definición

El ácido lipoico, también conocido como ácido alfa-lipoico (AAL) o ácido tióctico, es una sustancia que se encuentra de manera natural en pequeñas cantidades en el organismo y una serie de alimentos. Aunque tiene algunas funciones semejantes a las vitaminas, no se clasifica como una vitamina, porque el organismo puede sintetizar todo lo que normalmente necesita. [13]

Químicamente el ácido α lipoico “es el disulfuro del ácido 6,8-ditiooctanoico, puede existir en dos formas: oxidada o reducida, interconvertibles por reacciones de oxidación-reducción”. [14] En las Figuras 1.3 y 1.4 se muestran las estructuras del ácido lipoico y el ácido dihidrolipoico, respectivamente.

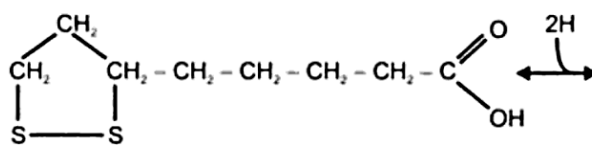


Figura 1.3 Ácido lipoico. [14]

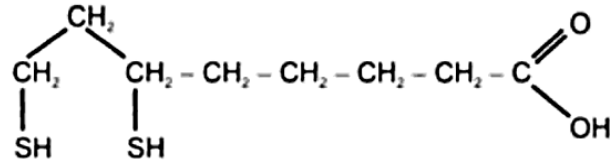


Figura 1.4 Ácido dihidrolipoico. [14]

1.6.2 Propiedades

El ácido lipoico es un potente antioxidante que protege las células contra la lesión causada por los radicales libres, las sustancias inestables que son liberadas cuando el organismo quema oxígeno o es expuesto a ciertos contaminantes, como el humo del tabaco. También ayuda a preservar o “reciclar” otros antioxidantes, entre ellos las vitaminas C y E, y el glutatión, un antioxidante natural del organismo. También actúa dentro de las células corporales para convertir los azúcares en energía, ayudando así a reducir los niveles sanguíneos de azúcar. Mientras que la mayoría de los compuestos son solubles o bien en agua o bien en grasa, el ácido alfa-lipoico es soluble en los dos, una característica que lo hace especialmente apto para proteger contra el daño de radicales libres tanto fuera como dentro de las células corporales. [13]

1.6.3 Pruebas de eficacia

Se han realizado pruebas en laboratorio que demuestran las propiedades del ácido tióctico en distintas áreas. A continuación, se mencionan algunos ejemplos: la capacidad de las células para utilizar glucosa mejora en gran medida tras la adición de AAL a un cultivo celular. Así mismo, los estudios animales demuestran que la complementación con AAL mejora la capacidad de las células animales más viejas para utilizar oxígeno y reducir los niveles de radicales libres. En las ratas diabéticas gestantes, los suplementos de AAL reducen de manera significativa el riesgo de defectos de nacimiento (las mujeres con diabetes presentan un mayor riesgo de tener niños con defectos en el nacimiento). Y parece reducir los efectos del estrés consecutivos al ejercicio. En algunos estudios humanos se ha encontrado que los suplementos de AAL administrados a pacientes con neuropatía diabética alivian de manera significativa el dolor y el malestar de la dolencia, regenerando en realidad una pequeña cantidad de tejido nervioso en algunos casos. El AAL está aprobado en Alemania como fármaco de prescripción eficaz para la neuropatía diabética. Estudios recientes indican que el AAL inhibe la replicación del propio VIH, el virus que causa el sida, este beneficio se atribuye a la capacidad del ácido lipoico para elevar los niveles de glutatión, que reduce la replicación vírica. [13]

1.6.4 Ácido tióctico como inhibidor de corrosión

No hay mucha información disponible sobre el ácido tióctico como inhibidor de corrosión, sin embargo, algunas de las experimentaciones realizadas han demostrado que, conjugados de ácido tióctico como el (5-(1,2-ditiolan-3-il)-N-(6-etoxibenzotiazol-2il) pentanamida [TA-2A-6E-BT]), retardan la degradación del acero al carbono (L80) en medios gaseosos Khuff. Así mismo el derivado de ácido tióctico “DL-tióctico” muestra un efecto inhibitor, disminuyendo la profundidad máxima de las picaduras en la aleación 3003. Y finalmente, ha sido posible preparar revestimientos anticorrosión mediante la reacción de ácido alfa-lipoico (ALA) con diisopropenilbenceno (DB), seguido de la adición de iones Cu^{2+} , los cuales mostraron una excelente eficiencia contra la corrosión del cobre en una solución de NaCl al 3% en peso. [15-17]

1.7 Isotermas de adsorción

El término *sorción* se refiere generalmente a un proceso de absorción o de adsorción. El proceso de absorción se basa en la entrada de una sustancia (adsorbato) en el volumen o masa de otro material (adsorbente), mientras que la adsorción superficial puede ilustrarse como la tendencia de las moléculas de la fase fluida a adherirse a la superficie del sólido, es un fenómeno reversible basado en la adhesión física o química del adsorbato (moléculas, átomos e iones) al adsorbente. En otras palabras, la adsorción es un importante fenómeno de superficie en el que una mezcla de fluidos multicomponentes se transfiere desde la fase masiva hacia la superficie del adsorbente a través de la fuerza impulsora de la transferencia de masa y se une a los puntos activos del adsorbente sólido a través de enlaces físicos o químicos.

Muchos procesos físicos y químicos son responsables de la unión y acumulación de adsorbatos en los adsorbentes. La adsorción superficial es un proceso en el que las moléculas de contaminantes existentes en una fase fluida (por ejemplo, en fase gaseosa o líquida) se adhieren a superficies sólidas. Tras la transferencia selectiva de especies hacia la superficie adsorbente, que se basa principalmente en la naturaleza de los enlaces creados entre las especies adsorbidas y los grupos funcionales de la superficie adsorbente, el fenómeno de adsorción se clasifica como adsorción física, química y electrostática. Existe una diferencia en la adsorción superficial entre la adsorción física (basada en fuerzas intermoleculares débiles como las fuerzas de Van der Waals) y la química (que incluye la producción de potentes uniones químicas entre la molécula adsorbente y los grupos funcionales de la superficie del adsorbente). Por lo general, el mecanismo de adsorción se lleva a cabo en tres pasos consecutivos:

1. La transferencia de moléculas contaminantes desde la solución a granel hacia los puntos activos del adsorbente.
2. La penetración de las partículas contaminantes en la estructura interna de las partículas adsorbentes y su llegada a los puntos de adsorción.
3. La rápida adhesión del adsorbato a la superficie interna de los poros y canales.

La tercera etapa se produce rápidamente y con menor resistencia durante la adsorción. Por lo tanto, tiene un impacto insignificante en la velocidad general de adsorción y, en consecuencia, la transferencia de masa y la penetración intrínseca actúan como etapas determinantes en la velocidad de reacción. La transferencia de masa tiene lugar en los primeros minutos del proceso, y la penetración de partículas tarda varias horas, por lo que la velocidad de adsorción está controlada por los pasos 1 y 2.

Según el tipo de interacción que se produce entre la superficie de adsorbentes y las partículas de adsorbato, el proceso de adsorción se clasifica principalmente en dos grandes grupos: adsorción física y adsorción química.

1. Adsorción física (fisisorción): En la adsorción física, la unión y la acumulación de las especies objetivo se producen a través de fuerzas de atracción como las fuerzas de Van der Waals. Este tipo de adsorción también se conoce como adsorción de Van der Waals, que se considera un proceso de adsorción inversa debido a la débil unión causada por las interacciones de Van der Waals.

2. Adsorción química (quimisorción): Se basa en la potente reacción química que se produce entre las moléculas funcionales de la superficie del adsorbente y las moléculas del adsorbato, seguida del intercambio o la puesta en común de electrones, lo que da lugar a un enlace químico muy fuerte entre ellas.

La adsorción física está asociada con una entalpía de adsorción superior a los -20 KJ/mol, mientras que valores menores a -40 KJ/mol son característicos de una quimisorción. El intervalo de valores entre -20 y -40 KJ/mol corresponden a un proceso mixto.

Los factores más importantes que afectan a la adsorción son los siguientes: la superficie del adsorbente, interacción con el disolvente, tamaño de las partículas del adsorbente, tiempo de contacto, solubilidad del adsorbato, tamaño de la molécula con respecto al tamaño de los poros.

La idea básica de la medición de superficies especiales se remonta a la teoría de adsorción monocapa de Langmuir, que posteriormente se transformó en un modelo de adsorción multicapa mediante la teoría BET (Bruner, Emmett y Teller). Si un sólido es impermeable y completamente estable, su superficie total puede aproximarse, pero en el caso de las estructuras porosas, es difícil determinar la cantidad de porosidad, así como su superficie total. Actualmente, el método BET se

utiliza para determinar la superficie específica de los materiales porosos, incluidos los materiales amorfos y cristalinos, ya que puede medir con precisión el área total de las muestras porosas basándose en la absorción de ciertas especies moleculares en estado gaseoso en su superficie.

La adsorción se mide a una temperatura constante. La cantidad de adsorbato en la superficie del adsorbente se mide a diferentes presiones relativas. Las isotermas de adsorción son relaciones matemáticas que muestran la cantidad de adsorbato en la superficie.

El número de modelos de isotermas desarrollados a partir de diferentes datos físicos, matemáticos y experimentales supera el centenar. Debido a los diferentes tipos y fases de adsorbentes, así como a la amplia gama de sistemas de separación que incluyen sólido/gas (S/G), sólido/líquido (S/L) y líquido/gas (L/G), se necesitan ecuaciones diferenciales y tratamiento matemático para cada uno de ellos. Aunque hay diferencias entre la exactitud de estos modelos, todos tienen un fundamento mutuo de la termodinámica, y todos se basan en principios matemáticos mutuos de adsorción física. Sin embargo, los siguientes cuatro modelos son los más comúnmente observados: Isoterma de Henry, Modelo de Hill-Deboer, Modelo de Fowler-Guggenheim e Isoterma de Langmuir. Diferentes adsorbatos y adsorbentes exhiben diferentes tipos de relaciones de equilibrio (es decir, la función $q=f(C)$ puede adoptar diferentes formas matemáticas). [18]

“En general se acepta que la inhibición de la corrosión se debe a la adsorción de la molécula inhibidora en la interfase metal-solución, que se acompaña de un cambio en la diferencia de potencial entre el electrodo metálico y la solución debido a la distribución no uniforme de las cargas eléctricas en el interfaz”. [21]

1.7.1 Isoterma de Langmuir

La isoterma de adsorción de Langmuir ha sido ampliamente usada en sistemas de tipo sólido-líquido, sólido-vapor, sólido-gas, líquido-vapor y líquido-líquido. Cuando el proceso de adsorción o concentración se produce sobre una superficie sólida, la isoterma de adsorción se construye a partir del balance de material entre la fase fluida y el sólido en contacto.

Langmuir estableció 3 postulados para describir la adsorción o concentración del anfifilo en la superficie:

1. Formación de una monocapa de moléculas adsorbidas.
2. Todos los sitios de la superficie tienen la misma probabilidad de ser ocupados.
3. No hay interacción entre moléculas adsorbidas. [21]

La isoterma de Langmuir está dada por:

$$\frac{\theta}{1-\theta} = KC \quad \text{Ecuación (1.5)}$$

donde θ es la fracción de la superficie cubierta por el inhibidor de concentración de C , y K es una constante (que incluye el calor de adsorción del inhibidor). La isoterma de adsorción de Langmuir resulta si el adsorbente es energéticamente homogéneo (todos los sitios de adsorción son equivalentes) de manera que el calor de adsorción del inhibidor es independiente del grado de cobertura. La prueba de la isoterma de Langmuir es que las gráficas de " $\theta/(1-\theta)$ versus C " y "logaritmo de $\theta/(1-\theta)$ versus el logaritmo de C " produzcan una línea recta. [24]

1.8 Métodos electroquímicos de pruebas de corrosión

Durante la corrosión se producen al menos dos reacciones electroquímicas, una de oxidación y otra de reducción en la interfaz metal-electrolito. Dado que la corrosión se debe a un mecanismo electroquímico, las técnicas electroquímicas pueden utilizarse para estudiar las reacciones y los mecanismos de corrosión. La base de todas estas técnicas reside en el principio de la teoría del potencial mixto. Se demostró que la corrosión uniforme se produce cuando las reacciones anódicas y catódicas tienen lugar en constante cambio de ubicación y tiempo de los procesos individuales. En este concepto, no es necesario postular la presencia de ánodos y cátodos locales para que se produzca la corrosión. Sin embargo, en años posteriores se ha afirmado a menudo que la corrosión se produce cuando se han establecido ánodos y cátodos locales, a pesar del hecho evidente de que, en este caso, no es posible una corrosión uniforme.

El potencial de corrosión, E_{corr} , o potencial de circuito abierto (OCP), es un potencial mixto; es decir, es el único potencial en el que las velocidades de la reacción anódica y catódica son exactamente iguales. La velocidad de la reacción anódica o catódica en E_{corr} es igual a la velocidad de corrosión. Como las velocidades de estas dos reacciones son independientes entre sí, es posible inhibir la corrosión reduciendo la velocidad de una sola de las dos reacciones utilizando, por ejemplo, inhibidores de corrosión anódica o catódica. [8]

1.8.1 Potencial a circuito abierto (OCP)

Uno de los métodos no destructivos más utilizados para monitorear la actividad de corrosión es la técnica de potencial de circuito abierto (OCP por sus siglas en inglés,

Open Circuit Potential), que es el potencial en el que no hay corriente y también es conocido como potencial de equilibrio, potencial de reposo o potencial de corrosión.

Se puede realizar de manera eficiente en un campo o laboratorio. Con esta técnica se monitorea la diferencia de potencial entre el electrodo de trabajo y un electrodo de referencia, durante un periodo de tiempo específico. El principal objetivo de este método puramente cualitativo es evaluar la probabilidad de aparición de corrosión, sin proporcionar ninguna información cuantitativa. [19, 26]

A partir de esta prueba se pretende que el sistema alcance el estado estacionario y registrar el periodo de tiempo en el que este ocurre. Se dice que un sistema o proceso está en estado estacionario si las variables que definen su comportamiento, respecto del tiempo, permanecen invariantes. Para este caso el criterio que se toma en cuenta para considerar el estado estacionario es que no haya una variación en el potencial mayor a 10 mV durante un lapso de al menos 10 minutos.

1.8.2 Espectroscopia de impedancia electroquímica (EIS)

La técnica de Espectroscopia de Impedancia Electroquímica, EIS (por sus siglas en inglés Electrochemical Impedance Spectroscopy) es un método electroquímico utilizado en estudios de corrosión, el cual consiste en aplicar una señal de corriente alterna (CA) a un electrodo, que en este caso es el metal en corrosión y evaluar la respuesta correspondiente.

En el procedimiento experimental más utilizado, se aplica una pequeña señal de potencial (E) a un electrodo y se mide su respuesta en corriente (I) a distintas frecuencias. Sin embargo, en algunos casos es posible aplicar una pequeña señal de corriente y medir la respuesta potencial del sistema. Así, el equipo electrónico utilizado procesa las medidas de potencial-tiempo y corriente, obteniéndose una serie de valores de impedancia correspondientes a cada frecuencia probada. Esta relación entre los valores de impedancia y frecuencia se denomina espectro de impedancia.

La impedancia de un sistema en cada frecuencia está determinada por la relación entre la amplitud de la señal de corriente alterna y la amplitud de la señal de potencial alterno y el ángulo de fase. Una lista de estos parámetros a diferentes frecuencias constituye el espectro de impedancia.

La impedancia de un sistema a cada frecuencia está definida por la razón entre la amplitud de la señal de corriente alterna y la amplitud de la señal de potencial alterno y el ángulo de fase. Una lista de estos parámetros a distintas frecuencias constituye el espectro de impedancia. El desarrollo matemático de la teoría en la que se basa la técnica de EIS permite describir la impedancia de un sistema en términos de una

componente real y una imaginaria. Los datos obtenidos en los ensayos de EIS son reportados de dos formas:

- Módulo de la impedancia ($|Z|$) y ángulo de fase (θ).
- Componente real de la impedancia total (Z'') y componente imaginaria de la impedancia total (Z').

A partir de estos dos métodos de describir los datos de impedancia existen dos maneras comunes de presentar los datos y se denominan gráficos de Nyquist y de Bode. Los gráficos de Nyquist se presentan al graficar el negativo de la componente imaginaria contra la real como se ilustra en la Figura 1.5. Por otro lado, los gráficos de Bode son representaciones de impedancia ($|Z|$) contra el logaritmo base 10 de la frecuencia (f). Otra manera de representar los gráficos de Bode es con el ángulo de fase (θ) contra el logaritmo base 10 de la frecuencia (f). La información que se obtiene de este tipo de representación va encaminada sobre todo al comportamiento en función de la frecuencia (Figura 1.6). [20,22]

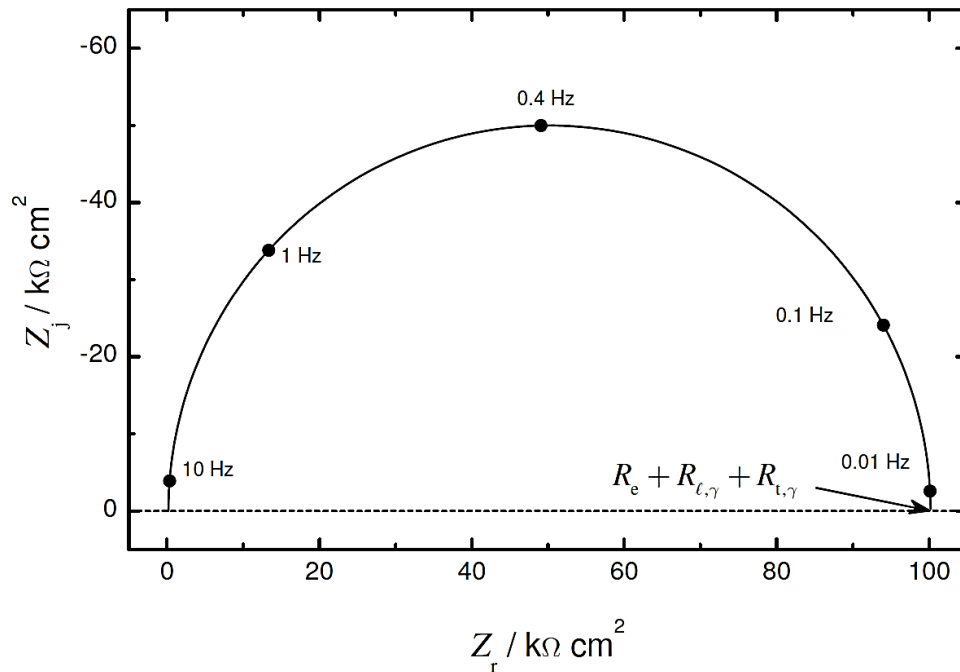


Figura 1.5 Diagrama de Nyquist. [25]

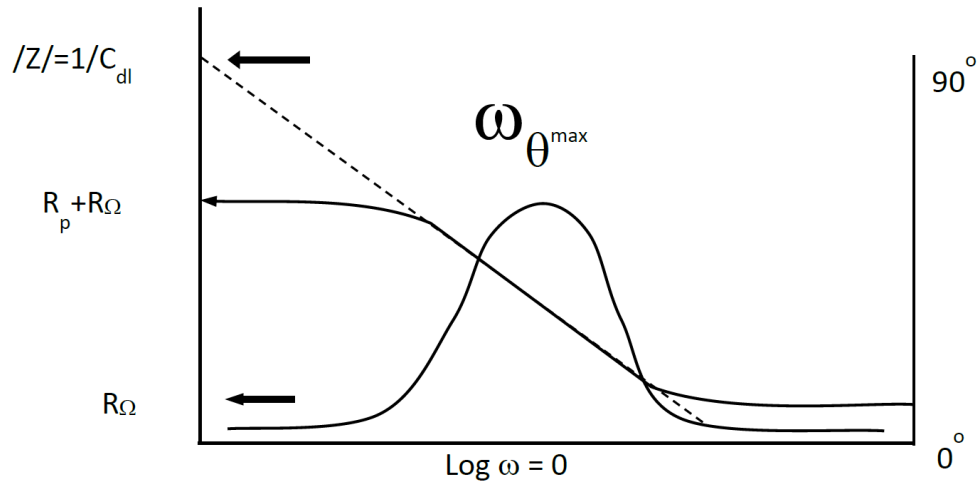


Figura 1.6 Diagrama de Bode $|Z|$. [20]

1.8.2.1 Circuito eléctrico equivalente (CEE)

En el caso de medios acuosos ácidos, las capas de óxidos que se forman naturalmente al aire son removidas por disolución y la superficie metálica eventualmente entra en contacto directo con el electrolito. Es importante para el estudio del proceso de corrosión comprender la estructura y propiedades de la doble capa eléctrica creada en la interfase metal-electrolito, donde las reacciones del electrodo se llevan a cabo. El contacto de la superficie metálica con el electrolito da lugar a la formación de una doble capa en el plano donde los dos medios se unen. Se puede considerar que la doble capa eléctrica está constituida por una capa difusa o externa y una interna, mejor definida. La capa difusa o de Gouy-Chapman, consiste en una atmósfera iónica en la cual iones de un signo están en exceso respecto al volumen de la solución, mientras que los del signo opuesto están en deficiencia. Por otro lado, la capa interna de la doble capa o doble capa de Helmholtz es de uno o dos diámetros moleculares de espesor. Aquí los iones son específicamente adsorbidos, se asume forman una monocapa con sus centros en el plano interno de Helmholtz, mientras que los iones no específicamente adsorbidos permanecen en el lado del electrolito en el plano externo de Helmholtz. Una representación esquemática de la doble capa eléctrica bajo diversas condiciones de polarización es mostrada en la Figura 1.7.

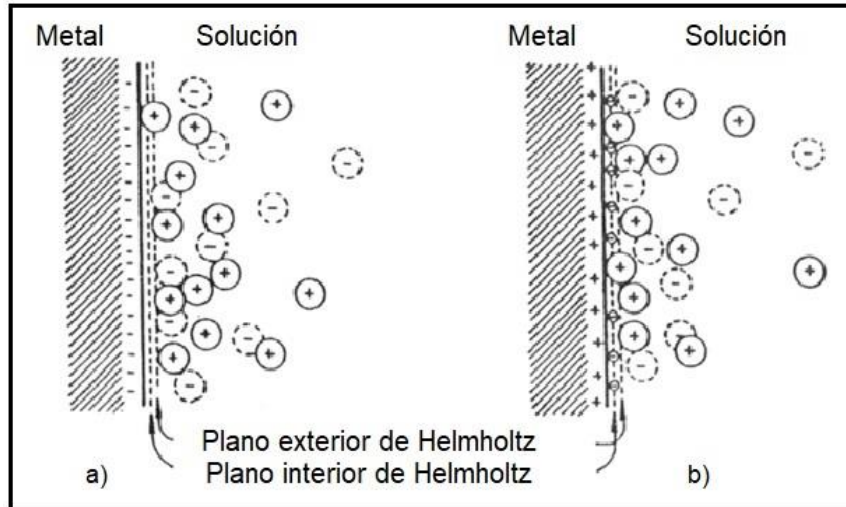


Figura 1.7 Representación esquemática de la doble capa con una polarización a) negativa y b) positiva. [22]

En el caso de los estudios de corrosión que utilizan la técnica de EIS los espectros de impedancia obtenidos suelen ser analizados mediante circuitos eléctricos constituidos por elementos tales como resistencias (R), capacitancias (C), inductancias (L), etc. Combinados de tal manera que reproduzcan los espectros de impedancia medidos. Estos circuitos eléctricos son denominados circuitos eléctricos equivalentes. [22]

Cuando el diagrama de Nyquist presenta semicírculos bien definidos el fenómeno de impedancia se considera capacitivo y puede ser descrito por un circuito equivalente de Randles (Figura 1.8). Por otro lado, cuando los semicírculos presentan formas distintas a las de un semicírculo perfecto, es necesario encontrar un circuito equivalente que se ajuste a dicho comportamiento. En la Figura 1.9 se presenta un arreglo típico para metales con algún tipo de recubrimiento o película, donde: R_s es la resistencia de la solución; R_{tc} la resistencia a la transferencia de carga; R_{rec} la resistencia de la película; C_{dc} la capacitancia de la doble capa electroquímica; y C_{rec} la capacitancia de la película de moléculas adsorbidas. [26]

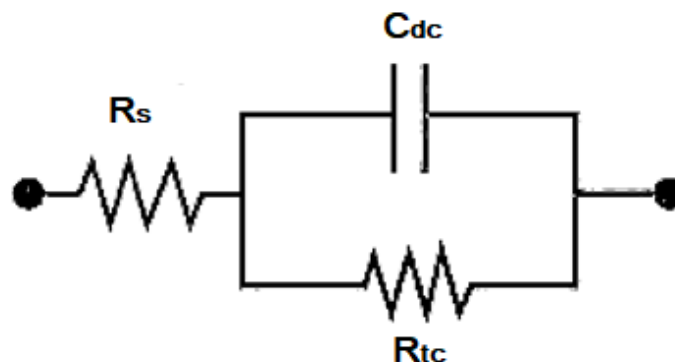


Figura 1.8 Circuito de Randles.

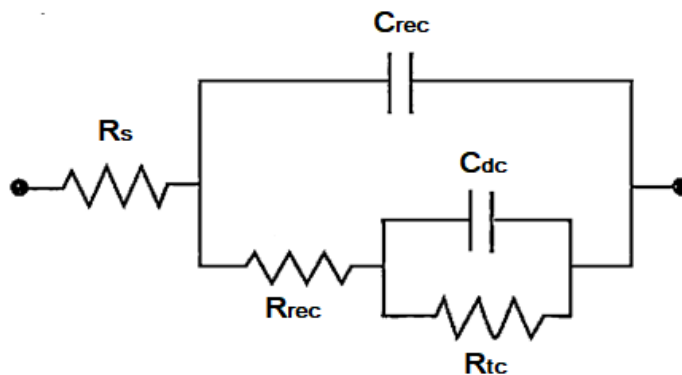


Figura 1.9 Circuito eléctrico equivalente con algún tipo de recubrimiento o película.

1.8.3 Curvas de polarización potenciodinámica (Ajuste por Tafel)

Como ya se ha mencionado previamente, la corrosión acuosa es un proceso electroquímico que se produce en la interfase entre un material (comúnmente, pero no exclusivamente, un metal) y una solución acuosa. Para que se produzca la corrosión, deben producirse simultáneamente una reacción de oxidación (generalmente, disolución del metal y/o formación de óxido metálico) y una reacción de reducción (comúnmente, reducción de protones, agua u oxígeno disuelto).

Así pues, la corrosión es el acoplamiento de dos reacciones electroquímicas en una misma superficie. Este acoplamiento se produce a un potencial único, denominado potencial de corrosión (E_{corr}). Este potencial dependerá de las velocidades relativas de las reacciones anódica y catódica acopladas, y el estado de oxidación del catión metálico disuelto puede cambiar a medida que cambia el E_{corr} . Así, un oxidante capaz de llevar el potencial de corrosión a un valor más positivo podría producir un estado de oxidación más alto del metal (por ejemplo, Fe^{3+} en lugar de Fe^{2+}). [8]

Las curvas de polarización potenciodinámicas son diagramas que muestran el comportamiento de las reacciones anódica y catódica en el proceso corrosivo en un determinado rango de potencial. Mediante estas curvas se puede estudiar la cinética y los mecanismos de reacción del proceso de corrosión.

Esta técnica electroquímica consiste en aplicar un barrido de potencial en un rango seleccionado y a una velocidad de barrido constante, registrando y graficando la corriente generada entre el electrodo de trabajo y el electrodo auxiliar. La curva de polarización potenciodinámica obtenida es la representación gráfica del potencial aplicado (E_{apl}) con respecto al electrodo de referencia (generalmente electrodo de calomel saturado) versus el logaritmo de la densidad de corriente (i_{corr}) generada. [24]

Una curva de polarización completa consta de una parte catódica y una parte anódica. La parte catódica contiene información relativa a la cinética de la(s)

reacción(es) de reducción que ocurren para un sistema particular. Dependiendo de la composición de la solución, se puede alcanzar una región controlada por el transporte de masa a potenciales más negativos, en la que la velocidad de reacción (la densidad de corriente medida) depende únicamente de la composición de la solución y de las condiciones hidrodinámicas. Por otro lado, las características particulares de la parte anódica de la curva de polarización dependen en gran medida del sistema metal-electrolito. Por lo general, se produce una región controlada por la transferencia de carga a potenciales cercanos al potencial de corrosión (E_{corr}). [8]

Los gráficos de E_{apl} frente a $\log i$ se denominan gráficos de Tafel. La densidad de corriente de corrosión, i_{corr} , puede determinarse de acuerdo con las ecuaciones 1.6 y 1.7 mediante la extrapolación de las líneas de Tafel a $E_{apl} = E_{corr}$, donde $i = i_{corr}$ (Figura 1.10). Este método de obtención de la densidad de corriente de corrosión se denomina método de extrapolación de Tafel. El ajuste de curvas potenciodinámicas por el método de Tafel es muy útil para determinar la velocidad de corrosión y determinar qué reacciones (anódicas o catódicas) controlan el fenómeno. También es posible determinar el i_{corr} a partir del gráfico de Tafel anódico o catódico o de la intersección de ambos gráficos.

La relación entre el potencial aplicado, E_{apl} , y la densidad de corriente medida, i , en la región de Tafel viene dada por:

$$E_{apl} = E_{corr} + \beta_a \log \left(\frac{i}{i_{corr}} \right) \quad \text{Ecuación (1.6)}$$

para la curva de polarización anódica y:

$$E_{apl} = E_{corr} + \beta_a \log \left(\frac{i}{i_{corr}} \right) \quad \text{Ecuación (1.7)}$$

para la curva de polarización catódica.

Una vez obtenido el valor de i_{corr} , la velocidad de corrosión puede calcularse utilizando la ley de Faraday como lo indica la norma ASTM G 102, "Práctica estándar para el cálculo de las velocidades de corrosión e información relacionada a partir de mediciones electroquímicas", en ella se proporciona orientación para convertir los resultados de las mediciones electroquímicas en índices de corrosión uniforme. [8, 27]

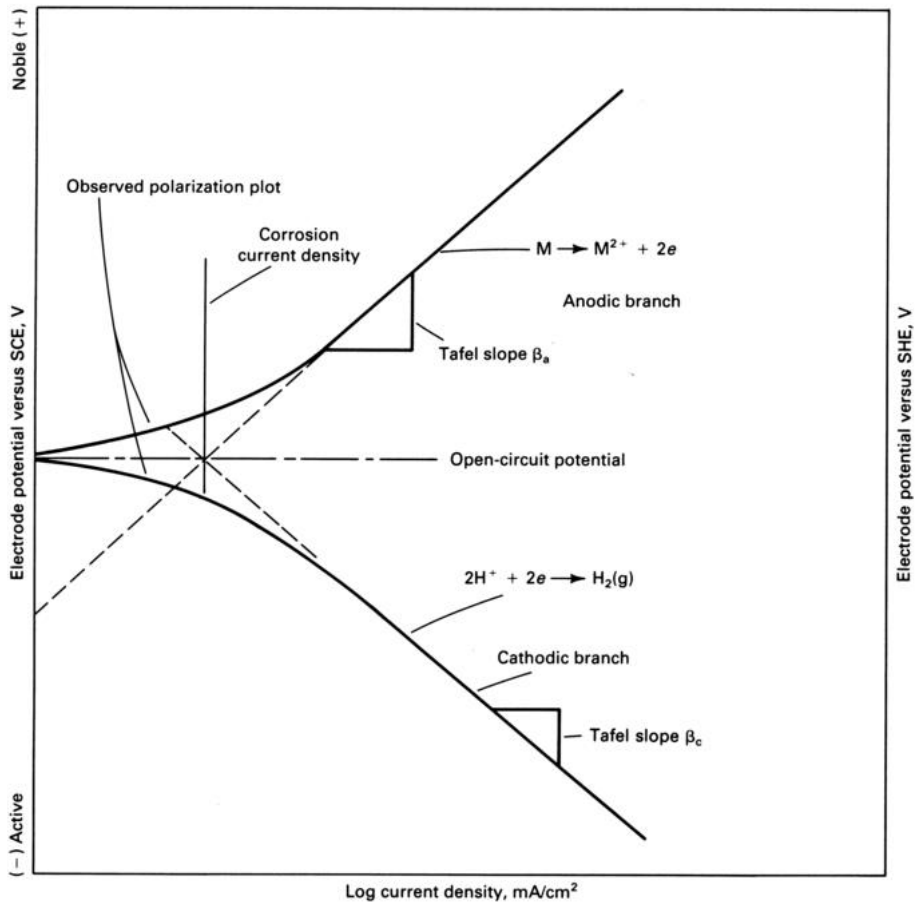


Figura 1.10 Gráficas de Tafel teóricas que ilustran el método de extrapolación de Tafel. SCE, electrodo de calomel saturado; SHE, electrodo de hidrógeno estándar. [8]

Capítulo II: Técnica experimental

2.1 Caracterización del acero de bajo carbono

El sustrato con el que se trabajó fue acero al carbono en forma de placas con dimensiones de 2.93 cm de longitud, 1.91 cm de ancho y un espesor de 0.08 cm. Dentro del Laboratorio de Corrosión de la Facultad de Química estas placas estaban clasificadas como acero al carbono SAE-AISI 1005, sin embargo, se decidió realizar una caracterización para garantizar que todas las pruebas electroquímicas presentaran el mismo comportamiento durante todas las evaluaciones.

El análisis químico se realizó mediante Espectrómetro de Emisión Óptica y para la evaluación microestructural se llevó a cabo una preparación metalográfica desbastando la placa de acero con papel abrasivo de carburo de silicio en condiciones húmedas desde un número de lija 80 hasta un desbaste fino con lija número 2000. Posteriormente pulido a espejo con ayuda de un paño, alúmina y agua durante aproximadamente 5 minutos, y finalmente ataque químico con Nital 2 durante 3 segundos.

2.2 Preparación de soluciones

Se utilizó solución de ácido clorhídrico en concentración 1 M para evaluar el comportamiento inhibitor del ácido tióctico. Para su preparación se utilizó Ácido Clorhídrico Q.P CAS: 7647-01-0, el cual tiene una concentración al 37% y una densidad de 1.185 g/cm³.

Para la preparación del inhibidor se utilizó como soluto polvo de tabletas obtenidas del fármaco “Thioctacid 600 HR Ácido Tióctico” (Figura 2.1). Se decidió partir de un litro de una solución madre con una concentración de 1000 ppm de ácido tióctico, mayor a las concentraciones contempladas para la matriz experimental. Una vez preparada esta solución madre fue posible hacer diluciones que permitieran obtener las concentraciones de 10, 20, 50, 100 y 600 ppm.



Figura 2.1 Fármaco utilizado para la preparación de las disoluciones de ácido tióctico a 10, 20, 50, 100 y 600 ppm.

2.3 Preparación de las muestras

Previo a cada prueba electroquímica, a las placas se les realizó un desbaste en condiciones húmedas con papel abrasivo de carburo de silicio en una secuencia de lijas del número 80, 120, 220, 360, 400, 600 y 1000. Posteriormente las placas fueron limpiadas con agua destilada para retirar los restos de óxido, secadas y finalmente desengrasadas con ayuda de acetona.

2.4 Mediciones electroquímicas

Se utilizó un arreglo típico de tres electrodos en una celda de acrílico: acero al carbono como electrodo de trabajo, un electrodo saturado de plata/cloruro de plata como referencia y como electrodo auxiliar se utilizó una barra de grafito.

Para las pruebas electroquímicas: Medición de Potencial, Espectroscopia de Impedancia Electroquímica y Curvas de Polarización se usó un potencióstato/galvanostato marca ACM instruments modelo Gill AC el cual se muestra en la Figura 2.2.



Figura 2.2 Arreglo de la celda y equipo Gill AC utilizado en las mediciones electroquímicas.

2.5 Metodología de trabajo

A manera de resumen, esta fue la matriz experimental que se llevó a cabo:

1. Caracterización del acero al carbono (bajo carbono).
2. Preparación de soluciones de ácido tióctico en concentración de 0, 10, 20, 50, 100 y 600 ppm en solución de HCl 1M.

3. Secuencia electroquímica:

- a. Medición de potencial contra tiempo por 1 hora para las primeras pruebas, en función del avance del trabajo se determinó que el tiempo necesario para alcanzar el estado estacionario era de 35 minutos, el cual será el que se reporte en los resultados.
- b. Espectroscopia de impedancia electroquímica con una amplitud de 10mV en un intervalo de frecuencias de 10^4 a 10^{-2} Hz tomando 10 mediciones por década.
- c. Medición de potencial y corriente contra tiempo por 10 minutos.
- d. Adicionalmente se realizaron curvas potenciodinámicas con sobrepotenciales ± 500 mV con respecto al potencial de corrosión y una velocidad de barrido de 60 mV/minuto.

Todos los ensayos se realizaron por triplicado, por lo que se realizaron 18 corridas experimentales en total.

Capítulo III Análisis de Resultados

Antes de presentar los resultados en este trabajo se discutió la reproducibilidad de estos y se determinó que, para los casos en los que los resultados de las 3 pruebas fueran reproducibles se presentarían los gráficos y valores de una sola prueba, en otros se decidió hacer un promedio entre dos pruebas o bien un promedio entre las tres pruebas realizadas, según la reproducibilidad de estos. Sin embargo, los gráficos que no están presentados en este capítulo se encuentran anexos en el apéndice del trabajo.

El análisis partirá con la caracterización del sustrato, posteriormente se hará un análisis por cada prueba electroquímica realizada, comenzando por la medición de potencial y corriente contra tiempo, seguido de Espectroscopia de Impedancia Electroquímica y finalmente Curvas de Polarización, para facilitar la presentación y lectura de los resultados.

3.1 Caracterización del acero de bajo carbono

En la Tabla 3.1 se muestran los resultados obtenidos del análisis químico realizado por Espectrometría de Emisión Óptica al sustrato, así mismo, en la Figura 3.1 se muestra la imagen obtenida por microscopía óptica de la microestructura de la placa de acero al carbono.

Tabla 3.1. Composición química de las placas de acero de bajo carbono en estudio.

Elemento	C	Mn	P	S
Composición [%]	0.0453	0.2424	0.0076	0.0054

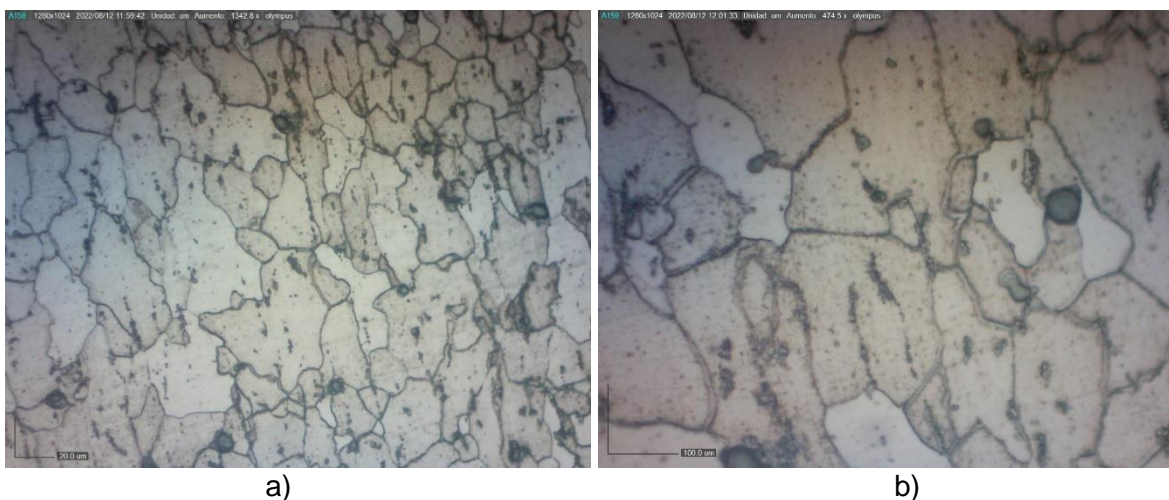


Figura 3.1 Acero al carbono laminado en caliente. Nital 3. a) 200 X. b) 500 X.

La composición química está dentro de los rangos de clasificación SAE-AISI para un acero SAE-AISI 1005, el cual se caracteriza por una microestructura ferrítica con una baja cantidad de perlita y un tamaño de grano medio de 21 μm . [32]

Todas las placas utilizadas en las evaluaciones correspondían a la misma clasificación de acero, esto para garantizar que las composiciones y la microestructura no alteraran los resultados electroquímicos.

3.2 Potencial a circuito abierto (OCP)

En la matriz experimental se menciona que la medición de potencial contra tiempo se debía realizar durante una hora y así se hizo para las primeras 6 pruebas, de las 18 que se realizaron en total. Sin embargo, se determinó que el sistema podía alcanzar el estado estacionario en un tiempo aproximado de 35 minutos, por lo que el resto de las pruebas se realizaron a ese tiempo. Para homogeneizar la visibilidad de los resultados, para las 18 corridas se presentarán valores hasta 35 minutos.

La medición del potencial contra el tiempo es una herramienta importante para determinar alteraciones en el sistema, pues va a ser una respuesta de la actividad en la superficie, por lo que el tiempo que le toma llegar al estado estacionario será un indicativo del efecto que tiene un compuesto sobre la intercara metal-electrolito.

Los cambios de potencial son comparados con la respuesta del metal sin adición de inhibidor. Estos pueden ser en sentido anódico si el inhibidor actúa sobre la reacción de oxidación del metal, o en sentido catódico si actúa sobre la reacción de reducción de los iones que aceleran el proceso de corrosión. En la Figura 3.2 se muestran los resultados de potencial a circuito abierto de acero bajo carbono inmerso en ácido clorhídrico 1 M con adiciones de ácido tióctico en diferentes concentraciones.

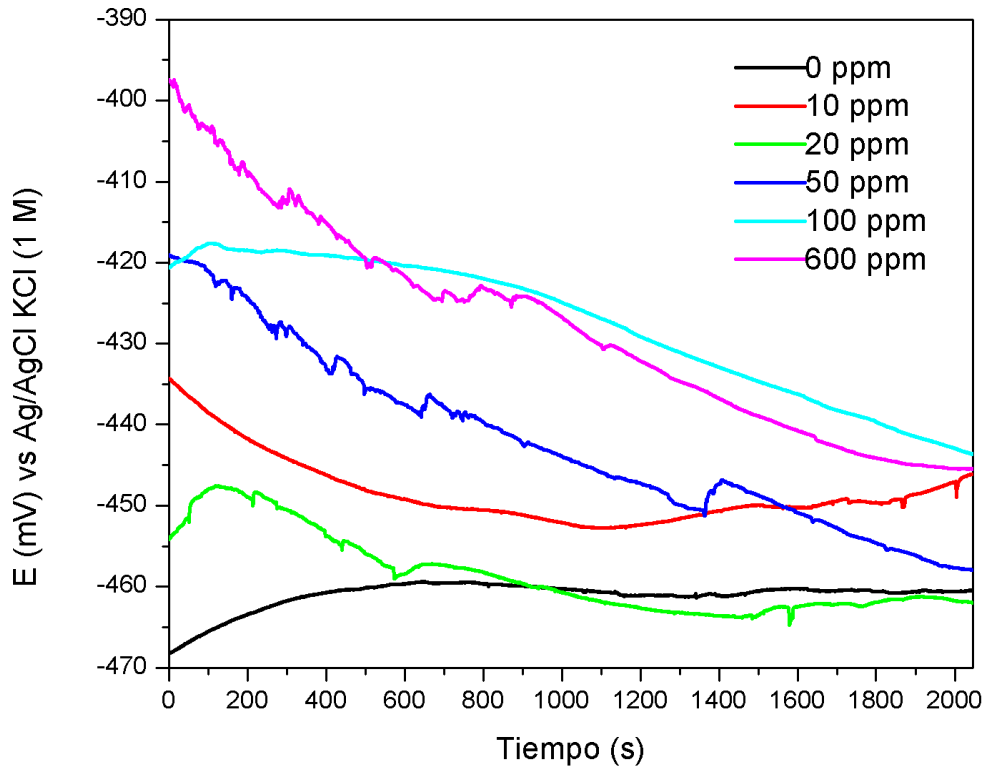


Figura 3.2 Potencial a circuito abierto (OCP) de acero al carbono en HCl 1 M a concentraciones de 0, 10, 20, 50, 100 y 600 ppm de ácido tióctico.

El tiempo de estabilización del acero sin inhibidor se presenta después de 10 minutos con un valor de -459.56 mV vs Ag/AgCl, con la adición del ácido tióctico en cualquiera de las concentraciones trabajadas este tiempo de estabilización aumentó, especialmente a concentraciones de 50, 100 y 600 ppm, cuyos valores presentan declives muy significativos. El potencial más estable se presentó en 10 ppm con un valor de -446.13 mV vs Ag/AgCl alcanzado en aproximadamente 20 minutos.

Los cambios con respecto al metal sin inhibidor no muestran una tendencia clara para determinar un comportamiento de tipo anódico o catódico, sin embargo, hay una clara evidencia de la modificación superficial por los cambios en la magnitud tanto para valores negativos (en el caso de 20 ppm) como valores positivos (10, 50, 100 y 600 ppm).

A continuación, se presenta una tabla (Tabla 3.2) con los valores de potencial en estado estacionario alcanzados en cada una de las concentraciones. Cabe mencionar que para las concentraciones 50, 100 y 600 ppm no se alcanzó el estado estacionario, los valores reportados en la tabla corresponden al potencial alcanzado en un lapso de 2000 segundos.

Tabla 3.2. Potenciales en estado estacionario de acero al carbono en HCl 1 M a concentraciones de 0, 10, 20, 50, 100 y 600 ppm de ácido tióctico.

Concentración de inhibidor [ppm]	Potencial en estado estacionario [mV] vs Ag/AgCl KCl (1 M)
0	-459.56
10	-446.13
20	-462.26
50	-458.03
100	-443.92
600	-445.61

3.3 Espectroscopia de Impedancia Electroquímica

Para analizar las contribuciones en resistencia y capacitancia de la respuesta electroquímica que presenta el ácido tióctico en la interfase inhibidor-metal-electrolito se realizaron pruebas de Espectroscopia de Impedancia Electroquímica. En la Figura 3.3 se muestra el diagrama de Nyquist para acero bajo carbono inmerso en ácido clorhídrico 1 M con adiciones de ácido tióctico en diferentes concentraciones.

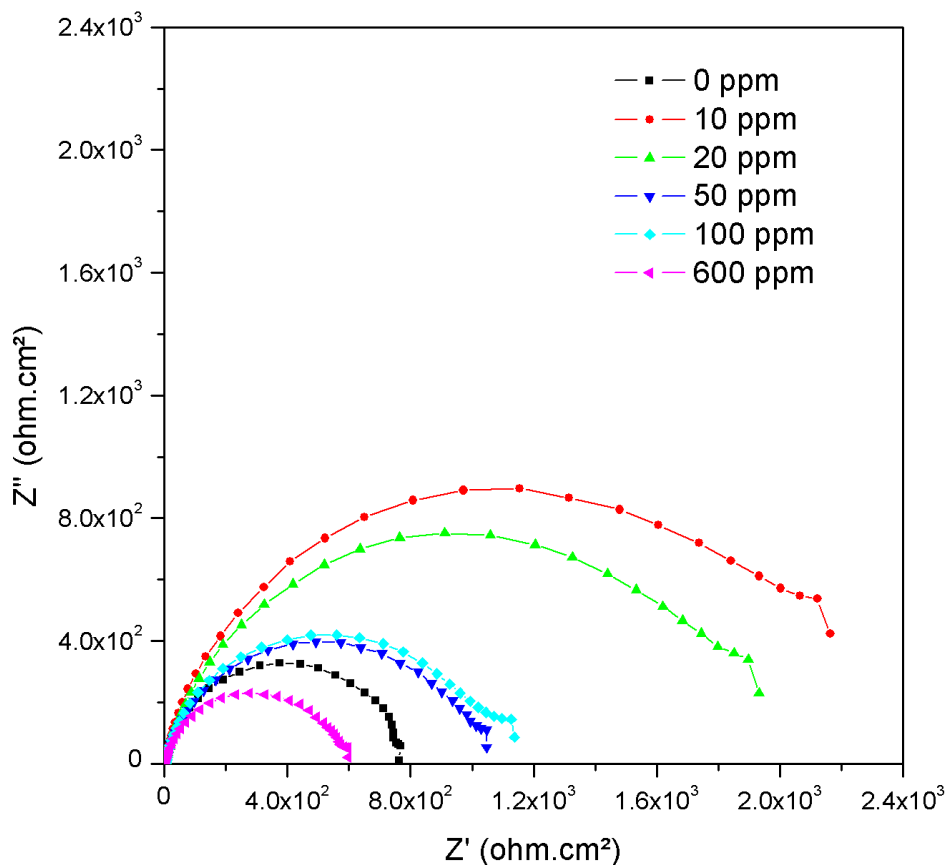


Figura 3.3 Diagrama de Nyquist para acero al carbono en HCl 1 M a concentraciones de 0, 10, 20, 50, 100 y 600 ppm de ácido tióctico.

Por la forma que presentan los semicírculos en el diagrama de Nyquist se puede decir que este sistema sólo presenta una constante de tiempo la cual corresponde a la resistencia a la transferencia de carga. Aunque no hay una tendencia clara en el cambio de los valores de impedancia con respecto a la concentración, es evidente el cambio que presenta el sistema con la adición del ácido tióctico; en el caso de las concentraciones 10, 20, 50 y 100 ppm hay un incremento en la impedancia. Se observa que el aumento de la impedancia tiene una respuesta más resistiva ya que el incremento es mayor en el eje de las reales (Z' real). Dicho incremento es mayor a una concentración de 10 ppm.

Para tener un análisis cuantitativo se realizó un ajuste con ayuda de circuitos eléctricos equivalentes. Al hacer la simulación con el circuito eléctrico equivalente (Figura 3.4) se obtuvieron los parámetros electroquímicos involucrados, los cuales corresponden a: resistencia del electrolito o de la solución (R_s), resistencia de la película o inhibidor (R_{mol}), capacitancia de la película de moléculas absorbidas (C_{mol}), resistencia a la transferencia de carga (R_{tc}) y capacitancia de la doble capa (C_{dc}). Los componentes de los circuitos equivalentes son similares a los procesos fisicoquímicos que involucran la formación de la capa y la adsorción del inhibidor. [20]

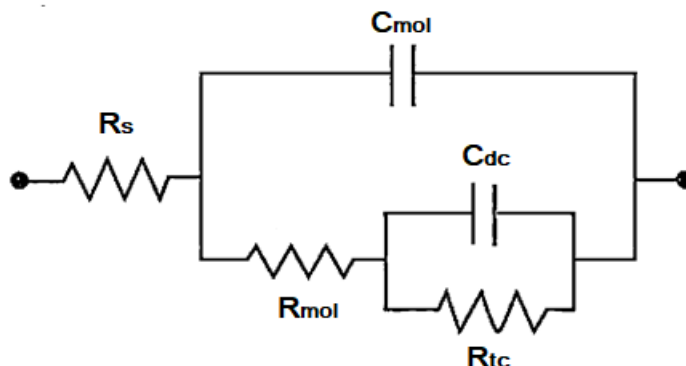


Figura 3.4 Circuito eléctrico equivalente usado para el ajuste de inhibidor sobre la superficie metálica.

A partir del ajuste con el CEE se realizó el cálculo de la eficiencia de inhibición con ayuda de la siguiente fórmula:

$$\%EI_{EIS} = 100 * \left(1 - \frac{R_{tc}}{R'_{tc}}\right) \quad \text{Ecuación (3.1)}$$

En donde R_{tc} es la resistencia a la transferencia de carga con inhibidor y R'_{tc} es la resistencia a la transferencia de carga sin inhibidor.

Los resultados obtenidos se muestran a continuación en la Tabla 3.3.

Tabla 3.3. Parámetros electroquímicos obtenidos de ajuste de CEE de EIS de acero al carbono con ácido tióctico.

C [ppm]	Rs [ohm.cm ²]	n	Cdc [μF.cm ²]	Rtc [ohm.cm ²]	Rmol [ohm.cm ²]	Rp [ohm.cm ²]	EI [%]
0	5.523	0.9106	96.759	1138.169	73.704	1211.873	No aplica
10	5.650	0.9073	92.742	2675.843	1349.144	4024.987	65.887
20	5.433	0.8763	100.725	2480.080	1355.378	3835.459	63.195
50	6.059	0.8808	90.247	1432.686	245.639	1678.325	36.288
100	6.899	0.9024	80.596	1462.611	396.888	1859.499	37.591
600	6.646	0.8833	97.616	855.996	150.501	1006.496	No inhibe

El diámetro de los semicírculos corresponde a la resistencia a la polarización, la cual es inversamente proporcional a la velocidad de corrosión y se obtiene al hacer la suma de las resistencias que intervienen en el espectro de impedancias: la resistencia del inhibidor y la resistencia a la transferencia de carga. Como se observó en un principio en la Figura 3.3, el mayor incremento en el valor de la resistencia a la polarización se obtuvo a una concentración de 10 ppm, pasando de una resistencia de 1211.873 ohms.cm² para el metal desnudo a una resistencia de 4024.987 ohms.cm². Este gran salto se ve reflejado en los valores de eficiencia obtenidos, pues es para esta concentración en donde se tiene la eficiencia de inhibición más alta con un valor de 65.887%. De igual forma en 20 ppm se observa un aumento significativo en el valor de la resistencia, pues ésta creció hasta 3835.459 ohms.cm². Por otro lado, para 50 ppm se alcanzaron los 1678.325 ohms.cm² y para 100 ppm 1859.499 ohms.cm², si bien no son valores tan significativos en comparación de los obtenidos con 10 ppm siguen indicando una disminución en la intensidad de las reacciones de corrosión.

En la Figura 3.5 se observa el comportamiento de la resistencia a la transferencia de carga, la resistencia del inhibidor y la resistencia del electrolito con respecto a la concentración de ácido tióctico.

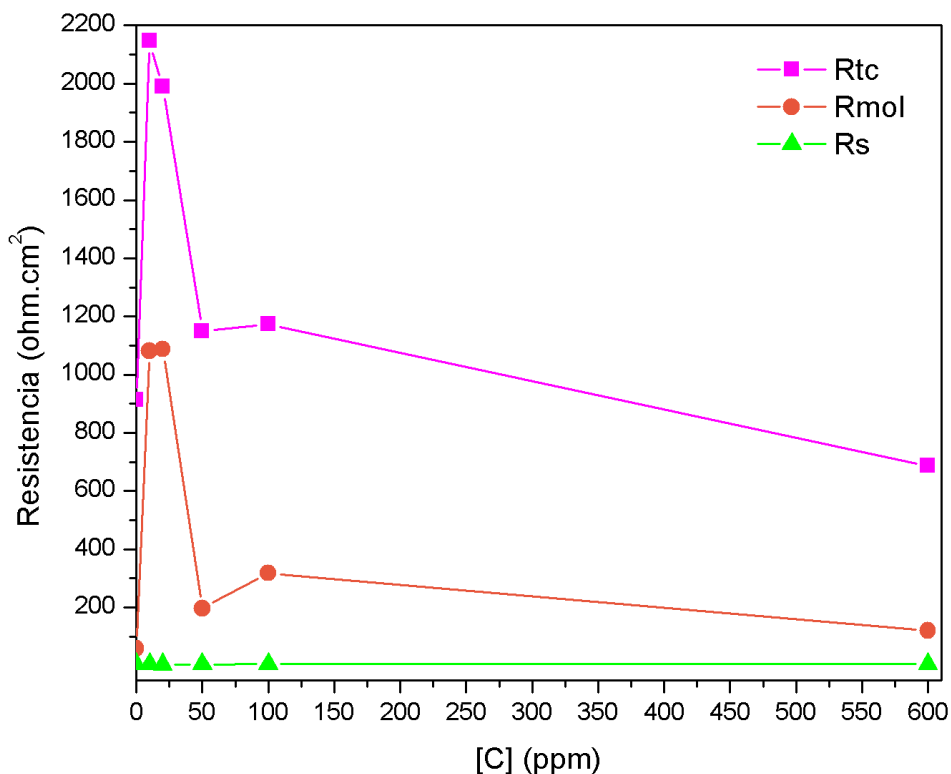


Figura 3.5 Comportamiento de las resistencias del circuito eléctrico equivalente ajustado al sistema de acero al carbono en HCl 1 M a concentraciones de 0, 10, 20, 50, 100 y 600 ppm de ácido tióctico.

A excepción de las concentraciones 20 y 600 ppm hay una disminución en el valor de la capacitancia de la doble capa con respecto al blanco, esto se debe a una disminución de la constante dieléctrica local y/o un aumento del espesor de la doble capa eléctrica, lo que sugiere que las moléculas inhibidoras actúan por adsorción en la interfase metal/solución [33]. En la Figura 3.6 se puede observar el comportamiento del valor de la capacitancia de la doble capa con respecto a las concentraciones de inhibidor estudiadas.

El valor de n proporciona información sobre la rugosidad y falta de homogeneidad en la interfaz metálica, es común que ésta oscile entre 0.5 y 1, valores bajos están relacionados con superficies más rugosas. [26] Se observa que dicho parámetro es muy similar entre sí para cada una de las concentraciones reportadas, sin embargo, para una concentración de 10 ppm alcanza un valor máximo de 0.9073. Esto se puede atribuir a una reducción en la rugosidad debido a la adsorción de moléculas de ácido tióctico que bloquean los sitios activos en la interfaz metálica.

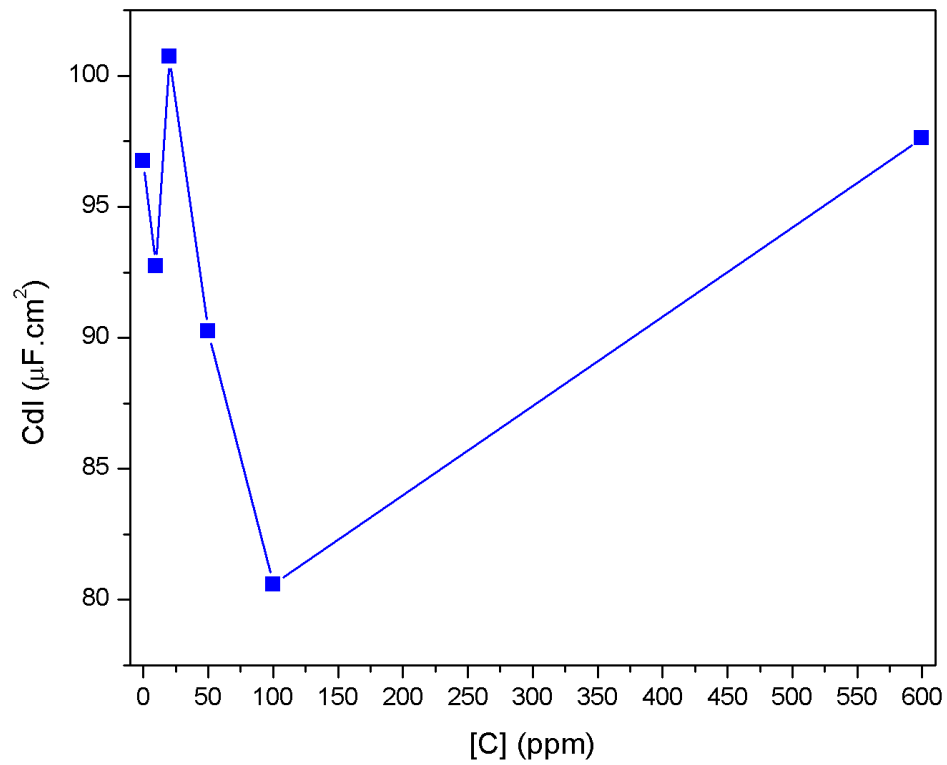


Figura 3.6 Comportamiento de la capacitancia de la doble capa (Cdl) para acero al carbono en HCl 1 M a concentraciones de 0, 10, 20, 50, 100 y 600 ppm de ácido tióctico.

3.4 Curvas de polarización

Finalmente, se analizó el comportamiento del inhibidor a diferentes concentraciones mediante curvas de polarización, las cuales se muestran en la Figura 3.7.

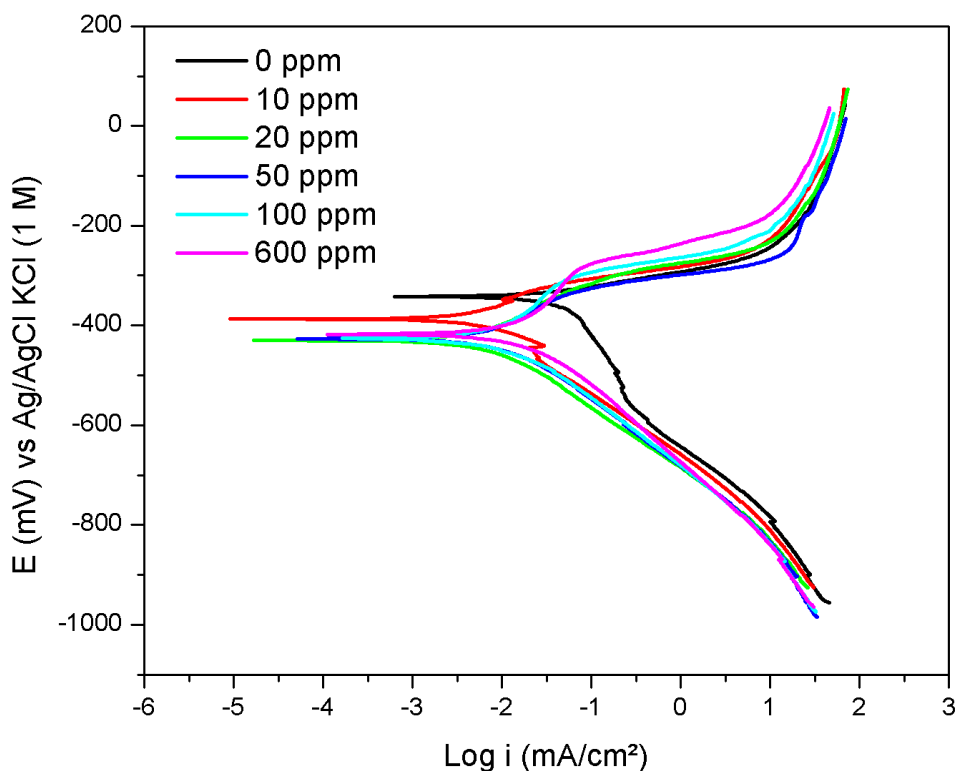


Figura 3.7 Curvas de polarización para acero al carbono en HCl 1 M a concentraciones de 0, 10, 20, 50, 100 y 600 ppm de ácido tióctico.

Observar que en todos los casos hay un desplazamiento en el potencial de corrosión y en el logaritmo de la densidad de corriente, indicando que el inhibidor está teniendo efecto sobre la velocidad de corrosión, nuevamente este cambio es más significativo a una concentración de ácido tióctico de 10 ppm.

Por el tipo de desplazamiento en el potencial de corrosión que presentan las curvas de polarización para las diferentes adiciones de inhibidor con respecto a la curva del metal desnudo, se puede determinar que se trata de un inhibidor de tipo catódico, ya que dicho potencial se desplaza hacia valores más negativos.

Ya que se trata de una técnica de alto campo, para determinar las i de corrosión y posteriormente las velocidades de corrosión se realizó una extrapolación en la zona tafeliana.

Una vez obtenidos los valores de i de corrosión se calcularon las respectivas velocidades de corrosión en milipulgadas por año a partir de la siguiente ecuación:

$$v_{corr} = \frac{i_{corr}}{\rho_m} * \frac{PM}{nF} \quad \text{Ecuación (3.2)}$$

Donde:

i_{corr} = i de corrosión

ρ_m = densidad del material

PM= peso molecular del material

n = número de equivalentes

F = constante de Faraday

Así mismo, se calculó la eficiencia del inhibidor en sus diferentes concentraciones con la ecuación:

$$\%E_{EIS} = \left(\frac{i_{corr-SI} - i_{corr-CI}}{i_{corr-SI}} \right) * 100 \quad \text{Ecuación (3.3)}$$

Donde:

$i_{corr-SI}$ = i de corrosión sin inhibidor

$i_{corr-CI}$ = i de corrosión con inhibidor

Los valores obtenidos se muestran en la Tabla 3.4

Tabla 3.4 Resultados obtenidos a partir de las curvas de polarización.

Concentración de inhibidor [ppm]	i_{corr} [A/cm^2]	Velocidad de corrosión [mpy]	Eficiencia del inhibidor [%]
0	3.649E-05	16.809	No aplica
10	4.161E-06	1.917	88.598
20	6.098E-06	2.809	83.289
50	9.315E-06	4.291	74.473
100	1.010E-05	4.651	72.331
600	1.497E-05	6.895	58.980

Para el metal sin inhibidor se obtuvo una velocidad de corrosión de 16.809 mpy, a una concentración de 10 ppm este valor disminuyó hasta 1.917 mpy y eso se ve reflejado en el valor de la eficiencia obtenido, 88.598%, el más alto reportado hasta el momento. En el caso de 20 ppm la velocidad disminuyó hasta un valor de 2.809, que es comparable con el valor obtenido en la prueba de 10 ppm, la eficiencia calculada fue de un 83.289%, para 50 ppm se obtuvo una velocidad de corrosión de 4.291 mpy con una eficiencia del 74.473%, para el caso de 100 y 600 ppm también hubo una disminución en las velocidades de corrosión y se obtuvieron eficiencias del 72.331% y 58.980%, respectivamente.

3.5 Mecanismo de inhibición

El proceso de adsorción de una molécula en una superficie metálica está influenciado por la estructura química del compuesto, la distribución de la carga en la molécula, su naturaleza, la naturaleza de la superficie metálica cargada y el tipo de entorno agresivo. [34]

Para determinar el tipo de proceso implicado en la adsorción del ácido tióctico sobre la superficie metálica se hizo uso del modelo de Langmuir mencionado en el capítulo I y que está descrito por la siguiente relación:

$$\frac{C}{\theta} = \frac{1}{k_{ads}} + C \quad \text{Ecuación (3.4)}$$

donde C es la concentración de inhibidor, k_{ads} es la constante de adsorción y θ es el grado de cobertura que está dado por la siguiente fórmula:

$$\theta = \frac{\text{Eficiencia (\%)}}{100} \quad \text{Ecuación (3.5)}$$

El mecanismo de inhibición puede evaluarse y explicarse con más detalle utilizando la termodinámica, la constante de equilibrio se relaciona con la energía de adsorción de Gibbs mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta G = -RT \ln(K_{ads} * C_{AP}) \quad \text{Ecuación (3.6)}$$

Donde R es la constante universal de los gases en J/mol.K, T es la temperatura ambiente en K, C_{AP} es la concentración del agua pura que equivale a 1000 mL/L o 55.55 mol/L y K_{ads} es la constante de adsorción en L/mol.

La isoterma de Langmuir obtenida para este sistema (véase Figura 3.8) se construyó a partir de los resultados arrojados por curvas de polarización. En donde $1/K_{ads}$ es la ordenada al origen y por lo tanto se tiene lo siguiente:

$$\Delta G = - \left(8.314 \frac{J}{molK} \right) (298 K) \ln \left[\frac{1}{K} \left(\frac{L}{mol} \right) * 55.5 \left(\frac{mol}{L} \right) \right] \quad \text{Ecuación (3.7)}$$

El valor de la energía de adsorción de Gibbs para este caso de estudio fue de -13.423 KJ/mol lo que indica un fenómeno de adsorción física o fisorción, la cual se debe a las fuerzas de atracción electrostáticas entre los iones orgánicos del inhibidor o dipolos y la superficie eléctricamente cargada del metal. [35]

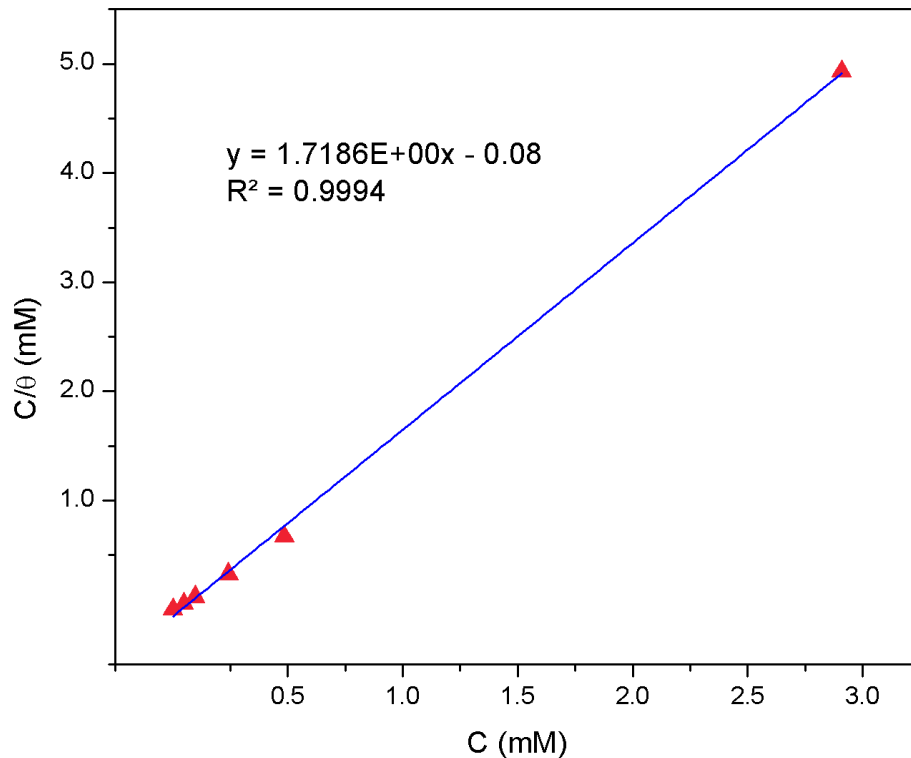


Figura 3.8 Isoterma de adsorción de Langmuir para acero al carbono en HCl 1 M a concentraciones de 10, 20, 50, 100 y 600 ppm de ácido tióctico.

Capítulo IV Conclusiones

1. Los resultados obtenidos en la evaluación electroquímica demostraron que el ácido tióctico sí presenta inhibición con eficiencia de hasta un 88.598%.
2. De las concentraciones de ácido tióctico estudiadas, 10 ppm fue la que mejor poder inhibidor presentó, con valores de 88.598% en curvas de polarización y 57.465% en espectroscopia de impedancia electroquímica.
3. Los datos de polarización potenciodinámica indican que el ácido tióctico actúa como un inhibidor de tipo catódico.
4. El comportamiento de adsorción del ácido tióctico en la superficie de un acero SAE-AISI 1005 en una solución de HCl 1 M se ajusta al modelo de Langmuir indicando que en estado estacionario las moléculas de ácido tióctico se adsorben en la interfaz metálica por un proceso de fisisorción.

Referencias

1. Roberge, P. R. (2008). *Corrosion engineering: principles and practice*. USA: McGraw-Hill Professional Publishing
2. Verma, C., Mustansar, C., & Ebenso, E. E. (2021). *Organic Corrosion Inhibitors: Synthesis, Characterization, Mechanism, and Applications*. USA: John Wiley & Sons.
3. Guo, P., La Plante, E. C., Wang, B., Chen, X., Balonis, M., Bauchy, M., & Sant, G. (2018). Direct observation of pitting corrosion evolutions on carbon steel surfaces at the nano-to-micro-scales. *Scientific reports*, 8(1), 1-12.
4. Salazar, J. A. (2015). Introducción al fenómeno de corrosión: tipos, factores que influyen y control para la protección de materiales. *Revista Tecnología en Marcha*, 28(3), 127-136.
5. Rodríguez, C. J., Figueroa, Y., & Prin, J. (2013). Efecto de la temperatura en el comportamiento del acero inoxidable austenítico 316l frente a la corrosión electroquímica. *Saber*, 25(3), 302-308.
6. Materials Technology Institute. (2012). *Temperatura y velocidad de corrosión* [Archivo PDF]. https://mti.memberclicks.net/assets/documents/TAC-Bulletins/Non-Member-Spanish/TAC%20Bulletin_no.13%20Spanish-non-member.pdf
7. Askeland, D. R., & Wright, W. J. (2010). *Essentials of materials science and engineering*. (2ª ed.). USA: Cengage Learning.
8. Cramer, S. D., & Covino, B. S. (2003). *ASM Handbook: Corrosion: Fundamentals, Testing, and Protection* (Vol. 13A). USA: ASM International.
9. Gómez, R., & Lana, T. (2008). *Corrosión en la industria química*. Universidad de Alicante: Repositorio Institucional de la Universidad de Alicante. <https://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/8237/1/CorrTema11.pdf>
10. Callister, W. D., & Rethwisch, D. G. (2007). *Materials science and engineering: an introduction* (Vol. 7, pp. 665-715). New York: John Wiley & Sons.
11. Andrade, C., & Feliu, S. (1991). *Corrosión y protección metálicas* (Vol. 1). Madrid: CSIC - CSIC Press.
12. Pancorbo, F. J. (2010). *Corrosión, degradación y envejecimiento de los materiales empleados en la edificación*. Barcelona: Marcombo.
13. Roberts, A. J., O'Brien, M. E., & Subak-Sharpe, G. (2003). *Nutricéuticos*. Barcelona: Ediciones Robinbook.

14. Melo, V., & Cuamatzi, O. (2020). *Bioquímica de los procesos metabólicos*. (3ª ed.) Barcelona: Editorial Reverté.
15. Ramakrishnan, K., Karthikeyan, S., & Rajagopal, D. (2019). Performance evaluation of novel thiocetic acid conjugate as green corrosion inhibitor of L80 carbon steels in down pipes used in Khuff gas environment. *Materials Research Express*, 6(11), 115113.
16. Kato, A., Takaki, A., Yoshihara, S., Itoi, Y., Kambe, S., & Sato, E. (1990). Effect of Organic Food Additives on Pitting Corrosion of Aluminum Alloys. *Journal of The Surface Finishing Society of Japan*, 41(7), 772-776.
17. Li, Y., Zhang, D., Li, J., Lu, J., Zhang, X., & Gao, L. (2022). Application of hierarchical bonds for construction an anti-corrosion coating with superior intrinsic self-healing function. *Colloids and Surfaces A: Physicochemical and Engineering Aspects*, 128388.
18. Ghaedi, M. (Ed.). (2021). *Adsorption: Fundamental processes and applications*. Academic Press.
19. Hemkemeier, T. A., Almeida, F. C., Sales, A., & Klemm, A. J. (2022). Corrosion monitoring by open circuit potential in steel reinforcements embedded in cementitious composites with industrial wastes. *Case Studies in Construction Materials*, 16, e01042.
20. Roncagliolo, P. (2020). *Evaluación de nuevos recubrimientos para la conservación de patrimonio cultural metálico a través de gráficos recursivos* [Tesis doctoral, Universidad Nacional Autónoma de México]. Dirección General de Bibliotecas de la UNAM <http://132.248.9.195/ptd2021/abril/0810926/Index.html>
21. Sastri, V. S. (2011). *Green Corrosion Inhibitors: Theory and Practice*. Ontario: WILEY.
22. Flores de los Ríos, J. P. (2016). *Comportamiento de inhibidores “verdes” en la corrosión de acero 1018 en medios ácidos* [Tesis doctoral, Centro de Investigación en Materiales Avanzados S.C.]. Repositorio Institucional CIMAV <https://cimav.repositorioinstitucional.mx/jspui/bitstream/1004/445/1/Tesis%20Juan%20Pablo%20Flores%20de%20los%20R%C3%ADos%20%281%29.pdf>
23. Sandoval, F. D., López, J. L., & Gracia, J. (2015). Ecuación de Langmuir en líquidos simples y tensoactivos. *Educación química*, 26(4), 307-313.
24. Chirinos, A. & Paredes, E. (2015). *Influencia de la dosificación del mucilago del linum sitatissimum sobre la velocidad de corrosión del acero ASTM A335 P11 en HCl 0.5 M, a diferentes temperaturas* [Tesis de pregrado, Universidad Nacional de Trujillo]. Biblioteca Digital - Dirección de Sistemas de Informática y Comunicación <https://dspace.unitru.edu.pe/bitstream/handle/UNITRU/3845/CHIRINOS%20ALC%>

C3%81NTARA%20%C3%81ngel%20Enrique%2C%20PAREDES%20RODR%C3%8DGUEZ%20Emerson%20Marvin.pdf?sequence=1&isAllowed=y

25. Orazem, M. E., & Tribollet, B. (2017). *Electrochemical impedance spectroscopy* (2^a ed.). Hoboken: John Wiley & Sons, Inc.
26. Gachuz M. & Espinoza, A. (2018). *Estudio de la estrictosamida como inhibidor de corrosión inducida por cloruros en acero al carbono* [Tesis de pregrado, Universidad Nacional Autónoma de México] Dirección General de Bibliotecas de la UNAM <http://132.248.9.195/ptd2018/septiembre/0780610/Index.html>
27. Reyes, E. I. & Espinoza, A. (2022). *Líquidos iónicos como inhibidores de la corrosión amigables con el medio ambiente del acero al carbono*. [Tesis de pregrado, Universidad Nacional Autónoma de México] Dirección General de Bibliotecas de la UNAM <http://132.248.9.195/ptd2022/octubre/0832177/Index.html>
28. Rybalka, K. V., Beketaeva, L. A., & Davydov, A. D. (2014). Estimation of corrosion current by the analysis of polarization curves: Electrochemical kinetics mode. *Russian Journal of Electrochemistry*, 50(2), 108-113.
29. Aggen, G., Akstens, F. W., & Avery, H. S. (1990). *ASM Handbook: Properties and Selection: Irons Steels, and High Performance Alloys (Vol. 1)*. USA: ASM International.
30. Aaronson, H. I., Abraham, J. K., & Adsit, N. R. (1985). *ASM Handbook: Metallography and microstructures (Vol. 9)*. USA: ASM International.
31. de León, G. M., Gallardo, C. S., Báez, A. M., Domínguez, E. G., Chávez, S. A. P., & Ortíz, A. G. (2015). Análisis tiempo-frecuencia y modelo de Randles para el cálculo de la resistencia de polarización. *Difu100ci@, Revista de difusión científica, ingeniería y tecnologías*, 9(2), 2-6.
32. Ferro, P., Bonollo, F., Bassan, F., & Berto, F. (2017). Strain evolution in cold-warm forged steel components studied by means of EBSD technique. *Materials*, 10(12), 1441.
33. Prabhu, R. A., Venkatesha, T. V., Shanbhag, A. V., Kulkarni, G. M., & Kalkhambkar, R. G. (2008). Inhibition effects of some Schiff's bases on the corrosion of mild steel in hydrochloric acid solution. *Corrosion Science*, 50(12), 3356-3362.
34. Rodríguez-Gómez, F. J., Valdelamar, M. P., Vazquez, A. E., Perez, P. D. V., Mata, R., Miralrio, A., & Castro, M. (2019). Mycophenolic acid as a corrosion inhibitor of carbon steel in 3% wt. NaCl solution. An experimental and theoretical study. *Journal of Molecular Structure*, 1183, 168-181.
35. Alfaro, M., Alfaro, I., & Guerra, R. (2021). Uso de un potencióstato de fuente abierta de bajo costo para estudios de inhibición de corrosión de acero: determinación de la velocidad de corrosión. *Educación química*, 32(3), 95-116.

Anexo

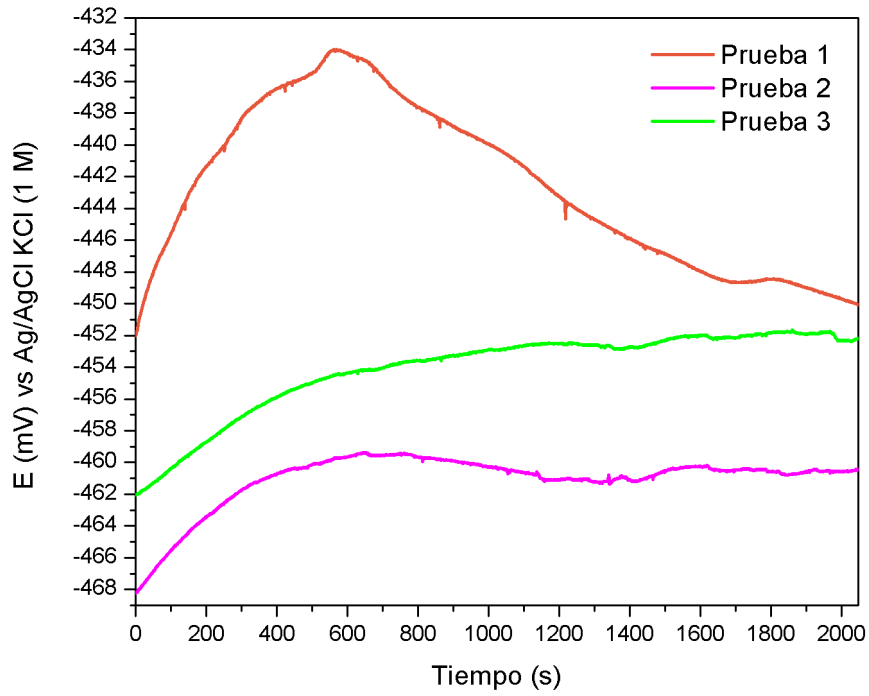


Figura 1. Potencial a circuito abierto (OCP) de acero al carbono en HCl 1 M.

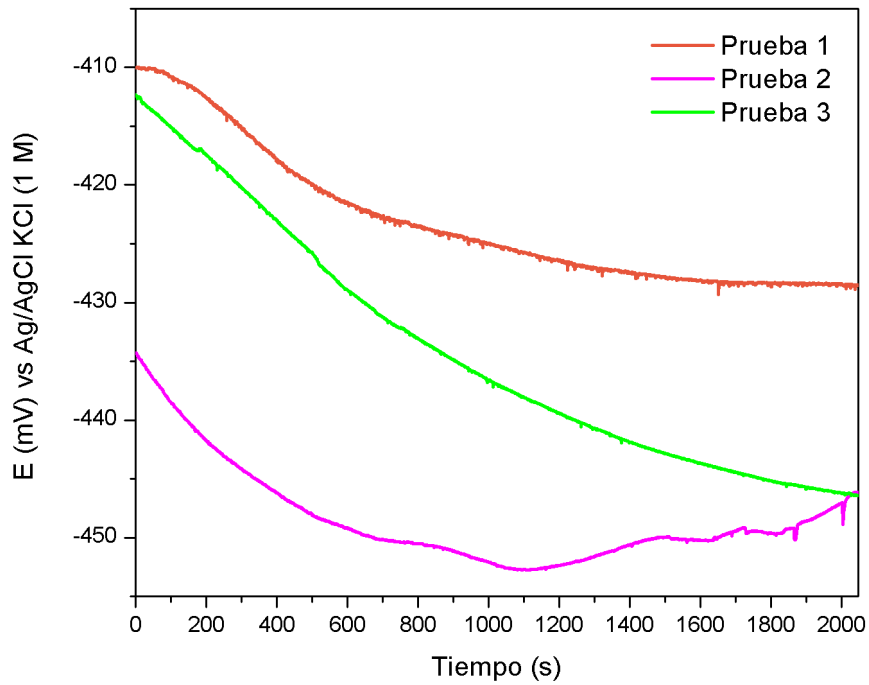


Figura 2. Potencial a circuito abierto (OCP) de acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 10 ppm.

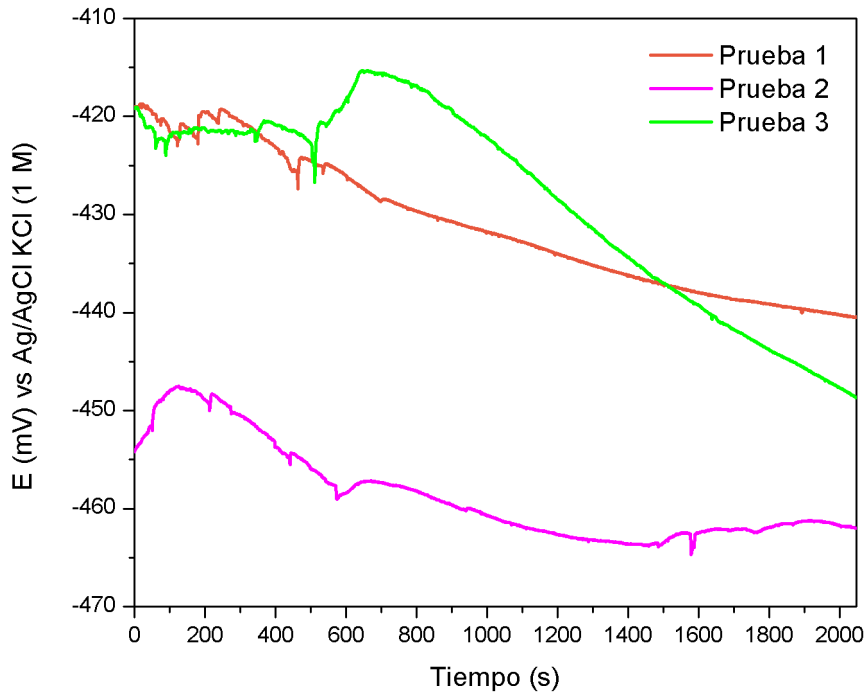


Figura 3. Potencial a circuito abierto (OCP) de acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 20 ppm.

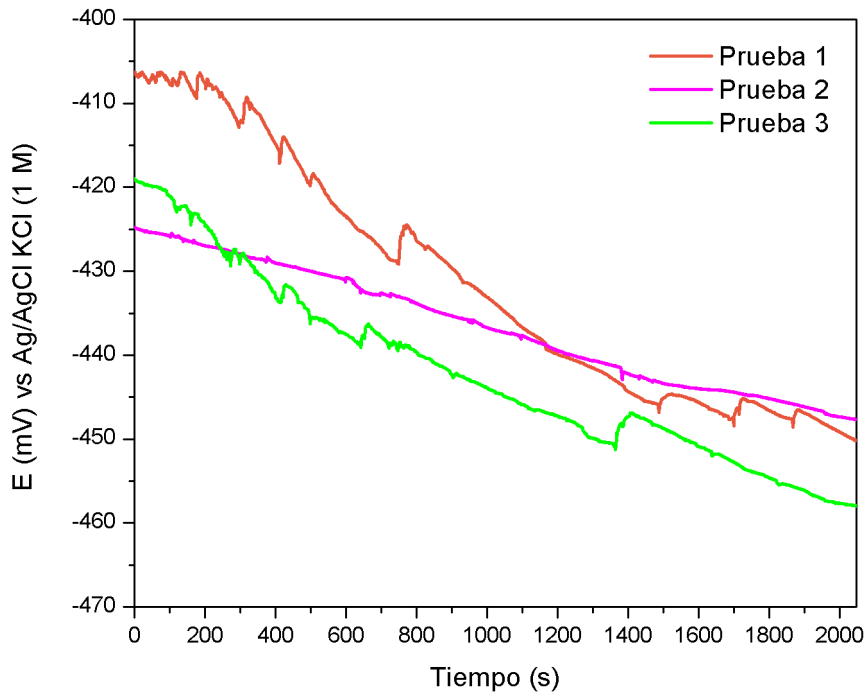


Figura 4. Potencial a circuito abierto (OCP) de acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 50 ppm.

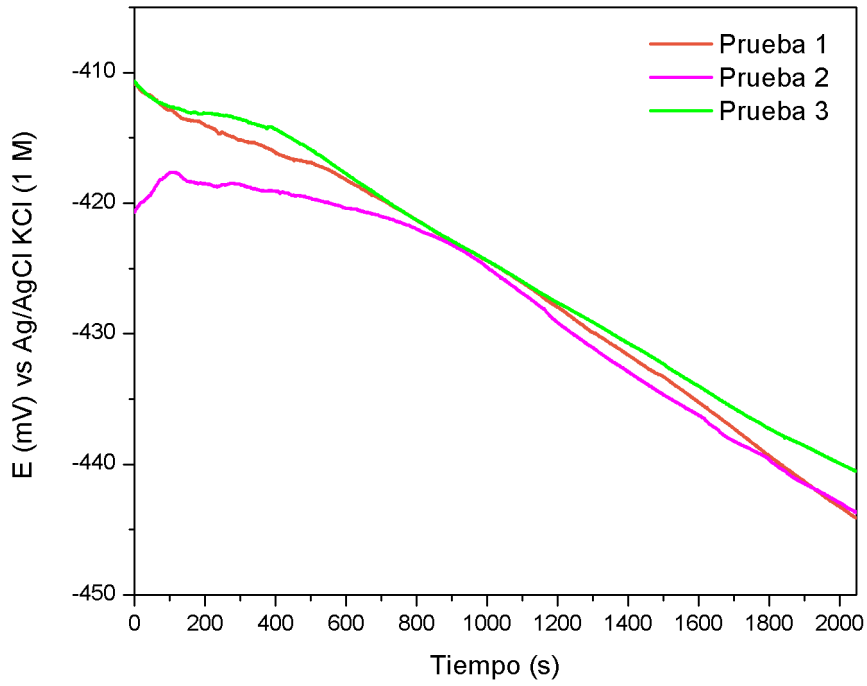


Figura 5. Potencial a circuito abierto (OCP) de acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 100 ppm.

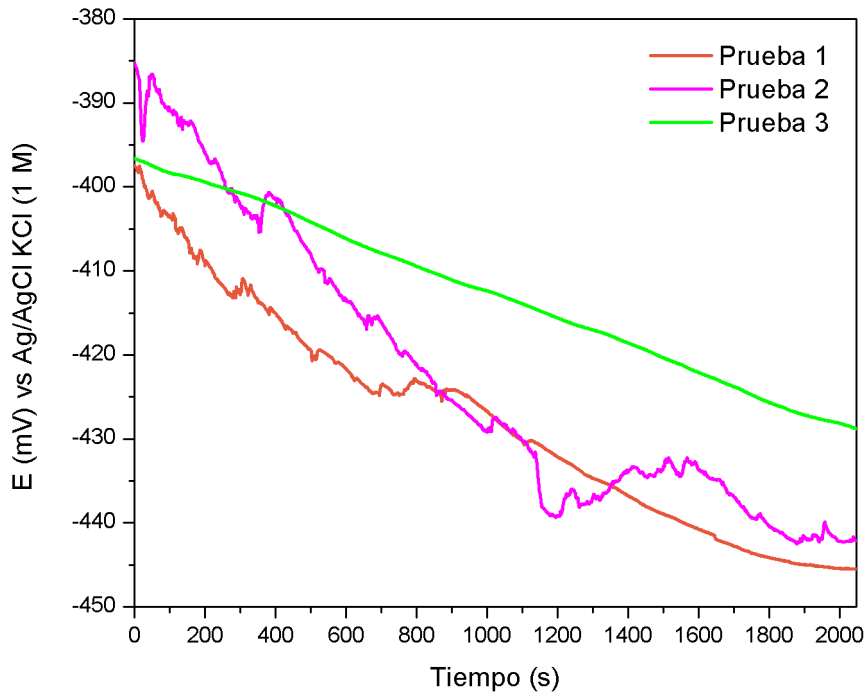


Figura 6. Potencial a circuito abierto (OCP) de acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 600 ppm.

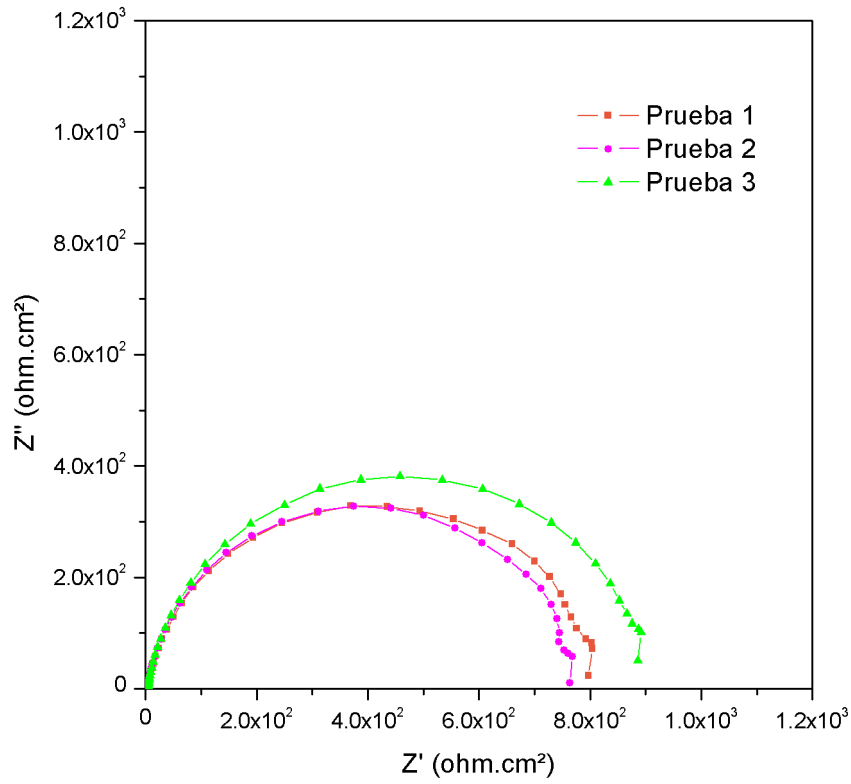


Figura 7. Diagrama de Nyquist para acero al carbono en HCl 1 M.

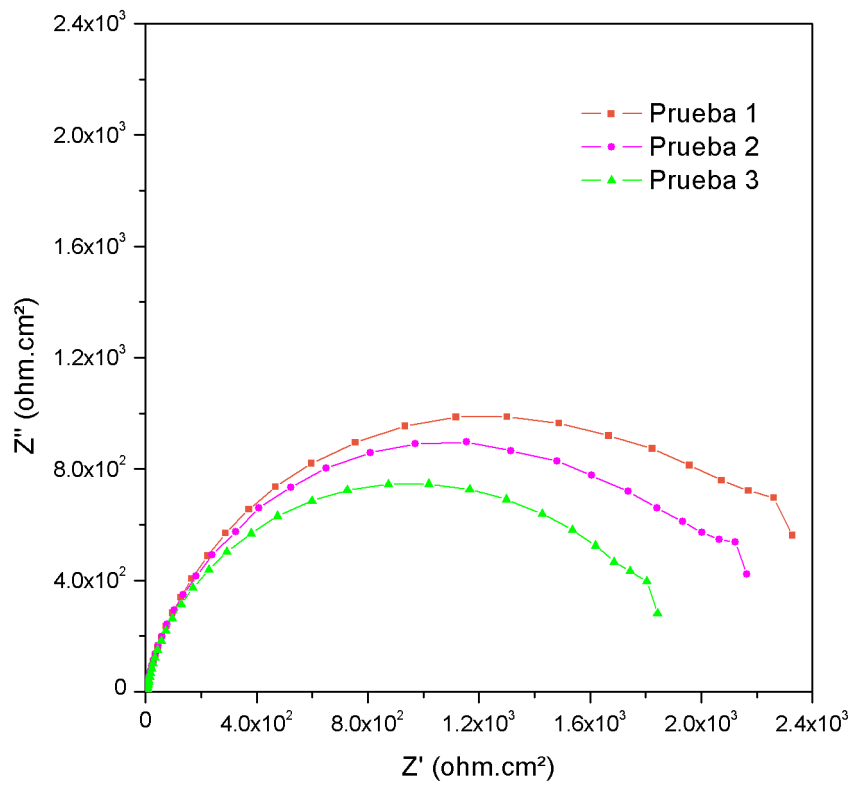


Figura 8. Diagrama de Nyquist para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 10 ppm.

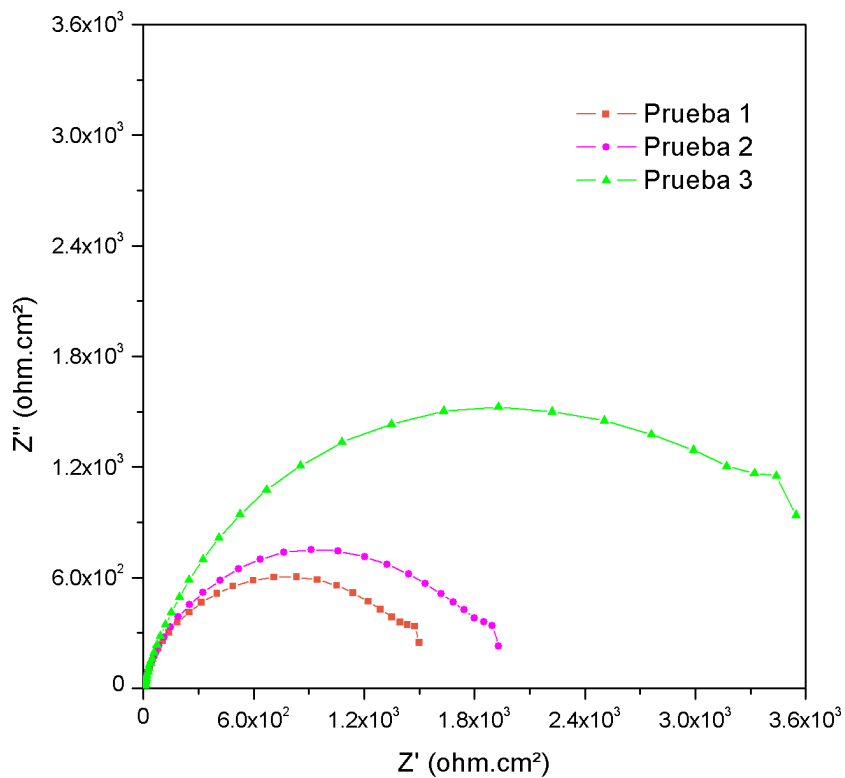


Figura 9. Diagrama de Nyquist para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tióctico en una concentración de 20 ppm.

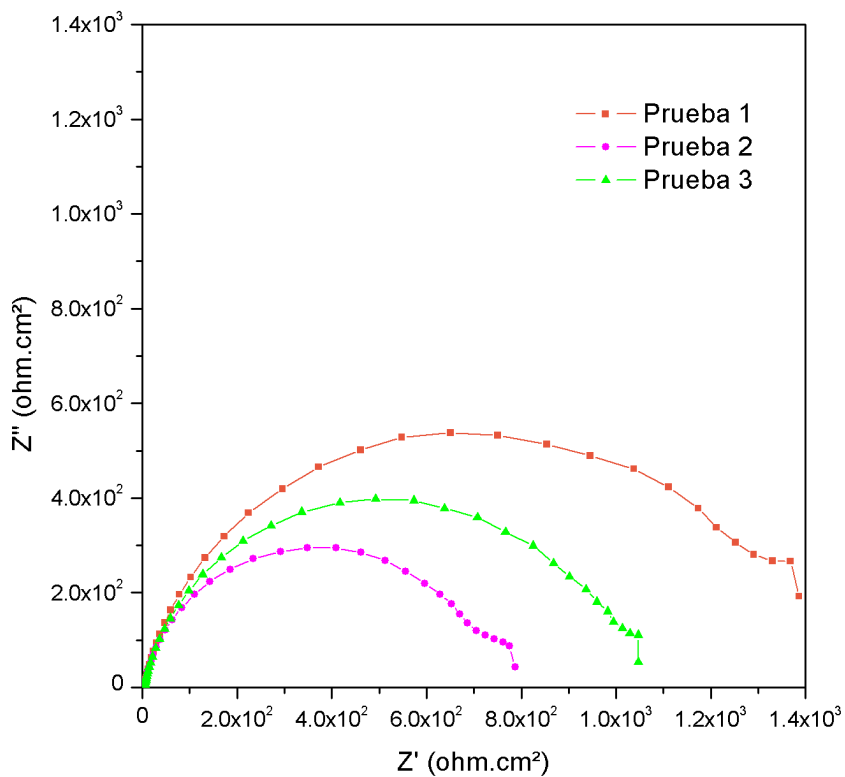


Figura 10. Diagrama de Nyquist para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tióctico en una concentración de 50 ppm.

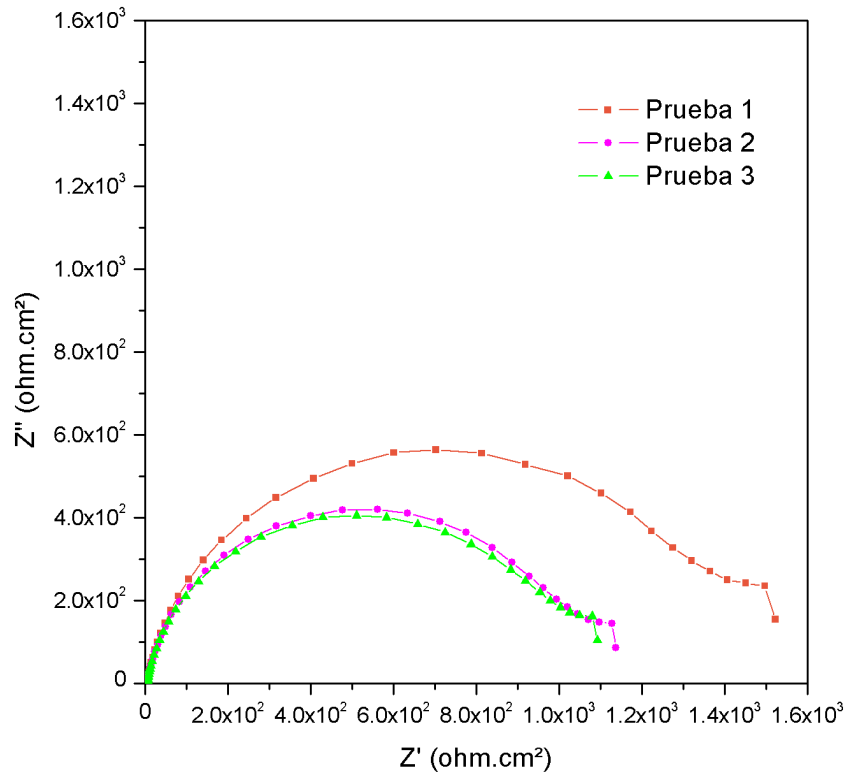


Figura 11. Diagrama de Nyquist para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 100 ppm.

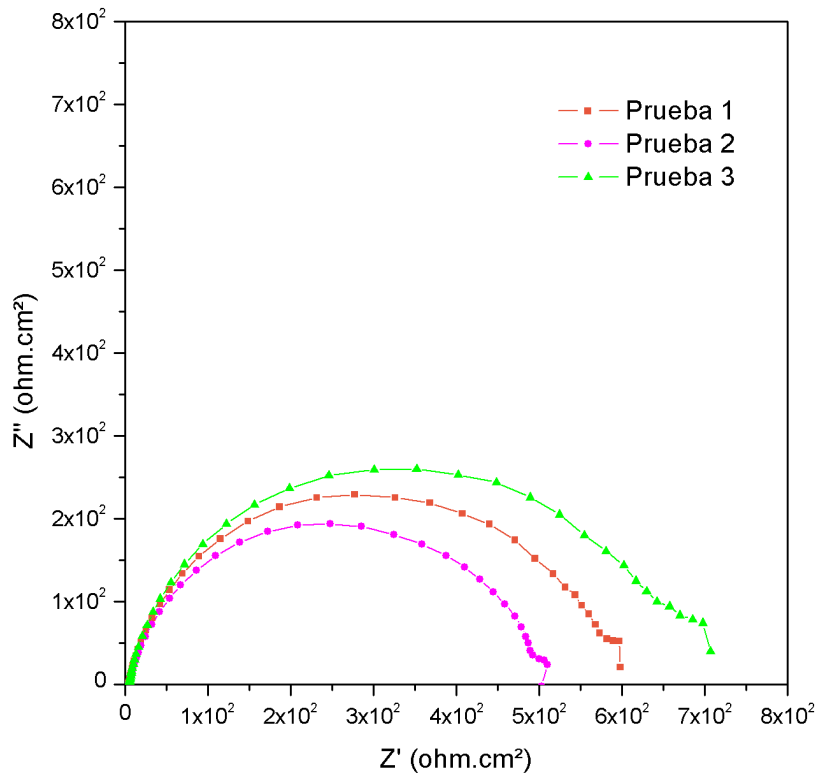


Figura 12. Diagrama de Nyquist para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 600 ppm.

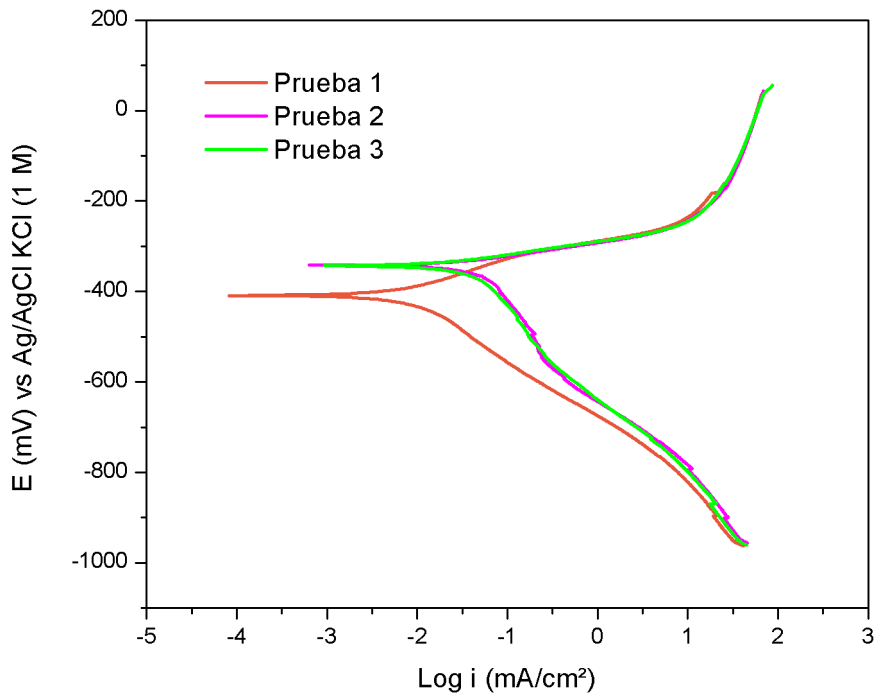


Figura 13. Curvas de polarización para acero al carbono en HCl 1 M.

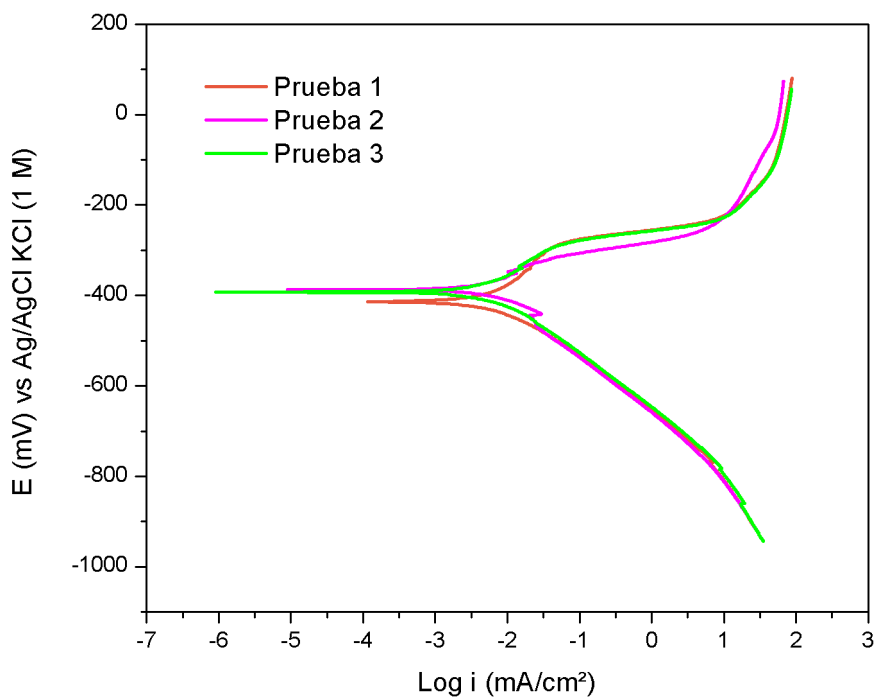


Figura 14. Curvas de polarización para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 10 ppm.

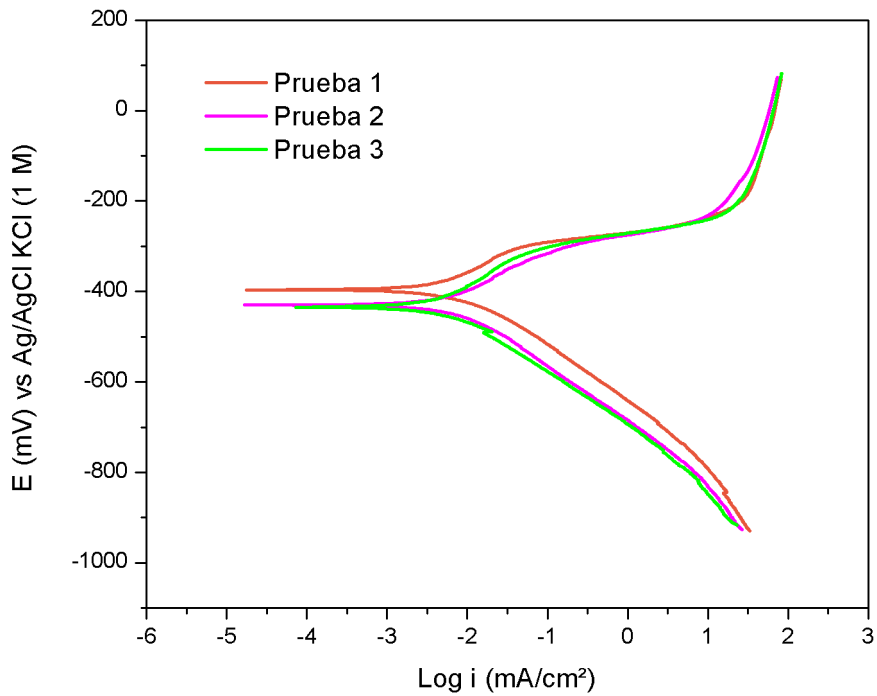


Figura 15. Curvas de polarización para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tióctico en una concentración de 20 ppm.

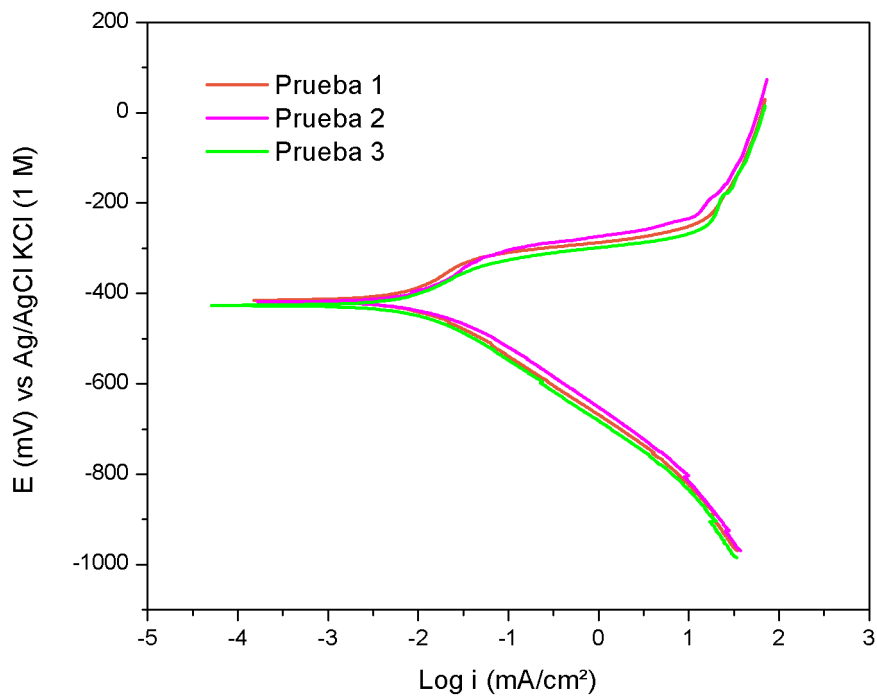


Figura 16. Curvas de polarización para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tióctico en una concentración de 50 ppm.

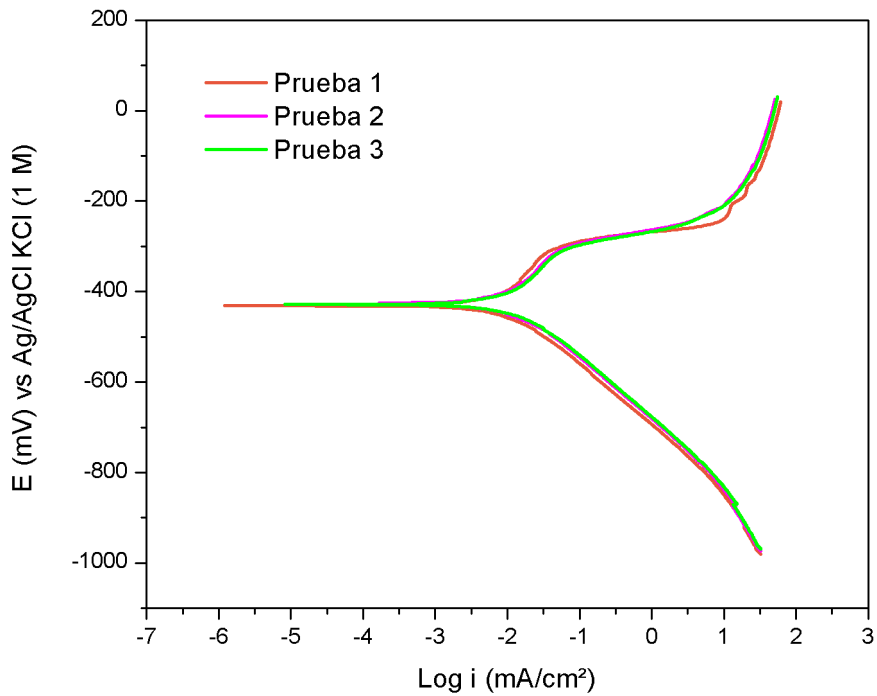


Figura 17. Curvas de polarización para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 100 ppm.

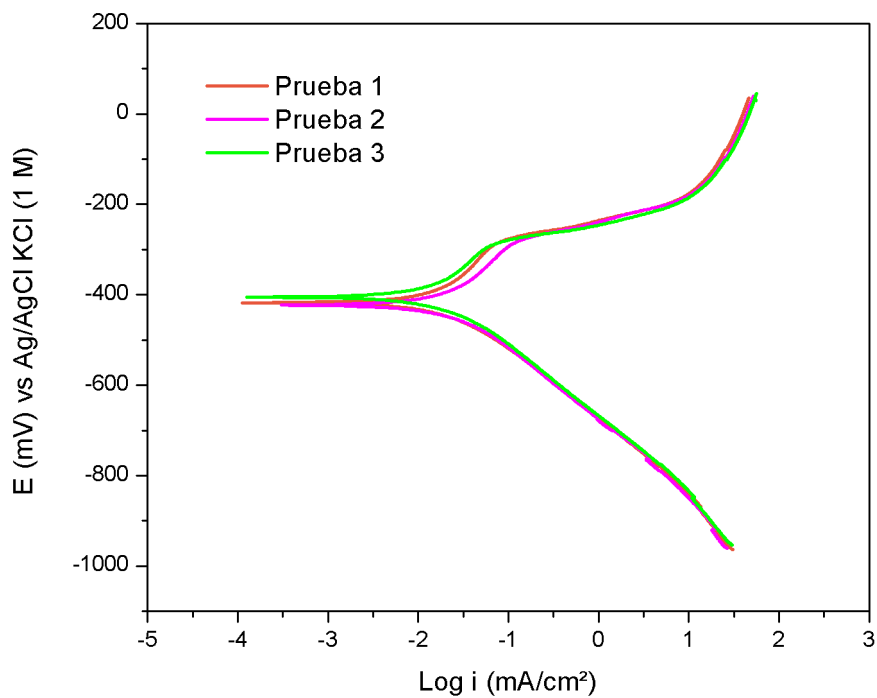


Figura 18. Curvas de polarización para acero al carbono en HCl 1 M con adición de ácido tártico en una concentración de 600 ppm.