



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA
DE MÉXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

**Estudio de la Resistencia a la Corrosión
en la Aleación Al-2%Li-1%Hf, en un Medio Salino**

T E S I S

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:
INGENIERA QUÍMICA

PRESENTA:
DALIA CAROLINA HERRERA TERÁN

ASESOR: M.C. TOMÁS RANGEL ORTIZ



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.



UNIVERSIDAD NACIONAL
AUTÓNOMA DE
MÉXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
UNIDAD DE LA ADMINISTRACION ESCOLAR
DEPARTAMENTO DE EXAMENES PROFESIONALES

ASUNTO: VOTOS APROBATORIOS

U. N. A. M.
FACULTAD DE ESTUDIOS
SUPERIORES CUAUTITLAN



DRA. SUEMI RODRIGUEZ ROMO
DIRECTOR DE LA FES CUAUTITLAN
PRESENTE

DEPARTAMENTO DE
EXAMENES PROFESIONALES
ATN: L. A. ARACELI HERRERA HERNANDEZ
Jefe del Departamento de Exámenes
Profesionales de la FES Cuautitlán

Con base en el art. 28 del Reglamento General de Exámenes, nos permitimos comunicar a usted que revisamos la Tesis:

"Estudio de la Resistencia a la Corrosión en la Aleación
Al-2%Li-1%Hf, en un Medio Salino"

que presenta la pasante: Dalia Carolina Herrera Terán
con número de cuenta: 40300332-5 para obtener el título de:
Ingeniera Química

Considerando que dicho trabajo reúne los requisitos necesarios para ser discutido en el EXAMEN PROFESIONAL correspondiente, otorgamos nuestro VOTO APROBATORIO.

ATENTAMENTE
"POR MI RAZA HABLARA EL ESPIRITU"

Cuautitlán Izcalli, Méx. a 8 de junio de 2009

PRESIDENTE	<u>Dr. Enrique Curiel Reyna</u>	
VOCAL	<u>MC. Tomás Rangel Ortiz</u>	
SECRETARIO	<u>MI. Ramón Osorio Galicia</u>	
PRIMER SUPLENTE	<u>MC. Gilberto Atilano Amaya Ventura</u>	
SEGUNDO SUPLENTE	<u>MI. José Frías Flores</u>	

AGRADECIMIENTOS

Le agradezco:

Antes que nada quiero agradecerle a Dios, por darme vida y amor

En especial a mi mamá Isabel, por todo su apoyo y comprensión, por enseñarme a luchar para alcanzar mis metas y forjar en mí una buena persona. Gracias por tu amor incondicional, porque todo lo que soy te lo debo a ti, te quiero mucho y espero hacerte sentir orgullosa.

A mis abuelitos Vicente Terán y María Félix, por su todo su cariño y apoyo brindado durante toda mi vida.

A mi papá y hermanos: Jorge Herrera, Lupe, Yesenia, Carla y Alan, por su amor incondicional.

Al ingeniero Tomás Rangel por brindarme su confianza en la elaboración de este trabajo, por su comprensión, paciencia, enseñanzas y su amistad.

A Los ingenieros: José Frías, Ángel y Gestefeld por todas sus enseñanzas y sobre todo por toda la amistad que me brindaron.

A los ingenieros del CAT: Noé y Juan, por ayudarme con la elaboración de este trabajo, con sus conocimientos y experiencia.

A todos mis amigos y compañeros de la Universidad especialmente a Ricardo García por compartir esta etapa de mi vida a mi lado y dejar buenos recuerdos.

A la Universidad, a sus profesores a sus instalaciones por prepararme académicamente y moralmente.

INDICE

	Pág.
RESUMEN	1
CAPITULO 1. OBJETIVOS E INTRODUCCIÓN	1
CAPITULO 2. GENERALIDADES.	3
2.1 ¿Qué es una aleación?	3
2.1.1 Reglas de Hume-Rothery.	4
2.2 ¿Qué es corrosión?	4
2.2.1 Importancia de la corrosión.	4
2.2.2 Formas de corrosión.	6
2.2.3 Oxidación – Reducción.	8
2.2.4 Diferencia entre reacción química y electroquímica.	8
2.2.5 Proceso de corrosión de carácter electroquímico.	9
2.3 Serie electromotriz de potenciales estándar de electrodo.	11
2.4 Polarización.	13
2.5 Películas superficiales de pasivación (Diagramas de Pourbaix).	14
2.6 Métodos para determinar la rapidez de corrosión.	16
2.6.1 Métodos físicos.	16
2.6.1.1 Pérdida de peso.	16
2.6.1.2 Métodos de resistencia eléctrica.	17
2.6.2 Métodos electroquímicos.	18
2.6.2.1 Potencial de corrosión.	18
2.6.2.2 Resistencia a la polarización.	18
2.6.2.3 Método de extrapolación de Tafel.	19
2.7 Calculo de la rapidez de corrosión.	20
2.7.1 Calculo del peso equivalente para un elemento puro.	21
2.7.2 Calculo del peso equivalente par una aleación.	21
2.8 Breve descripción del equipo Potenciostat /Galvanostat PCI 3/400.	22
2.8.1 Potenciostat/Galvanostat PCI 3/400.	22
2.8.2 DC105 Corrosion Techniques Software.	22

2.9 Características de los elementos en el estudio.	23
2.9.1 Aluminio.	23
2.9.2 Litio.	24
2.9.3 Hafnio.	24
2.9.4 Al-2%Li-1%Hf.	25
CAPITULO 3 EXPERIMENTACIÓN PARTE 1	26
Aplicación de un método físico. Obtención de C_R a través de la pérdida de peso.	
3.1 Material y equipo.	26
3.2 Procedimiento.	28
3.3 Resultados.	30
CAPITULO 4 EXPERIMENTACIÓN PARTE 2.	35
Aplicación de métodos electroquímicos.	
4.1 Aplicación del Método de Extrapolación de Tafel.	35
4.1.1 Material y equipo.	35
4.1.2 Procedimiento.	36
4.1.3 Resultados.	40
4.2 Resistencia a la polarización.	47
4.2.1 Material y equipo.	47
4.2.2 Procedimiento.	47
4.2.3 Resultados.	48
CAPITULO 5 ANÁLISIS DE RESULTADOS.	51
CAPITULO 6 CONCLUSIONES.	56
BIBLIOGRAFÍA.	58
ANEXOS.	61

ESTUDIO DE LA RESISTENCIA A LA CORROSIÓN EN LA ALEACIÓN Al - 2%Li - 1%Hf, EN UN MEDIO SALINO

RESÚMEN

Debido a que la aleación ternaria de Al-2%Li-1%Hf es muy reciente, carece de información de muchas de sus propiedades tanto físicas como química. Por ello el propósito de este trabajo es aportar información sobre el estudio a la resistencia de la corrosión en dicha aleación, la cual se expuso a un medio salino del 3.5% de NaCl, obteniéndose valores de la rapidez de corrosión en este medio a través de la pérdida de peso, así mismo por la aplicación de métodos electroquímicos tales como: Método de extrapolación de Tafel y resistencia a la polarización. Para llevar a cabo la utilización de los métodos electroquímicos, se ocupó el Potenciostat/ Galvanostat PCI 3/ 400, el cual es muy sofisticado y por lo tanto, sus datos proporcionados son más confiables y rápidos de obtener.

Los resultados obtenidos de la rapidez de corrosión de Al-2%Li-1%Hf, se compararon con los valores determinados para el Aluminio a las mismas condiciones mediante ambos métodos, concluyéndose que el Al-2%Li-1%Hf es mucho más resistente.

OBJETIVOS

El objetivo de este trabajo es llevar a cabo el estudio de la corrosión en una aleación ternaria de Al-2%Li-1%Hf cuando se expone a un medio salino (NaCl al 3.5%), para posteriormente compararla con la corrosión de Aluminio puro a las mismas condiciones.

Objetivos particulares:

- Hacer una comparación cualitativa entre el Aluminio puro y Al-2%Li-1%Hf al ser expuestas a un medio salino del 3.5% NaCl.

- Evaluar la rapidez de corrosión tanto del Aluminio puro como de la aleación Al-2%Li-1%Hf utilizando un método físico (pérdida de peso).

- Evaluar la rapidez de corrosión para Aluminio y Al-Li-Hf utilizando instrumentos más sofisticados (Potenciostat/Galvanostat PCI 4/300 marca Gamry), aplicando el método de extrapolación de Tafel, Resistencia a la Polarización.

- Comparar ambos métodos para obtener la velocidad de corrosión y de acuerdo a su manejo y valores que arrojan elegir el más apropiado.

1. INTRODUCCIÓN

A lo largo de la historia el hombre ha buscado mejores condiciones de vida, a través del uso constante del ingenio. La obtención de esta mejora, se debe en gran parte a la utilización de metales y aleaciones que han pasado a formar parte de nuestra vida cotidiana, pues hacia donde miremos hay metales, los encontramos en la casa como en los utensilios de cocina, las estructuras de edificios, en el transporte (tren, automóviles, aviones, barcos), en la industria (maquinaria), etc.; es verdaderamente sorprendente la dependencia de los metales para lograr el desarrollo de la civilización.

Los metales se degradan inexorablemente con el tiempo de muy diversas formas, dejando ser funcionales, es decir, pierden sus propiedades decorativas o mecánicas, o llegan a un grado en el que se disuelven totalmente debido al medio en que se encuentran. El ingeniero se ocupa del estudio de los mecanismos que produce esa degradación; así mismo, los medios útiles para prevenir o disminuir los daños que la causan. **La corrosión es el fenómeno que produce el desgaste en un metal debido a una reacción química o electroquímica** y su estudio implica dos importantes factores.

a) El primero, figura en el aspecto **económico** y es el de mayor importancia, porque es el que sufre un gran daño, por la inversión de grandes capitales para la protección y mantener en buenas condiciones sistemas, equipos y construcciones diversas en general. Junto con esto, la inversión económica desmesurada en la búsqueda constante de métodos y procesos que promuevan la reducción de pérdidas de material, que se producen por el desgaste progresivo o rotura repentina de tuberías, recipientes, componentes de máquinas, estructuras marinas, entre otras cosas.

b) El segundo aspecto, está basado en la **conservación** de los recursos naturales, aplicada en principio a los metales, cuya reserva mundial es limitada y su consumo incluye las correspondientes pérdidas de reservas de energía y agua que acompañan a la producción y montaje de las estructuras metálicas. Por ello, como ingeniero, surge la necesidad de aportar algo al campo de la investigación de los metales; una vez propuesta la aleación Al-2%Li-1%Hf, procedimos a enriquecer el estudio de sus propiedades; por ello, el siguiente trabajo, hace un estudio de la influencia del fenómeno de corrosión presente en la aleación ternaria Al-2%Li-1%Hf, cuando se ha expuesto a una solución salina de cloruro de sodio al 3.5%.

Este trabajo se basa en la aplicación de técnicas físicas y electroquímicas, para determinar la velocidad de corrosión de la aleación Al-2%Li-1%Hf, comparándola con la del Aluminio puro. Cabe destacar, que las técnicas electroquímicas realizadas fueron, el Método de extrapolación de Tafel y la resistencia a la polarización, la cual fue medida potencioestáticamente utilizando el equipo mencionado anteriormente.

La principal ventaja de los métodos de medición de corrosión electroquímicos realizados con este equipo son: su elevada exactitud y un tiempo muy corto que utiliza para obtener los resultados, comparado con las técnicas tradicionales (métodos físicos), Sin embargo, presenta cierta desventaja en la adquisición de las mediciones debido a la influencia de factores externos como sistemas, aparatos electrónicos o lámparas que estén en actividad cerca del sistema de medición, dichas perturbaciones, son muy notorias en los resultados, debido a que la magnitud de los voltajes manejados es muy pequeña. Es importante aclarar que las ventajas que ofrecen estos métodos electroquímicos superan por mucho a los inconvenientes que se presentan durante el desarrollo experimental.

2. GENERALIDADES

2.1 ¿Qué es una aleación?

La aleación es la mezcla metálica resultante de la fusión o aglutinación de dos o más metales, con la finalidad de conseguir propiedades específicas útiles a una aplicación determinada.

Las aleaciones presentan brillo metálico y alta conductividad eléctrica y térmica, aunque usualmente menor que los metales puros. Las propiedades físicas y químicas son, en general, similares a la de los metales, sin embargo las propiedades mecánicas tales como dureza, ductilidad, tenacidad etc. pueden ser muy diferentes, de ahí el interés que despiertan estos materiales.

Las aleaciones no tienen una temperatura de fusión única, varía con la composición de los metales involucrados, cada metal puro funde a una temperatura fija y única, en las aleaciones coexisten simultáneamente las fases líquida y sólida, como se puede apreciar en los diagramas de fase. Hay ciertas concentraciones específicas de cada aleación para las cuales la temperatura de fusión se unifica. Esa concentración y la aleación obtenida reciben el nombre de eutéctica.

2.1.1 Reglas de Hume – Rothery.

Las reglas de Hume – Rothery, nos dan el criterio adecuado para la fabricación de una aleación, con la aplicación de estas, es posible obtener una solubilidad ilimitada en estado sólido; para esto, se deberán de satisfacer las siguientes condiciones:

1. Factor de tamaño: Los átomos debe ser de tamaño similar, con no más del 15% de diferencia en su radio atómico, a fin de minimizar deformaciones en la red.
2. Estructura cristalina: Los metales deberán tener la misma estructura cristalina, de lo contrario, existirá algún punto en el cual ocurrirá la transición de una fase a otra con estructura distinta.
3. Valencia: Los átomos deberán tener la misma valencia, de no suceder así, la diferencia de electrones de valencia provocará la formación de compuestos, en vez de la formación de soluciones.
4. Electronegatividad: Los átomos deben tener aproximadamente la misma electronegatividad. Si esta difiere de manera significativa, también se formaran compuestos.⁽¹⁾

2.2 ¿Qué es la corrosión?

La corrosión metálica es el desgaste ó alteración destructiva que presentan los metales cuando se exponen a ambientes reactivos. La corrosión es todo proceso mediante el cual los elementos pasan del estado metálico a estado iónico, preferentemente en un medio acuoso. ⁽²⁾

Durante el proceso de corrosión el metal se oxida, es decir, pierde uno o más electrones, siendo este fenómeno, una de las formas más comunes de la corrosión. Se Pueden medir diferencias de potencial y flujos de corriente entre áreas de una superficie del mismo metal o entre metales distintos dentro de un medio corrosivo. La energía libre de la mayoría de los metales y la de sus productos de corrosión; son tales que, en la mayoría de los casos, la reacción es espontánea y de cinética rápida.

En el proceso de corrosión se pueden involucrar tanto reacciones químicas como electroquímicas, siendo estas últimas las que proporcionan la información necesaria para determinar bajo que condiciones de diferencia de potencial, se produzca la corrosión del metal. ⁽³⁾

2.2.1 Importancia de la corrosión

Generalmente se cree que el estudio y comprensión de los fenómenos que caracterizan a la corrosión, solo corresponde a aquellos que tienen una orientación científica hacia el área de la

metalurgia o de las ciencias químicas. En particular durante la formación de los ingenieros mecánicos e industriales se hace poco énfasis en este campo; sin embargo, ellos son los responsables del mantenimiento, del diseño de sistemas y equipos sujetos a agentes corrosivos. Es por esta razón, que es necesario conocer las causas y efectos de este tipo de problemas, para así definir las condiciones que permitan eliminar, prevenir o limitar los daños causados por la corrosión.⁽⁴⁾

La importancia de los estudios de corrosión es doble; en primer lugar figura el aspecto económico, que comprende la reducción de las pérdidas de material debidas al desgaste progresivo o rotura de tuberías, recipientes, componentes metálicos de máquinas, estructuras marinas u otros equipos. En segundo término hay que considerar la conservación de los recursos naturales, aplicada en principio a los metales, cuya reserva mundial es limitada, y su consumo incluye las correspondientes pérdidas de consumo de energía y agua, que acompañan a la producción y montaje de las estructuras metálicas. No menos importante, es el consiguiente ahorro de potencial humano, que se emplea en el diseño y construcción de los equipos metálicos.

Las pérdidas económicas se dividen en: 1) Pérdidas directas y 2) Pérdidas indirectas. Entendiéndose como pérdidas directas a los costos para reponer la maquinaria y estructura corroída, o sus componentes; tales como, tubos, condensadores, conductos, tejados metálicos u otros materiales metálicos, en los que se incluye la mano de obra necesaria.

Las pérdidas directas generan un costo extra, debido al empleo de aleaciones y metales susceptibles a la corrosión junto con repintado periódico de estructuras, cuyo motivo principal, es evitar la herrumbre, o el costo de adquisición y mantenimiento de tuberías con protección catódica.

Las pérdidas indirectas son difíciles de estimar ya que dependen de innumerables factores. A continuación se citan algunos de estos a considerar.

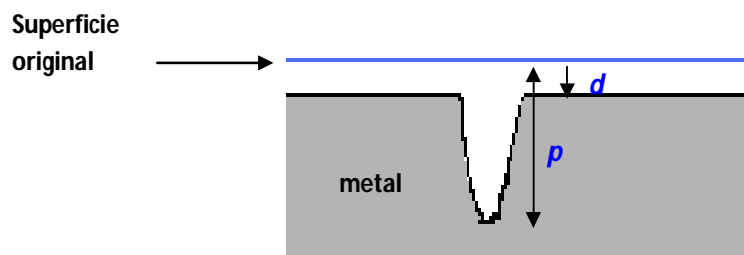
1. Interrupción en la producción
2. Pérdida de producto
3. Pérdidas de rendimiento
4. Contaminación de los productos
5. Pérdidas por sobre diseño

Las pérdidas indirectas son aún más difíciles de establecer en los casos de pérdidas de salud o vida, por explosiones o fallas imprevistas de instalaciones químicas, accidentes de aviación, ferrocarril o automóvil, debido a fallas repentinas por corrosión de piezas importantes, ya que su valor va más allá de toda interpretación posible en términos de dinero.⁽⁵⁾

2.2.2 Formas de corrosión

Los tipos mas importantes de corrosión clasificados por su aspecto externo o por las alteraciones que causan en las propiedades físicas de los metales son:

1. **Ataque uniforme:** Es la forma más común encontrada y se caracteriza por el adelgazamiento progresivo y uniforme del componente metálico. Debido a esta característica, es relativamente fácil para el ingeniero de diseño considerar un margen de corrosión. ⁽⁶⁾
2. **Picaduras:** Es un ataque muy localizado, debido a que la velocidad de corrosión no es igual en toda la superficie del metal. Se produce un ataque apreciable en áreas pequeñas del metal que actúan como ánodos. En ocasiones se expresa la profundidad de la picadura en términos del *factor de picadura*. Este factor es la relación de penetración máxima p producida en el metal respecto a la penetración media d determinada por la pérdida de peso de la muestra. ⁽⁵⁾



$$\text{Factor de picadura} = \frac{p}{d}$$

Figura 2. 2.2.1 Muestra la relación entre una picadura profunda y la penetración medida en el metal y el factor de picadura.

3. **Corrosión por fricción:** Es producido por un movimiento relativamente pequeño, de dos sólidos en contacto, de las que uno o ambos son metales, y conduce por lo general a la formación de picaduras en la cara de contacto del metal.

4. **Corrosión por Cavitación:** Se refiere a la formación de huecos o burbujas vacías sobre una superficie en la que pasa una corriente de líquido se denomina cavitación. A la

corrosión por cavitación se le atribuye con frecuencia los daños debido a la rotura de esas burbujas de vacío. Este tipo de corrosión se encuentra a menudo cerca o en objetos metálicos en movimiento tales como: las hélices, los timones, las bombas, etc.

5. Corrosión por grieta: Ataque acelerado en el punto de unión de un metal que sufrió una separación mecánica estructural expuesto a un ambiente corrosivo. La corrosión ocurre en grietas que retienen soluciones que tardan en secar o que están completamente sumergidas y con ayuda del material de corrosión y la aereación.

6. Corrosión intergranular: Se produce por una diferencia de potencial que se forma entre las fronteras de grano y el material del resto de la aleación. Sucede cuando ocurre la precipitación de una fase desde una solución sólida, como la precipitación ocurre más rápido en las fronteras de grano pierde material que se disuelve formando la diferencia de potencial, disolviéndose de manera preferencial.

7. Corrosión por esfuerzo: Se acelera la corrosión debido a que los metales en un medio corrosivo, están sujetos a esfuerzos externos o contienen esfuerzos tensiles internos, debido al trabajado en frío, como la deformación por laminación, trefilado o esfuerzos de torsión (flechas que giran). Las fisuras pueden ser *intergranulares*, *transgranulares* o una combinación de ambos. La magnitud del esfuerzo necesario para producir la falla depende del medio corrosivo y de la estructura cristalina del metal o aleación. Es muy común este tipo de corrosión. La presencia de nitrógeno en hierro y aceros los hace propensos a las fisuras, que inician la formación de grietas.

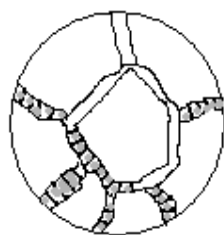
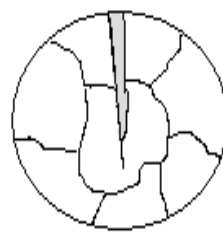


Figura 2.2.2.2: a) Fisura intergranular.



b) Fisura transgranular

8. Corrosión galvánica: Sucede en la interfase de dos metales que están en contacto en un medio corrosivo. Es básicamente del tipo electroquímico, se forman ánodos y cátodos en la superficie metálica en presencia de un electrolito y una diferencia de potencial que se puede generar por la diferencia de las condiciones o características de los metales

involucrados. También se puede producir este fenómeno, cuando existe la presencia de corrientes eléctricas parásitas que se generan en el medio ambiente.

9. Corrosión metal – líquido: La acción de metales líquidos en contenedores de transferencia de calor, en donde está en movimiento el metal líquido. En la zona de temperatura elevada aumenta la solubilidad de sólido que tiende a depositarse en la zona de más baja temperatura, (Sucede en los reactores nucleares) produciéndose transferencia de masa. ⁽⁵⁾

2.2.3 Oxidación – Reducción

Dos términos utilizados con frecuencia en electroquímica son la oxidación y reducción. En el proceso de oxidación una especie definida (generalmente elemento metálico) pierde densidad electrónica para pasar a un estado de oxidación más estable.

Por otra parte en el proceso reducción una especie definida (generalmente elemento no metálico) acepta densidad electrónica para formar compuestos que a su vez puede ser estables o inestables.⁽³⁾

2.2.4 Diferencia entre reacción química y electroquímica

Reacción química: Es aquella en la que se lleva a cabo la transformación de especies químicas para dar origen a otras se expresa como:

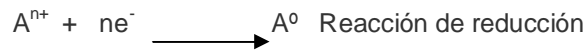


Donde:

A, B, C y D son las especies involucradas en la reacción, mientras que:

a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos respectivos.

Reacción electroquímica: Es aquella donde se presenta un intercambio de electrones entre especies químicas provocado por una diferencia de potencial, el cual puede ser impuesto o generado por la naturaleza misma de las especies involucradas, y consta de dos semireacciones que se llevan a cabo de forma simultánea, las cuales pueden expresarse como:



Donde:

A^{n+} es la especie por reducir, es decir gana electrones

ne^{-} es el número total de electrones

A es la especie reducida



Donde:

A es la especie por oxidar, es decir que pierde electrones

ne^{-} es el número total de electrones de intercambio

A^{n+} es la especie oxidada.⁽³⁾

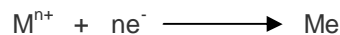
2.2.5 Proceso de corrosión de carácter electroquímico

Los procesos de corrosión son casi siempre de carácter electroquímico. Como se describe a continuación:

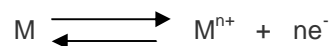
Cuando un metal M , de valencia n se introduce en una solución (electrolito); por un lado, tiende a disolverse en iones, con lo que queda cargado negativamente, como se indica en la siguiente reacción:



Y por otro, los iones que se encuentran en el electrolito, se depositan en el metal, de la siguiente manera:



Alcanzándose el equilibrio en un determinado momento:



La interfase metal-solución esta en equilibrio eléctrico, porque está constituida por una doble capa de iones metálicos equilibrados eléctricamente por los electrones.

Al ser evacuados los electrones que se encuentran sobre el metal M, se produce un desequilibrio eléctrico, los iones M^{n+} son liberados y como consecuencia el metal M se corroe (Figura 2.2.5.1).

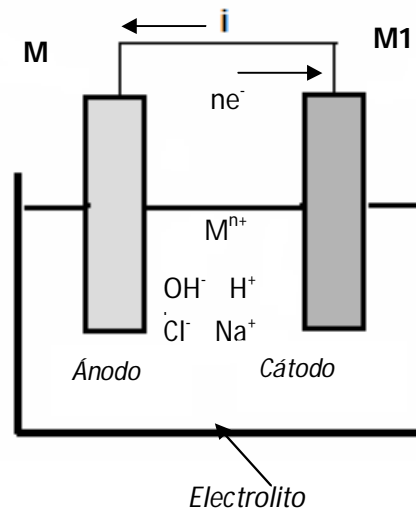
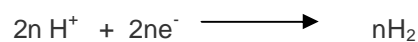


Figura 2.2.5.1 Esquema del proceso de corrosión electroquímica, considerando una solución de NaCl. El metal M actúa como ánodo (se produce una reacción de oxidación) y el metal M1 se comporta como cátodo (se lleva a cabo una reducción). Al producirse el desequilibrio eléctrico como consecuencia de la diferencia de potencial de disolución existente entre los dos metales, el metal M se corroe.

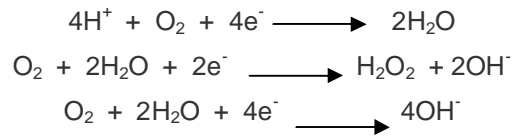
Podemos observar en la figura 1, que el ánodo está unido eléctricamente al cátodo, a través de un conductor y los dos electrodos están sumergidos en una solución de cloruro de sodio que actúa como electrolito, donde se mueven libremente los iones, dirigiéndose al electrodo correspondiente según su carga. El metal M se corroe emitiendo iones M^{n+} y los n electrones liberados llegan a M_1 . Y ahora pueden producirse dos casos:

Primer caso: Los electrones son evacuados a medida que llegan a M_1 .

Los iones H^+ que emigran hacia el cátodo son descargados por los electrones que llegan a M_1 según la reacción, produciéndose hidrógeno molecular:

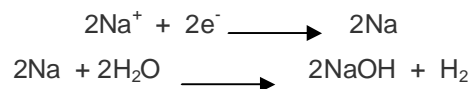


Si la disolución salina contiene suficiente oxígeno disuelto, el hidrógeno molecular se destruye, al reaccionar con el oxígeno dando lugar a la formación de agua, peróxido de hidrógeno y a su vez el hidróxido metálico según las siguientes reacciones posibles:

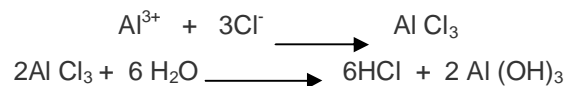


Hay una despolarización catódica por medio del oxígeno o incluso una activación del proceso de corrosión.

En la proximidad del cátodo, la solución tiende a ser alcalina, en parte por la desaparición de iones H^+ y también, por efecto de la reacción del sodio en el agua.



En el ánodo hay formación de una sal o de un hidrato del metal que forman parte del mismo; esto es, un ánodo de aluminio con solución de cloruro de sodio se tendrá:



Segundo caso: Los electrones que llegan a M_1 no son evacuados.

En ausencia de oxígeno, el hidrógeno molecular que se forma al principio sobre el metal M_1 no se destruye y no puede desprenderse, formando una barrera entre M_1 y la solución; no hay paso posible de corriente suspendiendo la continuidad eléctrica y el metal M no se corroe más.

Los productos de corrosión que se forman sobre el ánodo y cátodo, y los que resultan de ellos según las reacciones químicas, actúan como barrera a la circulación de electrones. Provocando pasivación o incluso polarización catódica. ^(8, 10)

2.3 Serie electromotriz de potenciales estándar de electrodo

La Serie de Fuerza Electromotriz, es una escala de potenciales medidos cuando cada uno de los metales es expuesto como electrodo en una solución de sus propios iones (electrolito) a una concentración de un gramo ión por litro de solución, temperatura estándar de 25°C y a presión atmosférica estándar de 1atm; tomando como referencia el electrodo estándar de hidrógeno, al cual se le asigna un valor de 0.000 volts. Dichos potenciales se indican como E_H^o . A continuación se muestra una versión muy reducida de esta escala: ⁽²⁾

Tabla 2.3.1 Serie de la Fuerza Electromotriz de algunos materiales

La Serie de la Fuerza Electromotriz				
Reacción en equilibrio				E_H° (volt)
Au ⁺	+	2e ⁻	= Au	+ 1.7
½ O ₂	+	2H ⁺ + 2e ⁻	= H ₂ O	+ 1.23
Pt ⁺²	+	2e ⁻	= Pt	+ 1.20
Ag ⁺¹	+	1e ⁻	= Ag	+ 0.80
Cu ⁺²	+	2e ⁻	= Cu	+ 0.34
2H ⁺	+	2e ⁻	= H ₂	0.00 (por definición)
Ni ⁺²	+	2e ⁻	= Ni	- 0.13
Fe ⁺²	+	2e ⁻	= Fe	- 0.44
Cr ⁺³	+	3e ⁻	= Cr	- 0.70
Zn ⁺²	+	2e ⁻	= Zn	- 0.76
Al ⁺³	+	3e ⁻	= Al	- 1.66

La información contenida en esta serie electromotriz, representa simplemente la tendencia termodinámica (el potencial) de cada uno de los sistemas respecto al electrodo estándar del hidrógeno de acuerdo a la posición que guardan con este en la serie. Esto significa que, todos los sistemas de los metales que presenten el potencial más negativo que el potencial correspondiente al del electrodo estándar del hidrógeno, serán desplazados por el hidrógeno pasando al estado iónico comportándose como aniones, a su vez todos los que se presenten un potencial más positivo, desplazarán al hidrógeno y por lo tanto, su carácter frente a este será de carácter catiónico. De acuerdo con lo anterior, el metal aniónico se corroe y el catiónico se protege. Este fenómeno que sucede con el hidrógeno respecto a los metales clasificados de esta manera

también se cumple con la posición de los sistemas en la Serie Electromotriz; todos los que se encuentren en la parte superior de potencial positivo, desplazarán a los de potencial más negativo.

Existe una escala de potenciales denominada serie galvánica, la cual por cuestiones prácticas es muy utilizada, debida a que contiene materiales comerciales y nos da un criterio para su selección en función de su resistencia a la corrosión. Ver Tabla 2.3.2

Tabla No. 2.3.2 Serie Galvánica para agua de mar

Extremo noble	oro
	Acero inoxidable (pasivo)
	Níquel (pasivo)
	Cobre
	Bronce al aluminio
	Níquel (activo)
	Latón navla
	Estaño
	Acero inoxidable (activo)
	Hierro forjado
	Aluminio
Extremo base	Zinc
	magnesio

2.4 Polarización

La polarización es el desplazamiento del potencial de equilibrio o de reposo en una reacción reducción-oxidación (redox). Al sumergir los metales en una solución acuosa éstos adquieren una

diferencia de potencial respecto al de equilibrio (ΔE_{eq}). Debido a que se genera una interfase entre el metal y la solución, conocida como una capa electroquímica, de unas cuantas micras formada por cargas positivas y negativas que crean un campo eléctrico. La reacción electroquímica de oxidación que da lugar a la disolución del metal modifica el potencial de equilibrio del sistema. Con la ayuda de un voltímetro es posible registrar la evolución del potencial del sistema metal-solución.

$$\Delta E_{eq} = E_{metal} - E_{solución} \dots\dots\dots (2.4.1)$$

La disolución en el metal da lugar al desarrollo de un proceso de corrosión, alejando el potencial del equilibrio.

$$\Delta E_{eq} \neq [E_{metal} + n] - E_{solución} \dots\dots\dots (2.4.2)$$

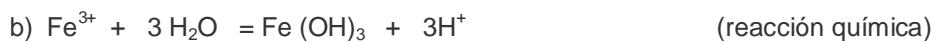
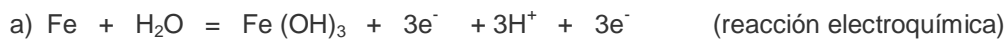
Este desplazamiento de potencial se conoce como potencial (n). Al potencial fuera del equilibrio se le llama potencial de corrosión (E_{corr}) o potencial mixto, donde está involucrado el potencial del metal que se oxida o disuelve.⁽¹⁾

$$\Delta E_{eq} \neq [E_{metal} + n] - E_{solución} = E_{corr} \dots\dots\dots (2.4.3)$$

2.5 Películas superficiales de pasivación (Diagramas de Pourbaix)

La serie electromotriz considera que metal es más activo uno de otro de acuerdo al potencial. Como por ejemplo, tanto el aluminio como el cromo son sumamente reactivos (-1.66 y 0.70 volts respectivamente, sin embargo esta serie no considera la condición oxidada, tanto del aluminio (Al_2O_3) como la del cromo (Cr_2O_3), los cuales son así excepcionalmente resistentes a la corrosión, la serie sólo considera sus estados activos, no pasivos.

Entre las reacciones más comunes de un metal y un medio acuoso, tenemos como ejemplo las que se citan a continuación:



a) El hierro reacciona en contacto con el agua para formar el hidróxido férrico.

El equilibrio de esta reacción ya no depende solamente de un potencial eléctrico que haga mover esos tres electrones por mol de $Fe(OH)_3$ formado, sino también de la acidez del medio determinada por el pH, que representa la concentración de H^+ .

b) La reacción sólo depende del pH del medio y no del potencial.

Estas dos reacciones y muchas otras son importantes para saber el estado en que se encuentra una estructura de acero, dependiendo del potencial y de la acidez que se registren en el medio, esto nos dará el criterio de su tendencia a corroerse o no. ⁽²⁾

Para el análisis y predicción de los fenómenos de la corrosión metálica en un medio acuoso se pueden aplicar los diagramas Potencial vs. pH, también llamados de Pourbaix que hacen aproximaciones termodinámicas para establecer las condiciones que prevalecerán de entre varias competitivas.

En la figura No. 4 se muestra el diagrama E vs pH para el caso del hierro en presencia de soluciones diluidas. La parte izquierda del diagrama representa condiciones ácidas; la derecha, soluciones alcalinas, la superior, condiciones oxidantes y la inferior reductoras.

Dependiendo de las condiciones específicas del pH y el potencial de electrodo, se puede ver que, al oxidarse, el hierro puede dar origen a productos solubles (Fe^{+2} , Fe^{+3} , etc.) o insolubles ($\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$). Estos últimos son suficientemente adherentes e impermeables como para proteger al metal y mantenerlo pasivo. ⁽⁵⁾

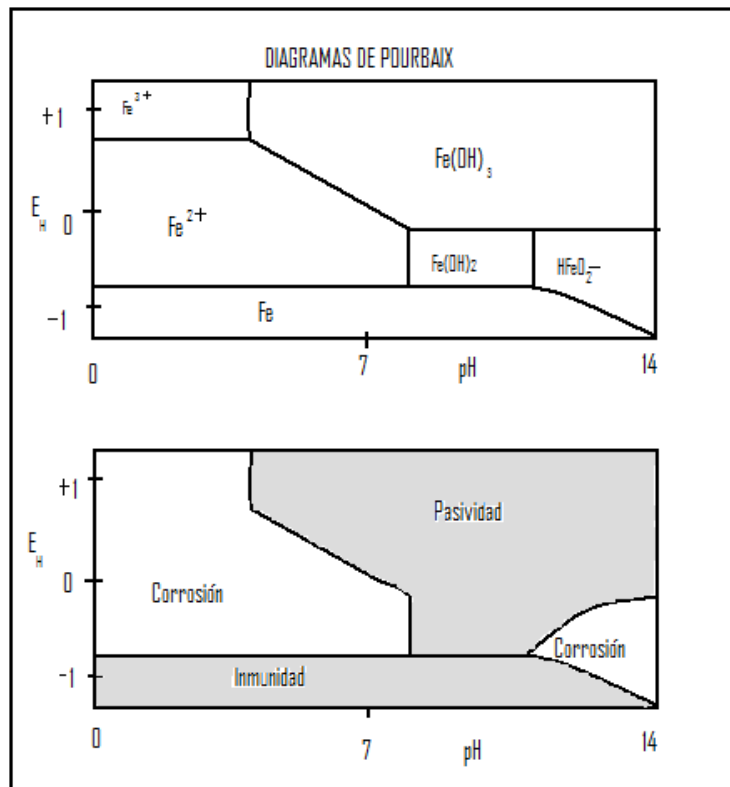


Figura 2.5.1 El diagrama de Pourbaix contiene una división de tres zonas, las cuales son clasificadas de acuerdo a su conducta de corrosión: pasividad, inmunidad, corrosión.

La zona de *pasividad* se aplica para cuando el metal posee películas oxidadas o de hidróxido sobre su superficie que inhibe la corrosión. En la zona de corrosión el metal se disuelve activamente, siendo solubles los productos de corrosión. En cambio en zona de inmunidad, el metal se encuentra perfectamente preservado y estable.

2.6 Métodos para determinar la rapidez de corrosión

Es necesario medir la corrosión por diversas razones, de las cuales las dos más importantes son:

- a) Auxiliarse en la selección del material de construcción más apropiado en la etapa de diseño.
- b) Permitir el monitoreo del desgaste metálico durante el servicio. ⁽²⁾

2.6.1 Métodos físicos

2.6.1.1 Pérdida de peso

La inspección visual es un método común para la corrosión por hendidura y picadura. En el caso de este trabajo, se mide la incidencia (*frecuencia*) de picaduras, o bien el deterioro localizado de cualquier recubrimiento superficial. La incidencia de picaduras puede evaluarse fácilmente contando el número de picaduras en áreas representativas de la superficie, para posteriormente trazar un perfil de distribución y evaluar el progreso de la corrosión mediante los cambios en:

- a) El diámetro de la picadura más grande.
- b) El diámetro de la picadura mas frecuente o
- c) El número total de picaduras por unidad de área.

Cuando en el material sujeto a estudio, se tiene como interés, la resistencia mecánica o carencia de fugas, lo más importante es la profundidad de las picaduras.

Cuando las picaduras son pequeñas y están aisladas, es posible medir la profundidad con un microscopio óptico, este posee una profundidad de foco muy limitada; de manera que el movimiento de la platina que se requiere para enfocar sucesivamente el fondo de la picadura y la superficie exterior, corresponde a la profundidad de la picadura. Las picaduras mas largas, especialmente las que se extienden hacia los lados o que son muy estrechas, solo pueden medirse por sección metalográfica. ⁽⁵⁾

El método más utilizado, es la medida de la pérdida de peso. Como su nombre lo indica este método, consiste en determinar la pérdida de peso que ha experimentado un determinado metal o aleación en contacto con un medio corrosivo.

Las unidades más frecuentes utilizadas para expresar esta pérdida de peso son: **miligramo decímetro cuadrado día** (mdd), **milímetro por año** (mm/año), **pulgada por año o milipulgada por año** (mpy).⁽²⁾

El índice de corrosión o penetración puede calcularse alternativamente como sigue, según Perry:

$$\frac{\text{Pérdida de peso } \times 534}{(\text{área})(\text{tiempo})(\text{densidad del metal})} = \text{mils} / \text{año} \dots\dots\dots (2.6.1)$$

$$\frac{\text{Pérdida de peso } \times 13.56}{(\text{área})(\text{tiempo})(\text{densidad del metal})} = \text{mm} / \text{año} \dots\dots\dots (2.6.2)$$

$$\frac{\text{Pérdida de peso } \times 372}{(\text{área})(\text{tiempo})} = \text{mg} / (\text{dm}^2)(\text{día}) \dots\dots\dots (2.6.3)$$

En donde:

Las pérdidas de peso se dan en miligramos, el área está en pulgada cuadrada de superficie metálica expuesta, el tiempo es en horas de exposición y la densidad esta en g/cm³.⁽¹¹⁾

2.6.1.2 Método de resistencia eléctrica

Si una muestra de corrosión está en la forma de alambre delgado su resistencia eléctrica aumenta, a medida que la corrosión disminuye su sección transversal. Por consiguiente, se puede utilizar, para cuidar la corrosión, una medición periódica o continua de la resistencia. La medición de la resistencia eléctrica no tiene ninguna relación con la electroquímica de la reacción de corrosión. Se limita a medir una propiedad volumétrica, que depende del área de la sección transversal del espécimen.⁽¹¹⁾

2.6.2 Métodos electroquímicos

2.6.2.1 Potencial de corrosión

La medición de potencial de corrosión se realiza mediante un voltímetro de alta impedancia conectado al metal y con un electrodo de referencia adecuado sumergido al electrolito. Puede realizarse la medición utilizando electrodos estándares como el electrodo de calomel saturado o el electrodo de sulfato de cobre saturado, el potencial de corrosión llamado así porque implica el desgaste superficial, es el potencial adoptado mutuamente por los electrodos oxidantes/reductores.⁽¹¹⁾

2.6.2.2 Resistencia a la polarización

La resistencia de polarización (R_p) de un metal que se corroe, se define usando la ley de Ohm, como la pendiente de un potencial (E vs. densidad de corriente $\log i$) al graficar el potencial de corrosión (E_{corr}) y está dada por:

$$R_p = \left(\frac{\partial \Delta E}{\partial i} \right)_{\Delta E = 0} \dots\dots\dots(2.6.4)$$

Midiendo esta pendiente se puede medir la rapidez de corrosión. En donde:

$$\Delta E = E - E_{corr} \dots\dots\dots(2.6.5)$$

La densidad de corrosión es relativa a la resistencia de polarización, por el coeficiente de Stern-Geary, B

$$i_{corr} = 10^6 \frac{B}{R_p} \dots\dots\dots(2.6.6)$$

Las unidades de R_p son ohm-cm^2 , i_{corr} son mA/cm^2 , y B es en V . El coeficiente de Stern-Geary, está relacionado con las pendientes de Tafel:⁽¹²⁾

$$B = \frac{b_a b_c}{2.303(b_a b_c)} \dots\dots\dots(2.6.7)$$

2.6.2.3 Método de extrapolación de Tafel

Tafel encontró que, a menudo el flujo neto de corriente, varía linealmente con la magnitud de la desviación que tiene el potencial de equilibrio η , a través de la siguiente relación:

$$\eta = a + b \log i(\text{neta}) \dots\dots\dots \text{Ecuación de Tafel} \dots\dots\dots (2.6.8)$$

En donde η se le conoce como *sobre potencial* y se le define como:

$$\eta = E(\text{aplicado}) - E(\text{equilibrio}) \dots\dots\dots(2.6.9)$$

Es decir, η es la magnitud de la desviación del potencial electroquímico del sistema en observación a partir de su valor de equilibrio original, i_{neta} es la densidad de corriente neta anódica y catódica donde a y b son constantes.

Como se observa la ecuación de Tafel es la ecuación de una línea recta. El valor de la constante "a" está relacionada con la velocidad de las reacciones anódicas y catódicas (i_0) bajo condiciones de equilibrio; cuando $\eta=0$. Si la desviación del potencial de equilibrio es positiva ($+\eta$) se dice que el proceso es anódico, o sea, el metal se oxida o se disuelve. Cuando la desviación es negativa ($-\eta$), el potencial aplicado toma valores más negativos que el de equilibrio y el proceso es catódico, habiendo reacciones de reducción en la interfase metal/medio electrolítico y el metal se protege (1), por lo tanto:

Para una reacción anódica ($i>0$):

$$\eta_a = a + b \log i \quad (b>0) \dots\dots\dots (2.6.10)$$

Para una reducción catódica ($i<0$):

$$\eta_c = a' - b' \log |i| \quad (b>0) \dots\dots\dots (2.6.11)$$

En coordenadas semilogarítmicas, estas coordenadas se representan por las rectas de la figura, sin embargo las curvas reales de polarización tanto anódica como catódica son asintóticas a las rectas de Tafel.

Estas fórmulas son válidas solamente para una corriente i suficientemente grande, es decir, para un sistema bastante alejado del equilibrio. Lo que es evidente, puesto que se debe obtener a $i=0$ un sobrepotencial de $\eta=0$.

Si las reacciones anódicas y catódicas consideradas son las dos reacciones inversas de un mismo sistema irreversible, las dos rectas de Tafel se cruzan en el eje de abscisas para una corriente i_0 ⁽¹⁵⁾, se tiene entonces: ^(2,13,14)

$$-a/b = \log i_0 \quad \dots\dots\dots (2.6.12)$$

El punto de intersección de las dos rectas corresponde a la intensidad de corrosión i_{corr} y en este punto se determina el potencial de corrosión E_{corr} . En la línea paralela al eje de la i , que pasa por el punto de intersección mencionado anteriormente.

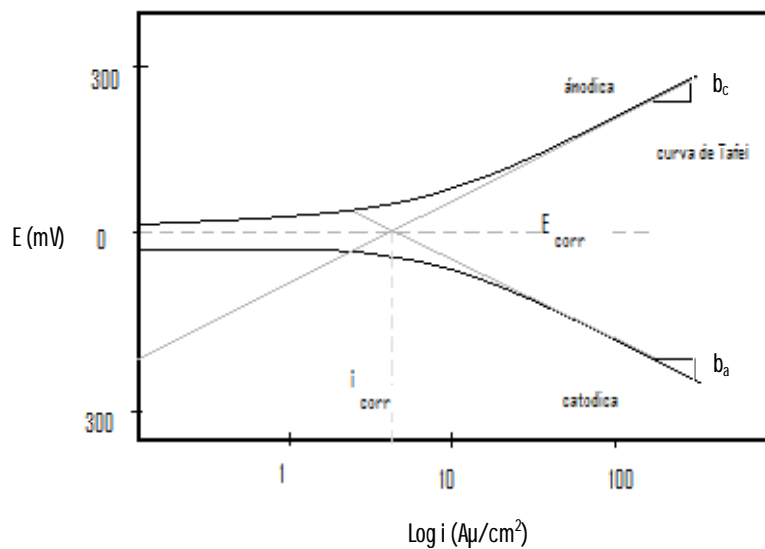


Figura 2.6.2.3.1 Curvas de Tafel

2.7 Cálculo de la rapidez de corrosión

El cálculo de la rapidez de corrosión se fundamenta en la ley de Faraday, la cual sufre un arreglo para llevar el cálculo correspondiente, obteniéndose así, la siguiente ecuación:

$$C_R = K \frac{i_{corr}}{\rho} EW \quad \dots\dots\dots (2.7.1)$$

C_R = Rapidez de corrosión en mm/año

$i_{cor} = \frac{i_{corr}}{A}$, $\mu A/cm^2$, aquí; **A** es el área expuesta al ataque en cm^2 e i_{cor} es la densidad de corriente de corrosión obtenida.

$K = 3.27 \times 10^{-3}$, mm g/ μA cm yr

ρ = densidad de la muestra en g/cm^3

EW = Peso equivalente en g/equivalentes

Tabla 2.7.1 Valores de Constantes para el uso de la ecuación de rapidez de corrosión de Faraday.⁽¹⁵⁾

C_R	i_{cor}	ρ	K	Unidades de K
Mpy	$\mu A/cm^2$	g/cm^3	0.1288	mpy g/ μA cm
mm/año	A/m^2	Kg/m^3	327.2	mm kg/A m año
mm/año	$\mu A/cm^2$	g/cm^3	3.27×10^{-3}	mm g/ μA cm año

2.7.1 Cálculo del peso equivalente para un elemento

Para un elemento puro, el peso equivalente esta dado por:

$$EW = \frac{W}{n} \dots\dots\dots (2.7.2)$$

Donde:

W = Es el peso atómico del elemento, y

n = El número de electrones que se requieren para oxidarse un átomo del elemento en el proceso de corrosión.

2.7.2 Cálculo del peso equivalente para una aleación.

En el caso de una aleación el peso equivalente se calcula de la siguiente manera.

$$EW = \frac{1}{\sum \frac{n_i f_i}{W_i}} \dots\dots\dots (2.7.3)$$

En donde:

EW = es el peso equivalente de la aleación

n_i = El número de electrones necesarios para oxidar el elemento

f_i = La fracción masa del elemento en la aleación

W_i = El peso atómico del elemento en la aleación. ⁽¹⁵⁾

2.8 Breve descripción de equipo Potenciostat / Galvanostat PCI 3/400

2.8.1 Potenciostat / Galvanostat PCI 3/400

Este instrumento sirve para realizar una gran cantidad de experimentos, consta de 2 tarjetas y dos programas de software los cuales se denominan Framework y Echem Analyst y son la plataforma para llevar a cabo los experimentos. Sin embargo, estos a su vez necesitan de distintos programas de software, los cuales contienen un número determinado de técnicas. Para el caso en el que se desea determinar la rapidez de corrosión, el software apropiado es el DC105. ⁽⁷⁾

DC105 Corrosion Techniques Software

EL Software DC105, proporciona un amplio conjunto de experimentos electroquímicos dentro de los que destacan:

- Potencial de Corrosión
- Resistencia de Polarización
- Las curvas de Tafel
- Curvas Potenciodinámicas
- Corrosión Galvánica
- La tendencia de R_p/E_c

Entre muchos otros, el uso de este software es sencillo y la velocidad de respuesta es mucho más rápida que la de los métodos tradicionales, como lo es de la pérdida de peso. La mayoría de las

técnicas de corrosión se estandarizan por la ASTM y la ISO, los resultados que arroja este software se presentan en un arreglo de fácil uso y son totalmente confiables.

El DC105 usa el Software Gamry Framework para la adquisición de los datos y el Echem Analyst para el análisis de dichos datos.⁽⁷⁾

2.9 Características de los elementos en estudio.

2.9.1 Aluminio (Al)

Elemento metálico de número atómico 13; Grupo IIIA de la Tabla Periódica. Peso atómico, 26,9815. Valencia, +3; Estructura cristalina cúbica con centro en una cara, un isótopo estable, 8 radioactivos; electronegatividad 1.5 Pauling; tamaño de átomo 1.43 Å. Es el metal más abundante en la corteza terrestre; de todos los elementos es el tercero en abundancia.

Sólido cristalino, de color blanco argénteo. Punto de ebullición., 2450°C; punto de fusión 660°C. Densidad 2,699.

Forma una capa protectora de Al_2O_3 de unos 50 Å de espesor, lo que le da una gran resistencia a la corrosión ordinaria. Es atacado por soluciones diluidas y concentradas de HCl, H_2SO_4 concentrado y caliente y ácido perclórico. Se oxida rápidamente con agua a 180°C. No es atacado por H_2SO_4 frío o diluido, ni por ácido nítrico concentrado. No es tóxico ni inflamable, excepto en forma de polvo. Su conductividad eléctrica es 2/3 de la del cobre.

Formas disponibles: Presenta estructuras de todas formas, placas, varillas, alambre, papel, escamas, polvo; puede convertirse en espuma añadiendo hidruro de zirconio al aluminio fundido; y a menudo se alea con otros metales o se combina mecánicamente (fundido o enlazado) con boro y fibras o triquitas de zafiro. En estos compuestos se han obtenido resistencias de hasta 3850 Kg por cm^2 a 500°C.

Obtención: No se halla libre en la naturaleza. Se obtiene a partir de la bauxita por el método de Bayer y una reducción electrolítica subsiguiente por el método de Hall. Otros métodos son: a) Electrolítico (tres capas); b) Refinación de zonas; c) Refinación química.

Peligros: El polvo fino forma mezclas explosivas e inflamables con el aire. Tolerancia, 1750 millones de partículas por metro cúbico de aire.

Usos: Construcción, equipos de transporte, piezas embutidas para automóviles, industria eléctrica, planchas para fotograbado, tecnología criogénica, equipos de maquinaria y accesorios, envases para combustibles hendibles para reactores, tubos. En forma de polvo, para pinturas y

revestimientos protectores, como catalizador. En forma de láminas de papel, para empaquetar, en la cocina, estampado decorativo. En forma de escamas, como aislante de combustibles líquidos, etc.^(16,17)

2.9.2 Litio (Li)

Elemento metálico de número atómico 3. Grupo IA de la Tabla Periódica. Peso atómico, 6,94; valencia +1; Estructura cristalina cúbica centrada en el cuerpo; tiene dos isótopos Li-6 y Li-7; electronegatividad 1.0 Pauling; tamaño de átomo 1.55 Å; Es el más ligero y menos reactivo de los metales alcalinos y el elemento sólido más ligero.

Metal blanco brillante muy blando, Punto de ebullición 1317°C; punto de fusión 179°C. La viscosidad del litio líquido es menor que la del agua; su capacidad de calor es aproximadamente como el agua. Reacciona isotérmicamente sin nitrógeno en el aire húmedo a temperatura ambiente. Alta conductividad eléctrica. Soluble en amoníaco líquido. Generalmente poco tóxico. Combustible.

Obtención: Por electrólisis de una mezcla fundida de cloruro de litio y de potasio; extracción a alta temperatura del espodumeno por carbonato de sodio; evaporación solar de las salinas de lagos.

Peligro: Arde en el aire cerca del punto de fusión. Peligroso riesgo de explosión o incendio cuando se expone al agua, nitrógeno, agentes oxidantes o ácidos. Los fuegos se extinguen únicamente con productos secos.

Usos: Agentes reductores e hidrogenantes; endurecedores de aleaciones; productos farmacéuticos, reactivos de Grignard; depurador y desgasificador para aceros inoxidable; jabones de litio; desoxidante en cobre y aleaciones de cobre; catalizador; líquido transmisor de calor; baterías de acumulación (con azufre, selenio y telurio); soldadura de plata, etc.⁽¹⁷⁾

2.9.3 Hafnio (Hf)

Elemento metálico de número atómico 72, ubicado en el grupo IV de la Tabla Periódica. ; Estructura cristalina hexagonal; electronegatividad 1.3 Pauling; tamaño de átomo 1.67 Å; Esta asociado estrechamente con el circonio en la naturaleza y cuyas propiedades difieren muy poco entre ambos. El estado de valencia principal del Hafnio es +4. Punto de fusión 2150 °C; densidad 13.31 g/ml

Cuando se produce por el método del yoduro, el metal es blando y muy dúctil, puede laminarse en frío hasta hacer láminas delgadas y estirarse en alambre fino. El hafnio macizo es relativamente resistente al ataque químico por el HCl o H₂SO₄ pero es muy soluble en el HF, Reacciona con el cloruro para formar tetracloruro de hafnio, que es volátil a temperaturas relativamente bajas.

Extracción: Como el hafnio se presenta en minerales de circonio, y las propiedades químicas de ambos son muy semejantes, la separación solo se puede realizar por fraccionamiento. Los métodos usados son: a) Descomposición fraccionada de iones complejos de circonio y hafnio formados con ácido sulfúrico, ácidos fosfórico, ácido fluorhídrico, ácidos dicarboxílicos y alcoholes polivalentes para dar óxidos, fosfatos. b) Destilación fraccionada de los compuestos de adición de MCl₄ con oxiclорuro de fósforo.

Usos: Debido a su elevado punto de fusión y a la facilidad con que emite electrones, se han hecho con hafnio filamentos de lámparas incandescentes, tubos de radio, rectificadores y cátodos de rayos X. El nitrato de hafnio puede añadirse al óxido de wolframio en proporciones 0.1-3% antes de la reducción de este para regular el crecimiento de grano y disminuir la tendencia a la deformación. Se usa como **aleante** con manganeso, cromo, hierro, cobalto, níquel y cobre.⁽¹⁶⁾

2.9.4 Al- 2%Li-1%Hf

La fusión de la aleación se realizó en un horno de resistencia eléctrica a 850°C, con un sobrecalentamiento de 50 °C en una atmósfera inerte de Ar para evitar la oxidación, obteniéndose una barra pequeña (30 cm de longitud) con buenas características superficiales; pocos defectos visibles, una superficie lisa, con una microestructura dendrítica representativa de los lingotes fabricados por colada continua es decir, una estructura muy fina sin defectos de fundición, color gris brillante, con presencia de ligeras ondulaciones.

La densidad obtenida el método del picnómetro es de 2.633, su dureza obtenida por la máquina Future Tech, serie FM7249 (carga a 200 g) es de 46.6904 Kg/mm² modulo de elasticidad 446.65, % de elongación 30.66.⁽¹⁸⁾

3 EXPERIMENTACIÓN PARTE 1

Aplicación de un método físico. Obtención de C_R a través de la pérdida de peso

3.1 Material y equipo

A continuación se en listan las sustancias, el materia y equipo necesario para llevar a cabo la obtención de la rapidez de corrosión para probetas de aluminio y Al-Li-Hf, a través de la pérdida de peso.

Tabla 3.1.1 Material y equipo

Nombre	Capacidad	Cantidad
Matraz de bola con tres boquillas	250 ml	1
Refrigerante		1
Tapón de vidrio		1
Adaptador para termómetro		1
Termómetro de bulbo	100 °C	1
Matraz aforado	250 ml	1
Vaso de precipitado	100 ml	
Embudo de vidrio	-----	1
Vidrio de reloj	-----	1
Barra magnética	1 cm	1
Espátula	-----	1
Mangueras de hule	1 m	2
Baño maría (metálica)	2000ml	1
Soporte universal completo	-----	1
Parrilla con agitación magnética		1
Balanza analítica		1

Tabla 3.1.2 Sustancias

sustancia	cantidad
Cloruro de sodio (comercial)	20 g
Agua (potable)	500 ml

Dimensiones de las Probetas.

Las probetas fueron maquinadas a partir de una barra de Al-2%Li-1%Hf adquirida por colada continua, dicha probeta tenía como dimensiones: 18.5 cm largo y 3.7 cm ancho con un espesor de 1.64 cm

La barra se seccionó como se muestra en la figura 3.1.1, a partir de estas secciones se adquirieron las probetas.

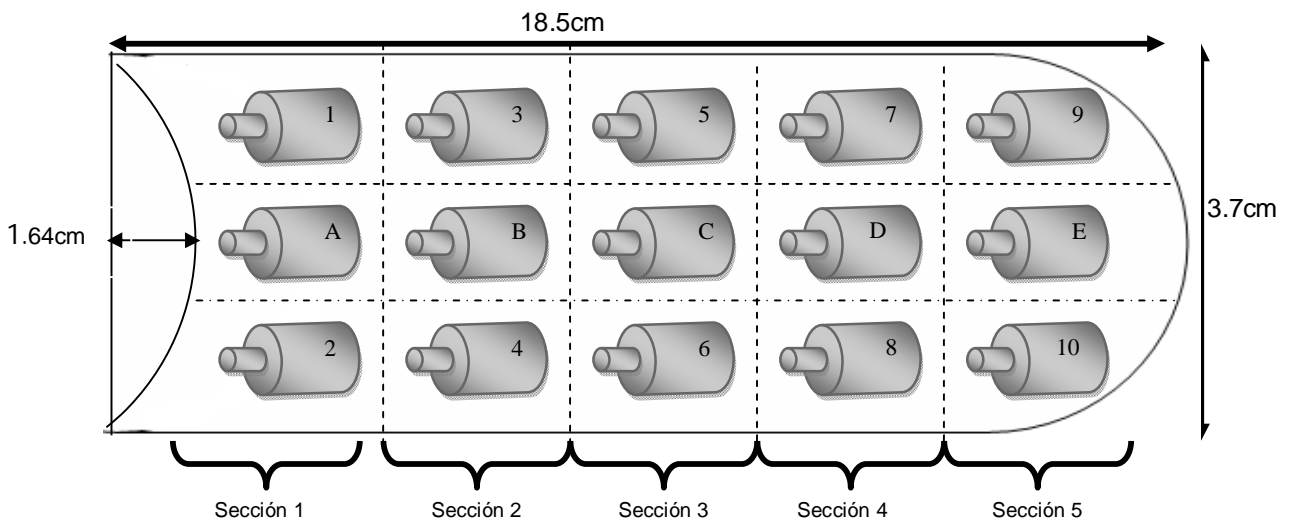


Figura 3.1.1 Colocación de probetas en la barra de Al-Li-Hf

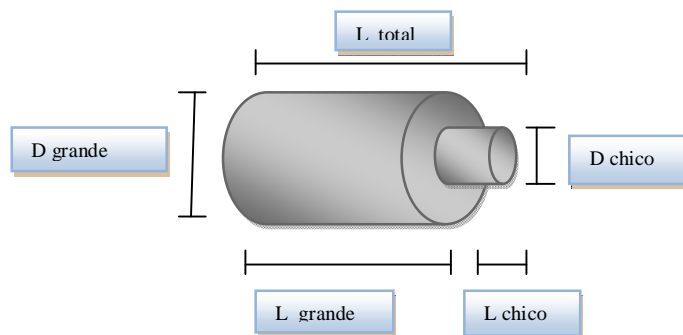


Figura 3.1.2 Dimensiones de la probeta a estudio

Tabla 3.1.3 Dimensiones de las Probetas de Aluminio

PROBETA	Tiempo de ataque (s)	L _{total} (cm)	D _{grande} (cm)	L _{grande} (cm)	D _{chico} (cm)	L _{chico} (cm)	Peso inicial (g)
1	10	2.9	0.9	2	0.55	0.9	4.3869
2	10	2.9	0.9	2	0.6	0.9	4.4031
3	100	2.9	0.9	2	0.55	0.9	4.3505
4	100	2.9	0.9	2	0.6	0.9	4.4452
5	1000	2.9	0.9	2	0.55	0.9	4.3581
6	1000	2.9	0.9	2	0.6	0.9	4.425
7	10000	2.9	0.9	2	0.6	0.9	4.4253
8	10000	2.9	0.9	2	0.55	0.9	4.3467
9	100000	2.9	0.9	2	0.55	0.9	4.3729
10	100000	2.9	0.9	2	0.6	0.9	4.3675

Tabla 3.1.4 Dimensiones de las Probetas de Al-Li-Hf

SECCIÓN	PROBETA	Tiempo de ataque (s)	L _{total} (cm)	D _{grande} (cm)	L _{grande} (cm)	D _{chico} (cm)	L _{chico} (cm)	Peso inicial (g)
1	1	10	2.9	0.89	2	0.56	0.9	3.6848
	2	10	2.9	0.95	2	0.54	0.9	4.2765
2	3	100	2.9	0.89	2	0.54	0.9	3.6547
	4	100	2.9	0.89	2	0.54	0.9	3.9539
3	5	1000	2.9	0.89	2	0.51	0.9	3.6817
	6	1000	3.0	0.92	2	0.49	1.0	4.0343
4	7	10000	2.9	0.84	2	0.54	0.9	3.4444
	8	10000	3.0	0.89	2	0.49	1.0	3.9541
5	9	100000	3.0	0.82	2	0.54	1.0	3.443
	10	100000	3.0	0.92	2	0.51	1.0	4.0121

3.2 Procedimiento

Preparación de probetas

1. Se enumeraron y rotularon del 1 al 10 las probetas de la aleación ternaria (Al-Li-Hf) para un mejor control como se mostró en la figura de la barra. Posteriormente se registraron las dimensiones (diámetros alturas y pesos) y aspectos físicos que presentaban dichas probetas.
2. Se lavaron con agua y alcohol para eliminar cuerpos extraños (polvos, basuras) y grasas (transferidas por el tacto).

3. Por último se realizó una sesión fotográfica, con el propósito de comparar la apariencia inicial y final.

Preparación de la solución salina

1. Se pesaron 8.75 g. de cloruro de sodio y se aforaron a 250 ml con agua, para obtener una solución del 3.5% de cloruro de sodio.

Ataque de corrosión a probetas.

1. Se vertió la solución en el matraz de bola, y se montó el equipo como se muestra en el FIGURA. 3.2.1

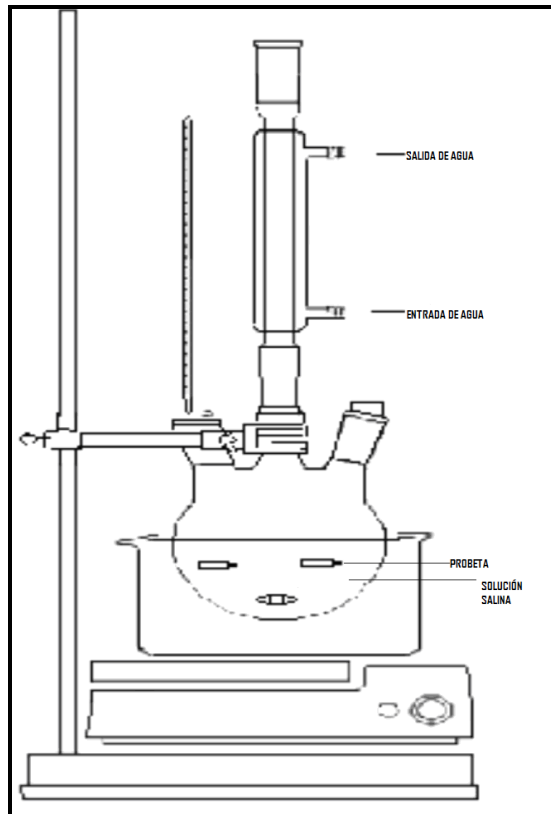


Figura 3.2.1 Montaje del equipo para ataque de probetas de Aluminio y Al-Li-Hf en un medio salino del 3.5% NaCl

3. La solución se calentó hasta que alcanzó una temperatura máxima de 90°C. Al obtener dicha, se introdujeron 2 probetas teniendo una permanencia de 10 segundos; para posteriormente introducir otras dos y sacarlas en un tiempo de 100 segundos y así sucesivamente con las 6 probetas restantes teniendo un tiempo de permanencia de 1000, 10000, 100000 segundos respectivamente.

4. Las probetas fueron lavadas con agua y alcohol sin tallarlas, para medir nuevamente su peso y aspecto físico adquirido por la exposición con la solución salina (sesión fotográfica)

6. Se registraron los pesos obtenidos y las observaciones.

El mismo procedimiento aplicado para las probetas de Al-Li-Hf, se utilizó para las probetas de aluminio.

3.3 Resultados

Resultados cualitativos

Después de exponer las probetas de aluminio y las de Al-Li-Hf ante la solución salina (NaCl al 3.5%), se pudo apreciar el deterioro que tuvieron los materiales, debido a que se llevó a cabo el fenómeno de corrosión. El desgaste que sufrieron dichos materiales lo podemos ver en las siguientes imágenes comparativas entre el tiempo mínimo y máximo del contacto con el agente corrosivo.



Figura 3.3.1 Probeta de Al-Li-Hf No. 2 correspondiente a la sección 1, con un tiempo de exposición de 10s.



Figura 3.3.2 *Probeta de Al-Li-Hf No. 9 correspondiente a la sección 2, con un tiempo de exposición de 100,000s.*

Inicialmente todas las probetas de Al-Li-Hf tenían la apariencia física muy similar, en cuanto a color, maquinado, tamaño, peso, etc.; observamos que a medida que el tiempo transcurrió el desgaste metálico tendió a aumentar, tanto en profundidad como en amplitud del picado, así mismo, en el aumento de óxido sobre la superficie, que le daba una apariencia amarillenta a la probeta.

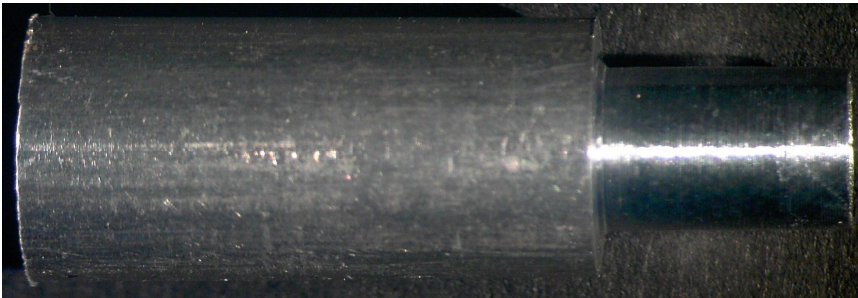


Figura 3.3.4 *Probeta de Aluminio No 2, con un tiempo de exposición de 10 s.*

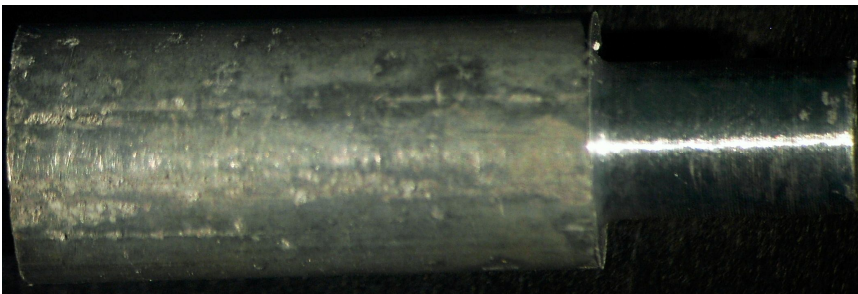


Figura 3.3.5 *Probeta de Aluminio No. 10 con un tiempo de exposición de 100,000s.*

En las probetas de aluminio el incremento de picaduras y el óxido también fue proporcional al tiempo, es decir, al incrementar el tiempo el desgaste (picado) del metal aumentaba, así como la presencia de óxido en la superficie.

Por lo tanto, haciendo una comparación cualitativa entre ambos materiales (Aluminio y Al-Li-Hf) se encontró que el picado es más amplio y superficial en el Al-Li-Hf, mientras que en el aluminio puro es más profundo y puntual.



Figura 3.3.6 Picado de Al-Li-Hf

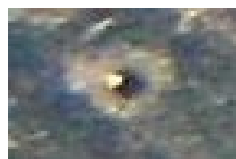


Figura 3.3.7 Picado de aluminio

Resultados cuantitativos

Al finalizar la exposición del material al medio salino, el peso final que presentaron las probetas fue:

Para las probetas de Al-Li-Hf se obtuvo:

Tabla 3.3.1 Pérdida de peso para Al-Li-Hf

Probeta	Tiempo ataque (s)	Peso inicial (g)	Peso final (g)	Perdida (g)
1	10	3.6848	3.6848	0
2	10	4.2765	4.2765	0
3	100	3.6547	3.6547	0
4	100	3.9539	3.9538	0.0001
5	1000	3.6817	3.6812	0.0005
6	1000	4.0343	4.0341	0.0002
7	10000	3.4444	3.433	0.0114
8	10000	3.9541	3.9439	0.0102
9	100000	3.443	3.433	0.01
10	100000	4.0121	4.0021	0.01

Mientras que para las probetas de Aluminio se obtuvo:

Tabla 3.3.2 Pérdida de peso para Aluminio

Probeta	Tiempo de ataque (s)	Peso inicial (g)	Peso final (g)	Pérdida (g)
1	10	4.3869	4.3869	0
2	10	4.4032	4.4032	0
3	100	4.3505	4.3505	0
4	100	4.4452	4.4452	0
5	1000	4.3581	4.3581	0
6	1000	4.425	4.4250	0
7	10000	4.4253	4.4118	0.0135
8	10000	4.3467	4.3337	0.013
9	100000	4.3729	4.3519	0.021
10	100000	4.3675	4.2985	0.069

Con las pérdidas obtenidas y a partir de la siguiente ecuación según Perry, se obtuvo la rapidez de corrosión para ambos materiales.

$$C_R = \frac{(Pérdida\ de\ peso)(13.56)}{(área)(tiempo)(densidad\ del\ metal)} = mm/año \dots\dots (2.6.2)$$

Ejemplificando con la probeta Al-Li-Hf No. 5 ubicada en la sección 3 de la barra, se procede a sustituir en la ecuación, en donde los valores se muestran en la tabla de resultados.

$$C_R = \frac{(0.005mg)(13.56)}{(1.0159in^2)(0.2777h)(2.633g/ml)} = 0.0912mm/año$$

Las tablas siguientes muestran los valores y unidades que fueron sustituidas en la ecuación, así mismo, los valores obtenidos a través de ella.

Tabla 2.3.3 Rapidez de corrosión para Al-Li-Hf

Sección	Probeta	perdida en (mg)	Área (in ²)	Tiempo (h)	densidad (g/ml)	C _R mm/año
1	1	0	0.9591	0.00277778	2.633	0
	2	0	1.1218	0.00277778	2.633	0
2	3	0	1.2204	0.02777778	2.633	0
	4	0.1	0.9477	0.02777778	2.633	19.56
3	5	0.5	1.0159	0.27777778	2.633	9.12
	6	0.2	1.2519	0.27777778	2.633	2.96
4	7	11.4	0.9396	2.77777778	2.633	22.49
	8	10.2	1.0115	2.77777778	2.633	18.69
5	9	10	1.1639	27.7777778	2.633	1.59
	10	10	1.0084	27.7777778	2.633	1.83

Tabla 2.3.4 Rapidez de corrosión de Aluminio

Probeta	perdida en (mg)	Área (in ²)	Tiempo (h)	densidad (g/ml)	C _R (mm/año)
1	0	1.2529	0.00277778	2.699	0
2	0	1.2818	0.00277778	2.699	0
3	0	1.2529	0.02777778	2.699	0
4	0	1.2818	0.02777778	2.699	0
5	0	1.2529	0.27777778	2.699	0
6	0	1.2818	0.27777778	2.699	0
7	13.5	1.2818	2.77777778	2.699	19.047
8	13	1.2529	2.77777778	2.699	18.76
9	21	1.2529	27.7777778	2.699	30.3
10	69	1.2818	27.7777778	2.699	9.733

4.0 EXPERIMENTACIÓN PARTE 2

Aplicación de métodos electroquímicos.

4.1 Aplicación de Método de Extrapolación de Tafel

4.1.1 Material y equipo

Para determinar experimentalmente la rapidez de corrosión de las probetas de la aleación y el aluminio, fue necesario hacer uso del siguiente material, reactivos y equipo:

Tabla 4.1.1.1 Material y equipo

CELDA	
Elemento	Composición
Electrodo de referencia	Calomel
Electrodo de trabajo	Al-Li-Hf y Aluminio puro
Electrodo contador	Grafito
Tubo Luggin	Vidrio
Solución electrolítica	NaCl al 3.5%
Vaso de precipitado de 1000ml	Vidrio
Tapadera selladora con boquillas	Vidrio
Agitador magnético	-----
Barra magnética 2 cm	-----

Equipo: Potenciostat Gamry PCI 4/300, utilizando el software DC105 corrosion techniques

Probetas: Las dimensiones de las probetas de Al-Li-Hf y de Aluminio sometidas a la experimentación cumplen con la norma “LA ASTM f 746 STANDARD TEST METHOD FOR PITTING OR CREVICE CORROSION OF METALLIC SURGICAL IMPLANT MATERIALS”

Características de las Probetas

Tabla 4.1.1.1 Dimensiones de las probetas de aluminio

PROBETA	L _{total} (cm)	D _{grande} (cm)	L _{grande} (cm)	D _{chico} (cm)	L _{chico} (cm)
1	2.9	0.9	2	0.55	0.9

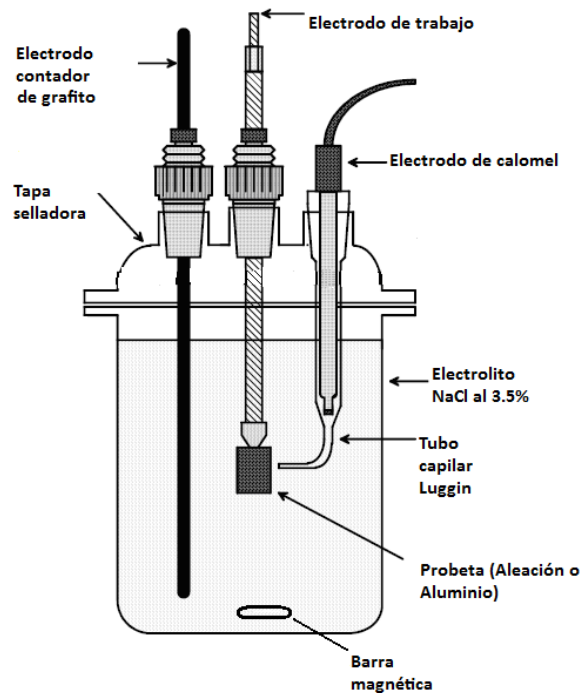
Tabla 4.1.1.2 Dimensiones de las probetas de Al-Li-Hf

SECCIÓN	PROBETA	L _{total} (cm)	D _{grande} (cm)	L _{grande} (cm)	D _{chico} (cm)	L _{chico} (cm)
1	A	2.974	0.9202	19.939	0.5367	0.3859
2	B	2.948	0.8692	19.939	0.5110	0.3760
3	C	2.974	0.8946	19.939	0.5367	0.3861
4	D	2.999	0.8692	19.939	0.5369	0.3962
5	E	2.924	0.8948	19.428	0.5367	0.3961

4.1.2 Procedimiento

Montaje de equipo

Para realizar el experimento se montó la celda como se muestra en la figura siguiente:



Cabe destacar que el tubo capilar Luggin debe apuntar hacia la parte central de la celda, debido a que se considera que los elementos se encuentran bien distribuidos en esa zona, así mismo, debe tener 2 mm de separación. La probeta debe estar bien roscada en el soporte (donde hace contacto con el conductor) para evitar que se moje. La solución se mantuvo en constante agitación durante la prueba. Es importante hacer las conexiones de los electrodos con el software de acuerdo a los colores de los caimanes ya establecidos:

Tabla 4.1.2.1 Conexiones de la celda al equipo

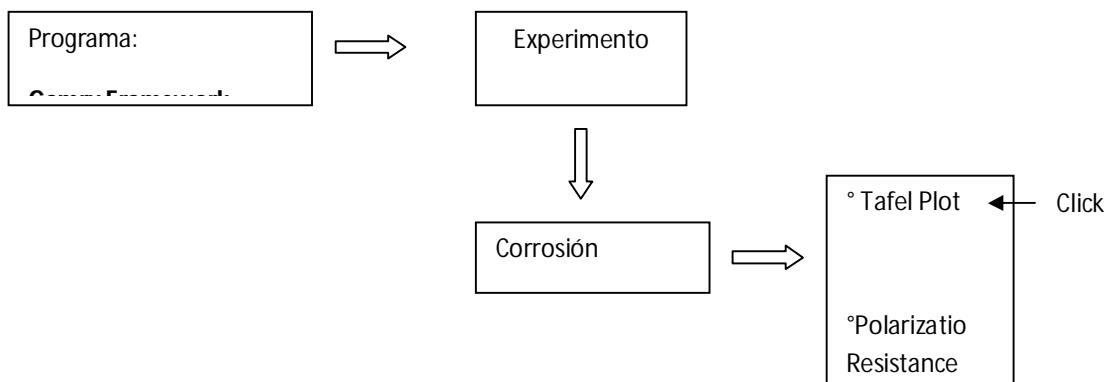
Caimán para conexión	Color
Electrodo de referencia	blanco
Electrodo de trabajo	verde
Electrodo contador	amarillo

Aplicación del Software DC105.

La experimentación se realizó en tres fases, aplicando el siguiente software: El DC105 Corrosion Techniques Software usa como plataforma, el Gamry Framework para la adquisición de los datos y el Echem Analyst para el análisis de los mismos.






Para iniciar la obtención de las curvas de polarización, se hizo dando click en el icono Gamry Framework, para dirigirse a la opción Experiment, y posteriormente a la opción de ADCCorrosion obteniéndose un submenú que nos indica las técnicas electroquímicas que realiza; en este caso, ejemplificaremos con las curvas de Tafel, el diagrama de flujo de esta parte sería:

Esquema 4.1.2. 1 Diagrama de flujo para la utilización del Software DC105



Seleccionando la opción de la técnica electroquímica que se desea aplicar, en este caso las curvas de Tafel, se obtuvo una ventana en la cual se ingresaron los datos relacionados al electrodo de trabajo (probeta), los datos que contiene la ventana se muestran a continuación:

Tabla 4.1.2.2 Datos de la probeta de trabajo

Plot Tafel				
Default	Save	Restore	Ok	Cancel
Pstat	PotUNAM 			
Test identifier	Al-Li-Hf - Tafel			
¿Output File?	AL-Li- Hf No. 2			
Notes	Probeta de Al-Li-Hf No. 2 correspondiente a la sección 2.			
Inicial E (V)	-0.25		Vs Eref 	Vs E _{oc}
Final E (V)	0.25		Vs Eref 	Vs E _{oc}
Scan Rate (mV/s)	1			
Simple Period (s)	2			
Simple Area (cm ²)	6.03797			
Equiv. Wt	3.03797			
Conditioning	<input type="checkbox"/>	off		
Init. Delay	<input type="checkbox"/>	off		
IR Comp	<input type="checkbox"/>	off		

Una vez ya ingresados los datos se hace click en la opción OK, e inmediatamente empiezan a correr las mediciones, las primeras lecturas que hace son para estabilizar y encontrar el potencial de reposo a circuito abierto, teniendo una duración de 15,00 s; para posteriormente trazar las curvas de Tafel.

Los datos obtenidos por el potencióstato se graficaron y analizaron con el software Echem Analyst del DC105. Se obtuvo la grafica y se seleccionó el icono con la figura de mouse. Una vez ya seleccionado se indicó un punto en la curva catódica y otro en la anódica con un click. Al elegir los puntos, el programa los aceptaba o rechazaba, cuando los puntos seleccionados eran rechazados, se seleccionaron nuevos puntos, una vez ya aceptados se procedió a dar click en la opción Potentiodynamic y luego uno más en el submenú Tafel Fit y automáticamente el programa los datos de las pendientes de tafel, así como i_{corr} , E_{corr} y la rapidez de corrosión en mpy.

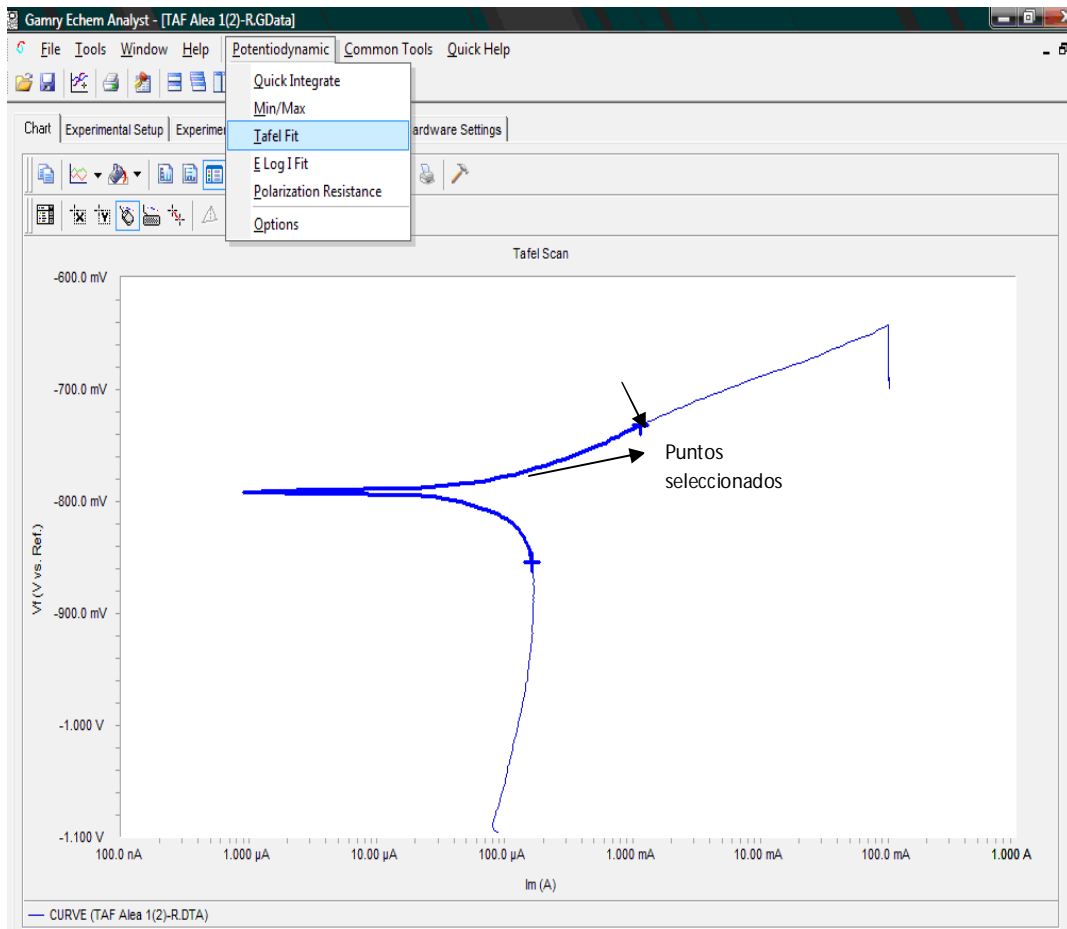


Figura 4.1.2.2 Ventana típica de las curvas de Tafel

4.1.3 Resultados

Utilizamos la probeta No. 1 de Al-2%Li-1%Hf para ejemplificar el método de las curvas de Tafel.

Los datos obtenidos del sobrepotencial vs logaritmo de la intensidad por el Gamry Framework, son graficados por el software Echem Analyst, obteniéndose los datos de regresión de las rectas anódicas y catódicas, según la ecuación de Tafel:

Anódica:

$$\eta_a = a + b \log i \dots\dots\dots (2.6.10)$$

Catódica:

$$\eta_c = a' - b' \log i \dots\dots\dots (2.6.11)$$

En donde:

η = sobrepotencial anódico y catódico respectivamente

a y a' = Pendiente anódica y catódica respectivamente

i = intensidad de corriente.

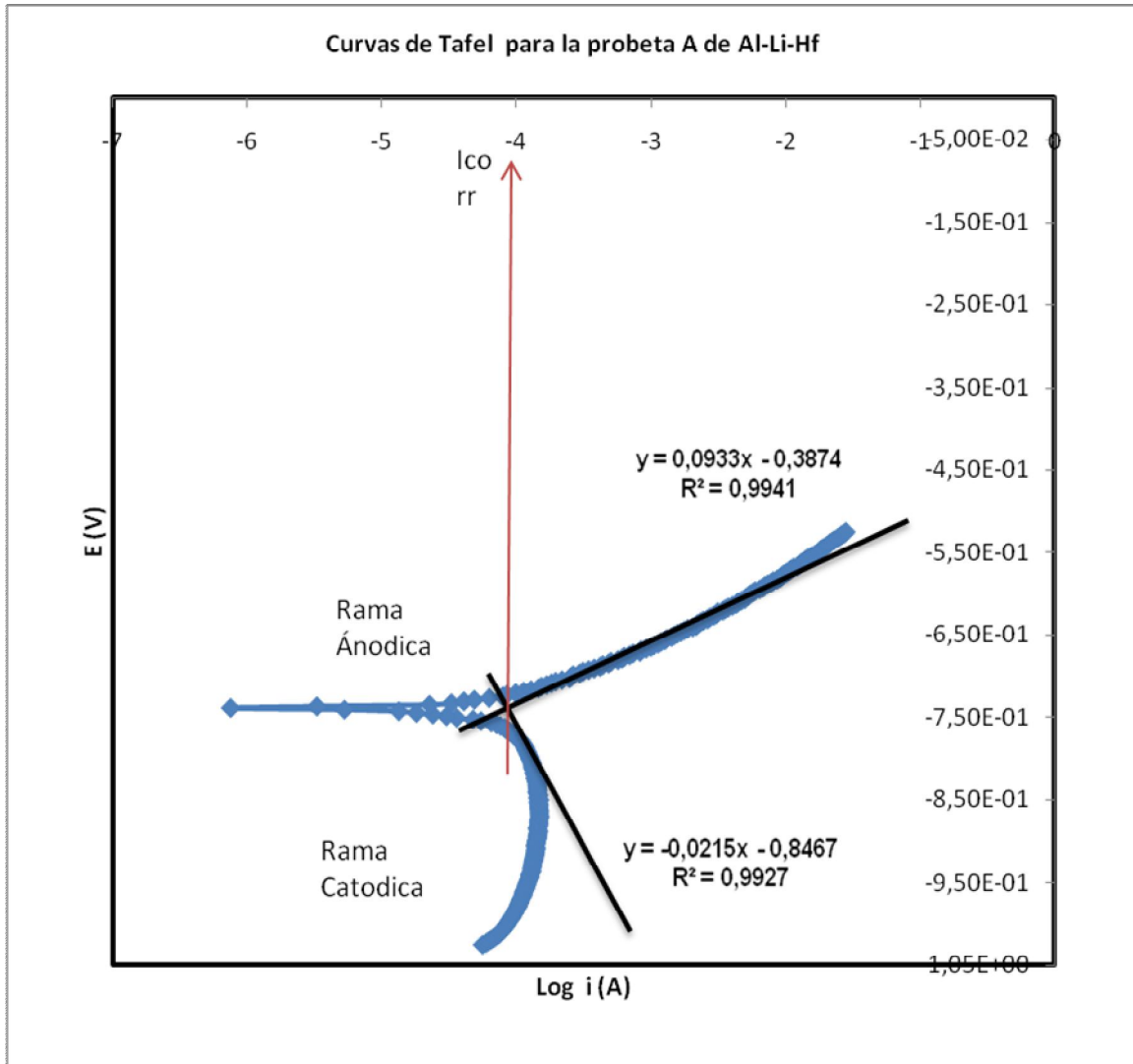
b y b' = Ordenada al origen

El punto de intersección de las dos rectas es la intensidad de corrosión. Para ejemplificar como se realiza el método de Extrapolación de Tafel, trasladamos los datos proporcionados por Gamry Framework a Excel; debido a que el software Echem Analyst automáticamente proporciona los valores i_{corr} y C_R . Por lo tanto se tiene:

Tabla 4.1.3.1 Valores de i y E para las curvas de Tafel de la probeta A de Al-Li-Hf

Log A	E (V)	Log A	E (V)	Log A	E (V)	Log A	E (V)	Log A	E (V)	Log A	E (V)	Log A	E (V)
-4,253	-1,025	-3,924	-0,951	-3,836	-0,877	-3,892	-0,803	-4,314	-0,729	-2,884	-0,655	-2,041	-0,581
-4,228	-1,023	-3,916	-0,949	-3,836	-0,875	-3,902	-0,801	-4,203	-0,727	-2,848	-0,653	-2,027	-0,579
-4,210	-1,021	-3,911	-0,947	-3,831	-0,873	-3,904	-0,799	-4,102	-0,725	-2,829	-0,651	-2,014	-0,577
-4,191	-1,019	-3,906	-0,945	-3,828	-0,871	-3,909	-0,797	-4,073	-0,723	-2,805	-0,649	-1,994	-0,575
-4,172	-1,017	-3,902	-0,943	-3,830	-0,869	-3,915	-0,795	-4,006	-0,721	-2,778	-0,647	-1,975	-0,573
-4,155	-1,015	-3,903	-0,941	-3,832	-0,867	-3,919	-0,793	-3,947	-0,719	-2,754	-0,645	-1,961	-0,571
-4,138	-1,013	-3,897	-0,939	-3,831	-0,865	-3,928	-0,791	-3,892	-0,717	-2,728	-0,643	-1,941	-0,569
-4,123	-1,011	-3,888	-0,937	-3,831	-0,863	-3,933	-0,789	-3,837	-0,715	-2,690	-0,641	-1,912	-0,567
-4,113	-1,009	-3,887	-0,935	-3,834	-0,861	-3,935	-0,787	-3,815	-0,713	-2,662	-0,639	-1,894	-0,565
-4,104	-1,007	-3,888	-0,933	-3,835	-0,859	-3,943	-0,785	-3,776	-0,711	-2,656	-0,637	-1,883	-0,563
-4,092	-1,005	-3,882	-0,931	-3,833	-0,857	-3,950	-0,783	-3,742	-0,709	-2,635	-0,635	-1,863	-0,561
-4,081	-1,003	-3,882	-0,929	-3,836	-0,855	-3,965	-0,781	-3,710	-0,707	-2,612	-0,633	-1,850	-0,559
-4,073	-1,001	-3,880	-0,927	-3,840	-0,853	-3,964	-0,779	-3,663	-0,705	-2,580	-0,631	-1,833	-0,557
-4,065	-0,999	-3,876	-0,925	-3,829	-0,851	-3,988	-0,777	-3,606	-0,703	-2,563	-0,629	-1,806	-0,555
-4,056	-0,997	-3,875	-0,923	-3,840	-0,849	-3,995	-0,775	-3,591	-0,701	-2,533	-0,627	-1,782	-0,553
-4,049	-0,995	-3,871	-0,921	-3,841	-0,847	-4,018	-0,773	-3,579	-0,699	-2,513	-0,625	-1,766	-0,551
-4,039	-0,993	-3,869	-0,919	-3,836	-0,845	-4,026	-0,771	-3,531	-0,697	-2,505	-0,623	-1,748	-0,549
-4,031	-0,991	-3,865	-0,917	-3,843	-0,843	-4,044	-0,769	-3,506	-0,695	-2,466	-0,621	-1,738	-0,547
-4,027	-0,989	-3,864	-0,915	-3,848	-0,841	-4,052	-0,767	-3,464	-0,693	-2,447	-0,619	-1,722	-0,545
-4,016	-0,987	-3,860	-0,913	-3,841	-0,839	-4,080	-0,765	-3,423	-0,691	-2,425	-0,617	-1,700	-0,543
-4,009	-0,985	-3,861	-0,911	-3,846	-0,837	-4,088	-0,763	-3,379	-0,689	-2,394	-0,615	-1,686	-0,541
-4,005	-0,983	-3,854	-0,909	-3,844	-0,835	-4,120	-0,761	-3,359	-0,687	-2,367	-0,613	-1,671	-0,539
-3,998	-0,981	-3,858	-0,907	-3,848	-0,833	-4,148	-0,759	-3,316	-0,685	-2,354	-0,611	-1,655	-0,537
-3,989	-0,979	-3,861	-0,905	-3,846	-0,831	-4,189	-0,757	-3,299	-0,683	-2,329	-0,609	-1,638	-0,535
-3,987	-0,977	-3,854	-0,903	-3,854	-0,829	-4,265	-0,755	-3,246	-0,681	-2,304	-0,607	-1,615	-0,533
-3,979	-0,975	-3,854	-0,901	-3,853	-0,827	-4,324	-0,753	-3,216	-0,679	-2,294	-0,605	-1,596	-0,531
-3,976	-0,973	-3,852	-0,899	-3,862	-0,825	-4,446	-0,751	-3,200	-0,677	-2,276	-0,603	-1,583	-0,529
-3,972	-0,971	-3,845	-0,897	-3,858	-0,823	-4,521	-0,749	-3,160	-0,675	-2,264	-0,601	-1,564	-0,527
-3,965	-0,969	-3,846	-0,895	-3,863	-0,821	-4,623	-0,747	-3,135	-0,673	-2,243	-0,599	-1,552	-0,525
-3,958	-0,967	-3,843	-0,893	-3,868	-0,819	-4,745	-0,745	-3,083	-0,671	-2,226	-0,597		
-3,953	-0,965	-3,843	-0,891	-3,868	-0,817	-4,876	-0,743	-3,075	-0,669	-2,192	-0,595		
-3,949	-0,963	-3,837	-0,889	-3,868	-0,815	-5,279	-0,741	-3,037	-0,667	-2,167	-0,593		
-3,945	-0,961	-3,840	-0,887	-3,876	-0,813	-6,126	-0,739	-3,001	-0,665	-2,156	-0,591		
-3,942	-0,959	-3,845	-0,885	-3,878	-0,811	-5,485	-0,737	-2,978	-0,663	-2,134	-0,589		
-3,934	-0,957	-3,839	-0,883	-3,880	-0,809	-4,647	-0,735	-2,947	-0,661	-2,108	-0,587		
-3,931	-0,955	-3,834	-0,881	-3,883	-0,807	-4,485	-0,733	-2,927	-0,659	-2,091	-0,585		
-3,926	-0,953	-3,836	-0,879	-3,887	-0,805	-4,391	-0,731	-2,899	-0,657	-2,063	-0,583		

Grafica 4.1.3.1 Curva de la rama catódica para la probeta A de Al-Li-Hf



Ecuación de la rama anódica:

$$y = 0.0933x - 0.3874 \quad \text{con} \quad r^2 = 0.994$$

Ecuación de la rama catódica:

$$y = -0.0215x - 0.8467 \quad \text{con} \quad r^2 = 0.9927$$

Igualando ecuaciones y despejando x

$$0.0933x - 0.3874 = -0.0215x - 0.8467$$

$$0.0933x + 0.0215x = -0.8467 + 0.3874$$

$$0.1148x = -0.4593$$

$$x = -4.00087 \text{ A}$$

$$\text{antilog de } -4.0087 = 9.9799\text{E-}05 \text{ A} = 99.799\mu\text{A}$$

Una vez ya obtenida la i_{corr} , a través del método de Tafel, se aplicó la siguiente ecuación según la "ASTM G 102, Standard Practice for Calculation of Corrosion Rate Information from Electrochemical Measurements":

$$CR = K \frac{i_{\text{cor}}}{\rho} EW \dots\dots\dots (2.7.1)$$

En donde:

CR = Rapidez de corrosión en mm/yr

$$i_{\text{cor}} = \frac{i_{\text{corr}}}{A}, \mu\text{A/cm}^2$$

Nota: El área es la expuesta a la solución salina, en este caso el cilindro mayor es el único que se expuso pero no en su totalidad, debido a que la tapa superior era cubierta junto con el cilindro pequeño debido al montaje de la celda, por lo tanto el cálculo del cilindro es $A = \pi r^2 + 2\pi rL$, en este caso $A = 6.4295 \text{ cm}^2$.

$$I_{\text{cor}} = \frac{99.799 \mu\text{A}}{6.4295 \text{cm}} = 15.522 \mu\text{A} / \text{cm}^2 \dots\dots\dots (2.7.2)$$

K = 3.27X10⁻³, mm g/μA cm yr (ASTM G102)

ρ = 2.633 g/cm³ para Al-Li-Hf ⁽¹⁶⁾

EW = Peso equivalente en g/equivalentes

Como se trata de una aleación en este caso el peso equivalente se calcula como sigue, según la norma “ASTM G102”:

$$EW = \frac{1}{\sum \frac{n_i f_i}{W_i}} \dots\dots\dots (2.7.4)$$

en donde

EW = es el peso equivalente de la aleación

n_i = El número de electrones necesarios para oxidar el elemento

f_i = La fracción masa del elemento en la aleación

W_i = El peso atómico del elemento en la aleación.

Tabla 4.1.3.2 Obtención del peso equivalente para la aleación

METAL	n _i	f _i	W _i	EW
Al	3	0.97	269.815	9.0124 g/equivalente
Li	1	0.02	6.939	
Hf	4	0.01	178.49	

Una vez obtenidos los valores de las variables de la ecuación de rapidez de corrosión, se procede sustituir, obteniéndose el siguiente valor:

$$CR = \frac{(3.27 \times 10^{-3})(15.522)(9.0124)}{2.633} = 0.1726 \text{mm} / \text{año}$$

A continuación se muestran los valores obtenidos de la corriente de corrosión y la rapidez de corrosión para las probetas de Al-Li-Hf mediante el software Echem Analyst.

Es importante destacar que cada experimento se realizó a una temperatura ambiente de 25°C y con un tiempo de duración de 10 minutos, tanto para las probetas de Al-Li-Hf como para las de aluminio.

Tabla 4.1.3.3 Valores de Rapidez de corrosión para Al-Li-Hf, adquiridos con el Software Echem Analyst.

Sección	Probeta	Experimentación	Ba V/decade	Bc V/decade	Ecorr (mV)	i_{corr} (μ A)	C_R (mm/año)	Promedio
1	A	1	0.07027	0.5533	-739.1	99.79	0.1726	0.1660
		2	0.06298	0.3604	-781.3	97.21	0.1692	
		3	0.07273	3.042	-795.2	96.97	0.1688	
2	B	1	0.07043	0.825	-817.1	99.27	0.1840	0.1757
		2	0.1048	2.048	-810.9	86.65	0.1606	
		3	0.0738	25.409	-795.2	98.49	0.1826	
3	C	1	0.08226	0.671	-789.2	81.42	0.1462	0.1515
		2	0.05921	0.6112	-821.7	90.47	0.1625	
		3	0.05073	0.1857	-791.5	81.19	0.1458	
4	D	1	0.03609	0.4191	-768	96.25	0.1784	0.1603
		2	0.06698	7.251	-841	93.23	0.1728	
		3	0.04249	0.3203	-781.2	70.04	0.1298	
5	E	1	0.07043	0.4585	-807.2	97.68	0.1582	0.1464
		2	0.07824	0.3524	-761.8	88.21	0.1429	
		3	0.05293	0.03465	-802.8	85.24	0.1381	

Del mismo modo se obtuvo la i_{corr} y C_R para el Aluminio puro a 25°C y con un tiempo de exposición de 10 minutos.

Tabla 4.1.3.4 Valores de Rapidez de corrosión para Aluminio, adquiridos con el Software Echem Analyst

Probeta	Experimentación	Ba V/decade	Bc V/decade	Ecorr (mV)	i_{corr} (μ A)	C_R (mm/año)	Promedio
1	1	0.04671	0.9093	-664.7	178.7	0.3093	0.3051
	2	0.003089	0.4423	-657.3	176.5	0.3056	
	3	0.04530	0.8092	-664.5	173.3	0.3000	

4.2 Resistencia a la Polarización

4.2.1 Material y equipo

El material, equipo y reactivos fue el mismo que se utilizó para trazar las curvas de Tafel.

4.2.2 Procedimiento

El método para llevar a cabo la obtención de las curvas de Resistencia de Polarización, fue básicamente el mismo que se utilizó para el trazado de las curvas de Tafel. Sólo que en este caso la opción a elegir fue la Resistencia de Polarización.

Para obtener los datos de i_{corr} y C_R es también lo mismo que para las curvas de Tafel, con la diferencia de que, aquí tenía el comando de polarization Resistance, a continuación se muestra una pantalla típica de trabajo para analizar las curvas y obtener i_{corr} y C_R :

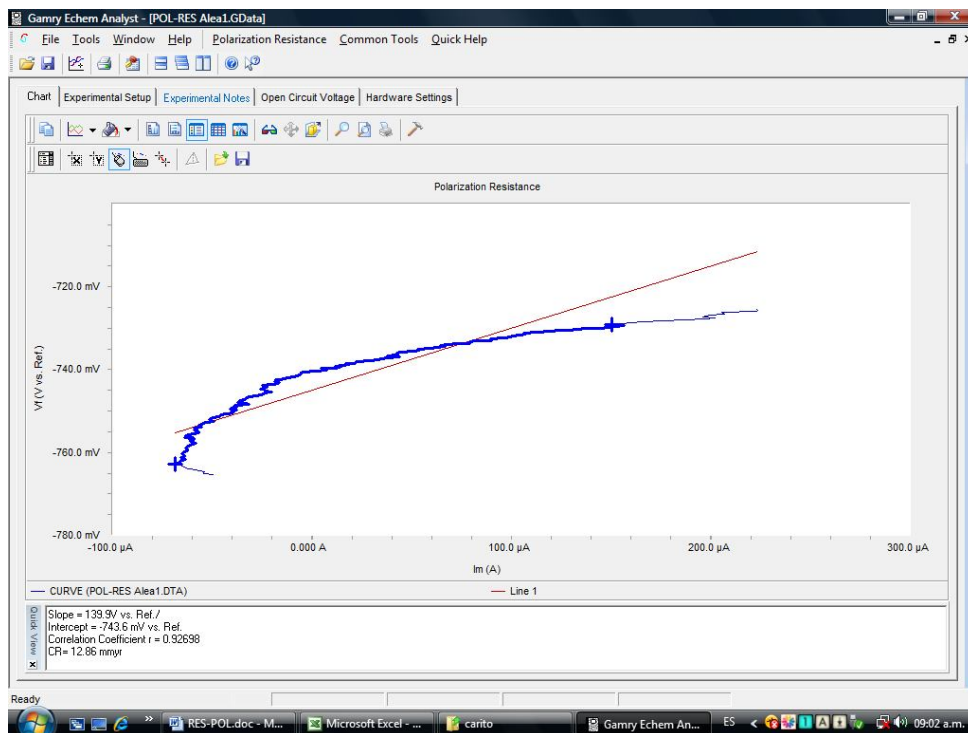


Figura 4.2.2.1 Curva típica de resistencia de polarización

4.2.3 Resultados

La resistencia de polarización (R_p) de un metal que se corroe, se define aplicando la ley de Ohm, como la pendiente del potencial (E vs densidad de corriente $\log i$) al determinar la gráfica del potencial de corrosión (E_{corr}). A continuación se presenta la expresión matemática:

$$R_p = \left(\frac{\partial \Delta E}{\partial i} \right)_{\Delta E = 0} \dots\dots\dots (2.6.4)$$

Midiendo esta pendiente se puede obtener la rapidez de corrosión.

$$\Delta E = E - E_{corr} \dots\dots\dots (2.6.5)$$

Donde la densidad de corrosión es relativa a la resistencia de polarización, por el coeficiente de Stern-Geary, B

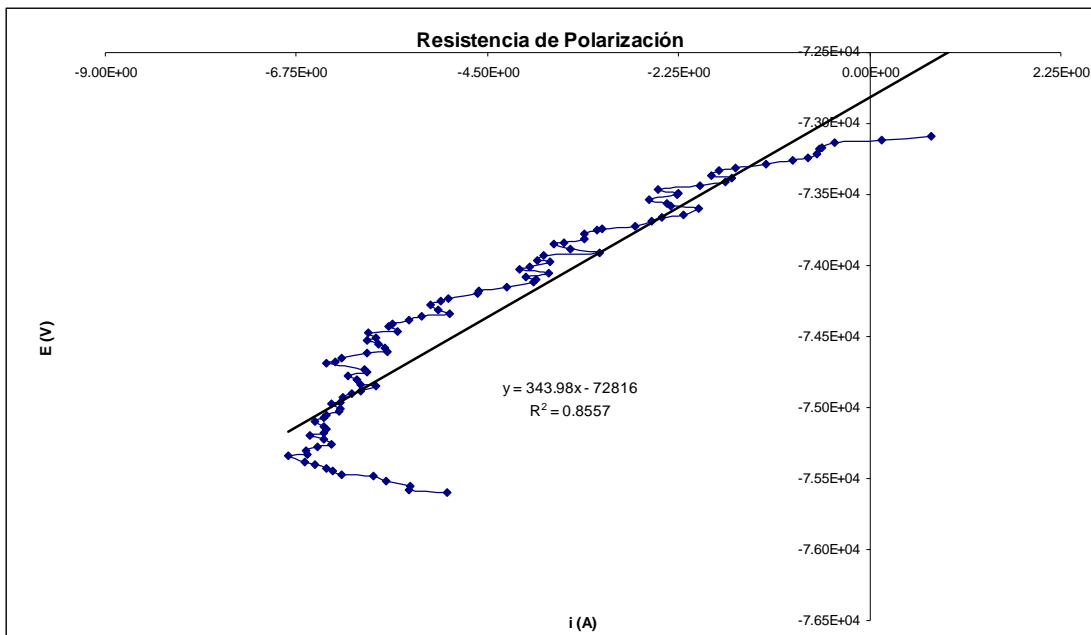
$$i_{corr} = 10^6 \frac{B}{R_p} \dots\dots\dots (2.6.6)$$

Las unidades de R_p están dadas en $\text{ohm}\cdot\text{cm}^2$, i_{corr} en mA/cm^2 , y B en V . El coeficiente de Stern-Geary, esta relacionado con las pendientes de Tafel:

$$B = \frac{b_a b_c}{2.303(b_a b_c)} \dots\dots\dots (2.6.7)$$

Los datos obtenidos de la experimentación con la probeta A de Al-Li-Hf ubicada en la sección 1 (ver figura 3.1.1), se trasladaron a Excel donde se obtuvo una gráfica como la que se muestra a continuación.

Grafica 4.2.3.1 Curvas de polarización para la probeta A de Al-Li-Hf



En donde R_p , es entonces $343.98 \text{ V/A} = \text{Ohms}$

y B esta dada por:

$$B = \frac{(0.07027 * 0.5533)}{2.303(0.07027 + 0.5533)} = 0.02707$$

Los valores de b_a y b_c se obtuvieron a partir de las pendientes de Tafel.

Por lo tanto:

$$i_{corr} = 10^6 \left(\frac{0.02707}{343.98} \right) = 175.7 \mu\text{A} \quad \text{entonces } i_{cor} = \frac{175.7 \mu\text{A}}{6.4295 \text{ cm}^2} = 27.327 \mu\text{A} / \text{cm}^2$$

Obteniendo la Rapidez de corrosión

$$C_R = 0.00327 * \left(\frac{27.327 * 9.0124}{2.633} \right) = 0.3058 \text{ mm año}$$

A continuación se muestran los datos obtenidos a través del programa Echem Analyst, los cuales son más precisos y rápidos. Todos los valores se obtuvieron a una temperatura ambiente de 25°C y con un tiempo de exposición de 10 minutos.

Tabla 4.2.3.1 Valores de rapidez de corrosión para las probetas de AL-Li-Hf

Probeta	Prueba	ba v/decade	bc v/decade	I_{cor} (μ A)	E (mV)	Rp (Ohms)	C_R (mm/año)	Promedio (mm/año)
A	1	0.07027	0.5533	175.690.725	-743.6	154.1	0.30585035	0.33737042
	2	0.06298	0.3604	187.6	-743.6	138.9	0.32658256	
	3	0.07273	3.042	218.1	-743.6	119.4	0.37967834	
B	1	0.07043	0.825	78	-793.3	333.8	0.14459091	0.16563075
	2	0.1048	2.048	100.6	-793.3	259.1	0.1864852	
	3	0.0738	25.409	89.45	-793.3	291.3	0.16581612	
C	1	0.08226	0.671	62.29	-794	418.2	0.11186838	0.15276765
	2	0.05921	0.6112	93.32	-794	277.7	0.16759603	
	3	0.05073	0.1857	99.58	-794	261.6	0.17883854	
D	1	0.03609	0.4191	14.05	-834	1.86E+03	0.0260449	0.02930129
	2	0.06698	7.251	16.86	-834	1.54E+03	0.03125388	
	3	0.04249	0.3203	16.51	-834	1.58E+03	0.03060508	
E	1	0.07043	0.4585	69.15	-790.4	376.8	0.11202322	0.1540353
	2	0.07824	0.3524	111.5	-790.4	233.7	0.18063036	
	3	0.05293	0.03465	104.6	-790.4	249.2	0.16945234	

Tabla 4.2.3.2 Valores de rapidez de corrosión en milímetros por año para las probetas de Aluminio

Probeta	Prueba	ba v/decade	bc v/decade	I_{cor} (μ A)	E (mV)	Rp (Ohms)	C_R (mm/año)	Promedio (mm/año)
1	1	0.0467	0.9093	144.7	-705.6	180.1	0.25052635	0.30177431
	2	0.00309	0.4423	179.6	-705.6	145.1	0.31095046	
	3	0.04530	0.8092	198.6	-705.6	131.2	0.34384611	

5.0 ANALISIS DE RESULTADOS

5.1 Aplicación de método físico.

Análisis Cualitativo

Se observó que a medida, que el tiempo de exposición aumentó para ambos materiales de prueba, la pérdida de material se incrementó, obteniéndose, un desgaste uniforme para la aleación y puntual para el aluminio, es importante destacar que la composición del medio al que se expusieron influyó de forma definitiva. En este caso el medio se caracterizó por la presencia de cloruros, a temperatura elevada (90°C) con un movimiento continuo del medio salino, estos factores intervienen para modificar la composición de los productos de corrosión de los elementos que se expusieron. En estas condiciones se formaron cloruros de aluminio, Litio y Hafnio los cuales son solubles, que al ser disueltos por el medio, dejaron libres a los elementos aumentando la pérdida por corrosión.

Sin embargo, también se formaron óxidos, los cuales se pudieron determinar por el cambio típico de color de la probeta, en la cual se formó una película que protege al material disminuyendo la pérdida por corrosión.

Durante la corrosión, es favorable que la pérdida en un material sea uniforme, ya que esto, nos permite a los ingenieros, para efecto de diseño de equipo, considerar un grosor uniforme propenso a corroerse. Durante la experimentación la aleación de Al-Li-Hf, presentó esa ventaja frente al aluminio.

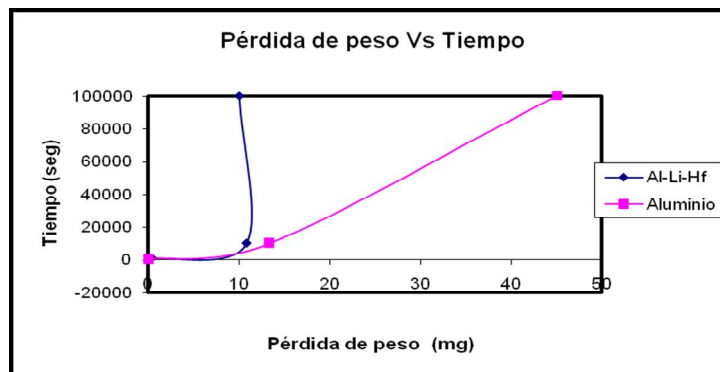
Análisis Cuantitativo

Se obtuvo un promedio de la pérdida de peso de las probetas para cada tiempo de experimentación, con la finalidad de observar y comparar el comportamiento del Aluminio frente a la aleación.

Tabla 5.1.1 pérdida de peso del Al-Li-Hf y del Aluminio

	Al-Li-Hf	Aluminio
Tiempo s	Pérdida de peso mg	Pérdida de peso mg
10	0	0
100	0.05	0
1000	0.35	0
10000	10.8	13.25
100000	10	45.0

Figura 5.1. 1. Pérdida de peso Vs Tiempo para ambos materiales.



La figura 5.1.1 muestra el comportamiento de ambos materiales. Al inicio no presentan desgaste; El Al-Li-Hf, es el material que inicia a corroerse, sin embargo, las pérdidas significativas se presentan hasta un tiempo de ataque de 10000 seg para ambos materiales, a medida que el tiempo avanzó como se puede observar en la figura 5.1.1 el desgaste incrementó para el aluminio en una forma considerable, mientras que para la aleación el desgaste prácticamente se hace constante, por lo tanto, se tiene que la aleación Al-Li-Hf es más resistente a la corrosión que el aluminio en un medio salino del 3.5% NaCl.

5.2 Aplicación de métodos electroquímicos

5.2.1 Aplicación del Método de Extrapolación de Tafel

Se obtuvieron las curvas anódicas y catódicas, así mismo la intersecciones de las rectas de Tafel y el potencial a partir del cual se tornan pasivas, como se muestra para la probeta A sección 1 de Al-Li-Hf (ver figura de la barra), así mismo para las demás probetas de prueba.

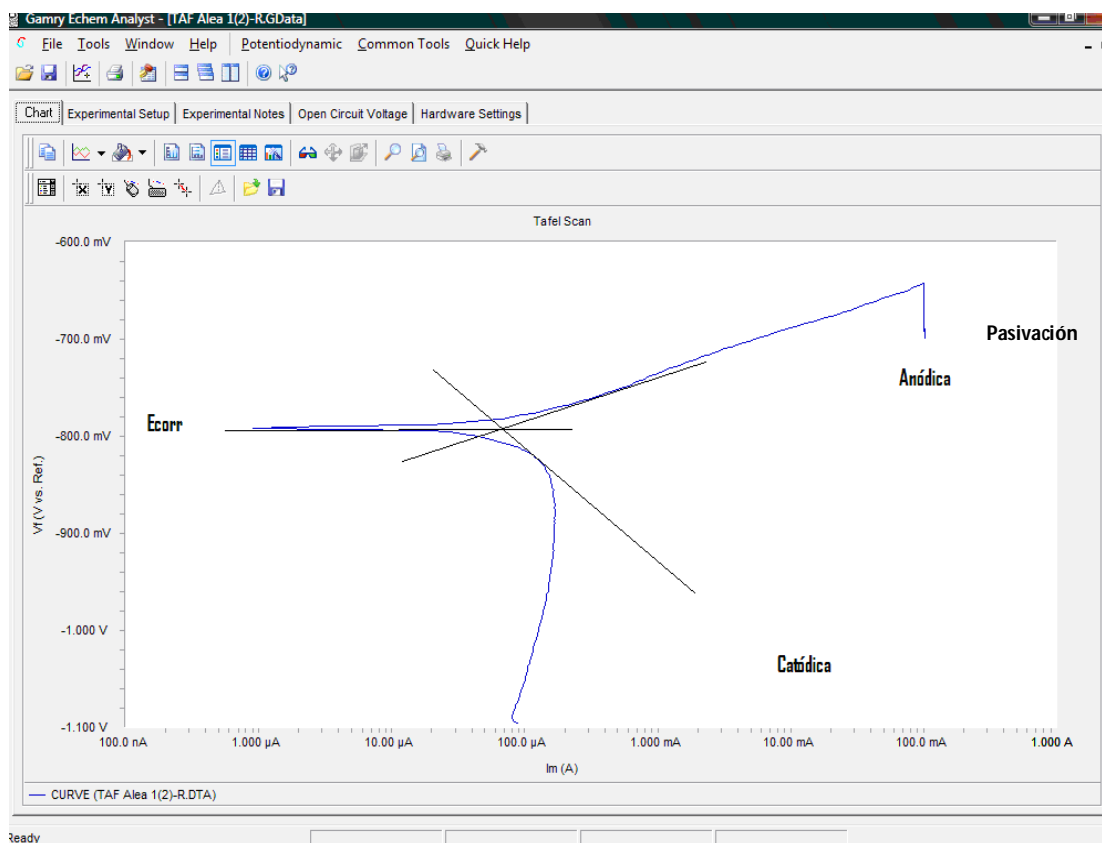


Figura 5.2.1.1 Comportamiento de las Curvas de Tafel para la probeta A-1 de Al-Li-Hf sometida a su segunda experimentación

Al observar la figura 5.2.1.1 la rama anódica inicia en un potencial de -790.6 mv manteniéndose prácticamente constante hasta dar un salto a -777.6 mv, a partir del cual aumentó lentamente hasta llegar a un punto de -643.5 mv, para posteriormente disminuir. El potencial de corrosión es de $E_{corr} = -739.1$, lo que indica que a partir de este, el material comienza a disolverse, para posteriormente comenzar a pasivarse a un potencial de -643.5mv, a causa de los óxidos que se forman.

Para la rama catódica se tiene un potencial inicial de -794.1 manteniéndose casi constante hasta dar un cambio notorio, llegando a un potencial de -814.1 mv el cual disminuye muy lentamente hasta -1 V, este se vuelve prácticamente constante notando así, que el material se esta pasivando.

El comportamiento y forma que muestra la figura 5.2.1.1, son las mismas propiedades que se obtuvieron para todas las probetas a prueba, tanto para el Al-Li-Hf como para el aluminio, con la diferencia de que el potencial de corrosión varia en cada probeta. (Ver comportamiento de las curvas en anexos 2).

Las probetas de Al-Li-Hf fueron extraídas a lo largo de una barra, la cual fue obtenida a partir de colada continua; el propósito de esta división por secciones fue averiguar si la distribución de los elementos en la aleación era constante ó hubo un cambio debido a la distribución de los mismos al solidificar la barra.

Tabla 5.2.1.1 Rapidez de corrosión para Al-Li-Hf

Sección	Probeta	C _R (mm/año)
1	A	0.1660
2	B	0.1757
3	C	0.1515
4	D	0.1603
5	E	0.1464
Promedio		0.1599

Los datos obtenidos de la rapidez de corrosión como se observa en la tabla 5.2.1.1, muestran que la rapidez es prácticamente la misma y por lo tanto, se puede considerar que la composición de los elementos en el centro a lo largo de la barra es constante, por las características del proceso de fabricación de la barra.

Haciendo una comparación entre la rapidez de corrosión del Aluminio y la del Al-Li-Hf, se puede observar que definitivamente el Al-Li-Hf es más resistente a la corrosión.

Tabla 5.2.1.2 Promedios de la rapidez de corrosión para ambos materiales

Metal	C_R (mm/año)
Aluminio	0.3051
Al-Li-Hf	0.1599

5.2.2 Resistencia a la Polarización

Como se observa en la figura 5.2.2.1, la línea de tendencia representa un comportamiento medio de todos los puntos que conforman la curva de polarización de Al-Li-Hf. Esta es de suma importancia ya que la inclinación de la misma es la resistencia a la polarización de la aleación. En la figura 5.2.2.1, se observa que a medida que el potencial aumenta, la corriente también se incrementa, pasando desde valores negativos hasta positivos, lo cual indica que existe la curva de polarización catódica y anódica. Los picos que muestran la curva son resultados de ruidos debido a la gran sensibilidad del sistema, dichos ruidos se deben por la presencia de lámparas, equipos eléctricos, etc., que se encuentren cerca al medio de experimentación.

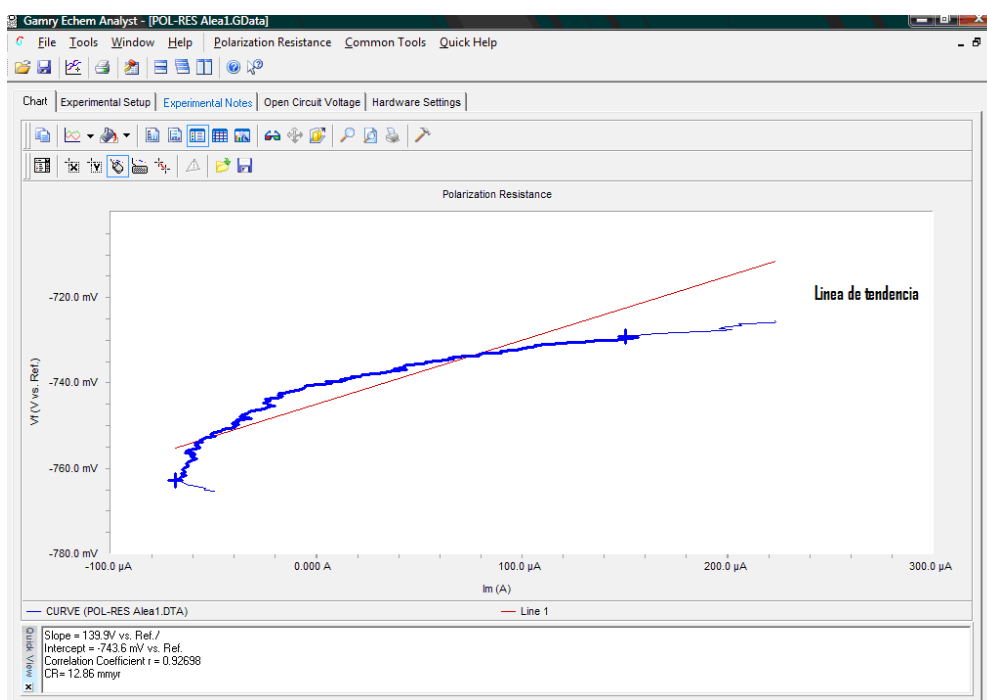


Figura 5.2.2.1 Curvas de polarización para la probeta A-1 de Al-Li-Hf sometida a la segunda experimentación.

Los valores obtenidos a través de la resistencia de polarización, muestran variación en las probetas de Al-Li-Hf, sin embargo en la mayoría de las probetas la rapidez de corrosión es similar a la obtenida por las curvas de Tafel.

Tabla 5.2.2.1 Rapidez de corrosión para Al-Li-Hf

Sección	Probeta	C_R (mm/año)
1	A	0.3373
2	B	0.1656
3	C	0.1528
4	D	0.0293
5	E	0.1540
Promedio		0.1678

Comparando entre ambos materiales, nuevamente se tiene que la aleación Al-Li-Hf es más resistente, pues existe una gran diferencia de rapidez de corrosión entre ella y el aluminio.

Tabla 5.2.2.2 Promedios de la rapidez de corrosión para ambos materiales

Metal	C_R (mm/año)
Aluminio	0.3018
Al-Li-Hf	0.1678

CONCLUSIONES

El Al-Li-Hf presentó una apariencia con mayor deterioro a diferencia del aluminio además de una capa de óxido mayor, sin embargo, el desgaste fue uniforme para la aleación, mientras que para el aluminio fue un picado profundo, mostrando así, esta ventaja frente al aluminio.

Los valores de C_R arrojados a través de la pérdida de peso indica que la aleación Al-2%Li-1%Hf es más resistente a la corrosión a pesar de su apariencia física (ver anexo 1). Además de que

dicho material se pasiva más rápido, lo que provoca que la corrosión disminuya a medida que el tiempo de exposición aumenta.

En cuanto a los valores obtenidos por los métodos electroquímicos muestran el mismo comportamiento que los obtenidos por los métodos físicos, es decir, el Al-2%Li-1%Hf es definitivamente más resistente a la corrosión que el aluminio.

Los datos adquiridos por los métodos electroquímicos usando el Potenciostat/Galvanostat PCI 4/300, son más precisos y rápidos de obtener, el procedimiento que manejan es fácil y sencillo. La utilización de métodos físico también utiliza procedimientos sencillos, sin embargo, muestran la gran desventaja de que el óxido adherido en los materiales es muy difícil de quitar y por consiguiente modifica el peso final y por consiguiente, la velocidad de corrosión. Por lo tanto es más conveniente el uso de métodos electroquímicos.

BIBLIOGRAFÍA

1. William G. Moffatt, Pearsall George W. **Estructura**. Volumen I. Ed LIMUSA, México, 1968
2. Genescá Joan y Ávila M. Javier, **Más allá de la herrumbre**. Ed. Fondo de Cultura Económica, S. A, de C.V., México 1986
3. Solís Flores Felipe Armando. **Influencia del uso de resinas epóxicas en pinturas anticorrosivas**. Tesis para licenciatura de química, Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, UNAM, 1997.
4. Cerrud Sánchez Sara M, et all, **Corrosión y protección**. Unidad de Investigación y Asistencia Técnica en Materiales, Facultad de Ingeniería, UNAM, México, 2003
5. Uhlig Herbert H, **Corrosión y control de la corrosión**. Ed. Urmo, España, 1979.
6. West John M, **Corrosión y oxidación**. Ed. Limusa, México 1986.
7. Tutoria and Primers of Gamry Instruments inc., **“Gamry Instruments Software”**. Revision 4.2, Mayo 2003.
8. Genescá Joan, Ávila Javier, **Más allá de la herrumbre, II. La lucha contra la corrosión**. Ed. Fondo de Cultural Económica, México, 1989.
9. Genescá Llongueras Joan , **Más allá de la herrumbre, III Corrosión y medio ambiente**. Ed. Fondo de Cultural Económica, ,México, 1994.

10. Rodríguez Soria Ignacio, Cabrera Jaimes Gustavo, **El aluminio y sus aleaciones en ingeniería química**. Tesis de Licenciatura en ingeniería química, Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, UNAM, México, 1990.

11. Perry H. Robert, CEAL H. Milton, **Manual del ingeniero químico**, 5ª edición, Ed. McGraw-Hill, México 1986.

12. ASTM Committee G01 on Corrosion of Metals, and is the direct responsibility of Subcommittee G 01.11 on Electrochemical Measurements in Corrosion Testing. **Standard test method for conducting potentiodynamic polarization resistance measurements**. Ed. ASTM standards, United States, 1998

13. Atzin Ramirez Sayde, **Modelo experimental del estudio de la corrosión microbiana en acero 1020**. Tesis de licenciatura. Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, UNAM, México 1986.

14. Kaki Ahm, **Principles of corrosion engineering and corrosion control**. Ed. ELSEVIER, Great Britain, 2006.

15. ASTM Committee G01 on Corrosion of Metals and responsibility of Subcommittee G01.11 on Electrochemical Measurements in Corrosion Testing, **Standard practice for calculation of corrosion rates and related information from electrochemical measurements**. Ed. ASTM standards, United States, 1989.

16. Kirk Raymond E., **Enciclopedia de tecnología química**. Tomo II y Tomo IX , Ed. Hispanoamericana, México, 1961

17. Barceló José R. **Diccionario Terminológico de Química**. Ed. Alhambra, S.A, México, 1982.

18. Frías Flores José, **Diseño y construcción de un máquina experimental para solidificación continua de aleaciones de aluminio y obtención de una aleación ternaria Al-Li-Hf**. Tesis de Maestría en ingeniería (Metal – mecánica), Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, UNAM, México, 2004.

19. ASTM Committee F04 on Medical and Surgical Materials and Devices and is the direct responsibility of Subcommittee F04.15 on Material Test Methods. **Standard test method for pitting or crevice corrosion of metallic surgical implant**. Ed. ASTM standards, United States, 1999.

20. Fontana Mars G., Greene Norbert D. **Corrosion Engineering**, segunda edición, Ed. McGraw Hill, Estados Unidos de América, 1978.

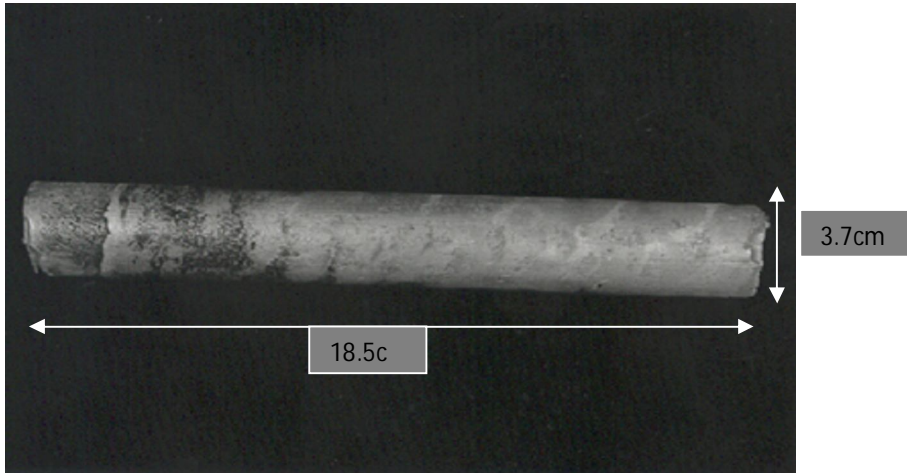
21. Paredón Delgado Juan, **Aplicación de los métodos electroquímicos a los estudios de corrosión**. Ed. Tecnolab, México, 1986.

22. Malo Tamayo José M. et all, **Técnicas electroquímicas para el control y estudio de la corrosión**. Ed. Facultad de química, UNAM, 2002.

23. Jones Denny A. Principle and prevention of Corrosion, segunda edición, Editorial Prentice Hall, Estados Unidos de América, 1996.

ANEXO 1.

Barra de Al-2%Li-1%Hf



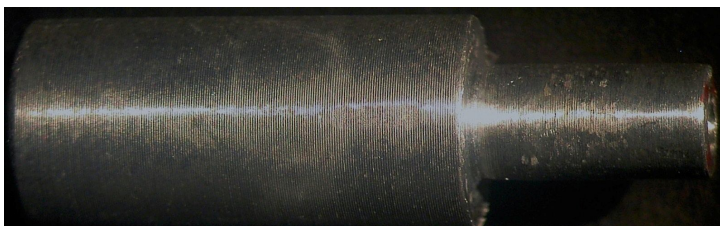
PROBETAS REPRESENTATIVAS DESPUÉS DEL ATAQUE

Probetas de Al-2%Li-1%Hf

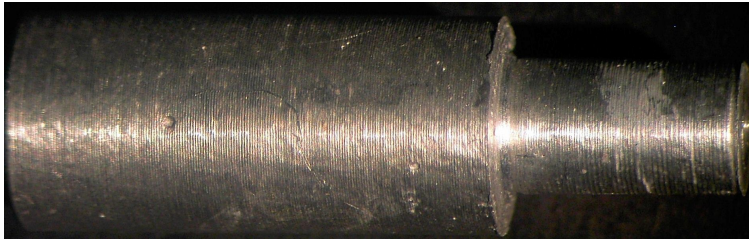
Probeta No. 1 correspondiente a la sección 1, con un tiempo de exposición de 10s



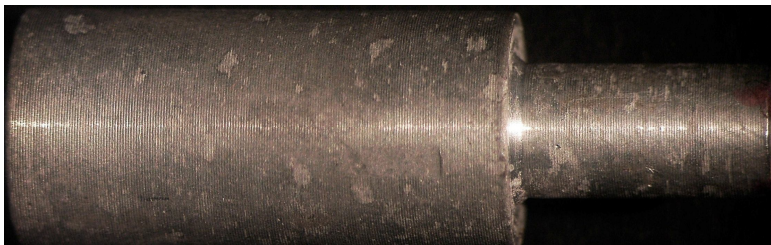
Probeta No. 3 correspondiente a la sección 2, con un tiempo de exposición de 100 s



Probeta No. 6 correspondiente a la sección 3, con un tiempo de exposición de 1000 s



Probeta No. 8 correspondiente a la sección 4, con un tiempo de exposición de 10000 s



Probeta No. 9 correspondiente a la sección 5, con un tiempo de exposición de 10000 s



Probetas de Aluminio

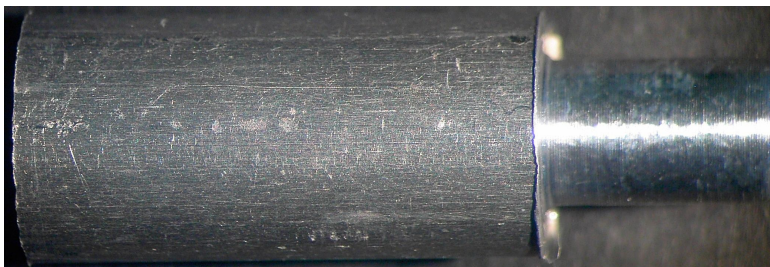
Probeta No. 2 con un tiempo de exposición de 10s



Probeta No. 4 con un tiempo de exposición de 100s



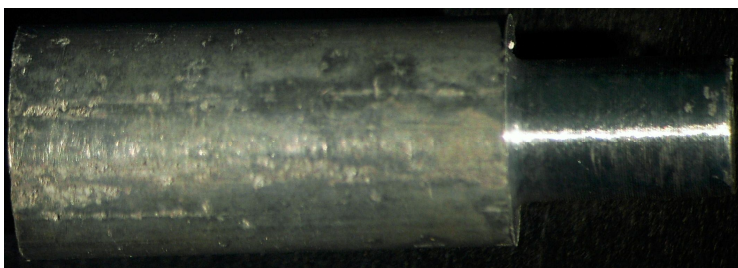
Probeta No. 5 con un tiempo de exposición de 1000s



Probeta No. 7 con un tiempo de exposición de 10000 s



Probeta No. 10 con un tiempo de exposición de 100000 s



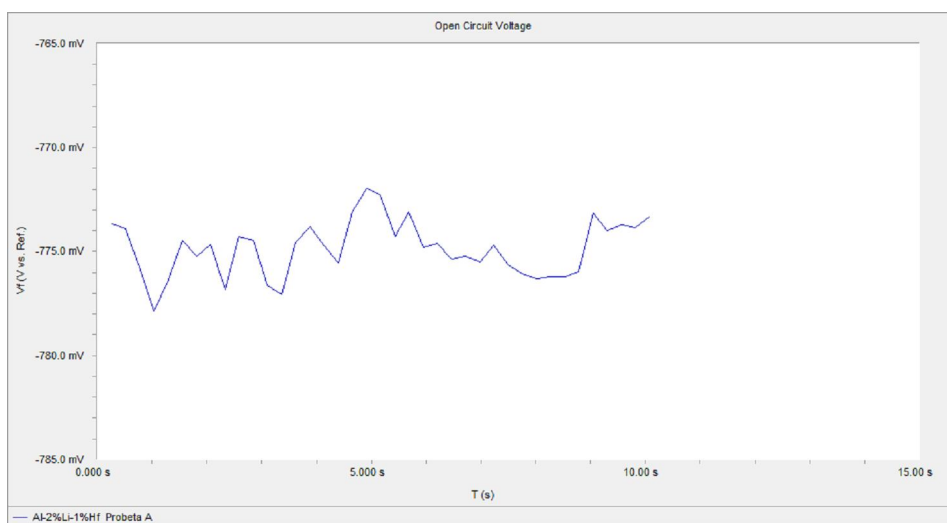
ANEXO 2

CURVAS DE TAFEL

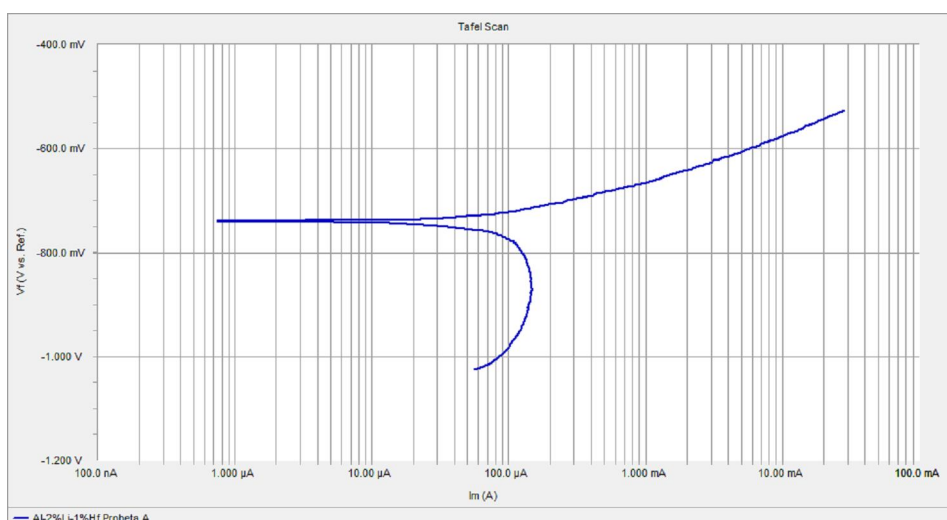
Probetas de Al-2%Li-1%Hf

Probeta A

Determinación del Potencial a circuito abierto

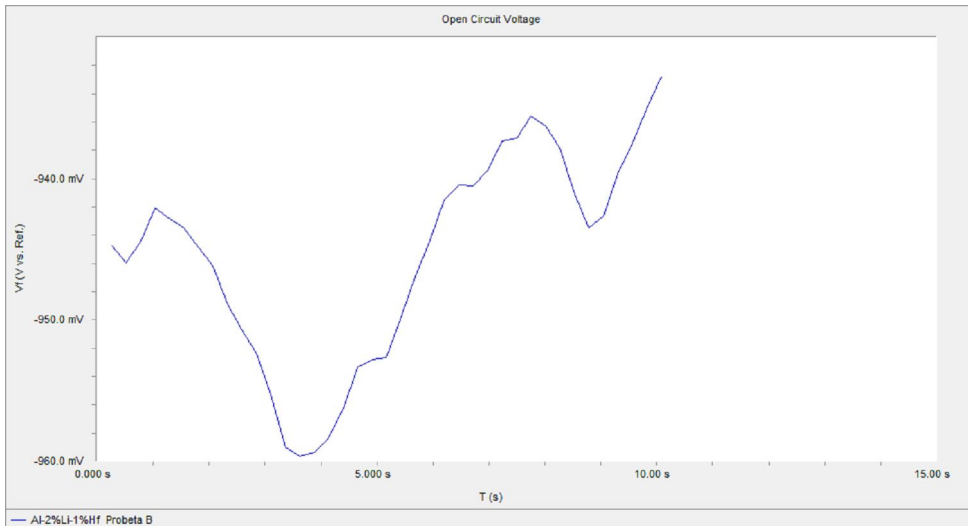


Curvas de Tafel

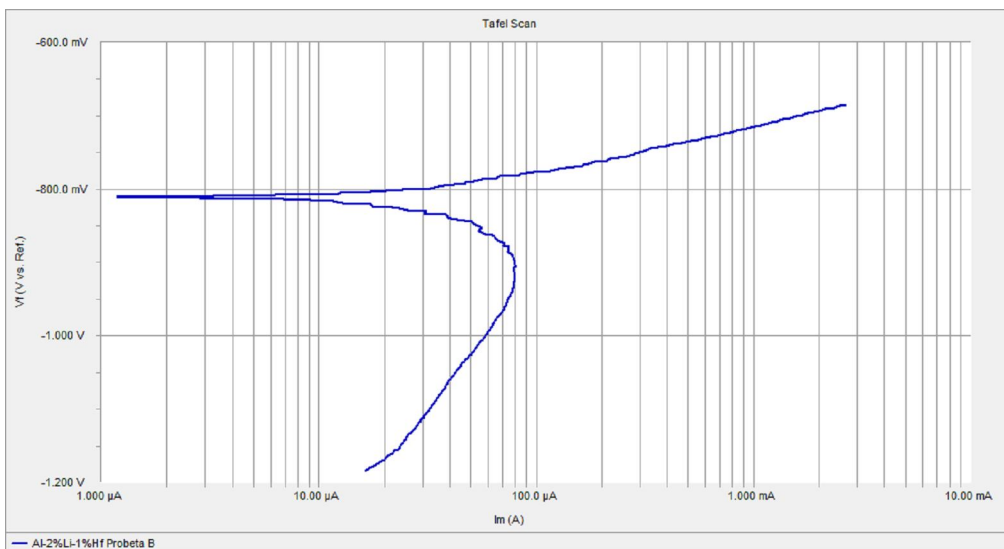


Probeta B

Determinación del Potencial a circuito abierto

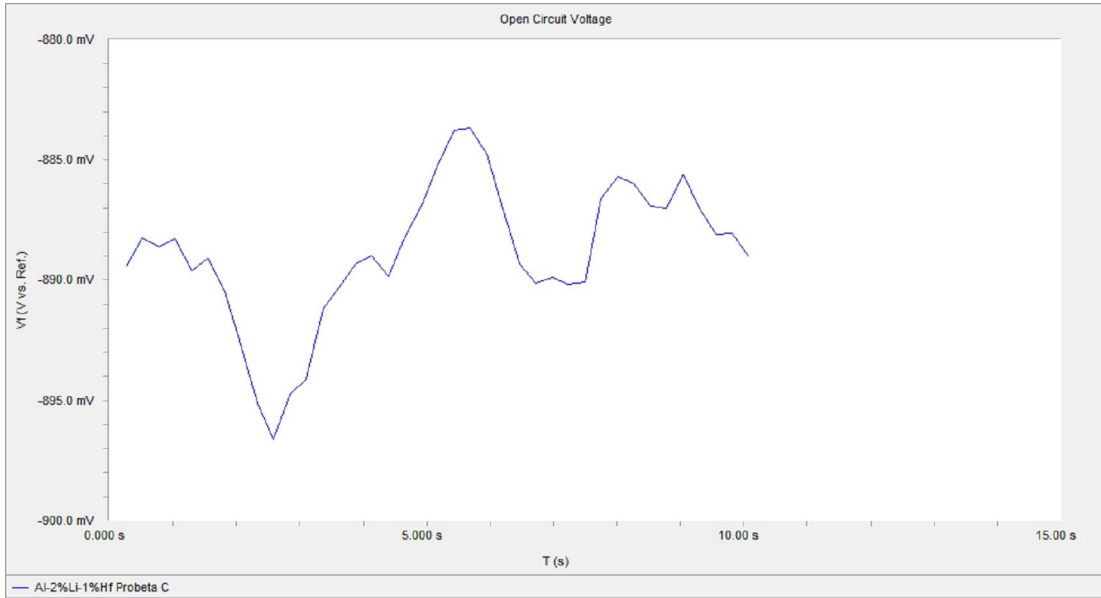


Curvas de Tafel

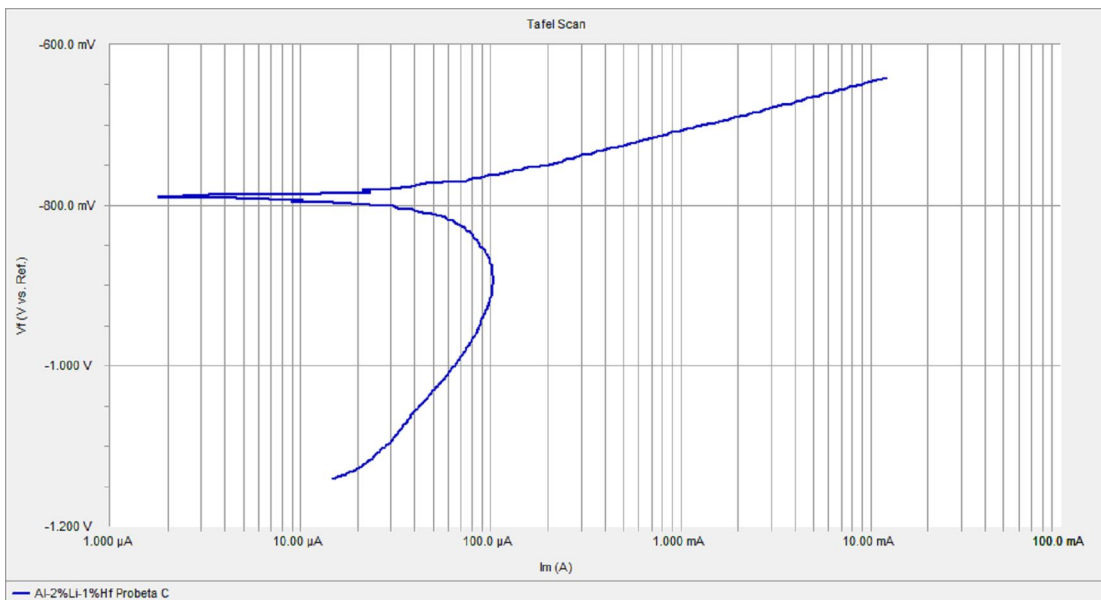


Probeta C

Determinación del Potencial a circuito abierto

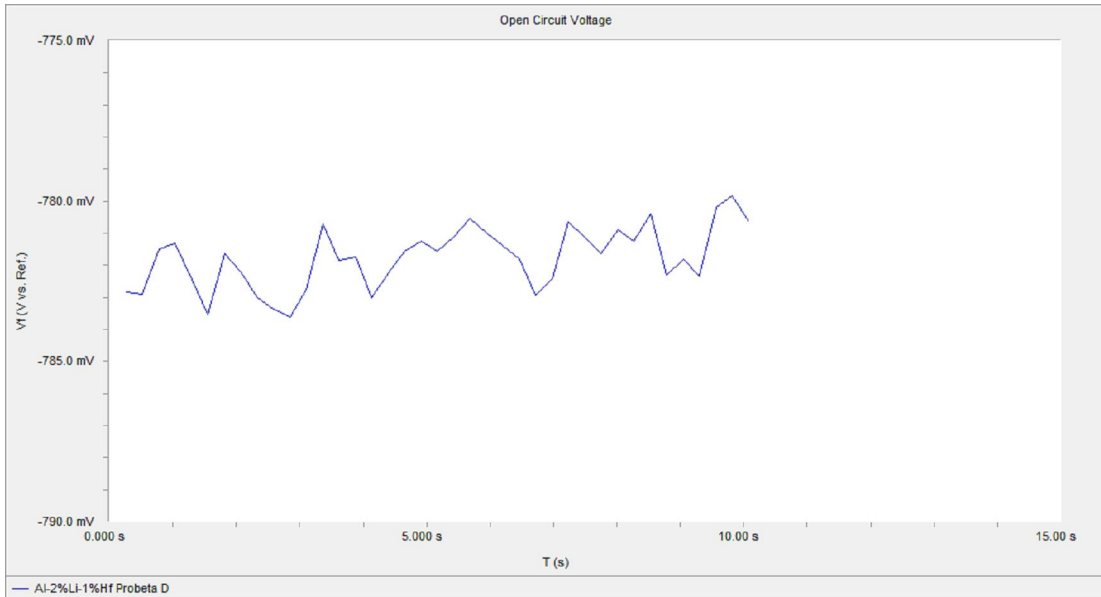


Curvas de Tafel

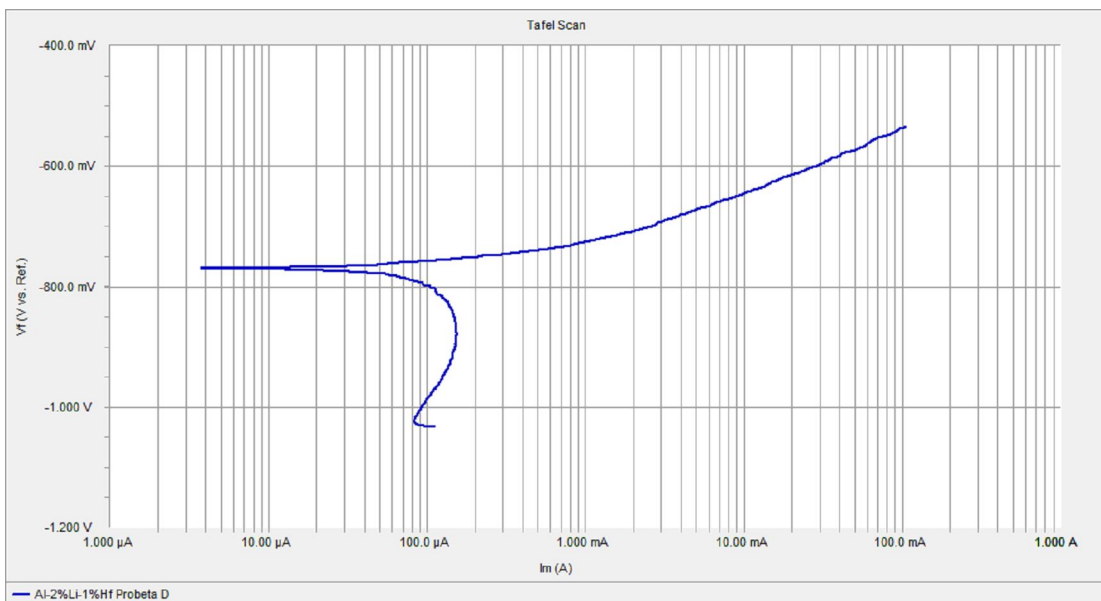


Probeta D

Determinación del Potencial a circuito abierto

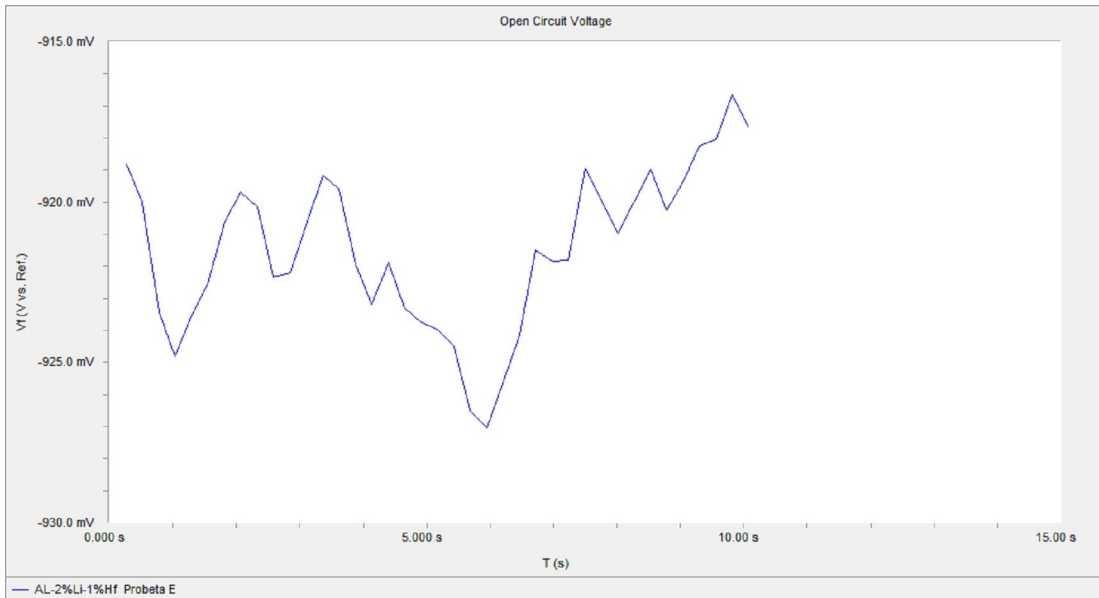


Curvas de Tafel

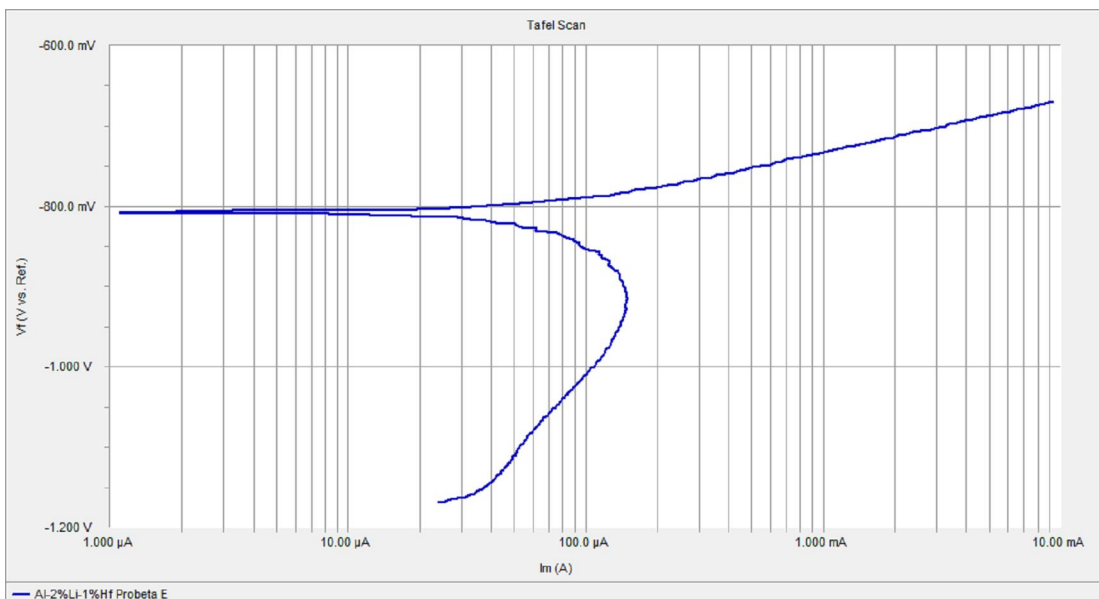


Probeta E

Determinación del Potencial a circuito abierto

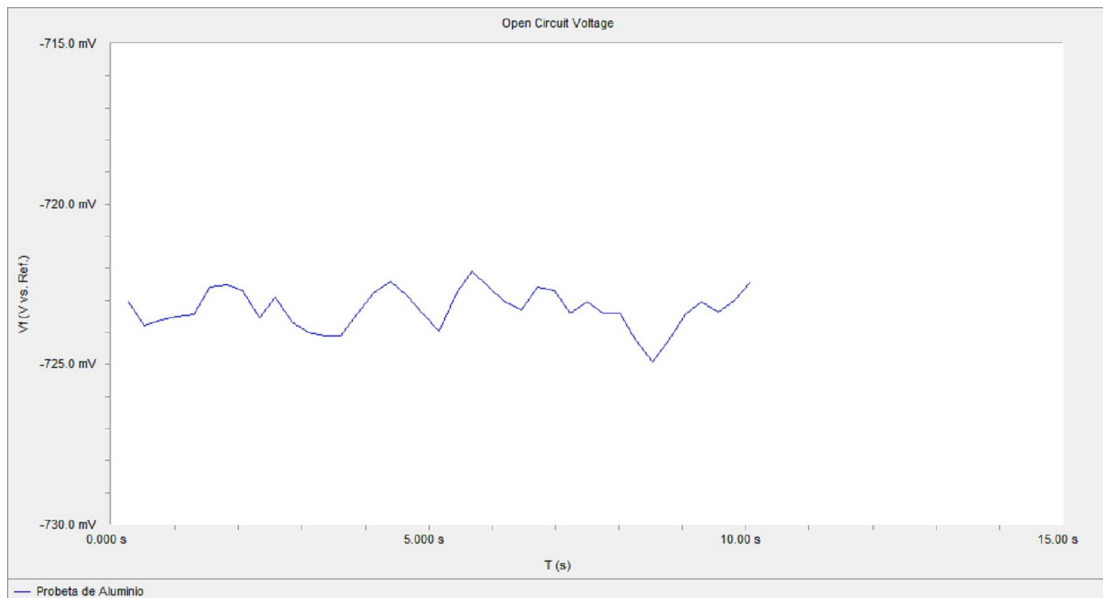


Curvas de Tafel

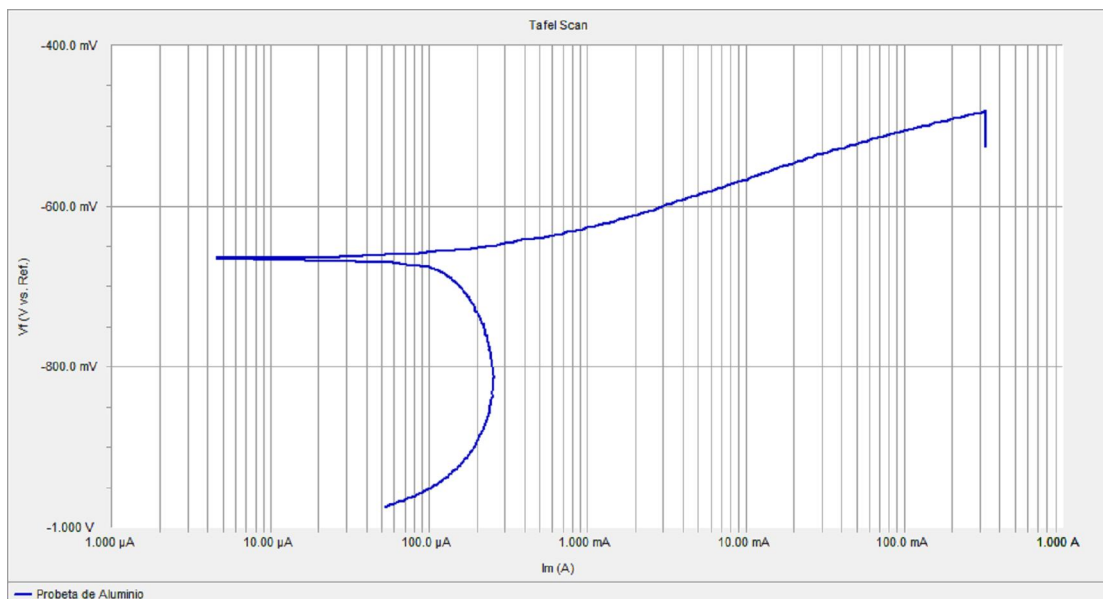


Probeta de Aluminio

Determinación del Potencial a circuito abierto



Curvas de Tafel



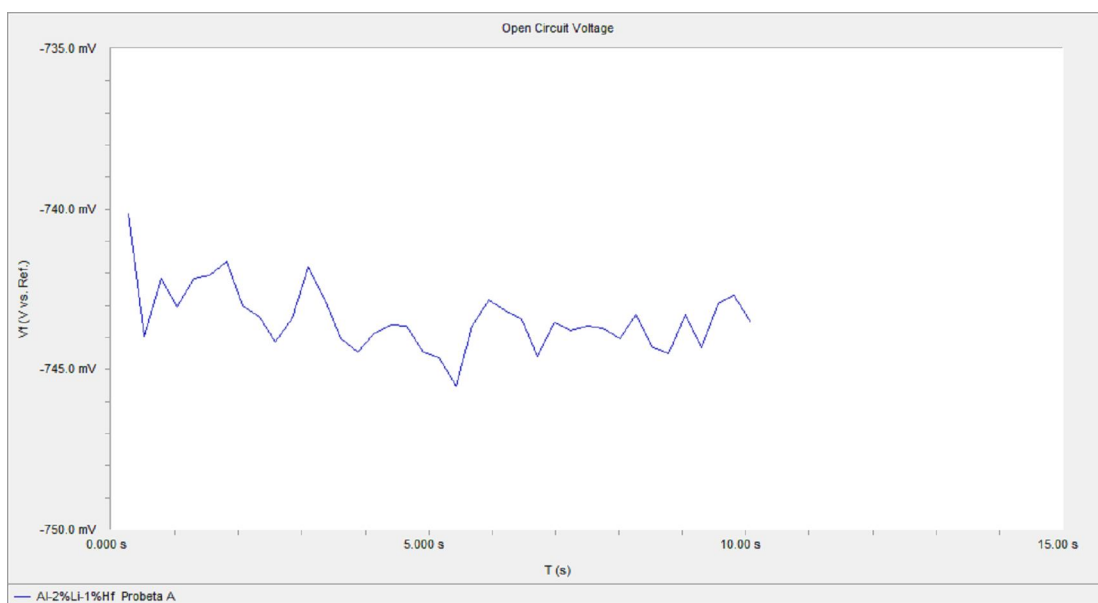
ANEXO 3

CURVAS DE RESISTENCIA A LA POLARIZACIÓN

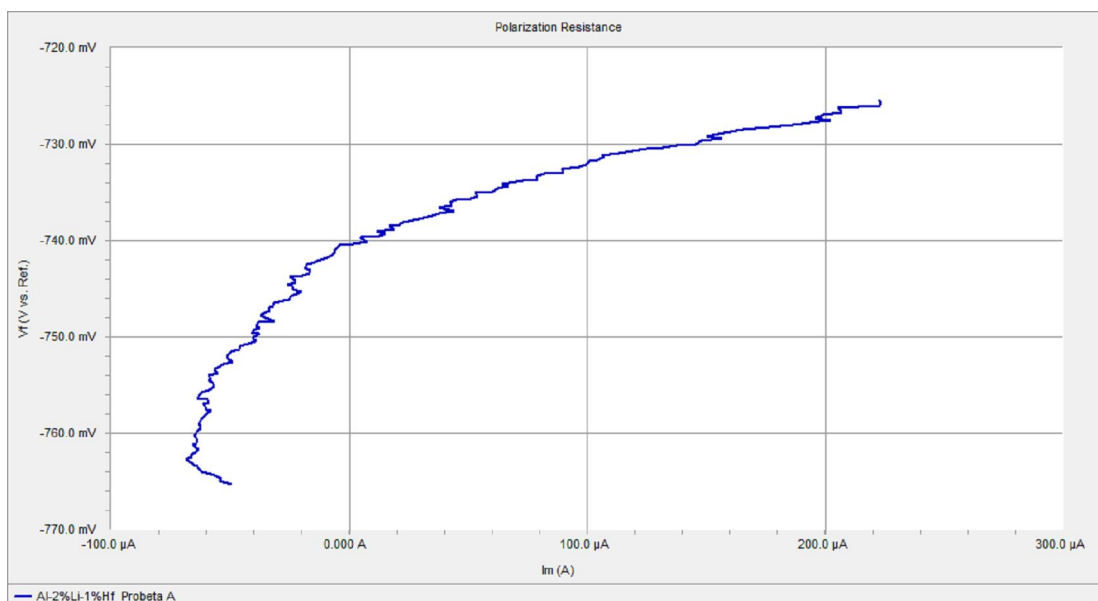
Probetas de Al-2%Li-1%Hf

Probeta A

Determinación del Potencial a circuito abierto

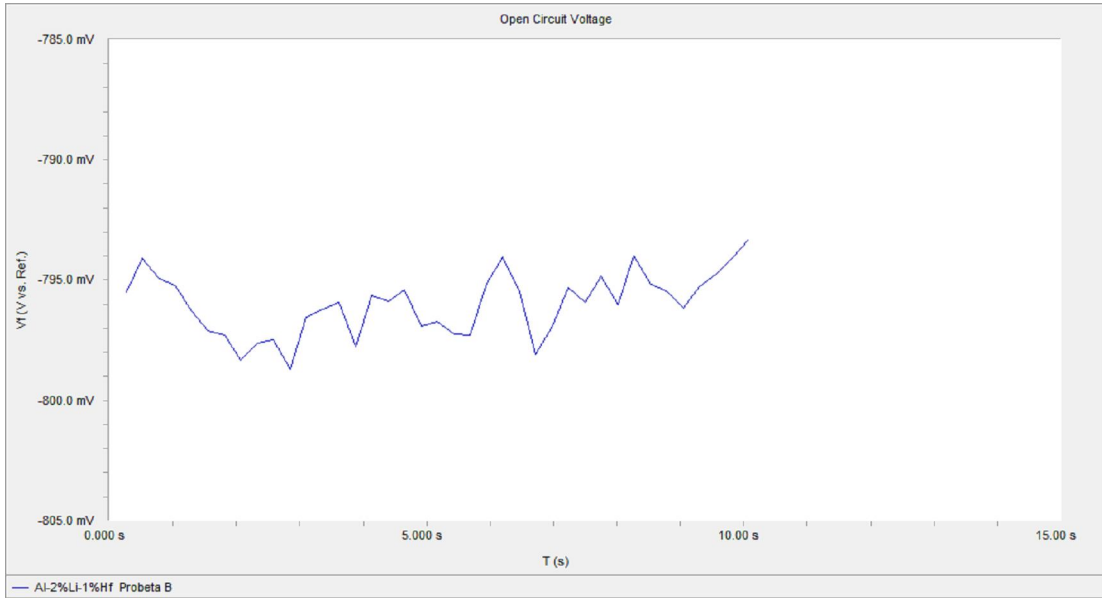


Curva de resistencia a la polarización

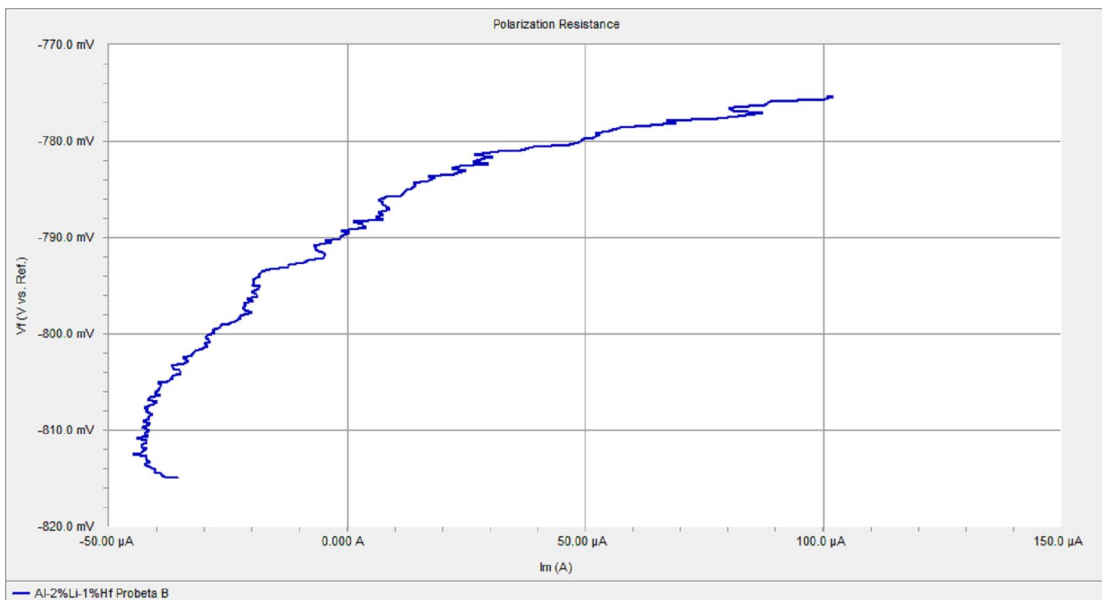


Probeta B

Determinación del Potencial a circuito abierto

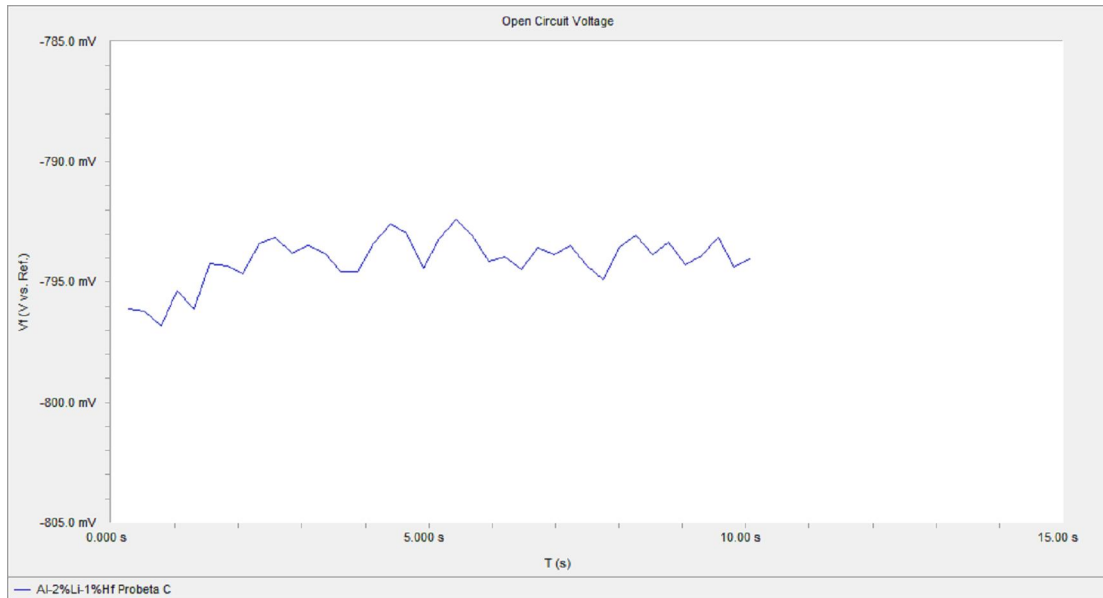


Curva de resistencia a la polarización

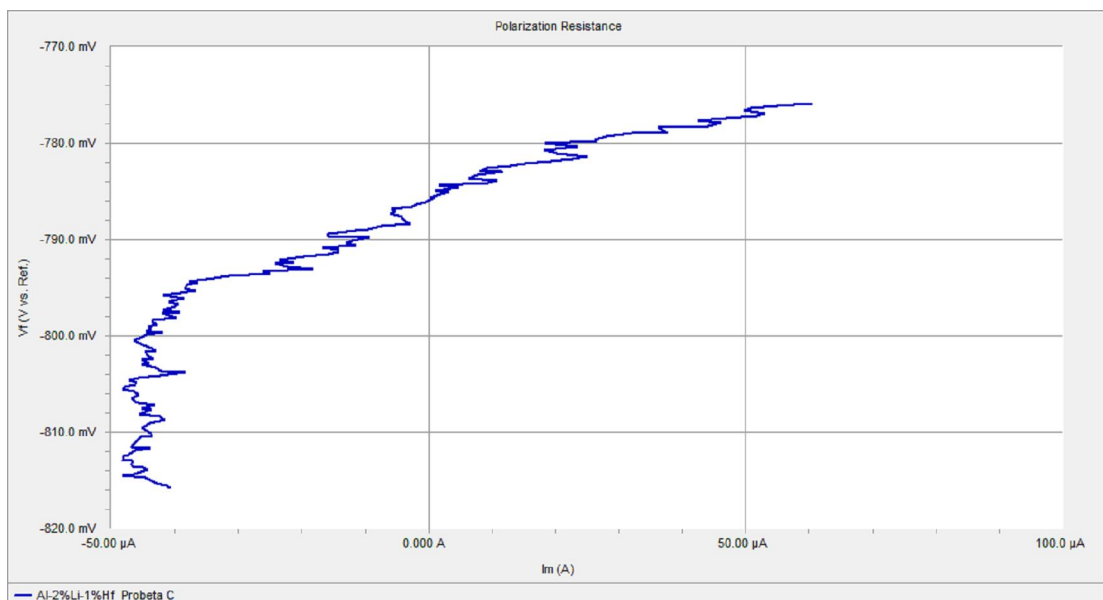


Probeta C

Determinación del Potencial a circuito abierto

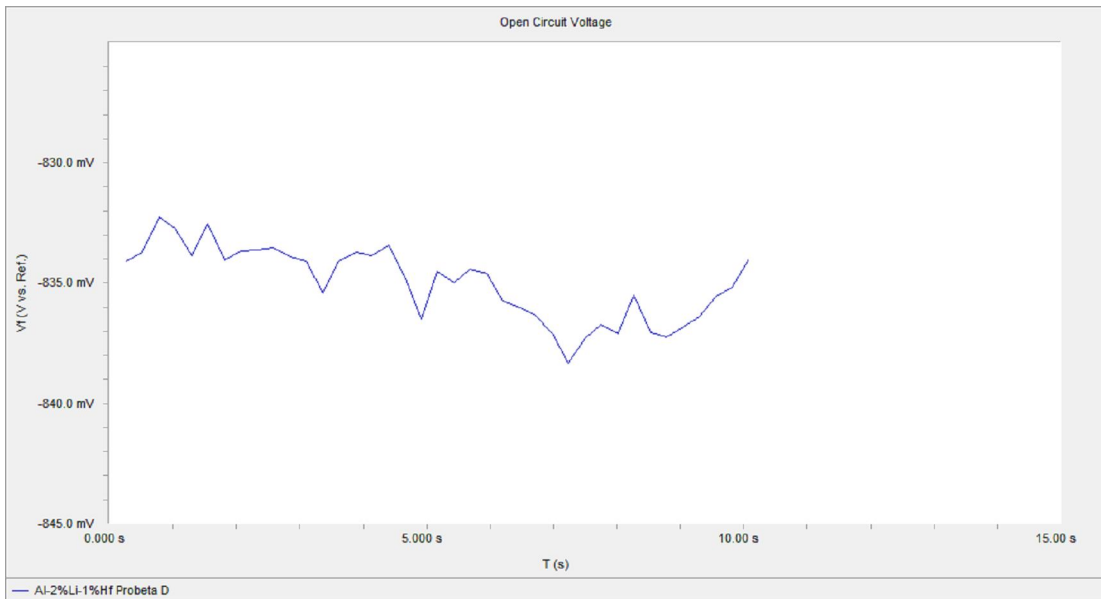


Curva de resistencia a la polarización

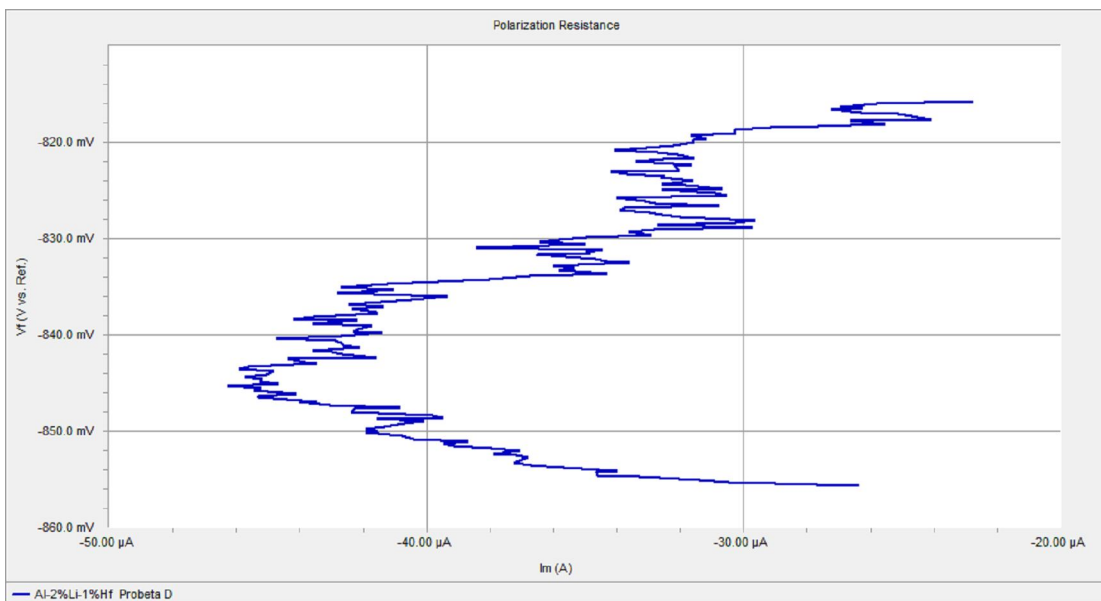


Probeta D

Determinación del Potencial a circuito abierto

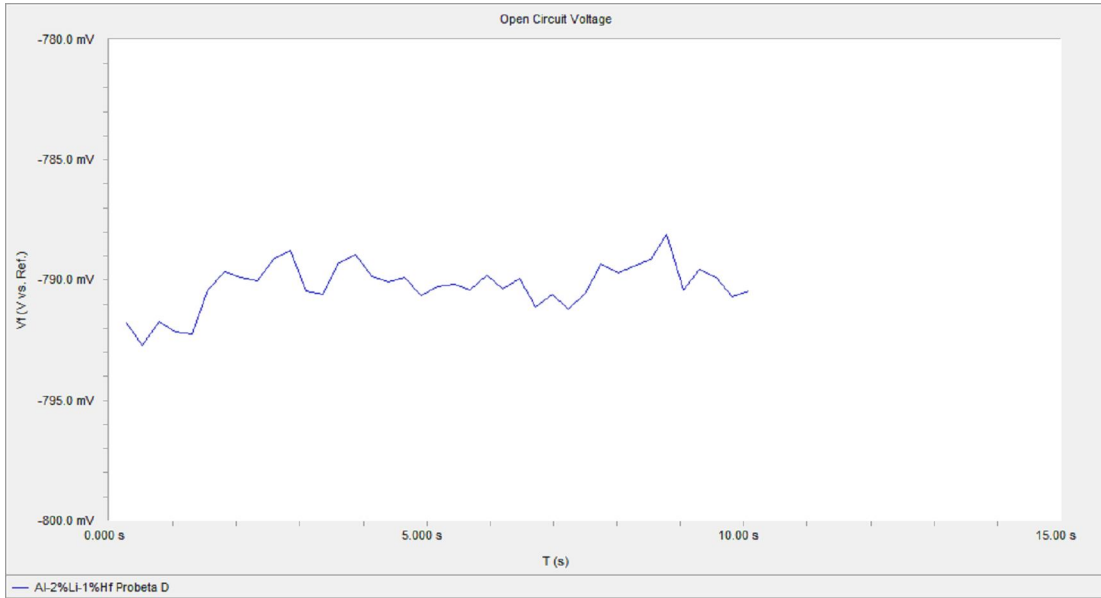


Curva de resistencia a la polarización

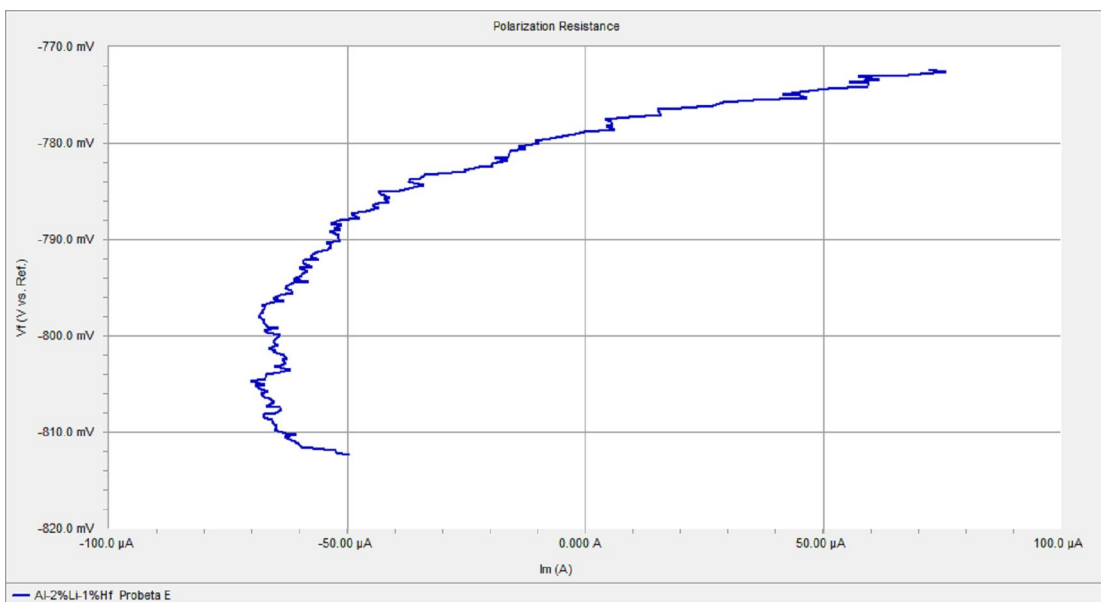


Probeta E

Determinación del Potencial a circuito abierto

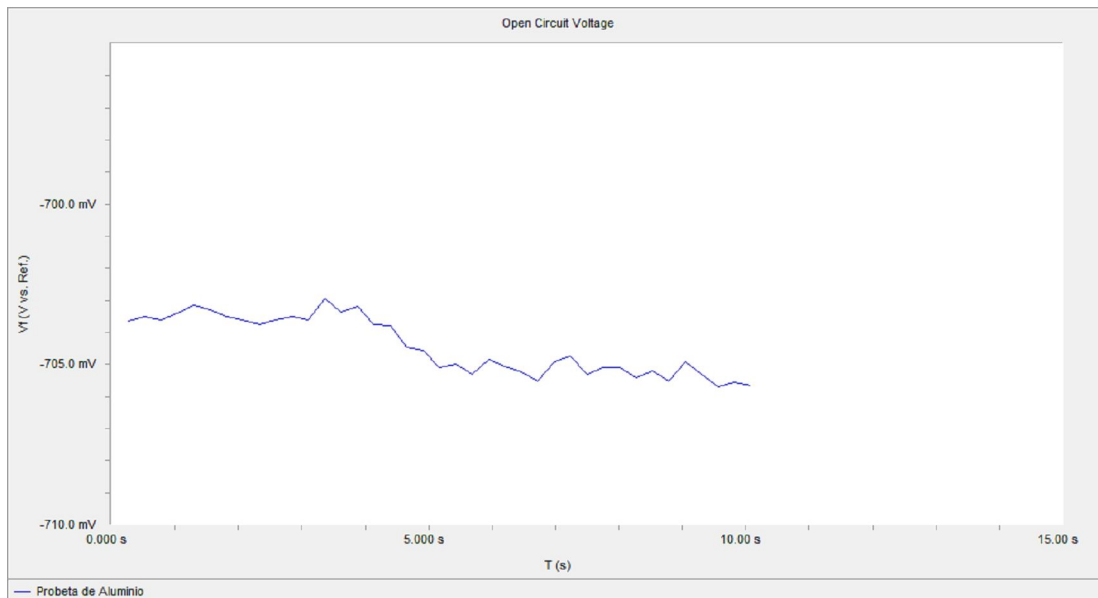


Curva de resistencia a la polarización



Probeta de Aluminio

Determinación del Potencial a circuito abierto



Curva de resistencia a la polarización

