



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE QUÍMICA

***EFFECTO DE LA RELACIÓN Fe/Cu SOBRE LA CORROSIÓN DE
LAS PIEZAS ORNAMENTALES DE ALUMINIO FUNDIDO.***

TESIS

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE

INGENIERA QUÍMICA METALÚRGICA

PRESENTA:

LIZBETH ANDRADE OCTAVIANO



Ciudad Universitaria, Cd. Mx.

AÑO 2016



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

JURADO ASIGNADO:

PRESIDENTE: Profesor: Francisco Javier Rodríguez Gómez

VOCAL: Profesor: Carlos Rodríguez Rivera

SECRETARIO: Profesor: José Fernando Flores Álvarez

1er. SUPLENTE: Profesor: Paola Roncagliolo Barrera

2° SUPLENTE: Profesor: José Alejandro García Hinojosa

SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA:

FACULTAD DE QUÍMICA, LAB. DE CORROSIÓN

ASESOR DEL TEMA:

M. en C. Carlos Rodríguez Rivera

SUPERVISOR TÉCNICO:

Dr. José Alejandro García Hinojosa

SUSTENTANTE:

Lizbeth Andrade Octaviano

Índice

Resumen	i
Hipótesis	iv
Objetivos	iv

Capítulo 1: Antecedentes Teóricos

1.1 Generalidades	1
1.2 Aleación 444.0	1
1.2.1 Colabilidad	1
1.2.2 Resistencia a la Corrosión	2
1.3 Corrosión de aluminio	2
1.3.1 Corrosión localizada en Aluminio	2
1.3.2 Influencia de la microestructura sobre el comportamiento del aluminio frente a la corrosión	3
1.3.2.1 Constituyentes de la aleación.....	4
1.4 Teoría de potencial mixto	4
1.4.1 Coeficientes de Tafel	5
1.4.1 Rectas de Tafel	6
1.5 Determinación de la velocidad de Corrosión.....	7
1.5.1 Método de extrapolación de Tafel o intersección	8
1.6 Espectroscopía de impedancia electroquímica.....	9
1.6.1 Diagrama Nyquist	10
1.7 Microscopía Electrónica de Barrido	11

Capítulo 2: Experimentación

2.1 Metodología	13
2.2 Material y Equipo	14
2.3 Preparación de solución	14
2.4 Preparación de probetas para ensayo.....	15
2.5 Análisis metalográfico	15
2.6 Celda para pruebas electroquímicas	15
2.7 Procedimiento para prueba Potencial vsTiempo	16
2.8 Espectroscopía de impedancia electroquímica.....	16
2.9 Procedimiento de Curvas de Polarización	16
2.10 Análisis puntual de fases y mapeo elemental por microscopía	

electrónica de barrido (MEB) -----	17
------------------------------------	----

Capítulo 3: Resultados y Discusión

3.1 Análisis y caracterización microestructural -----	18
3.1.1 Microestructuras previas a los ensayos electroquímicos -----	18
3.1.2 Micrografías subsecuentes a los ensayos electroquímicos -----	20
3.2 Potencial -Tiempo -----	23
3.2.1 Discusión de los resultados de potencial vs tiempo -----	24
3.3 Espectroscopía de Impedancia Electroquímica -----	26
3.3.1 Discusión general de las velocidades de corrosión obtenidas por extrapolación de Tafel -----	28
3.4 Curvas de polarización y extrapolación de Tafel-----	32
3.4.1 Discusión general de las velocidades de corrosión obtenidas por extrapolación de Tafel.-----	35
3.5 Planteamiento del mecanismo de reacción-----	38

Capítulo 4: Conclusiones

4.1 Conclusión-----	40
Bibliografía-----	41
Apéndice A-----	43
Apéndice B-----	45

RESUMEN.

La fabricación de piezas ornamentales de aluminio de colada en moldes de arena en verde, no requiere en general algún tratamiento térmico para obtener una microestructura específica y/o propiedades mecánicas debido a su aplicación final.

Por lo que concierne a la corrosión con contenidos de Fe/Cu en las aleaciones de aluminio aún no hay datos sobre el comportamiento ante la corrosión de las piezas de fundición de aluminio, sin embargo, en dichas aleaciones se habla del contenido de Cu en las cuales mejora el contenido en la dureza, en condiciones de colada y tratamiento térmico, pero no favorece la resistencia a la corrosión.

En el presente trabajo se realizó con tres distintas relaciones de Fe/Cu en la aleación A443, que fueron fabricadas dentro de las instalaciones de la propia UNAM [1]. Dichas relaciones presentan las siguientes variaciones en su contenido de Fe/Cu: 1:1, 1:2 y 1:3. Estas fueron sometidas a técnicas electroquímicas para la determinación del efecto de la variación del contenido de Cu sobre la velocidad de corrosión dentro de un medio salino.

Las pruebas electroquímicas fueron realizadas en el laboratorio de Corrosión del Departamento de Ingeniería Metalúrgica de la Facultad de Química, donde se realizaron por triplicado mediciones de potencial-tiempo (E vs T), curvas de polarización para el empleo del método de extrapolación de Tafel y Espectroscopia de Impedancia, utilizando como medio corrosivo solución al 3% de Cl que sirvió como simulador de medio salino.

También se caracterizó cada muestra mediante la técnica de Microscopia Electrónica de Barrido, con la cual se pudo determinar las fases presentes en cada muestra y las zonas corridas después de las pruebas electroquímicas a las que fueron sometidas.

Para el tratamiento de resultados y análisis matemático se empleó la paquetería de cómputo "EC-Lab" y "Origin".

INTRODUCCIÓN

El aluminio es uno de los materiales más utilizados en la fabricación de componentes industriales o de uso cotidiano gracias a sus propiedades como baja densidad, alta resistencia, buen mecanizado, buen conformado y sobre todo por su excelente acabado, que es atractivo a la vista. Por ello se ha considerado el segundo metal después del acero en consumo [2].

En la tesis que lleva por título "EFECTO DE LA RELACIÓN Fe/Cu Y BAJOS CONTENIDOS DE Ni EN LA DUREZA Y ABRILLANTADO DE PIEZAS DE ALUMINIO COLADAS EN MOLDES DE ARENA EN VERDE" elaborada en 2012 [1], se fabricaron tres diferentes aleaciones con variaciones en la relación Fe/Cu de su composición química. Esta tesis muestra el mejoramiento en la propiedad de dureza y abrillantamiento con el incremento de la concentración de Cu en la aleación, sin embargo poca información hay acerca de su resistencia a la corrosión que presentan dichas aleaciones.

Las aleaciones de aluminio se dividen en dos grandes categorías, cuya diferencia está basada propiamente en la fabricación del producto; aleaciones de conformado y aleaciones de fundición. Las aleaciones, tanto de conformado como de fundición que responden a tratamientos térmicos basados en la solubilidad de fases, se les conoce como tratables térmicamente (TT), mientras que a las aleaciones de conformado que son endurecidas por trabajo a través de reducción mecánica, generalmente en combinación con varios procesos de recocido, se les denomina no tratables térmicamente (NTT) [2].

El mecanismo de corrosión en un medio salino.

La corrosión localizada en el aluminio y sus aleaciones es un problema frecuentemente encontrado en medios acuosos que contienen particularmente iones cloruros. El proceso de corrosión por picadura en este tipo de aleaciones está relacionado con varios factores, tales como: presencia de irregularidades en la película de óxido que protege el material, existencia de heterogeneidades (inclusiones, precipitados, fases diferentes) y defectos estructurales en el material.

HIPÓTESIS

Las velocidades de corrosión pueden ser afectadas a medida del incremento en la relación Fe/Cu de un aluminio ornamental de colada frente a un medio salino.

OBJETIVOS

- Determinar la velocidad de corrosión de piezas ornamentales de aluminio en función de la relación Fe/Cu (1:1, 1:2, 1:3) en un medio salino mediante el empleo de técnicas electroquímicas.
- Proponer un mecanismo de reacción cada una de las relaciones de Fe/Cu ya mencionadas.
- Plantear el efecto que tiene el cambio de composición química (relación Fe/Cu) en la velocidad de corrosión de aluminio en un medio salino.

CAPÍTULO 1: ANTECEDENTES TEÓRICOS.

1.1 Generalidades

El aluminio es uno de los materiales más utilizados en la fabricación de componentes industriales o de uso cotidiano, debido a sus propiedades como baja densidad, alta resistencia, buen mecanizado y conformado, pero sobre todo por su excelente acabado. Esto último hace que resulte atractivo a la vista y por ello se ha considerado el segundo metal después del acero en consumo [2].

En la tesis que lleva por título "EFECTO DE LA RELACIÓN Fe/Cu Y BAJOS CONTENIDOS DE Ni EN LA DUREZA Y ABRILLANTADO DE PIEZAS DE ALUMINIO COLADAS EN MOLDES DE ARENA EN VERDE" elaborada en 2012 [1], se fabricaron tres diferentes aleaciones con variaciones en la relación Fe/Cu de su composición química. Esta tesis muestra el mejoramiento en la propiedad de dureza y abrillantamiento con el incremento de la concentración de Cu en la aleación, sin embargo, hay poca información acerca de su resistencia a la corrosión que presentan dichas aleaciones.

1.2 Aleación A444.0

La aleación A444.0 ha sido desarrollada para proporcionar un alto nivel en sus propiedades de impacto, ya que tiene una capacidad inusual para absorber energía sin fracturarse y una gran elongación de la misma. Esta aleación es adecuada para aplicaciones tales como hélices, chapas de escalones, defensas de autos, piezas ornamentales y muebles fundidos [12].

1.2.1 Colabilidad

Este tipo de aleación presenta una excelente resistencia a la fractura en caliente, así como una excelente fluidez dentro del molde.

1.2.2 Resistencia a la Corrosión

La velocidad de corrosión de esta aleación es relativamente baja, sobre todo en aquellas piezas tratadas térmicamente.

Tabla 1. Composición química límite de la aleación A444.0
(clasificación de ANSI)

Si	Fe	Cu	Mn	Mg	Cr	Zn	Ti	Otros	Al
6.5-7.5	0.20	0.10	0.10	0.05	-	0.10	0.20	0.15	Bal.

1.3 Corrosión en Aluminio.

Existen diferentes tipos o formas de corrosión que pueden ocurrir en el aluminio, que más o menos son visibles a simple vista, tales como son la corrosión uniforme, la corrosión localizada, corrosión bajo tensión, etc.

No hay una forma predominante o específica para el aluminio y sus aleaciones, ya que esto dependerá de un cierto número de factores que son intrínsecos para el metal, el medio de exposición y las condiciones de uso.

1.3.1 Corrosión Localizada en Aluminio

La corrosión localizada en el aluminio y sus aleaciones es un problema frecuentemente encontrado en medios acuosos que contienen iones cloruros.

El proceso de corrosión localizada en este tipo de aleaciones está relacionado con varios factores, tales como: presencia de irregularidades en la película de óxido que protege el material, existencia de heterogeneidades (inclusiones, precipitados, fases diferentes) y defectos estructurales en el material.

El aluminio resulta ser propenso a este tipo de corrosión en medios con pH cercano a la neutralidad, el cual cubre básicamente la mayoría de los entornos naturales como el agua superficial, agua de mar y el aire húmedo.

La iniciación y propagación de la corrosión localizada es un fenómeno muy complejo que se puede llegar a explicar de una forma muy general. En primer lugar, como todos los metales pasivos, el aluminio es propenso a la corrosión localizada causada por una rotura local de la película pasiva, que posteriormente se puede propagar en las condiciones favorables para este proceso.

En la etapa de iniciación usualmente se desarrolla en presencia de iones cloruros, que se adsorben sobre la película de óxido natural, seguido de su ruptura en los puntos débiles, formando microfisuras que dejarán de crecer después de unos días, para posteriormente pasivarse, aunque nuevas formaciones de microfisuras aparecerán en sitios frescos.

Y mientras que el oxígeno se reduce lentamente en las zonas catódicas, el aluminio formara oxido.

1.3.2 Influencia de la microestructura sobre el comportamiento del aluminio frente la corrosión.

La microestructura juega un papel importante en la ocurrencia de la corrosión localizada en aleaciones de aluminio. Esta a su vez se ve afectada por la composición química, la técnica empleada para la fabricación de las aleaciones, la mecánica subsecuente y tratamientos térmicos empleados para la fabricación de productos finales.

En este apartado se mencionan los principales factores que influyen en la microestructura y su susceptibilidad frente a la corrosión localizada.

1.3.2.1 Constituyentes de la aleación

La composición de los microconstituyentes, su tamaño, la cantidad, su localización y el potencial de corrosión relativo que se presentan entre la matriz de Al y estos, son aspectos importantes en su comportamiento frente a la corrosión de la aleación de aluminio.

Los microconstituyentes más usuales son de Fe y Si, como son: FeAl_3 , αAlMnSi , Si, etc. Las celdas locales que se producen por la presencia de dichos microconstituyentes promueven el ataque por picadura en la superficie del metal [7].

Por otra parte, la presencia de cobre reduce la resistencia a la corrosión en las aleaciones de aluminio, aunque su efecto depende en gran medida de la cantidad y su distribución en la microestructura. En solución sólida el cobre desplaza en potencial de corrosión del aluminio en dirección catódica y su valor dependerá de la cantidad que esté presente en la aleación.

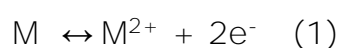
1.4 Teoría del potencial mixto

En la literatura se hace referencia de la existencia de semirreacciones para la formación de una pila que engloba una reacción electroquímica, en donde la corrosión de una probeta metálica posee las velocidades de corrosión totales de oxidación y reducción de forma equivalente [3].

Un material metálico tiene en sí diferentes fases y diferentes arreglos en sus unidades estructurales que dan pie a la distribución heterogénea de fuerzas, tales como su potencial electroquímico, por ello la formación de pilas locales de corrosión es muy favorecida, así como el desequilibrio termodinámico dentro de él.

La presencia de protones y/u oxígeno disuelto en los distintos electrolitos naturales aseguran la activación de procesos catódicos en la superficie metálica una vez que estos dos se encuentren en contacto, forzando el equilibrio a desplazarse en la dirección de oxidación para la fase metálica.

Para explicar el proceso antes mencionado se propone la presencia del metal M en una solución neutra, sus reacciones de oxidación y reducción serán:



Con potenciales estándares de -440mV vs ENH para el Fe y 401 mV vs ENH, respectivamente. La formación de la pila tendrá una diferencia de potencial de 841 mV por lo que la espontaneidad de dichas reacciones se verá favorecida.

Cada una de las semirreacciones que constituyen la pila influirá una sobre la otra, perturbando su potencial de equilibrio. El proceso global de corrosión se encontrará en un potencial intermedio entre en potencial correspondiente a la reacción anódica (E_a) y el potencial correspondiente al proceso catódico (E_c), dicho potencial recibe el nombre de potencial mixto, de reposo, en circuito abierto y de corrosión (E_{corr}).

1.4.1 Coeficientes de Tafel

Cuando la concentración de los reactivos y de los productos es equivalente en el electrolito, la ecuación de Butler-Volmer toma la siguiente forma.

$$j = j_0 \exp\left(\frac{\eta_a}{\beta_a}\right) - j_0 \exp\left(\frac{\eta_c}{\beta_c}\right) \quad (3)$$

Donde β_a y β_c , son los coeficientes de Tafel anódico y catódico respectivamente:

$$\beta_a = \frac{RT}{\alpha nF} \quad (4)$$

$$\beta_c = \frac{RT}{(1-\alpha)nF} \quad (5)$$

El valor de los coeficientes de Tafel, β_a y β_c , depende del mecanismo de las reacciones que tiene lugar en los electrodos, los cuales comprenden muy a menudo varias etapas. Sin embargo, no es necesario conocer este mecanismo para poder utilizar la ecuación de Butler-Volmer, ya que ésta describe la cinética del proceso de transferencia de carga de una manera global, independientemente del mecanismo, a partir de tres magnitudes fácilmente medibles: j_0 , β_a y β_c .

1.4.2 Rectas de Tafel

Para determinar experimentalmente los parámetros cinéticos j_0 , β_a y β_c , usualmente se recomienda utilizar una representación gráfica en la que la densidad de corriente se presenta en una escala logarítmica vs el sobrepotencial (η), este tipo de representación gráfica permite

al usuario ver la evidente linealidad que existe entre el $\log j$ y el **sobrepotencial η** .

La región en la cual el potencial que corresponde a $\eta/\beta \gg 1$ se le denomina región de Tafel o zona tafeliano.

1.5 Determinación de la velocidad de corrosión.

Existen distintos métodos experimentales para determinar la velocidad de corrosión de materiales metálicos, pero los de polarización electroquímica poseen grandes ventajas para su aplicación, como son:

- Poco gasto de tiempo: Las mediciones convencionales de velocidad de corrosión requieren de una considerable inversión de tiempo, como son días o meses, que los hacen ser un procedimiento lento y poco atractivo para su aplicación. En tanto a las técnicas de polarización electroquímica los periodos de monitoreo de la velocidad de corrosión requieren tanto solo de pocos minutos
- Alta sensibilidad
- Método no destructivo: Al ser poca la perturbación que se debe de aplicar a la muestra, esta técnica es perfecta para realizar ensayos con el mínimo uso y destrucción del material.

Las técnicas que están basadas en la polarización electroquímica son la extrapolación de Tafel y la resistencia de polarización, dichos métodos están basados en la teoría de potencial mixto.

1.5.1 Método de extrapolación de Tafel o de intersección

En la práctica se acostumbra a la representación gráfica del $\log I$ versus E que también se conoce como diagrama de Tafel. El diagrama de Tafel de la Figura 1 se puede generar directamente a partir de la ecuación de Butler-Volmer.

En la práctica, muchos sistemas de corrosión están controlados cinéticamente por la polarización de activación y obedecen por tanto a la ecuación de Butler – Volmer. Si éste es el caso, la representación gráfica del logaritmo de la corriente respecto al potencial aplicado debe presentar un comportamiento lineal (Tafeliano) en sentido anódico y catódico que indica precisamente el control cinético del sistema bajo estudio. [4]

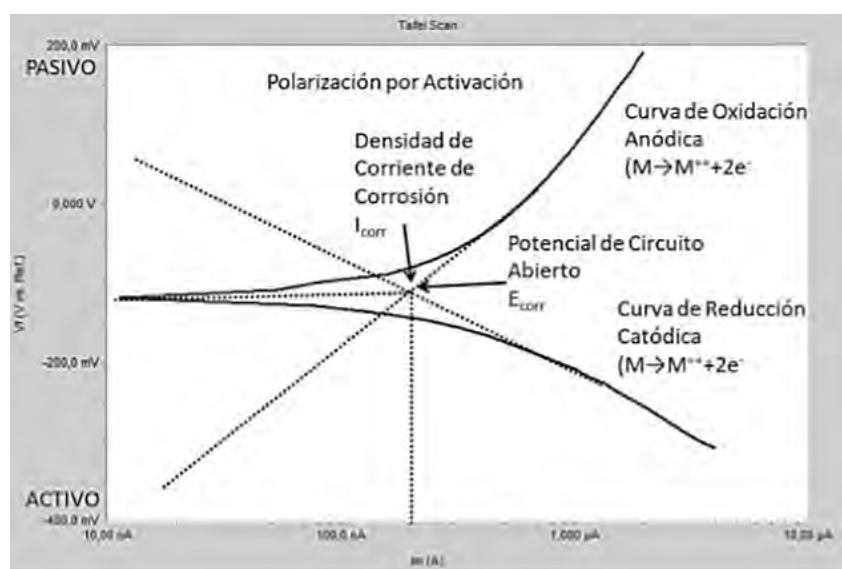


Figura 1. Diagrama característico de Tafel [15].

La principal ventaja y desventaja de este método, derivado en principio por Wagner-Traud y Evans-Hoar, es que tiene una amplia aplicabilidad en la práctica. Ya reside en la necesidad del trazado

completo de las curvas de polarización que por una parte posibilita un análisis electroquímico de la cinética del proceso de corrosión y por otra puede dar lugar a modificaciones de la superficie del electrodo por efecto de las elevadas polarizaciones aplicadas.

Gráficamente las pendientes se pueden determinar mediante el trazo de una línea tangente a cada una de las curvas de polarización (catódica y anódica). El punto donde se interceptan las rectas tangentes a las curvas (rectas que definen las pendientes de Tafel), permite por extrapolación determinar el punto de corte en el eje de corriente, correspondiendo este punto a la corriente de intercambio (i_0) o la corriente de corrosión (i_{corr}), como muestra la figura 1.

1.6 Espectroscopia de Impedancia Electroquímica

Una técnica que se utiliza para evaluar los parámetros usando corriente alterna, se llama la espectroscopia de impedancia electroquímica (EIS - Electrochemical Impedance Spectroscopy) (Raistrick, 1986; Boukamp, 1985).

Esta técnica consiste en excitar la interfase con una señal de voltaje AC de amplitud fija, pero variando la frecuencia en un rango que va desde los KHz hasta los mHz.

La impedancia de un sistema electroquímico ($Z(\omega)$) es definida como la relación entre el voltaje y la corriente de impedancia en un sistema electroquímico.

$$Z(\omega) = \frac{V(t)}{I(t)} \quad (6)$$

Donde $V(t)$ e $I(t)$ son magnitudes de voltaje de corriente en un sistema AC.

Las impedancias de un resistor (Z_R), un capacitor (Z_C) y de un inductor (Z_L) para un sistema sinusoidal, pueden ser expresadas respectivamente como:

$$Z(\omega)_R = \frac{V(t)}{I(t)} = R \quad (7)$$

$$Z(\omega)_C = \frac{V(t)}{I(t)} = \frac{1}{i\omega C} \quad (8)$$

$$Z(\omega)_L = \frac{V(t)}{I(t)} = i\omega L \quad (9)$$

Cada elemento eléctrico presente en la interfase, presenta una respuesta característica según la frecuencia de la señal, lo que define el factor de impedancia del elemento. La suma de las impedancias de todos los elementos presentes en esta interfase representa la impedancia total, cuya función puede ser tan compleja, como complejo pueda ser este circuito eléctrico que forman todos los elementos [15].

1.6.1 Diagrama de Nyquist

En la figura 2, se muestran los componentes real e imaginario de la impedancia total de una combinación en paralelo de una resistencia y un capacitor. En este caso, la respuesta se caracteriza por la presencia de un semicírculo. A bajas frecuencias la impedancia es puramente resistiva debido a que la reactancia del capacitor es muy grande. El diagrama de dicha figura corresponde a la analogía más simple de una reacción Faradámica sobre un electrodo con una Capacitancia interfacial C_{dl} .

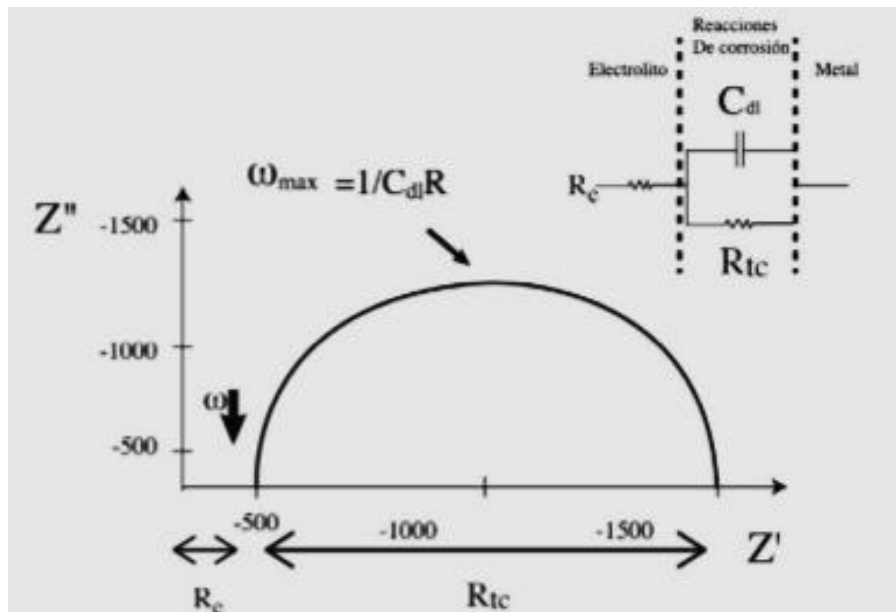


Figura 2 . Componente real (Z') e imaginario (Z'') de la impedancia total (Z) para el circuito equivalente de Randles.

1.7 Microscopía Electrónica de Barrido (MEB).

La microscopía electrónica de barrido es utilizada como una de las técnicas más versátiles en el estudio y análisis de las características microestructurales de objetos sólidos. Esta técnica permite observar muestras relacionadas con el campo de la ciencia de materiales y de materiales biológicos. Otra característica importante de microscopía electrónica de barrido (SEM) es que se puede observar muestras en tres dimensiones. La versatilidad de la microscopía electrónica de barrido deriva en gran medida de la gran variedad de interacciones que sufre el haz de electrones en el espécimen y la preparación. Las interacciones pueden dar información sobre la composición del espécimen, topografía, cristalografía, potencial eléctrico, campo magnético local, etc. Por medio de un fino haz de electrones que recorren dicha superficie y de detectores que traducen las señales que de ella emanan, transformándolas en corrientes eléctricas que se emplean en formar una imagen a través de una pantalla.

Los componentes básicos del MEB (figura3) son: A) óptica electrónica, B) cámara del espécimen, C) circuito de alimentación de la óptica electrónica, de generación de alto voltaje y de producción de barrido, D) detectores de electrones secundarios y de electrones retrodispersos, E) dispositivos para observación y registro de las imágenes [6].

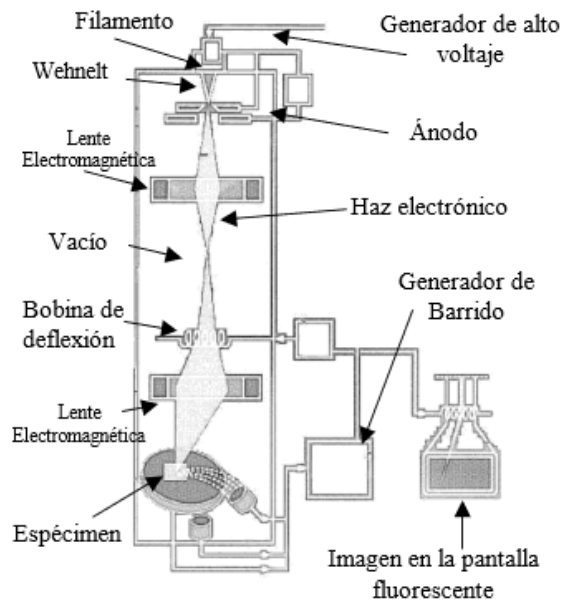


Figura 3. Esquema de componentes del Microscopio Electrónico de Barrido [6].

CAPÍTULO 2: TÉCNICA EXPERIMENTAL.

2.1 Metodología

En el presente trabajo se empleó las técnicas electroquímicas de alto campo (extrapolación de Tafel) y bajo campo (espectroscopia de impedancia electroquímica) para evaluar el efecto de la relación Fe/Cu en el aluminio ornamental de colada sobre la velocidad de corrosión en un medio salino. Ambos ensayos se realizaron por triplicado como se muestra en la Tabla 2. Dichas muestras fueron suministradas del trabajo experimental realizado para a tesis mencionada en el capítulo 1 [1].

Todas las pruebas fueron realizadas en un medio salino de 3% de cloruros la cual fue preparada con instrumental volumétrico para brindar las condiciones propicias y con la menor incertidumbre posible.

Tabla 2. Distribución de Técnicas experimentales para cada relación Fe/Cu.

Relación Fe/Cu	Muestra	Técnicas aplicadas a cada muestra
1:1	M1,M2 y M3	E vs t Espectroscopia de Impedancia
	M4, M5 y M6	E vs t Extrapolación de Tafel
1:2	M1, M2 y M3	E vs t Espectroscopia de Impedancia
	M4, M5 y M6	E vs t Extrapolación de Tafel
1:3	M1, M2 y M3	E vs t Espectroscopia de Impedancia
	M4, M5 y M6	E vs t Extrapolación de Tafel

2.2 Material y equipo

El material empleado para realizar las pruebas fue una aleación 444.0 base Al, con variación en su relación Fe/Cu, al cual se le determinó su composición química por medio de un equipo de espectrometría de emisión atómica (Tabla 3).

Tabla 3. Composiciones Químicas de las aleaciones experimentales (% en peso).

Fe/Cu	% Si	% Fe	% Cu	% Mg	% Zn	% Ti	% Al
1:1	5.79	0.3476	0.3655	0.0489	0.0186	0.1454	Bal
1:2	5.89	0.276	0.692	0.049	0.021	0.151	Bal
1:3	5.81	0.31	1.064	0.046	0.019	0.131	Bal

Se seccionó parte del sistema de colada para obtener 6 muestras de cada relación con un área transversal aproximada de 2.25 cm², las cuales fueron embebidas en resina epóxica para su mejor manejo en las pruebas a realizar.

2.3 Preparación de la solución

Se limpió previamente todo el material de vidrio y recipiente de almacenamiento con detergente, agua de grifo y finalmente con agua destilada.

Posteriormente se pesaron 30g de NaCl en una balanza analítica, dentro de un vaso de precipitado, para luego disolver con aproximadamente 200 mL de agua y agitación magnética. Una vez disuelto el soluto, se procedió a hacer el trasvase a un matraz volumétrico aforado de 1000 mL y finalmente realizó el aforo con agua destilada, así como realizar una última agitación.

2.4 Preparación de probetas para ensayos

Las 4 probetas de cada una de las relaciones de Fe/Cu (1:1, 1:2, 1:3), se embebieron en resina epóxica, posteriormente se les realizó una preparación para análisis metalográfico, que consiste en el desbaste mecánico de la superficie con una secuencia de lijas de carburo de silicio grado 240, 320, 400, 600.

Se pulieron en paño de billar (microclok), utilizando alúmina como abrasivo hasta lograr una superficie libre de rayas.

2.5 Análisis Metalográfico

Se tomó una probeta de cada una de las relaciones de Fe/Cu 1:1, 1:2, 1:3) a las cuales se les nombró $MO_{i,j}$ (utilizando los subíndices i, j para representar cada una de las relaciones ya mencionadas). Estas fueron sometidas a un ataque químico con una solución fresca de HF al 1% en volumen para poder observar y capturar las microestructuras correspondientes a diferentes aumentos, en un microscopio de platina invertida marca Olympus.

2.6 Celda para pruebas Electroquímicas.

Para la realización de esta prueba se empleó una celda electroquímica de acrílico, un electrodo de referencia de Ag/AgCl, un contraelectrodo de grafito y un electrodo de trabajo que fueron las muestras (cada una por separado) de cada relación los cuales se colocaron como lo muestra la figura 4. Esta celda ya montada se conectó al BioLogic Science Instruments VMP3.

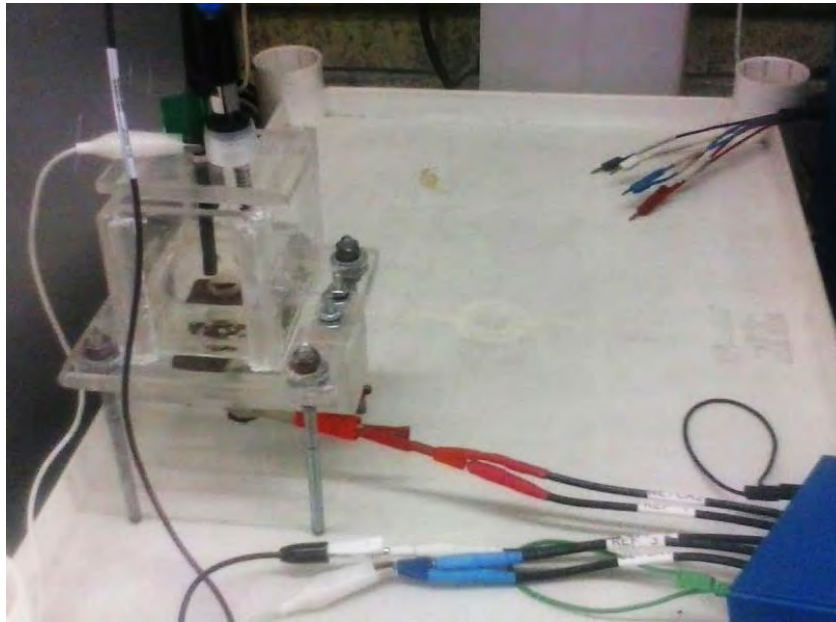


Figura 4. Celda electroquímica utilizada para las pruebas.

2.7 Procedimiento para prueba E vs t.

Una vez conectada la celda electroquímica se realizaron pruebas de E vs t en el equipo Potenciodinámico BioLogic Science Instruments y los resultados se manejaron a través del software EC-Lab y Origin pro, tomando lectura del potencial durante una hora a cada una de las relaciones de Fe/Cu y por triplicado.

2.8 Espectroscopia de Impedancia

Para las muestras M1, M2 y M3 de cada relación, al finalizar el monitoreo de E vs t durante 1h, se procedió a hacer la prueba de impedancia desde 10kHz a 10mHz y con una amplitud de 50mV. Todo en el equipo BioLogic Science Instruments y el software Ec-Lab.

2.9 Realización de extrapolación de Tafel (método de intersección)

2.9.1 Curvas de polarización

De igual manera se realizó para las muestras M4, M5 y M6 de cada relación respectivamente, el registro del E (mV) vs t durante 1h. Finalizado el ensayo se realizó un barrido con el potenciodinámico

BioLogic Science Instruments para cada sistema por triplicado a partir de Ecorr dando $\eta \pm 300\text{mV}$, aplicando una velocidad de barrido de 60mV/ .

2.10 Análisis puntual de fases y mapeo elemental por Microscopia Electrónica de Barrido (SEM)

Al finalizar las curvas de polarización, se seleccionaron 3 muestras representativas (una de cada relación Fe/Cu), las cuales fueron llevadas al Microscopio Electrónico de Barrido para su análisis, perteneciente a la Facultad de Química, donde se le realizó un mapeo elemental de Si, Fe, Cu. Así como un análisis puntual de las fases para poder identificar el tipo de fase que presenta cada relación.

CAPÍTULO 3. RESULTADOS Y DISCUSIÓN

Los siguientes resultados fueron obtenidos mediante la metodología expuesta en el capítulo anterior; para un mejor manejo de estos y la apreciación del lector, se decidió presentarlos en forma gráfica y/o de imágenes junto con una discusión escrita.

3.1 Análisis y caracterización microestructural.

3.1.1 Microestructuras previas a los ensayos electroquímicos.

En las microestructuras tomadas a 200X (figura 5) se puede observar un aluminio no modificado, por la ausencia de un agente modificante como el Sr o Na, confirmando la composición química presentada con anterioridad en el capítulo 2.

Las imágenes revelan una microestructura típica de colada, donde se aprecian láminas de Si con **su respectiva matriz α** , también se puede visualizar fases ricas en Cu y otras en Fe. Pese a la variación en la relación de Fe/Cu en concentración química, las fases que se lograron distinguir son de las mismas para los tres casos, sin embargo, la cantidad y tamaño son diferentes.

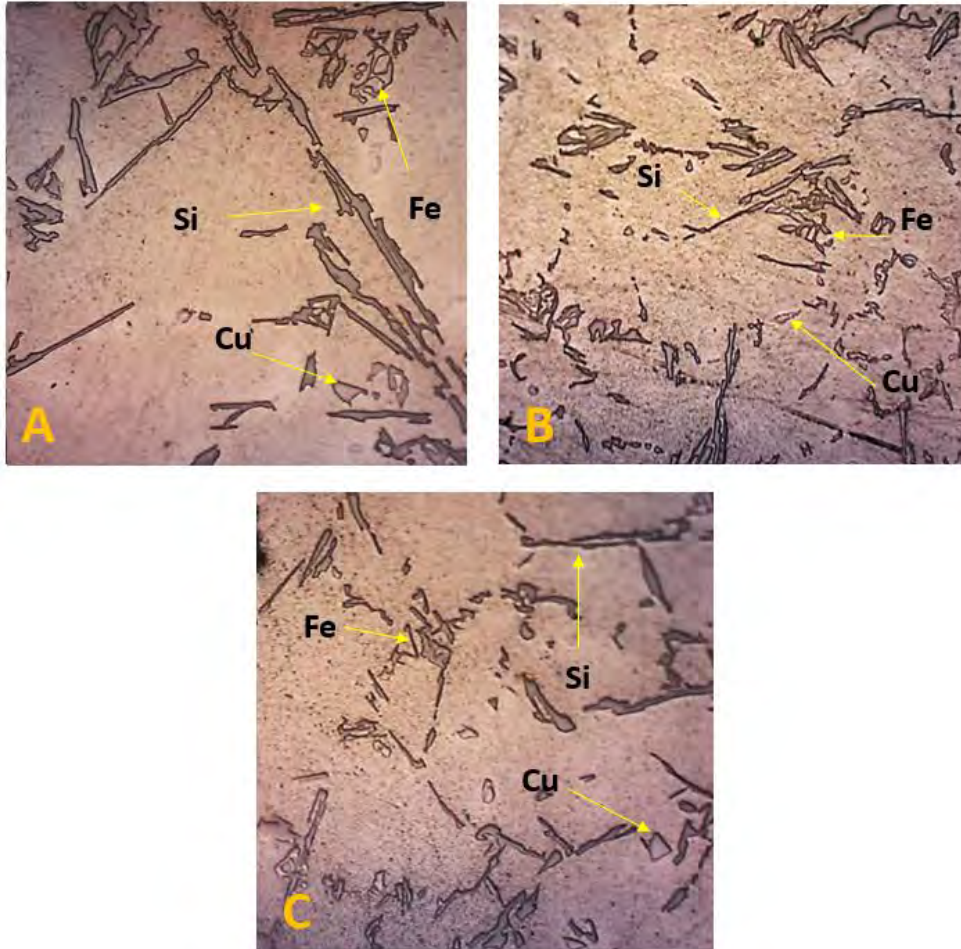


Figura 5. Micrografías obtenidas por microscopio óptico. A) 1:1, B) 1:2 y C) 1:3 antes de las pruebas electroquímicas. Con aumento de 200x

Para la relación 1:1 las láminas de Si son de un tamaño más grande que las relaciones 1:2 y 1:3, donde el tamaño de estas es similar. Mientras que para las fases ricas en Cu o Fe su tamaño y cantidad de ellas son parecidos en los tres casos.

3.1.2 Micrografías subsecuentes a los ensayos electroquímicos.

Las imágenes mostradas en la figura 6 corresponden a las obtenidas por microscopía electrónica de barrido, que fueron tomadas a 300X. En el centro de estas imágenes se pueden apreciar la pérdida de material en la superficie, debido a los ataques corrosivos durante la polarización realizada para la obtención de los diagramas de Tafel.

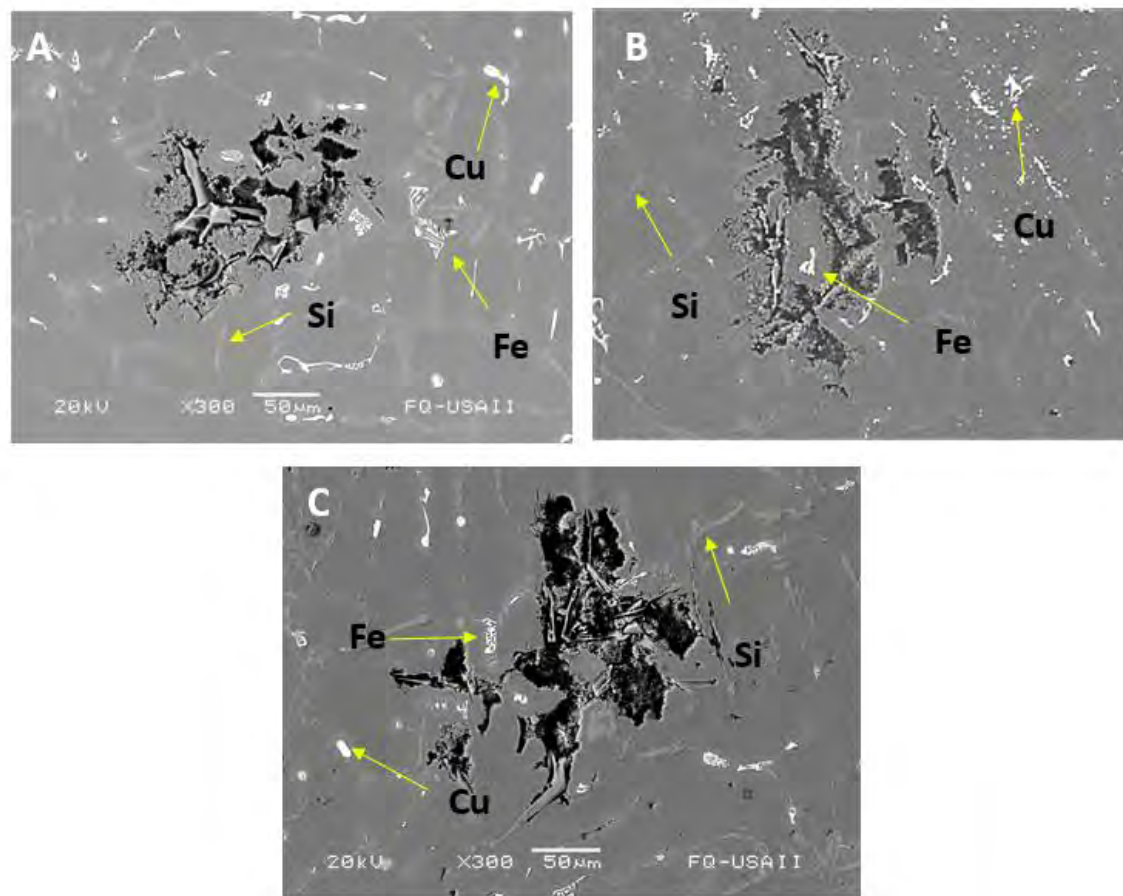


Figura 6. Micrografías obtenidas por MEB de la relación Fe/Cu A) 1:1, B) 1:2 y C) 1:3 después de las pruebas electroquímicas.

En la figura 6 se indica la presencia de fases ricas en Si, Fe y Cu dentro de una matriz α de la misma manera que se localizó en las

microestructuras obtenidas por un microscopio óptico. También se **aprecia que la pérdida de material es en la fase α .**

La pérdida de material en las tres relaciones se presenta de manera localizada, que es un tipo de corrosión típico por la heterogeneidad del material, tanto en tamaño de microconstituyentes o fases como en su distribución y cantidad de ellos. Por lo anterior se presentan en las figuras 7-9, las imágenes de distribución de fases obtenidas por SEM.

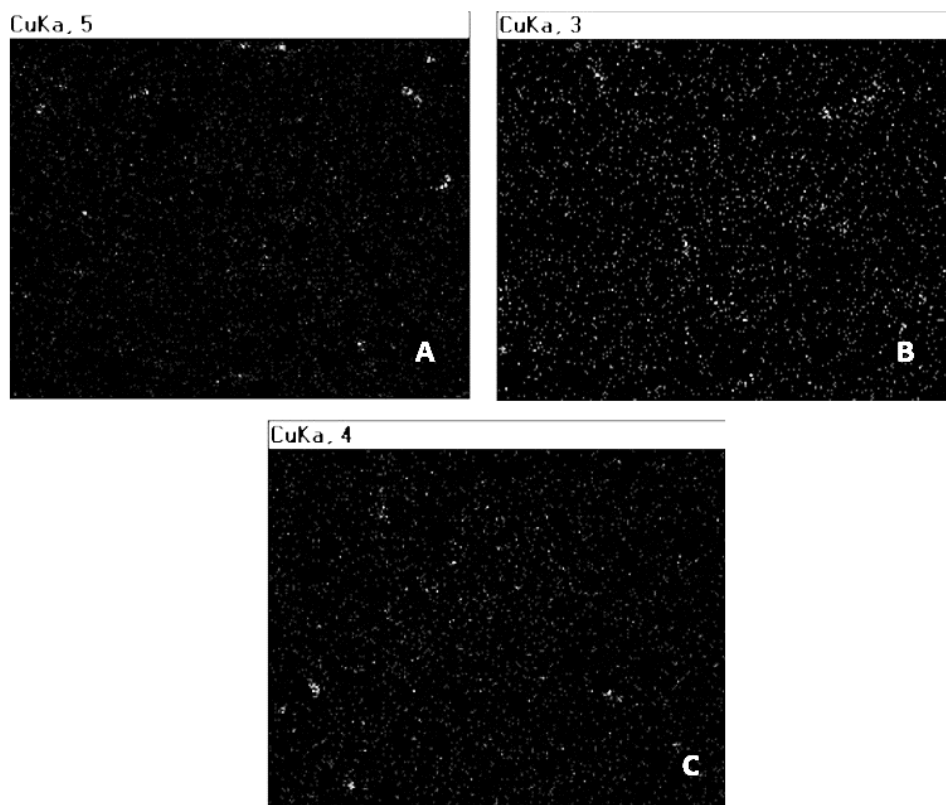


Figura 7. Micrografías de retrodispersados de las fases ricas en Cu obtenidas por MEB de la relación Fe/Cu A) 1:1, B) 1:2 y C) 1:3 después de las pruebas electroquímicas.

Para el grupo de imágenes de la figura 7 se muestran las fases de Cu presentes en las muestras por técnica de retrodispersados, donde las zonas más brillantes de las imágenes son las fases a estudiar (fases ricas en Cu).

En el mapeo realizado se estimó que la composición promedio de las fases ricas en cobre (Al_2Cu) es de 47.37% Al, 47.45% Cu 4.96% Si y 0.22% Fe.

El conjunto de imágenes mostradas en la figura 8 corresponde al mapeo para la localización de las fases ricas en Fe y su composición química. Para estas fases se encontró que su composición promedio es 50.61% Al, 26.94% Fe, 8.04% Si, 5.32% Cu, 3.82% Pb y 3.77% O posiblemente correspondiente al intermetalico Al_3Fe .

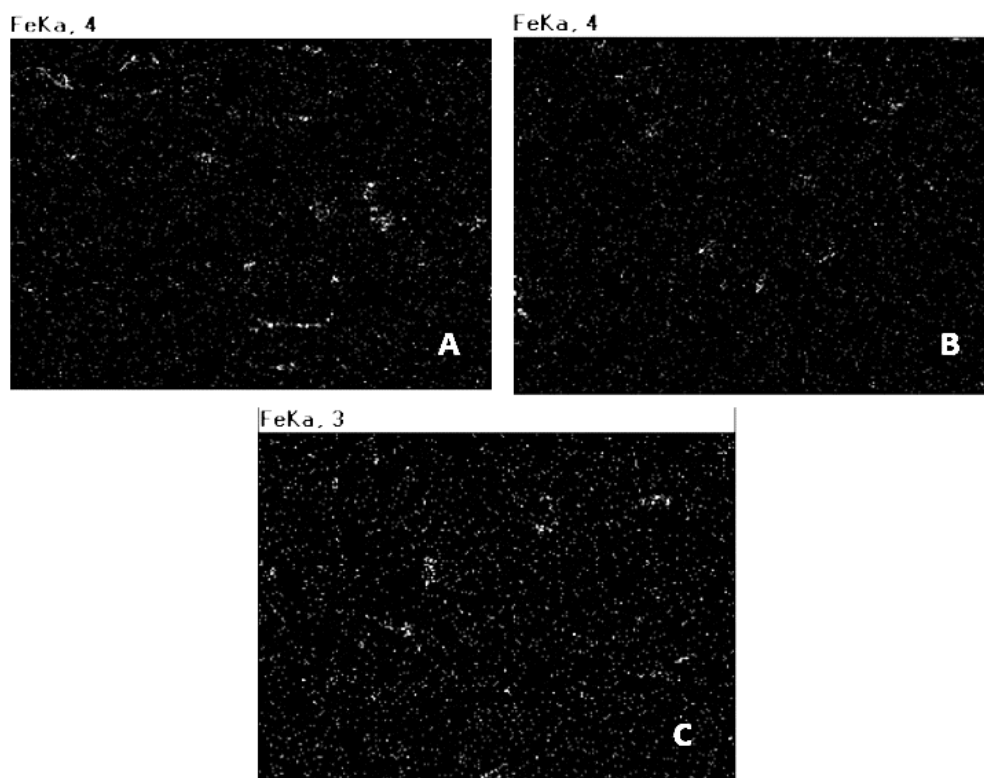


Figura 8. Micrografías de retrodispersados de las fases ricas en Fe obtenidas por MEB de la relación Fe/Cu A) 1:1, B) 1:2 y C) 1:3 después de las pruebas electroquímicas.

Finalmente, en la figura 9, se muestra la morfología y distribución de fases de Si presentes en las muestras trabajadas, su composición química promedio estimada por MEB es de 96.12% Si y 3.88% Al

Este conjunto de imágenes muestra un detalle importante acerca de la corrosión localizada, ya que como se puede ver en la figura 13, el

ataque corrosivo se encuentra en la parte central, por lo que estas imágenes permiten asegurar que la pérdida de material es **efectivamente de la matriz α** o dicho en otras palabras el material corroído ha sido el aluminio dejando al centro las fases de Si sin daño.

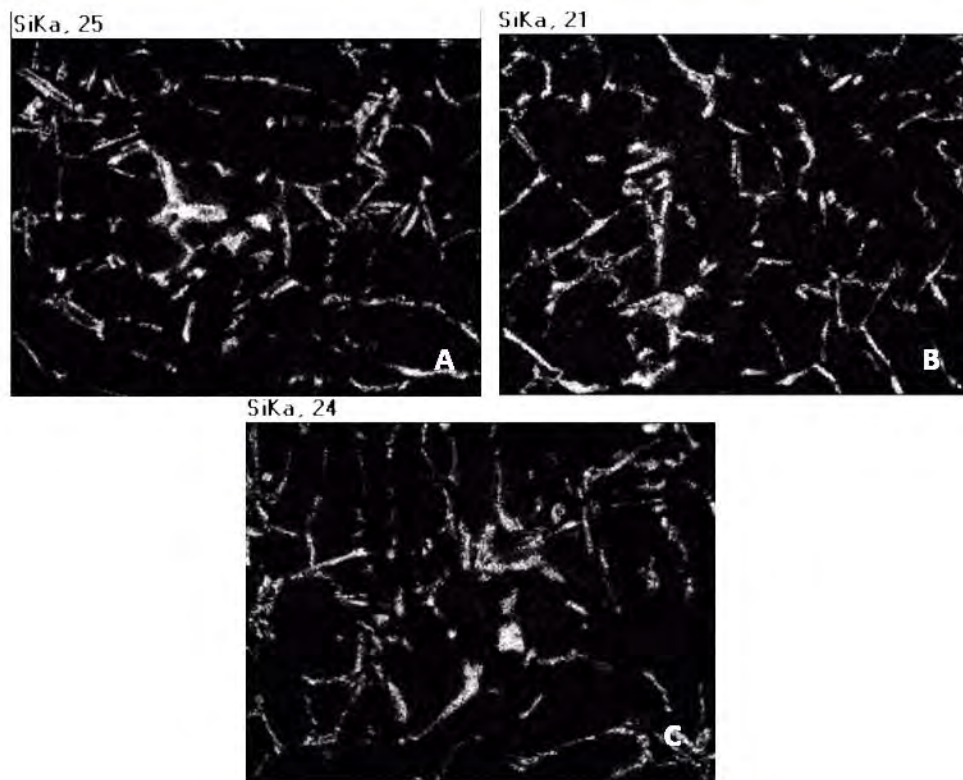


Figura 9. Micrografías de retrodispersados de las fases ricas en Si obtenidas por MEB de la relación Fe/Cu A) 1:1, B) 1:2 y C) 1:3 después de las pruebas electroquímicas.

3.2 Potencial de corrosión en función del tiempo (E_{corr} vs t)

Estos resultados se presentan en la figura 11, que es un esquema que muestra la comparación de la medición del Potencial de reposo de las muestras de Al en una solución al 3% Cl, en función del tiempo

(E_{corr} vs t). Esta comparación se realizó con las curvas "representativas" del comportamiento de todas las muestras a las cuales se le realizó la medición del potencial en función del tiempo.

3.2.1 Discusión de Potencial- Tiempo.

De las tres relaciones se puede observar que la relación 1:2 y 1:3 son las que presentan mayor estabilidad en el potencial, manteniendo su valor de una manera "constante" durante la prueba. Por su parte la relación 1:1 no logró un comportamiento estable en su potencial al cabo de 60 min (tiempo en el cual se desarrollaron las pruebas).

En gran medida la explicación de estas discrepancias que se presentaron en los resultados de las mediciones de potencial en función del tiempo se atribuye a su composición química y la distribución de las fases de cada uno de los triplicados, ya que al observar los resultados de los conjuntos de triplicados de cada relación Fe/Cu, existe una reproducibilidad baja en el experimento (ver apéndice A).

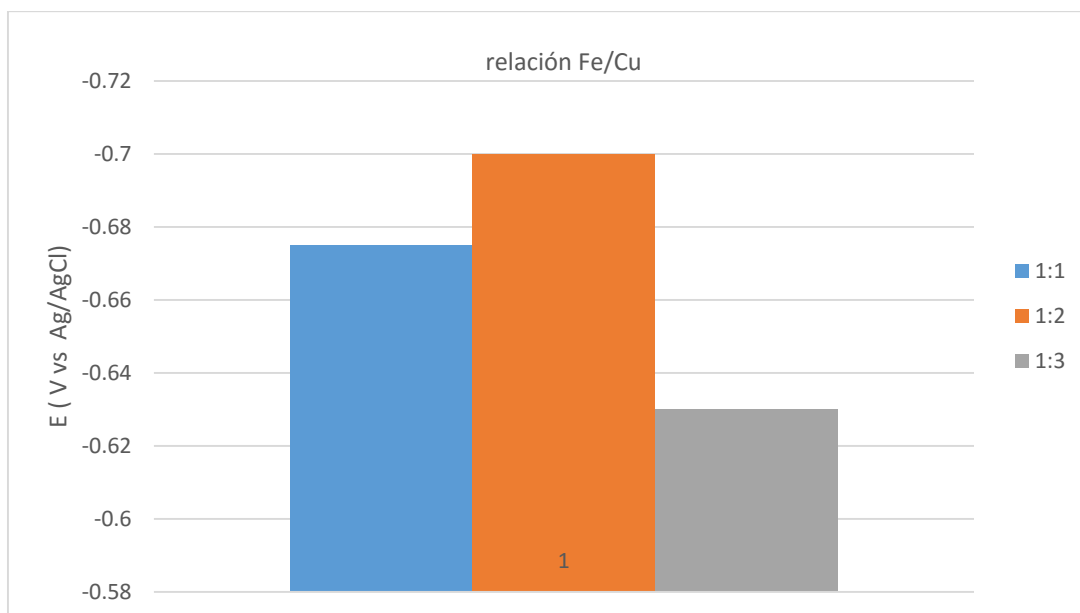


Figura 10. Esquema comparativo de los potenciales promedios de cada relación Fe/Cu.

En la figura 10, la gráfica de barras nos permite visualizar el comportamiento de los potenciales promedios de cada relación de Fe/Cu, donde claramente se puede ver que el potencial promedio más activo lo presentó la relación 1:2, seguido de la 1:1 y el potencial promedio más noble lo tuvo la relación 1:3. Con estos resultados se puede hablar de que el potencial de corrosión en las piezas ornamentales de aluminio no se vio afectado por la variación de Fe/Cu en su composición química.

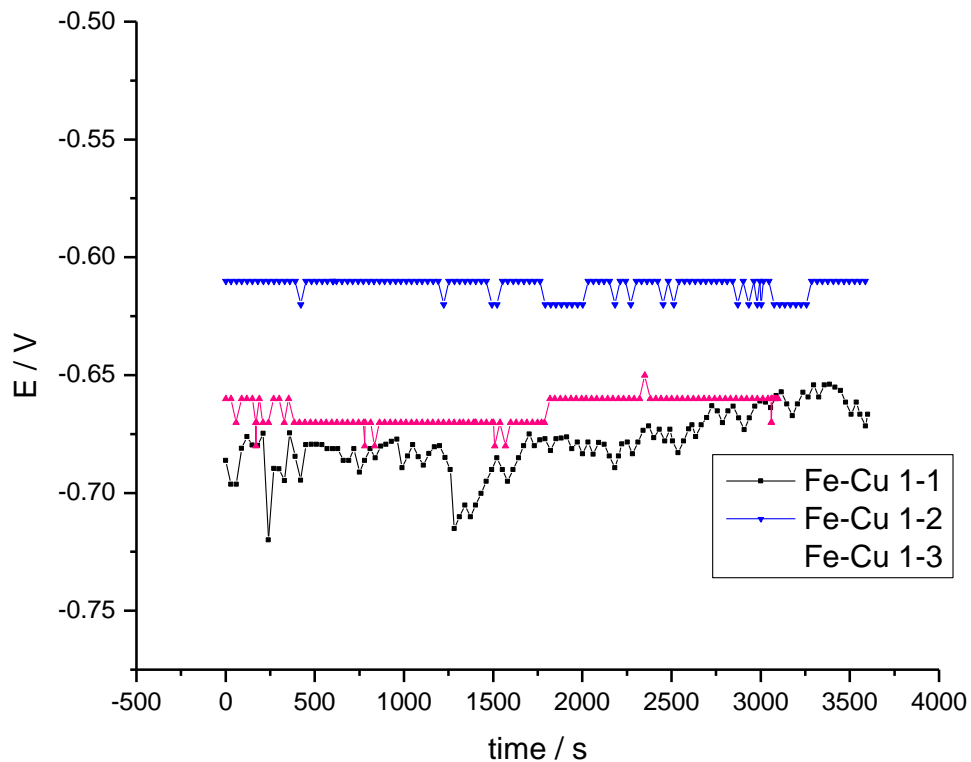


Figura 11. Esquema comparativo de las curvas experimentales de Potencial- Tiempo, para las relaciones 1:1, 1:2, 1:3.

3.3 Espectroscopia de Impedancia

Al finalizar las pruebas de impedancia se extrajeron los datos del software EC-Lab y se graficaron las curvas Nyquist para cada relación con la paquetería Origin.

A continuación, se presentan las curvas por triplicado de cada relación (Figuras 12-14)

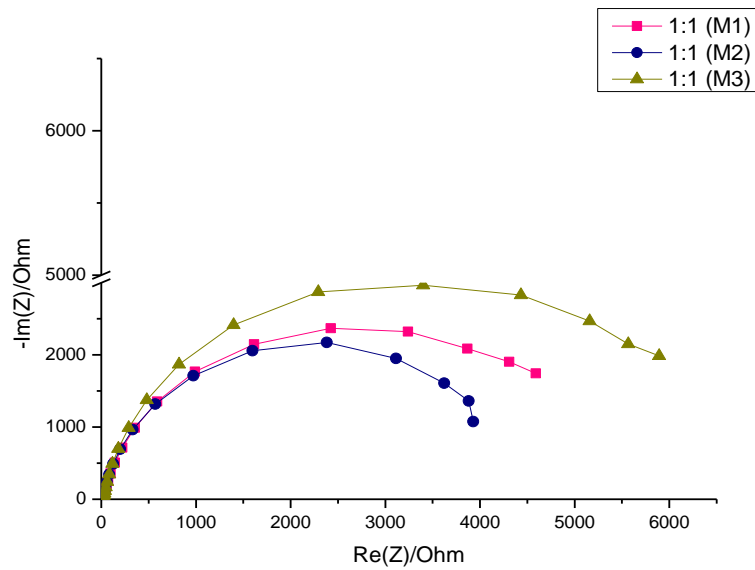


Figura 12. Resultados de espectroscopia de impedancia para la relación 1:1 (Triplicado).

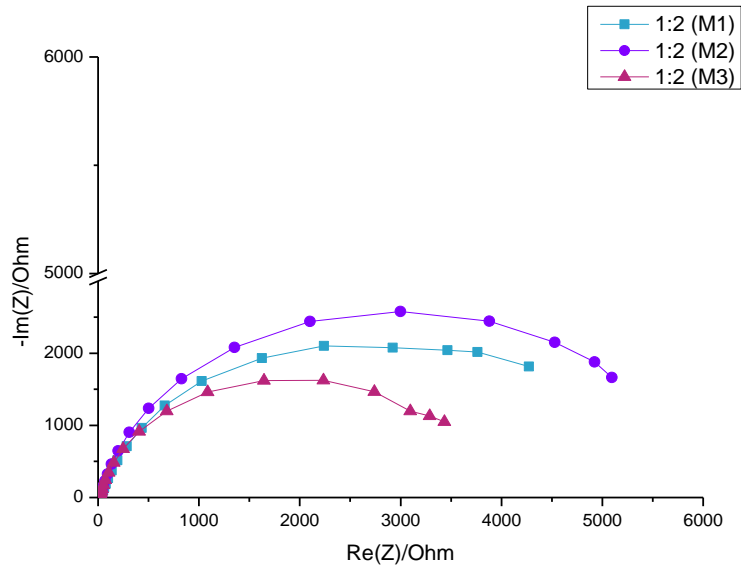


Figura 13. Resultados de espectroscopia de impedancia para la relación 1:2 (Triplicado)

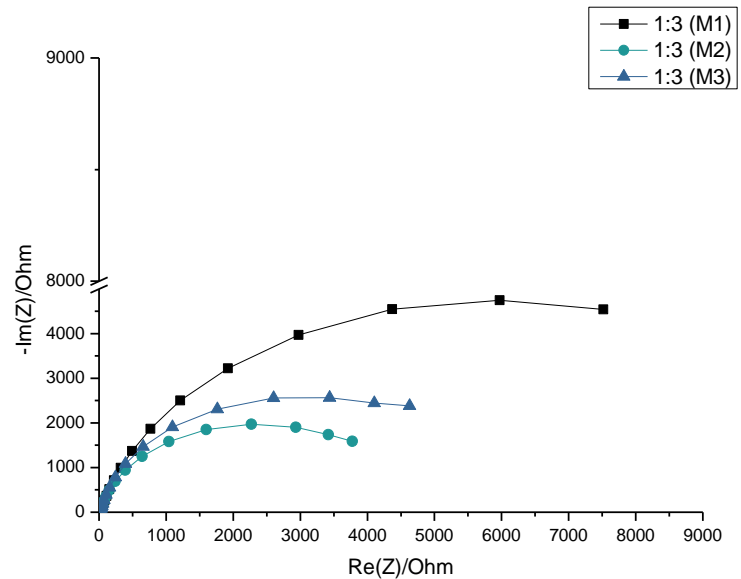


Figura 14. Resultados de espectroscopia de impedancia para la relación 1:3 (Triplicado)

Como se puede observar en los resultados de impedancia, la variabilidad de resistencia a la transferencia de carga (diámetro del

semicírculo, en ohm) es poca entre las relaciones, no obstante, se procedió a realizar una simulación con el software EC- lab para poder profundizar en el análisis de estos las curvas de simulación se pueden encontrar en el apéndice B.

3.3.1 Discusión general de los resultados de espectroscopia de Impedancia

Para analizar los diagramas anteriores, es de gran utilidad recurrir al concepto de circuito eléctrico equivalente, que es una hipotética combinación de elementos eléctricos que tienen un comportamiento similar al electrodo de estudio.

El modelo de Randles (Figura 15) es el circuito equivalente que simula un sistema electroquímico de un metal desnudo inmerso en un electrolito conductor, mediante una resistencia de transferencia de carga (R_{ct}), que informa del proceso de corrosión, en paralelo con un capacitor (C), que simula la doble capa electroquímica. Finalmente, en serie incluye la resistencia del electrolito (R_{elc}) tal y como se reporta en la literatura. Esta última resistencia (R_{elc}) tiene poca variabilidad entre prueba y prueba, como se puede observar en las tablas de la 4 a la 6.

Hay poco que decir al respecto de este comportamiento ya que en todos los ensayos se utilizó la misma concentración de cloruros (3%), de ahí su poca variabilidad.

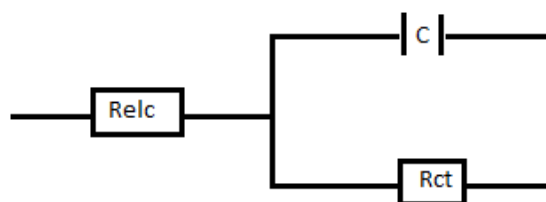


Figura 15. Modelo de Randles de un sistema electroquímico.

En la figura 16 se muestra el diagrama de Nyquist que describe el circuito de Randles. Es posible demostrar que el diámetro de la semicircunferencia resulta ser R_{ct} . El punto de intersección de la misma con el eje real a frecuencias elevadas, equivale a R_{elc} .

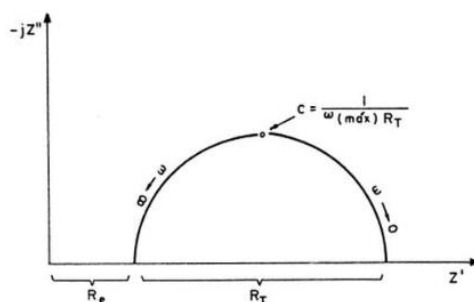


Figura 16. Diagrama de Nyquist correspondiente al circuito equivalente de Randles [16].

Los cálculos y el ajuste de datos experimentales con el circuito, se realizaron con el software comercial Ec-Lab, obteniendo así los valores de las resistencias y capacitancia.

Tabla 4. Valores de los elementos del circuito equivalente para la relación Fe/Cu 1:1 en tres diferentes muestras.

Relación Fe/Cu	Relc (Ohm*cm ²)	C (F)	Rtc (Ohm*cm ²)	i (A/cm ²)	mpy	mm/año
1:1						
M1	18.74	2.02E-05	3643.46	7.13607E-06	3.06	0.0777
M2	18.87	1.62E-05	3667.02	7.09023E-06	3.04	0.0772
M3	18.13	1.69E-05	3217.78	8.0801E-06	3.46	0.0880

La tabla 4 muestra los valores obtenidos por simulación para la relación 1:1 entre los cuales se encuentra el valor de la resistencia a la transferencia de carga representada por R_{ct} , que permitió la

obtención de la velocidad de corrosión para cada muestra, con el empleo de la ecuación de Stern-Geary y una $B= 0.026V$.

Existe poca variabilidad entre los datos de R_{ct} y C , que fueron obtenidos en esta prueba, con ello se puede hablar de una velocidad de corrosión promedio de 3.18 mpy.

Tabla 5. Valores de los elementos del circuito equivalente para la relación Fe/Cu 1:2 en tres diferentes muestras.

Relación Fe/Cu	R_{elc} ($\Omega \cdot \text{cm}^2$)	$C(F)$	R_{tc} ($\Omega \cdot \text{cm}^2$)	i (A/cm^2)	mpy	mm/año
1:2						
M1	22.12	1.66E-05	5346.21	4.86326E-06	2.08	0.0529
M2	19.83	1.23E-05	3974.90	6.54104E-06	2.80	0.0712
M3	15.86	1.61E-05	2551.76	1.01891E-05	4.37	0.1109

Los resultados de las muestras 1:2 (tabla 5) presentan una gran variabilidad para los resultados de la resistencia a la transferencia de carga (R_{tc}), por ello sus valores de velocidad de corrosión varían entre los 2.80-4.37 mpy.

El fenómeno de variabilidad de resultados se puede explicar por la heterogeneidad que presentan las muestras, ya que no se puede asegurar una distribución semejante de las fases en todo el material. No obstante, para fines comparativos entre las relaciones y de reproducibilidad del experimento se descartan los valores obtenidos de la probeta M3 de dicha relación, ya que esta es la que presenta

valores poco similares a los obtenidos de las otras dos muestras. Con ellos se puede decir que el valor de velocidad de corrosión para esta relación se encuentra en un promedio de 2.44 mpy

Tabla 6. Valores de los elementos del circuito equivalente para la relación Fe/Cu 1:3 en tres diferentes muestras.

Relación Fe/Cu	Relc ($\Omega \cdot \text{cm}^2$)	C(F)	Rtc ($\Omega \cdot \text{cm}^2$)	i (A/cm ²)	mpy	mm/año
1:3						
M1	20.47	1.17E-05	6993.19	3.71791E-06	1.59	0.0405
M2	16.63	1.61E-05	3974.90	6.54104E-06	2.80	0.0712
M3	20.01	1.48E-05	3911.28	6.64744E-06	2.85	0.0724

Finalmente, en la tabla 6 se presentan los valores obtenidos para las muestras de la relación 1:3. Donde resaltan los resultados de la muestra 1, porque presentó un comportamiento discrepante a las otras muestras.

Se puede encontrar que la velocidad de corrosión promedio para esta relación y mediante esta técnica se presenta en 2.82 mpy.

Con base en los resultados presentados en las tablas 4-6 se puede analizar el comportamiento entre cada relación.

Comenzando con la capacitancia, que es un elemento asociado a la formación de la doble capa electroquímica. Este es identificado como C del metal, que es un indicador del deterioro del material y de su actividad electroquímica, ya que refleja la transferencia de cargas del metal hacia el electrolito. Es decir, si la C es alta quiere decir que existe alta transferencia de carga y por lo tanto mayor velocidad de corrosión. Altos valores de C (del orden de milifaradios) se han asociado en la literatura con corrosión localizada. Observando los valores de este elemento en las tablas ya mencionadas el valor de la

capacitancia en los tres casos no representa un incremento, ni una variabilidad significativa entre las tres relaciones. De hecho, muestra un comportamiento algo constante, donde el orden de magnitud de 10^{-05} Faradios que nunca cambia y su valor es muy similar en todos los casos.

La resistencia a la transferencia de carga (R_{tc}) presente también en la formación de la doble capa, como ya se mencionó con anterioridad está íntimamente ligado a la velocidad de corrosión que puede llegar a presentar el material.

Como ya se ha mencionado, el comportamiento de la velocidad de corrosión promedio en las tres relaciones fue similar, entre el rango de 2.44-3.18 mpy, con algunas variaciones que se han atribuido a la naturaleza del material, como fue su heterogeneidad en la distribución y tamaño de las fases presentes, así como a la porosidad y defectos de la superficie resultado de su proceso de fabricación.

3.4 Curvas de polarización y extrapolación de Tafel.

En las siguientes figuras, de la 17 a la 19 se muestran las curvas de polarización obtenidas mediante un barrido potenciodinámico de ± 300 mV, en las cuales se puede observar que hay la presencia y recurrencia de un corriente límite en la rama catódica para las tres relaciones estudiadas.

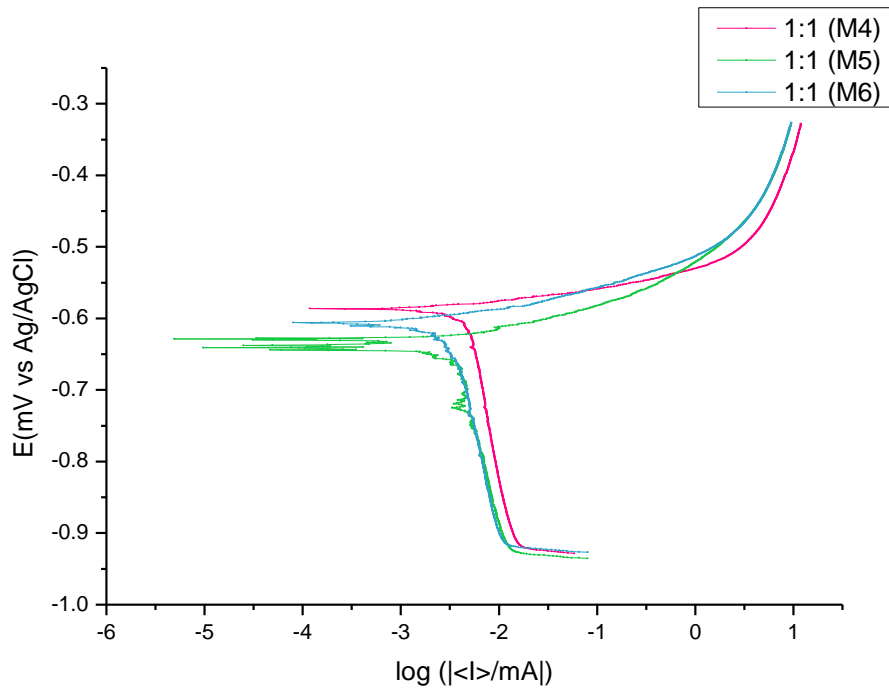


Figura 17. Curvas de polarización de la relación Fe/Cu 1:1 (Triplicados).

Para la realización del método de intersección se tomó el valor de las corrientes límite que presentan las curvas de polarización y este mismo se considera como i_{corr} .

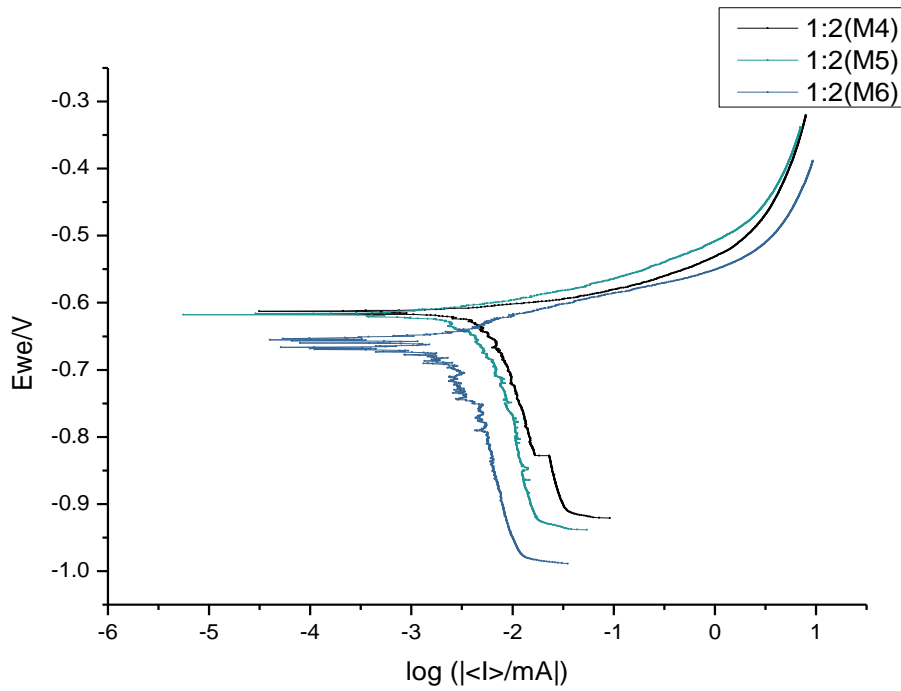


Figura 18. Curvas de polarización de la relación Fe/Cu 1:2 (Triplicados).

En las tablas de la 7 a la 9 se presentan los resultados de este método como es el potencial de corrosión, el logaritmo de la corriente, así como su transformación a velocidades de corrosión en mm/año y mpy.

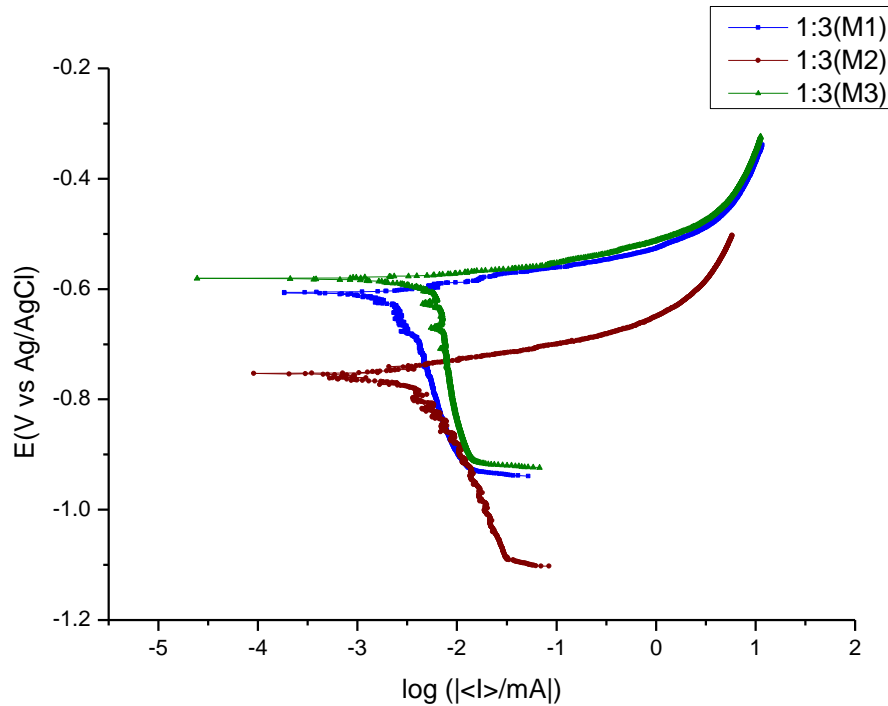


Figura 19. Curvas de polarización de la relación Fe/Cu 1:3 (Triplicados).

3.4.1 Discusión general de las velocidades de corrosión obtenidas por extrapolación de Tafel.

Los resultados obtenidos para relación 1:1 (Tabla 7) presentan una gran similitud entre ellos teniendo un potencial de corrosión promedio de -0.607 V vs Ag/AgCl, también las pendientes presentan un comportamiento y valor análogo, por ello las velocidades de corrosión oscilan de 1.77 -2.55 mpy, siendo la velocidad promedio para esta relación Fe/Cu de 2.09 mpy.

Tabla 7. Resultados de velocidades de corrosión de la relación Fe/Cu 1:1.

Relación Fe/Cu	Muestra	E (V vs Ag/AgCl)	Log i (mA)	icorr (mA/cm ²)	mpy	mmy
1:1						
	M4	-0.589	-2.337	0.00586	2.51	0.064
	M5	-0.627	-2.446	0.00456	1.95	0.050
	M6	-0.605	-2.488	0.00414	1.77	0.045

La Tabla 8 que muestra del mismo modo los valores del potencial de corrosión para la relación Fe/Cu 1:2, permite ver que los valores son muy cercanos entre sí, con una media de -0.628 V vs Ag/AgCl. Sin embargo, las pendientes de estas curvas de polarización no son tan similares entre ellas como en el caso anterior, teniendo mayor amplitud en los valores de velocidad de corrosión, que va de 1.55 a 3.16 mpy.

Tabla 8. Resultados de velocidades de corrosión de la relación Fe/Cu 1:2.

Relación Fe/Cu	Muestra	E (V vs Ag/AgCl)	Log i (mA)	icorr (mA/cm ²)	mpy	mmy
1:2						
	M4	-0.612	-2.236	0.00739	3.16	0.080
	M5	-0.617	-2.308	0.00626	2.68	0.068
	M6	-0.655	-2.545	0.00363	1.55	0.040

Cabe recalcar que esta variabilidad se puede deber a las porosidades que el material presentaba en la superficie, ya que al tener una superficie de exposición mayor a la estimada la densidad de corriente real tendría que ser menor a la que se calculó. Todo esto debido a

que el material provenía de una fabricación de moldeo en verde, la cual presenta ese acabado poroso, sobre todo al no tener un adecuado tratamiento al metal líquido (desgasificación), que propicia el atrapamiento de gases como el hidrógeno y con él la formación de porosidades.

Finalmente, la tabla 9 presenta los resultados para la relación 1:3 en los cuales se encuentra el potencial de corrosión de cada muestra, que como se puede observar también tienen un mayor rango de variabilidad, incluso que la relación 1:2.

En cuestión de las velocidades de corrosión que fueron calculadas de igual manera a partir de la intersección de la pendiente de corrientes límites con el potencial de corrosión correspondiente a cada una. estas presentan un valor que va de 1.53 a 3.09 mpy, lo que representa una poca reproducibilidad del experimento.

Tabla 9. Resultados de velocidades de corrosión de la relación

Relación Fe/Cu	Muestra	E (V vs Ag/AgCl)	Log i (mA)	icorr (mA/cm ²)	mpy	mmy
1:3						
	M4	-0.604	-2.551	0.00358	1.53	0.039
	M5	-0.752	-2.432	0.00471	2.01	0.051
	M6	-0.580	-2.246	0.00723	3.09	0.079

Fe/Cu 1:3.

Es importante observar que a pesar de que existe variabilidad en los resultados entre muestras, las velocidades de corrosión de las tres relaciones de Fe/Cu presentan comportamiento similar e incluso los

rangos de los valores de velocidad de corrosión son semejantes, sobre todo entre las relaciones 1:1 y 1:2. En donde la velocidad de corrosión esta entre 1.5 a un poco más de 3 mpy, intervalo en donde la velocidad de corrosión de la relación 1:1 se encuentra.

También hay que recordar la información que ofrecen las curvas de Tafel, donde las corrientes límite hacen referencia del mecanismo controlante, que pudiera ser por difusión de oxígeno generado a partir de su reducción.



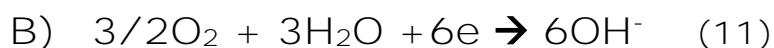
3.5 Planteamiento del mecanismo de reacción

Dados los resultados obtenidos por MEB, que confirma la existencia de fases ricas en Cu y Fe, dentro de la matriz de Al; la presencia de corrientes límite en las curvas de polarización realizadas en este trabajo; los valores de microfaradios obtenidos en las capacitancias, que hablan de un mecanismo de corrosión localizada, se puede proponer el siguiente mecanismo de reacción.

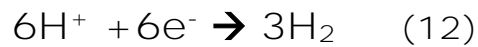
En primer lugar, la presencia del ion Cl^- en la solución es de suma importancia, ya que como se ha planteado en la literatura, este es adsorbido en la capa natural de óxido del aluminio, provocando así la ruptura de la película.

Las fases de Cu y Fe dentro de una matriz de aluminio cumplen con el rol de cátodos por su potencial estándar más positivo (noble) al del aluminio, cuando éstas están expuestas a la solución de NaCl, llevando a cabo dos posibles reacciones:

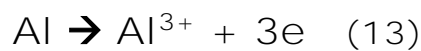
A) En las zonas donde se encuentran las fases de Cu (por ser más fases más activas) se lleva a cabo la reducción de O_2



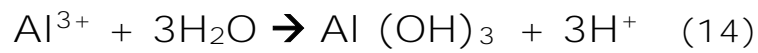
C) En dichas fases también se lleva a cabo la reducción de los iones H^+ provenientes de las hidrólisis de los iones Al^{3+} que en seguida se explicará.



El OH^- producido en la reacción anterior incrementa el pH, haciendo la solución más alcalina en las zonas cercanas al Cu o Fe y el O_2 reducido por la reacción ya descrita es balanceado por la oxidación del Al.



Por su parte el ion Al^{3+} resultante de la oxidación del aluminio probablemente haga interacción con los iones presentes de Cl^- , formando un compuesto complejo $AlCl_4^+$ que es posible que sufra una hidrólisis.



Donde el hidróxido formado se presentará de forma soluble en estas condiciones y el H^+ producido en la región donde el aluminio es corroído, puede disminuir de manera local el pH de la solución, creando regiones acidas.

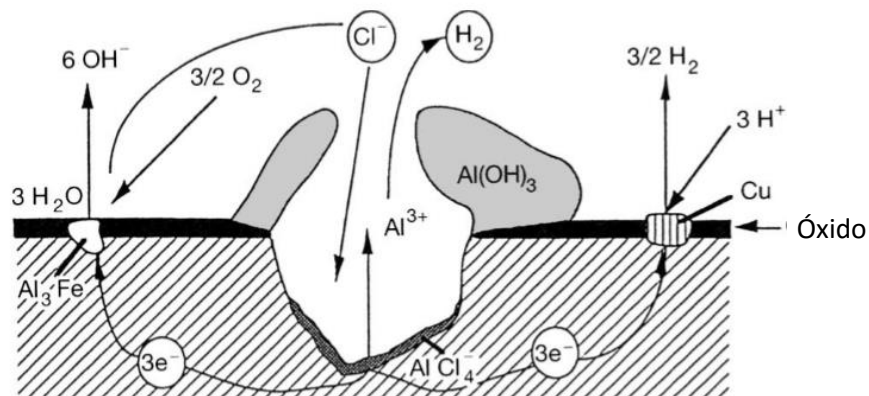


Figura 25. Mecanismo de corrosión localizada[11].

CAPÍTULO 4. CONCLUSIONES

4.1 Conclusión

- Los valores de capacitancias obtenidos por espectroscopía de impedancia, asociaron la presencia de un mecanismo de reacción localizada.
- No existe un incremento significativo de la velocidad de corrosión, que se le pueda atribuir al aumento del contenido Cu de la Fe/Cu en el Aluminio.
- Se propone un mecanismo de difusión de O₂.
- Las fases ricas en Cu y Fe son centros catódicos en el mecanismo planteado.
- Las superficies de las muestras afectan los valores de las velocidades de corrosión.

BIBLIOGRAFÍA

[1] Jorge Luis Rojas Díaz, Efecto de la relación Fe/Cu y bajos contenidos de Ni en la dureza y abrillantado de piezas de aluminio coladas en moldes de arena en verde, UNAM, México D.F. 2012 pag, 5-7.

[2] Ing. W. Hufnagel, Manual del Aluminio Vol.1 Ed. Reverté, Barcelona España, Marzo 2004 pág. 7,179.

[3] J. A. González Fernández, Control de la Corrosión: Estudio y medida por técnicas electroquímicas, Centro Nacional de Investigaciones Metalúrgicas, Madrid, 1989, pág. 28-30.

[4] J. Gesnescá, Técnicas Electroquímicas de corriente directa para la determinación de la velocidad de Corrosión.

[5] Bilurbina, Liesa, Iribarren, Corrosión y Protección, Ediciones de la Universidad Politécnica de Catalunya. Barcelona, Octubre 2003, Pág 78, 83, 90.

[6] J. R. Davis, Davis & association, ASM Specialty Handbook aluminum and aluminum alloys II, ASM International The material Information society, Diciembre 1993, pág. 726-727

[7] John E. Hatch, Aluminum: Properties and Physical Metallurgy, American Society for Metals, Mayo 1984, 279-292.

[8] Einar Bardal, Corrosión and Protection, Springer, London 2004, pág. 254-260.

[9] Atlas of Electrochemical Nyquits Diagrams, Bio-Logic, Septiembre 28, 2011, pág 12.

[10] G. Vázquez, O Echeverría, Introducción a la microscopia electrónica de barrido aplicada, Fondo de cultura económica, México D.F. 2000, pág. 92-94.

[11] Edward Ghali, Corrosion Resistance alumimun and Magnesium Alloys, Ed. A John Wiley & Sons, INC Publication EUA 2010, pág. 191-199.

[12] John L. Jorstad , Wayne M. Rasmussen, Donna L. Zalensas, Aluminum Casting Technology, American **Foundrymen's Society, INC. USA 2001. Pág 87**

[13] D. Féron, Corrosión Behaviour and Protection of Cooper and Aluminium Alloys in Seawater, Woodhead Publishing and Maney Publishing, Washington, DC 2007 pág. 12, 145-155.

[14] Christian Vargel, Corrosion of Aluminium, Elisevier, Oxford UK 2004, pág 81-86, 113-118.

[15] Enrique Vera López, Uso de métodos electroquímicos como herramienta para evaluar parámetros de interfase en sistemas heterogéneos, metal/medio acuoso, ISSN junio de 2010.

APÉNDICE A

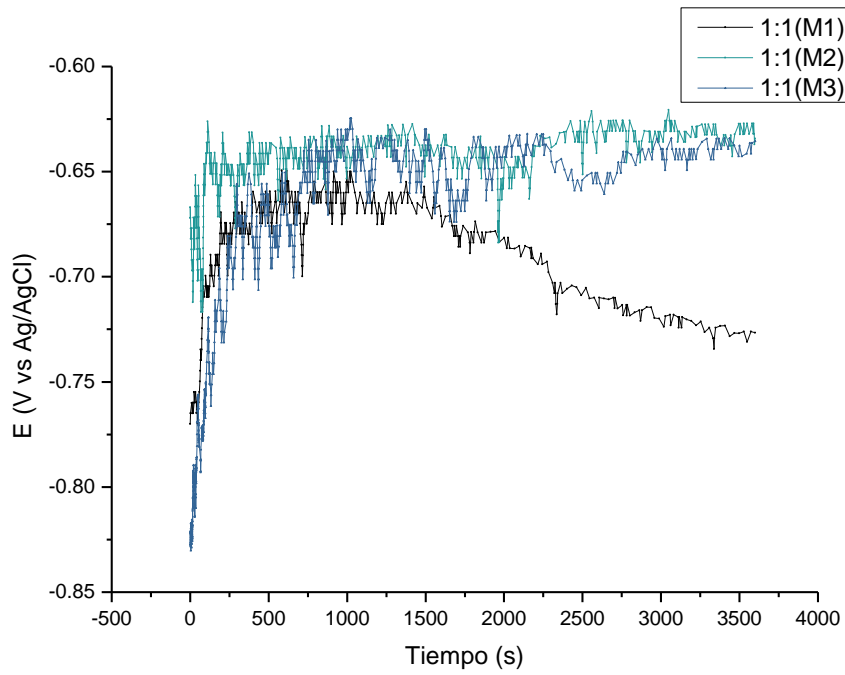


Figura 26. Medición de potencial-tiempo por triplicado para la relación Fe/Cu 1:1

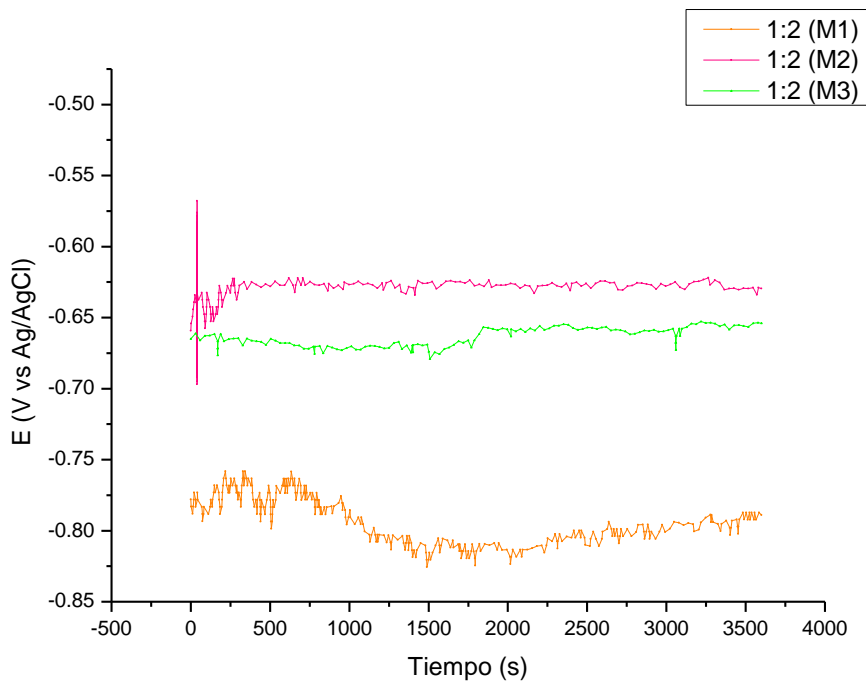


Figura 27. Medición de potencial-tiempo por triplicado para la relación Fe/Cu 1:2

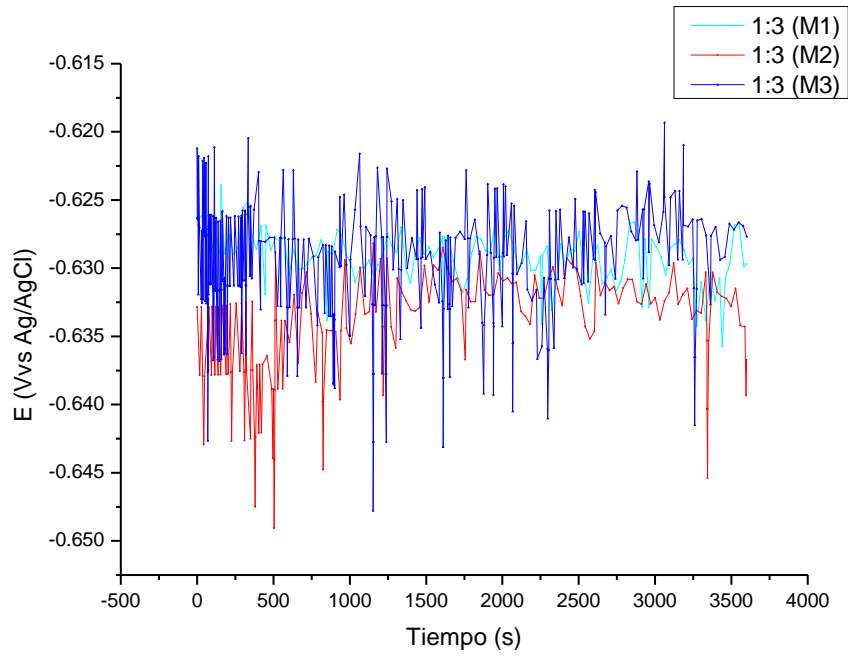


Figura 28. Medición de potencial-tiempo por triplicado para la relación Fe/Cu 1:3.

APÉNDICE B

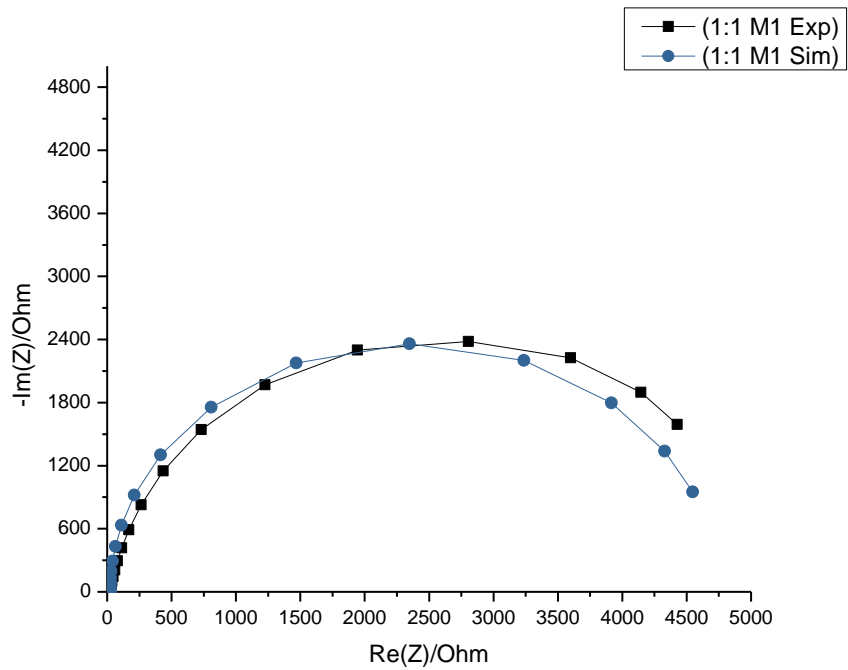


Figura 28. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1:1 M1.

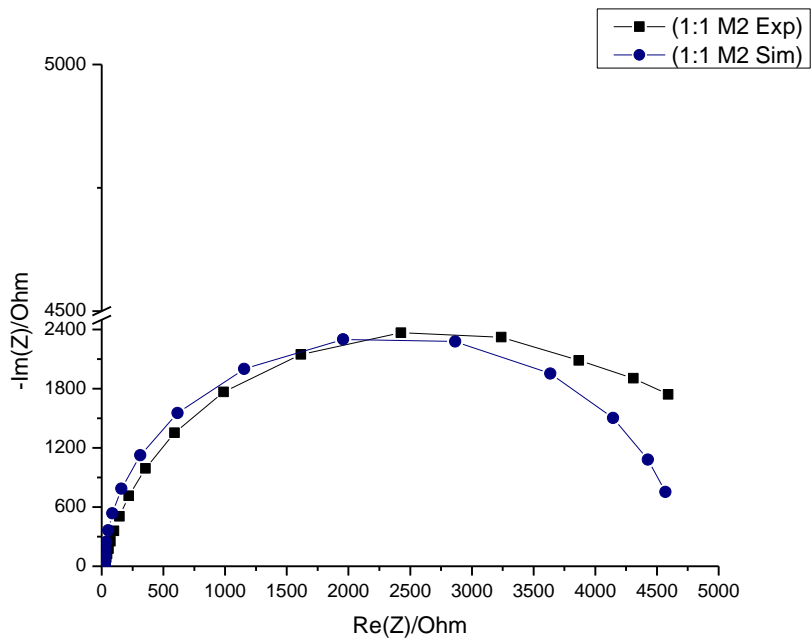


Figura 29. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1:1 M2.

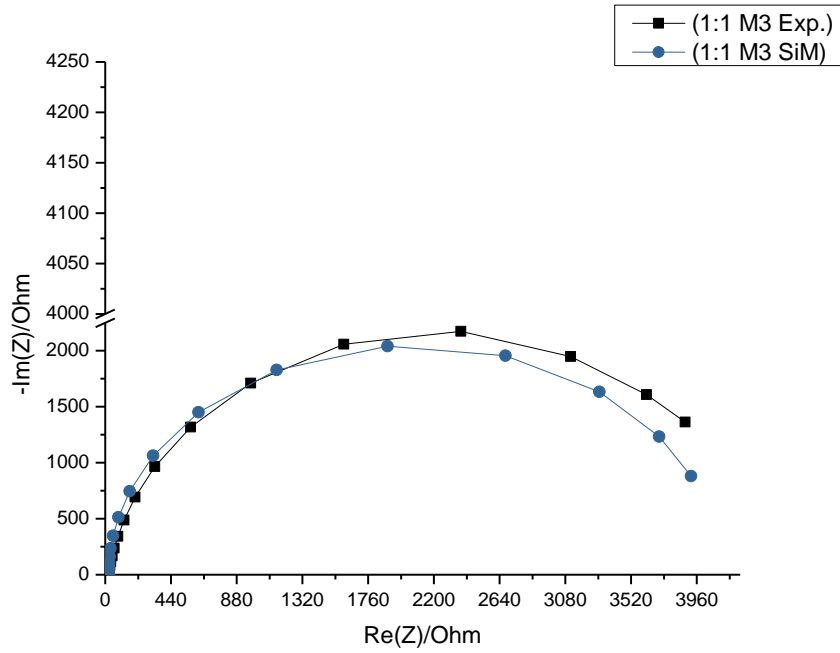


Figura 30. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1: 1 M3.

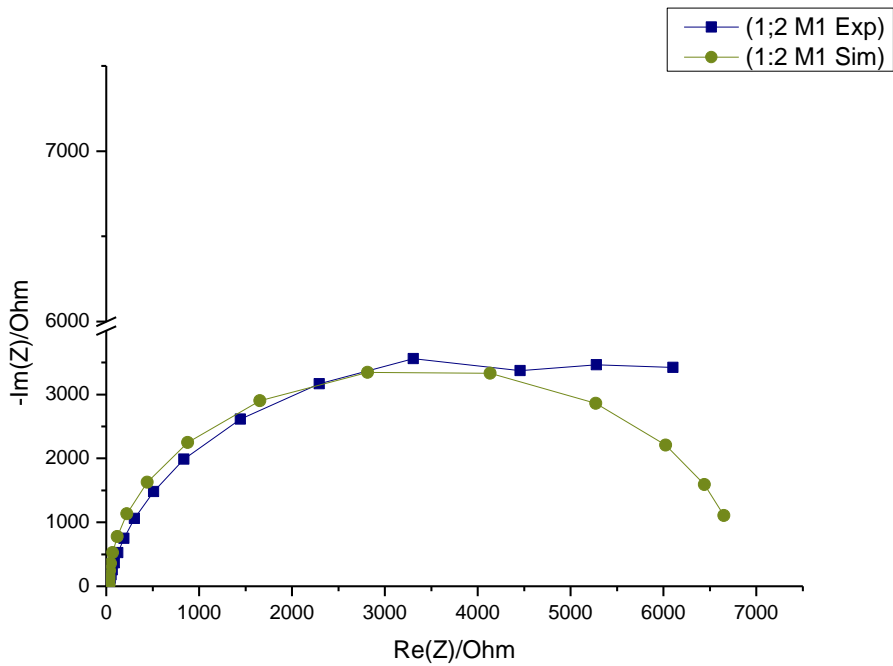


Figura 31. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1: 2 M1.

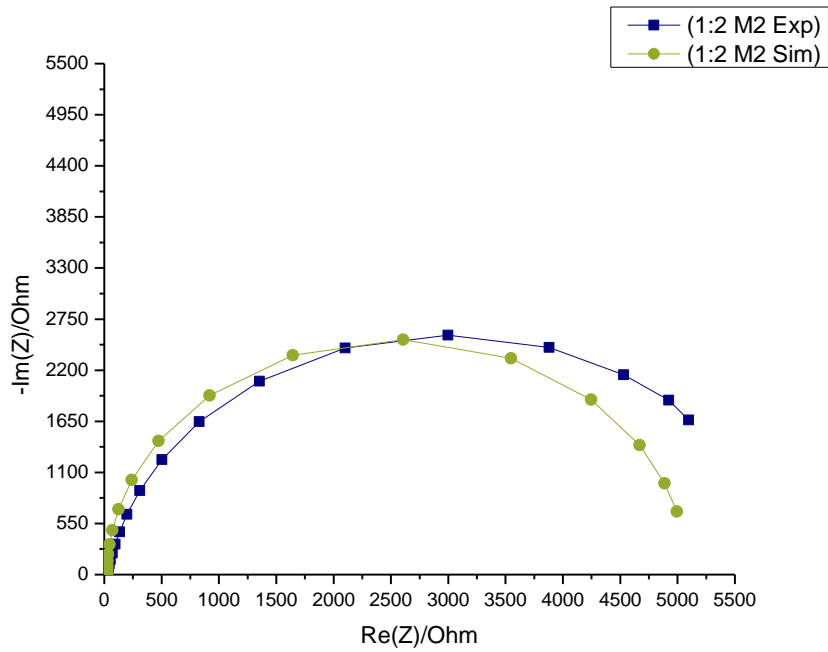


Figura 32. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1:2 M2.

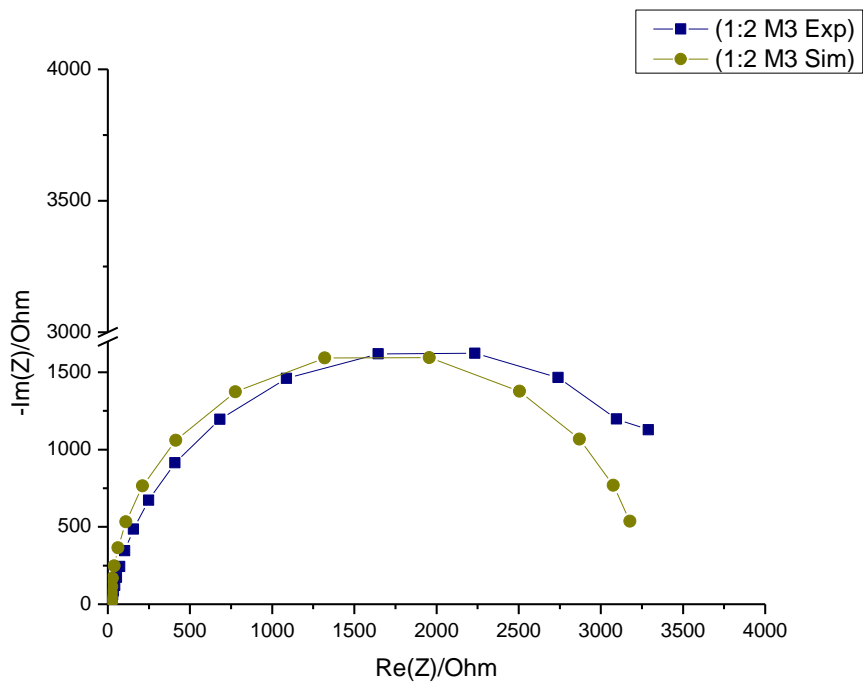


Figura 33. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1:2 M3.

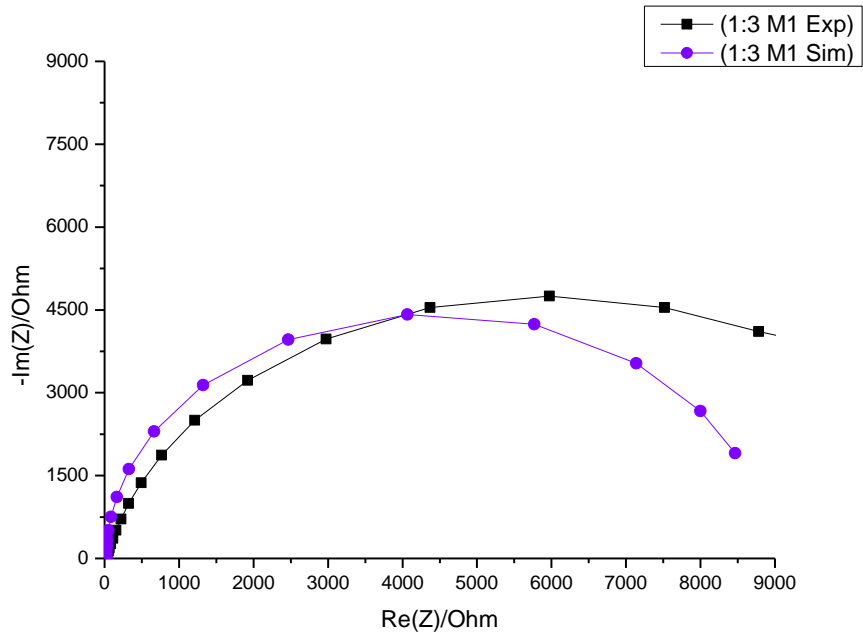


Figura 34. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1:3 M1.

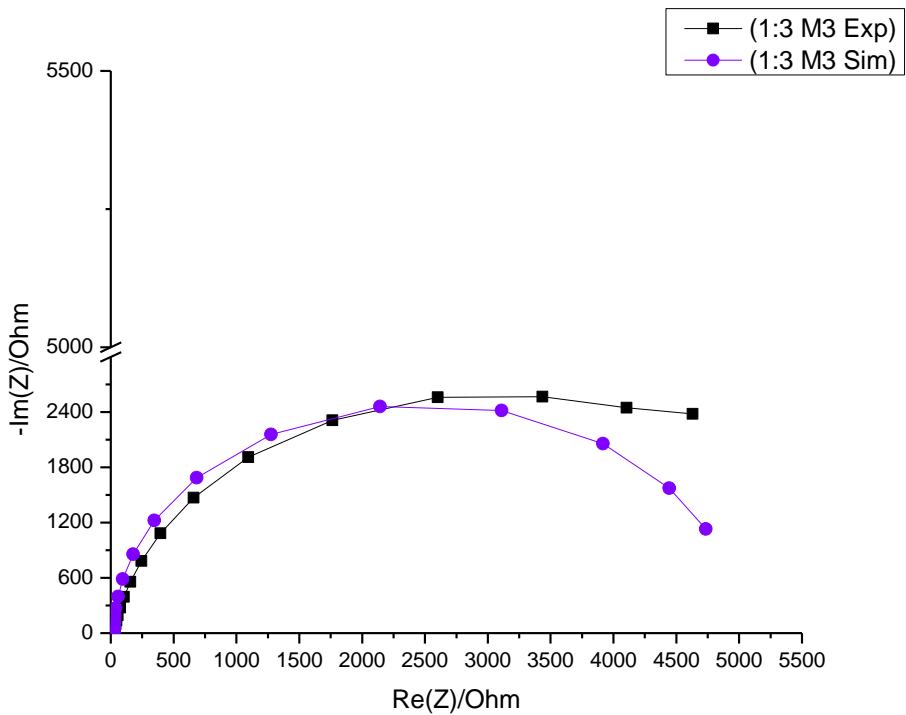


Figura 35. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1:3 M2.

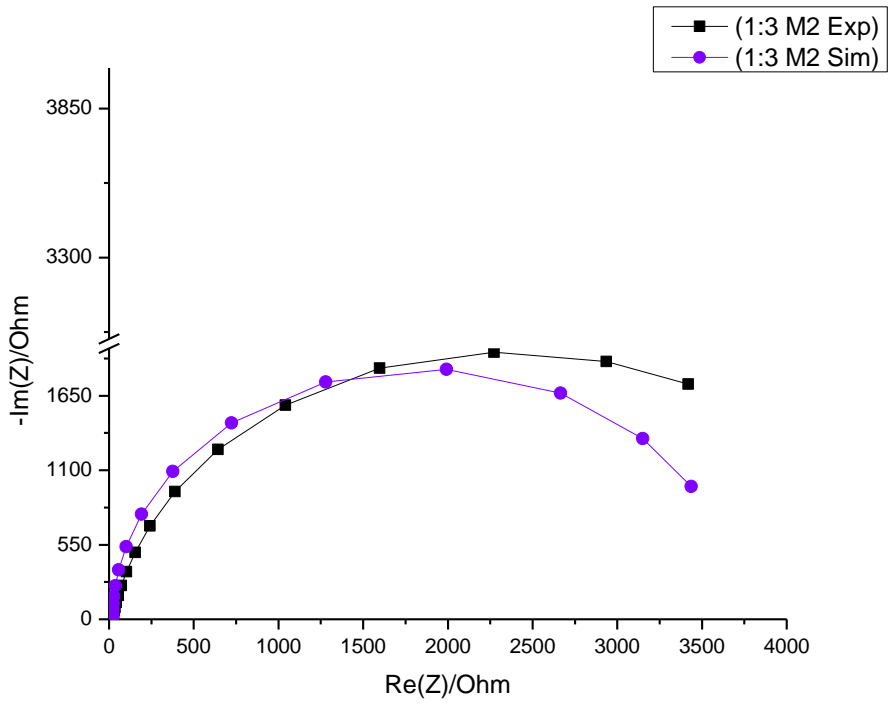


Figura 36. Diagrama Nyquits Experimental-Simulado para la relación Fe/Cu 1:3 M3.