

**PREVENCION DE LA CORROSION EN EL PARQUE
AUTOMOTOR MEDIANTE LA LOCALIZACION DE
ANODOS DE SACRIFICIO A PARTIR DE UN ANODO DE
REFERENCIA.**

REMBERTO HERNADEZ BENITEZ

JORGE MENDEZ PIZARRO

**UNIVERSIDAD TECNOLOGICA DE BOLIVAR
FACULTAD DE INGENIERIA MECANICA
CARTAGENA DE INDIAS**

2004

**PREVENCION DE LA CORROSION EN EL PARQUE
AUTOMOTOR MEDIANTE LA LOCALIZACION DE ANODOS
DE SACRIFICIO A PARTIR DE UN ANODO DE
REFERENCIA.**

MONOGRAFIA

REMBERTO HERNADEZ BENITEZ

JORGE MENDEZ PIZARRO

BENJAMÍN ARANGO ZABALETA
ING. MECANICO

UNIVERSIDAD TECNOLOGICA DE BOLIVAR
FACULTAD DE INGENIERIA MECANICA
CARTAGENA DE INDIAS
2004

Firma del presidente del jurado

Firma del jurado

Firma del jurado

Cartagena de indias,
AGRADECIMIENTOS

Cartagena de indias,

**SEÑORES:
COMITÉ DE GRADO
Facultad de ingeniería mecánica
Universidad tecnológica de Bolívar**

la ciudad

Con la presente me permito someter para su estudio, consideración y aprobación la monografía titulada **“PREVEVCION DE LA CORROSION EN EL PARQUE AUTOMOTOR MEDIANTE LA LOCALIZACIÓN DE ANODOS DE SACRIFICIO A PARTIR DE UN ANODO DE REFERENCIA.”**, realizada por los estudiantes Remberto Hernández Benítez y Jorge Méndez Pizarro, para obtener el título de ingeniero Mecánico

Cordialmente,

Remberto Hernández Benítez

Jorge Méndez Pizarro

RESUMEN

La monografía a continuación, es un pequeño trabajo de investigación aplicada donde se pretende estudiar una alternativa de solución económica y eficiente al problema de la corrosión en vehículos, utilizando la técnica de la protección catódica por ánodos de sacrificio.

Se comienza el documento con un repaso de la teoría que acompaña al concepto de la protección catódica, para ilustrar al lector en el tema de la corrosión. Se identifican los diferentes electrodos de referencia, que son uno de los instrumentos necesarios para el desarrollo del trabajo, y se explica como se puede construir uno de éstos, y se muestra la fotografía del que se hizo para la realización de pruebas.

En otro capítulo se expone el procedimiento a seguir para la elaboración de una inspección práctica de un vehículo, así como las áreas a evaluar, la forma de colocar los ánodos, en resumen se expone la metodología de trabajo.

Finalmente se dan unas conclusiones y recomendaciones, teniendo en cuenta principalmente, que la importancia de esta monografía no solo radica en los resultados obtenidos en esta, sino en la línea de investigación que se puede desarrollar a partir de este breve estudio.

TABLA DE CONTENIDO

	Pág.
JUSTIFICACIÓN	10
INTRODUCCIÓN	12
OBJETIVOS	14
1. MARCO TEORICO	15
1.1 BREVE HISTORIA	15
1.2 ELECTRODE DE HIDROGENO, SERIE NORMAL DE HIDRÓGENO	17
1.3 CONVENSION DE SIGNOS Y CALCULO DE LAS FEM	19
1.4 MEDIDA DEL Ph	20
1.5 EL ELETRODO DE OXIGENO Y LA PILA DE AIREACIÓN DIFERENCIAL	21
1.6 SERIE ELECTROQUÍMICA Y SERIE GALVANICA	24
1.7 POTENCIALES DE UNION LIQUIDA	28
1.8 CELDAS DE CORROSION	29
1.9 MEDIA CELDA fem	29
1.10 SEMIPILA DE REFERENCIA	30
1.10.1 SEMIPILA DE CALOMELELANOS	31
1.10.2. SEMIPILA DE PLATA-CLORURO DE PLATA	33
1.10.3. LA PILA COBRE-SULFATO DE COBRE SATURADO	34
2. RESULTADO	35
2.1. PROTECCION CATÓDICA	35
2.1.1.TIPOS DE PROTECCIÓN CATÓDICA	35
2.2. CONSTRUCCION DE UN ELECTRODO DE COBRE/SULFATO DE COBRE	41
2.2.1. MATERIALES	41
2.2.2 PROCEDIMIENTO	42
2.3. METODO DE INSPECCION DE CORROSION	44
2.3.1. PASOS	44

3 REGISTRO FOTOGRAFICO DEL PROCESO	48
4 CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES	56
5 BIBLIOGRAFÍA	58

LISTA DE TABLAS

	Pág.
TABLA 1. Constante de ionización K y pH del agua a diversas temperaturas.	21
TABLA 2. Concentración de Cl ⁻ .	32
TABLA 3. Valores típicos de las corrientes de protección catódica para aceros.	37
TABLA 4. Potencial electroquímico de los electrodos de referencia mas comunes.	38
TABLA 5. Ánodos de sacrificio.	39

LISTA DE FIGURAS

	Pág.
Figura 1. Electrodo de hidrógeno.	18
Figura 2. Semipila de calomelanos.	31
Figura 3. Electrodo de plata/cloruro de plata y electrodo de cobre/ sulfato de cobre.	34
Figura 4. Protección catódica por corriente inducida.	36
Figura 5. Protección catódica por anodo de sacrificio.	36
Figura 6. Medición con electrodo de referencia.	39
Figura 7. Corrientes parásitas.	40
Figura 8. Diseño para evitar corrientes parásitas.	41
Figura 9. Electrodo de referencia cobre/ sulfato de cobre.	42

JUSTIFICACIÓN

La siguiente investigación permitirá suministrar un método práctico para la prevención de la corrosión de partes fundamentales para los vehículos y apuntar hacia la mayor duración de los mismos y el aumento de los tiempos medios de reparación, que son dos de los grandes problemas del parque automotor en la ciudades de la costa atlántica, en particular de la ciudad de Cartagena, en donde los factores ambientales como la alta humedad relativa y la salinidad del aire causan grandes costos en el mantenimiento de los carros por la agresividad del medio contra los metales.

En promedio un vehículo se lleva a latonería por problemas de corrosión una vez cada dos años, sin embargo, el costo de un trabajo completo puede llegar a superar ampliamente el millón de pesos, este tipo de daño no es cubierto por ninguna aseguradora, por lo que sale directamente del bolsillo del usuario, además de que este problema deprecia ostensiblemente el vehículo, de hecho, muchas personas de la costa, prefieren comprar carros de segunda en el interior del país por encontrarse en mejores condiciones estructurales.

Otro problema que causa la corrosión en el parque automotor es el incremento de los precios de los pasajes en taxis y buses, debido al costo

del mantenimiento de los mismos en latonería y pintura, y su depreciación es mucho mayor que la de un carro de servicio particular.

El desarrollo de herramientas propias en las ciudades de la costa y del país en general para la determinación del grado de corrosión de un vehículo, no se ha desarrollado suficientemente en el país, siendo necesario trabajar en este tema.

Las soluciones tradicionales al problema son la latonería y los sistemas de pintura, pero no son suficientes, y tampoco son económicas las reparaciones pudiéndose emplear otras alternativas como la protección catódica por corriente impresa o por ánodos de sacrificio, inicialmente se pretende en ésta monografía desarrollar un procedimiento para la inspección y localización de ánodos de sacrificio de zinc en puntos clave de la estructura a proteger.

INTRODUCCIÓN

En términos técnicos simplificados, la corrosión ha sido definida como la destrucción de un metal por reacción química o electroquímica por el medio ambiente y representa la diferencia entre una operación libre de problemas con gastos de operación muy elevados.

Para efectos prácticos, es casi imposible eliminar la corrosión y el secreto efectivo de la ingeniería en este campo radica más en su control, que en su eliminación siendo necesario tomar en cuenta el fenómeno corrosivo desde el diseño de las instalaciones y no después de ponerlas en operación.

El ingeniero que trabaja en problemas de corrosión necesita saber donde empezar y tener un conocimiento básico para reconocer la corrosión, cómo se produce, cómo impedir su severidad, qué herramientas son necesarias, técnicas de inspección, variables de diseño que afectan a la corrosión, selección de materiales y la forma de interpretar y aplicar la información del problema corrosivo, así como saber donde obtener ayuda.

Todos los metales y aleaciones son susceptibles de sufrir el fenómeno de corrosión, no habiendo material útil para todas las aplicaciones. Por ejemplo el oro, conocido por su excelente resistencia a la atmósfera, se corroe si se pone en contacto con mercurio a temperatura ambiente. Por

otra parte el acero no se corroe en contacto con el mercurio, pero rápidamente se oxida expuesto a la atmósfera.

Afortunadamente se tienen bastantes metales que pueden comportarse satisfactoriamente en medios específicos y también se tienen métodos de control de la corrosión que reducen el problema.

Las paradas de plantas pueden ocurrir y ocurren como un resultado de la corrosión de los materiales, provocando gastos directos e indirectos tanto en lo económico, como en lesiones o pérdidas de vidas humanas, así como daños al medio ambiente.

Siendo la corrosión uno de los principales enemigos de los equipos estructurales en ingeniería, se hace necesario investigar en el tema para tratar de desarrollar no solo soluciones, porque de eso ya se ha hecho bastante, sino sobre herramientas de diagnóstico, en particular para vehículos.

En esta monografía se pretende dar inicio a una temática interesante de investigación sobre la protección catódica para el parque automotor, que si bien se ha trabajado algo de esto en países desarrollados, en naciones como la nuestra hace falta aún mucha investigación.

OBJETIVOS

OBJETIVOS GENERALES

- Desarrollar un procedimiento para la determinación de la colocación de ánodos de sacrificio para la protección de los componentes de los vehículos.

OBJETIVOS ESPECIFICOS.

- Determinar los voltajes de referencia que garanticen la protección de los aceros en un medio corrosivo como el de la ciudad de Cartagena.
- Construir un ánodo de referencia para medir los voltajes característicos entre el medio y el metal a proteger.
- Desarrollar un método para la medición de los voltajes característicos en el parque automotor de la ciudad y colocación de ánodos de sacrificio.

1. MARCO TEÓRICO

1.1. BREVE HISTORIA.

Como resultado de experimentos de laboratorio en agua salada, Sir Humphrey Davy informó en 1824 que se podía proteger eficazmente el cobre contra la corrosión uniéndolo a hierro o cinc, y recomendaba la protección catódica de embarcaciones de forro exterior de cobre mediante la utilización de bloques de sacrificio de hierro, adosados al casco en la relación de superficies de hierro-cobre del orden 1:100. En la práctica la velocidad de corrosión del forro de cobre se redujo de manera apreciable, tal como Davy había predicho, pero por desgracia, el cobre protegido católicamente está sujeto al ensuciamiento por organismos marinos, al contrario del comportamiento del cobre no protegido que suministra iones de cobre en suficiente concentración para envenenar los organismos que se fijan al casco. Puesto que el ensuciamiento de los bajos reduce la velocidad de los barcos, el Almirantazgo Británico se decidió en contra de la idea.

Después de la muerte de Davy en 1829, su primo Edmund Davy (profesor de química en la Real Universidad de Dublín) protegió la obra de hierro de balizas de acoplamiento por acoplamiento de bloques de cinc, y Robert Mallet produjo en 1840 una aleación de cinc muy adecuada para ánodos de sacrificio.

Cuando los cascos de madera se remplazaron por los de acero, se hizo tradicional acoplar placas de cinc a todos los buques del Almirantazgo. Estas placas de cinc dieron protección localizada en especial contra la acción galvanica de las hélices de bronce, pero la protección catódica total de las embarcaciones marinas no se volvió a explorar de nuevo hasta alrededor de 1950, esta vez por la Marina Canadiense. Mediante un empleo de pinturas antiorganismos en combinación de pinturas anticorrosivas se demostró que era factible la protección catódica en embarcaciones y que pueden obtenerse economías considerables en los costos de mantenimiento.

La protección catódica fue incidental al proceso de proteger la chapa de acero recubriéndola por inmersión en un baño de cinc en fusión (galvanizado), método patentado primero en Francia en 1836 y en Inglaterra en 1837. Sin embargo, la practica de recubrir el acero con cinc parece que era muy conocida en Francia hacia el final de los años 1700.

La primera aplicación de la corriente eléctrica impresa para la protección de estructuras enterradas se efectuó en Inglaterra y en Estados Unidos hacia 1910-12. Desde entonces el empleo de la protección catódica se ha extendido con rapidez y ahora miles de kilómetros de tuberías y cables se protegen eficazmente contra la corrosión por estos medios. La protección catódica se aplica también a compuertas de canales,

condensadores, submarinos, depósitos de agua, pilotaje sobre fondos marinos y equipo químico.

1.2. ELECTRODO DE HIDROGENO, SERIE NORMAL DE HIDROGENO

Puesto que los potenciales absolutos de los electrodos no se conocen con certeza y todavía se discute su significado, es conveniente suponer arbitrariamente que el potencial normal para la reacción:



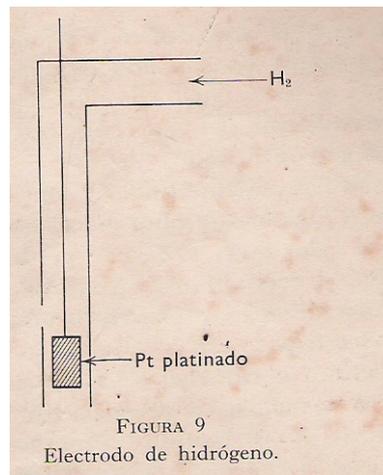
es igual a cero a todas las temperaturas. De aquí:

$$E_{\text{H}_2} = 0 - \frac{RT}{2F} \ln \frac{(\text{H}^+)^2}{p_{\text{H}_2}}$$

Donde p_{H_2} es la fugacidad del hidrógeno en atmósferas y (H^+) es la actividad de los iones de hidrógeno. El potencial del electrodo de hidrógeno se mide por medio de una lamina de platino platinado sumergido en una solución saturada con gas hidrógeno a 1 atm (ver figura), o mejor todavía por medio de del electrodo de vidrio, cuyo potencial es también reversible respecto a (en equilibrio con) los iones de hidrógeno. Por lo tanto, todos los valores de potenciales de electrodo están referidos al electrodo de hidrógeno. Midiendo la fem de una pila compuesta, por ejemplo, de un electrodo de hidrógeno y otro de cinc en una solución salina de cinc de actividad conocida de Zn^{++} y H^+ , podemos

calcular el potencial normal de oxidación E^0 del cinc, cuyo valor aceptado es de 0.763V.

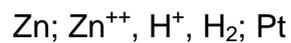
Fig. 1. electrodo de hidrógeno.



Adviértase que el potencial del electrodo de hidrógeno es igual a cero si la actividad del ion hidrógeno y la presión en atmósferas del hidrógeno gaseoso son en ambos casos la unidad. Este es el potencial normal de hidrógeno. De aquí que el potencial semipila de cualquier electrodo es igual a la fem de una pila en la que el otro sea el normal de hidrógeno. El potencial semipila de cualquier electrodo expresado sobre esta base se denomina *potencial normal de hidrógeno* o *de la serie normal de hidrógeno* y a veces se expresa como E_H .

1.3. CONVENCION DE SIGNOS Y CÁLCULO DE FEM

De acuerdo con lo tratado, el potencial normal de oxidación de cinc, que no se puede medir por separado, se refiere a la fem de una pila cuyo otro electrodo es el normal de hidrógeno:



La reacción correspondiente, algo simplificada, se escribe sustrayendo la reacción de oxidación del término de la derecha de la reacción de oxidación del término de la izquierda, o:



La variación energía libre ΔG^0 es igual a $(-0.763 \times 2F)\text{J}$, el valor, negativo indica que la reacción es termodinámicamente posible como se ha escrito, para productos y reactantes en sus estados normales. Por otra parte, para la pila:



La reacción correspondiente es $\text{Zn}^{++} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + 2\text{H}^+$ y la fem normal es negativa y ΔG^0 positiva.

Obviamente, el potencial normal de reducción del Zn tiene un signo opuesto al del potencial de oxidación, o:



donde ϕ^0 se da como el potencial normal de reducción¹. De esto resulta que $\phi^0 = -E^0$.

1.4. MEDIDA DEL pH

La actividad del ion hidrógeno se expresa, por lo común, por conveniencia con él termino de pH, que se define así:

$$PH = -\log(H^+)$$

De aquí que para la reacción semipila, $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$, con la presión del hidrógeno igual a una atmósfera:

$$E_{H_2} = 0.0592 \text{ pH}$$

Puesto que el agua pura contiene igual concentración de H^+ y OH^- en equilibrio con agua sin disociar, $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$, es posible calcular la actividad del ion hidrógeno o la del hidórxilo a partir de la constante de ionización, cuyo valor a 25 °C es $1.01 \cdot 10^{-14}$. Por lo tanto, es obvio que el pH del agua pura a 25 °C será $-\log \sqrt{1.01 \cdot 10^{-14}} = 7$. Si (H^+) excede a (OH^-) como en los ácidos, el pH es menor de 7, o si le pH mayor de 7 la solución es alcalina. El pH de los ácidos fuertes puede ser negativo y en los álcalis fuertes puede ser mayor de 14. A temperaturas por encima de

20202020_____

¹ En la denominada Convención Europea de Signos, los valores de ϕ^0 aplicados a reacciones de oxidación de semipila y el signo del termino logarítmico de la ecuación de Nerst se hacen positivos en vez de negativos.

25 °C, la constante de ionización del H₂O es mayor, por lo tanto por encima de 25 °C el pH del agua es menor que 7.

Tabla 1. Constante de ionización K y pH del agua a diversas temperaturas

Temperatura °C	K (*10 ⁻¹⁴)	pH
0	0,115	7,47
10	0,293	7,27
25	1,008	7
40	2,916	6,77
60	9,614	6,51

1.5. EL ELECTRODO DE OXIGENO Y LA PILA DE AIREACIÓN DIFERENCIAL

El electrodo de oxígeno se puede representar por una lámina de platino platinado sumergida en un electrolito saturado con oxígeno. Este electrodo es importante en particular para los estudios de corrosión, por el papel que juega en las pilas de aireación diferencial que toman parte del mecanismo de la corrosión en ranuras y por picaduras.

Idealmente, el equilibrio de este electrodo se expresa como:

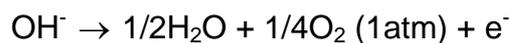


$$E_{\text{O}_2} = -0.401 - 0.0592 \log \frac{P_{\text{O}_2}^{1/4}}{\text{OH}^-}$$

Esta reacción, sin embargo, a diferencia de la reacción del electrodo de hidrógeno, no es estrictamente reversible bajo condiciones prácticas de

medida y por ello el potencial medido puede variar con el tiempo y no es reproducible. El potencial observado tiende a ser menos noble que el valor reversible calculado. No obstante, es útil conocer la dirección del cambio de potencial esperado como, por ejemplo, cuando se altera la presión de oxígeno. Para ilustrar esto, consideramos los electrodos de oxígeno en una solución acuosa, uno en contacto con O_2 a 1 atm y el otro con O_2 a 0.2 atm.

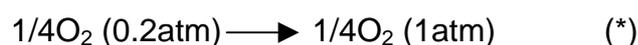
El potencial de oxidación del electrodo izquierdo y derecho son respectivamente como sigue:



$$E_1 = -0.401 - 0.0592 \log \frac{1^{1/4}}{OH^-}$$



$$E_2 = -0.401 - 0.0592 \log \frac{0.2^{1/4}}{OH^-}$$



$$E_1 - E_2 = -0.0592 \log \frac{1^{1/4}}{0.2^{1/4}} = \frac{0.0592}{4} \log(0.2) = -0.0103V$$

El valor negativo de la fem indica ΔG para la reacción (*) es positiva y de aquí que la reacción no sea espontánea tal como se ha escrito. Por el contrario la electricidad positiva fluye espontáneamente dentro de la pila de derecha a izquierda. Por lo tanto, el electrodo izquierdo es positivo (cátodo) y el electrodo derecho es negativo (ánodo). Esto expresa el hecho formulado antes, de que en cualquier pila de aireación diferencial el

electrodo en contacto con él oxígeno a menor presión, tiende a ser el ánodo, y el electrodo en contacto con él oxígeno a mayor presión, tiende a ser el cátodo.

Cuando se forma una pila similar cuyos electrodos sean de hierro en lugar de platino, se deposita sobre las áreas catódicas un óxido de hierro adherente y conductor de la electricidad que, en contacto con soluciones aireadas, actúa como un electrodo de oxígeno. Pero en las áreas anódicas se forma Fe^{++} y el electrodo actúa como un electrodo de hierro ($E^0 = 0.44V$).

La fem de funcionamiento de esta clase de pila es mucho mayor que la preparada con electrodos de platino y su valor viene dado por:

$$E = -0.44 - 0.401 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{P_{O_2}^{1/2}}{(Fe^{++})(OH^-)^2}$$

Si se supone que la actividad del ion ferroso en el ánodo es igual a 0.1, el pH del agua a 7 y la presión parcial del oxígeno en el cátodo igual a la del aire (0.2atm), la fem de funcionamiento de la pila constituida es 1.27V. Este valor es un valor apreciable para el flujo de corriente resultante y la correspondiente corrosión en el ánodo. En la práctica, la fem es menor que la indicada a causa del carácter irreversible del electrodo de oxígeno, en especial cuando está próximo a una película de óxido de hierro depositada sobre el hierro, aunque la fem sería, por lo general, mayor que el pequeño valor calculado para los dos electrodos de platino.

1.6. SERIE ELECTROQUÍMICA Y SERIE GALVANICA

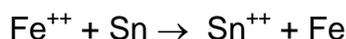
La serie electroquímica es una disposición ordenada de los potenciales normales de oxidación o reducción de todos los metales. Los valores de oxidación más positivos o los valores de reducción más negativos corresponden a los metales más reactivos. Adviértase que la posición en la serie electroquímica esta determinada por el potencial de *equilibrio* del metal en contacto con sus iones a una concentración igual a la unidad de actividad.

De dos metales que forman parte de una pila, el ánodo es el metal mas activo en la serie electroquímica, con tal que las actividades de los iones en equilibrio sean ambas la unidad.

Puesto que la unidad de actividad corresponde en algunos casos a concentraciones imposibles de los iones metálicos a causa de la solubilidad restringida de las sales metálicas, es obvio que la serie electroquímica solo tiene una utilidad limitada para predecir que metal es anódico con respecto a otro. En la práctica, las actividades reales de los iones en equilibrio con un metal dado también varían ampliamente con el medio.

Por ejemplo, según la serie, el estaño es noble con relación al hierro.

Esta es también la relación galvánica normal del estaño frente al hierro en la chapa estañada expuesta a medios acuosos aireados. Pero en el interior de recipientes de hierro estañado (“botes de hojalata”) en contacto con alimentos, ciertos constituyentes de los alimentos se combinan químicamente con iones Sn^{++} para formar compuestos solubles de estaño. Las reacciones de esta clase disminuyen la actividad de los iones Sn^{++} con los que el estaño está en equilibrio, originando un potencial del estaño que es mucho más activo y que puede ser en realidad menos noble que el del hierro. Bajo estas condiciones la polaridad del par Fe-Sn se invierte signo. La relación de Sn^{++} a Fe^{++} dentro del recipiente sería muy pequeña para que pueda ocurrir la inversión de polaridad, como puede calcularse a partir de los valores E^0 del Fe y Sn de acuerdo con la reacción siguiente:



$$E = 0.136 - 0.44 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{\text{Sn}^{++}}{\text{Fe}^{++}}$$

La pila invierte la polaridad cuando $E = 0$. de aquí:

$$\log \frac{\text{Sn}^{++}}{\text{Fe}^{++}} = -0.304 * \frac{2}{0.0592} = -10.30$$

o la relación $\text{Sn}^{++}/\text{Fe}^{++}$ debería ser menor que $5 \cdot 10^{-11}$ para que el estaño comience a ser activo con respecto al hierro. Esta pequeña relación solo puede ocurrir por formación de complejos de estaño. En general los agentes complejantes, tales como EDTA, cianuros y álcalis fuertes,

tienden a incrementar las velocidades de corrosión de muchos metales por reducción de la actividad del ion metálico, desplazando de este modo los potenciales del metal en la dirección activa de forma notoria.

Otro factor que altera la posición galvanica de un metal es la tendencia de algunos metales, en especial en medios oxidantes, a formar películas superficiales específicas. Estas películas desplazan el potencial en dirección noble. Se dice del metal en este estado que está pasivado. Por ello, el cromo, aunque se le sitúa normalmente próximo al cinc en la serie electroquímica, en muchas soluciones acuosas saturadas de aire tiene un comportamiento galvanico mas parecido a la plata debido a la película pasiva que se forma sobre su superficie, y actúa como un electrodo de oxígeno en vez de cómo cromo y de aquí que cuando se acopla con hierro, el cromo se convierte en cátodo y el flujo de corriente acelere la corrosión del hierro. En estado activo, por ejemplo, en ácido clorhídrico, tiene lugar la inversión de polaridad, o sea, el cromo pasa a ser anódico con relación al hierro. Muchos metales, en especial los metales de transición de la tabla periódica, manifiestan por lo común pasividad en las soluciones acuosas aireadas.

Las limitaciones de las series electroquímicas para predecir las relaciones galvanicas, mas el hecho de que no incluyan las aleaciones, han sugerido las denominadas *series galvanicas*. Estas series son una disposición de

metales y aleaciones de acuerdo con sus potenciales reales medidos en un medio dado. Los potenciales que determinan la posición de un metal en estas series pueden incluir valores de estados estables además de los valores verdaderamente reversibles y por ello se incluyen aleaciones y metales pasivos. Adviértase que algunos metales ocupan dos posiciones en las series galvanicas, lo que dependen si son activos o pasivos, mientras que en las series electroquímicas solo son posibles las posiciones activas, puesto que solo en este estado se obtiene un equilibrio verdadero. Por el contrario, el estado pasivo representa un estado de desequilibrio en el cual el metal, debido a las películas superficiales, ha dejado de estar en equilibrio normal con sus iones. Aunque solo existe una serie electroquímica, es obvio que puede haber diferentes series galvanicas debido a las diversas tendencias de formar complejos de los diferentes medios, o a diferencias en la tendencia a formar películas superficiales. Por lo tanto, en general, existe una serie galvanica especifica para cada medio y la posición relativa de los metales en tales series puede variar de un medio a otro.

El daño que se produzca al acoplar dos metales depende no solo de cuan alejados estén en la serie galvanica, sino también del grado en que se polaricen. La polarización de uno o ambos electrodos determina cuanta corriente fluye entre ellos.

1.7. POTENCIALES DE UNIÓN LÍQUIDA

Además de las diferencias de potenciales entre dos metales sumergidos en un electrolito, también se generan diferencias de potencial cuando dos soluciones de diferente composición o concentración entran en contacto. La diferencia de potencial se denomina “potencial de unión líquida”, cuyo signo y magnitud se determinan por la movilidad relativa de los iones y sus diferencias de concentración a través de la unión líquida. Por ejemplo, en una unión formada entre ClH concentrado y diluido, los iones H^+ se mueven con mayor velocidad que los iones Cl^- .

De aquí que la solución acuosa diluida adquiera una carga positiva con respecto a la solución concentrada. Para el ClK, la movilidad de K^+ y Cl^- son similares, de aquí que los potenciales de unión líquida entre el ClK diluido y concentrado sean pequeños en comparación con los de uniones de ClH. En efecto, si las soluciones de ClH discutidas antes se saturan con ClK, de forma que la mayor parte de la corriente que atraviesa la unión sea llevada por los iones K^+ y Cl^- , el potencial de unión líquida decrece muchísimo. El empleo de solución saturada de ClK siempre que se formen uniones líquidas es un sistema práctico para disminuir los potenciales de unión líquida.

1.8. CELDAS DE CORROSION.

Todas las celdas de corrosión son baterías y todas las baterías son celdas de corrosión. La principal acción ocurrida durante la operación de una media celda o batería es la transferencia de carga a través de las partes de la celda. La mínima carga en el sistema permanece constante. La fuerza motriz para esta transferencia de carga es la diferencia en media celda fem.

Toda celda electrolítica o batería esta formada por cuatro partes: un ánodo, un cátodo, un circuito externo y un electrolito. Un electrolito es un medio que conduce corriente por el movimiento de iones.

1.9. MEDIA CELDA fem

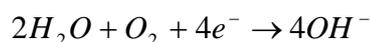
Una batería o celda electroquímica consiste en dos medias celdas. Cada media celda representa una reacción de transferencia de carga (electroquímica).

La oxidación es una reacción electroquímica que involucra la perdida de electrones. Toda reacción electroquímica involucra oxidación y reducción.

La corrosión es una reacción de oxidación. Por ejemplo, el hierro se corroe de acuerdo a la siguiente ecuación química:



La reducción es una reacción electroquímica que involucra la ganancia de electrones. Por ejemplo, el oxígeno se reduce en una celda de acuerdo a la siguiente reacción:



La tendencia de una media celda de ganar o perder electrones esta indicado por la media celda fem. La abreviación fem nos habla de la fuerza electromotriz. Toda celda que fácilmente pierde electrones es llamada activa y toda celda que gana fácilmente electrones es llamada noble.

1.10. SEMIPILAS DE REFERENCIA

En las medidas de fem, el valor observado representa la tendencia de las reacciones simultaneas a producirse en ambos electrodos de la pila. En realidad, nuestro interés se centra, por lo general, en la reacción que tiene lugar solo en un electrodo. Un ejemplo es el criterio de la protección catódica completa basado en medidas de potencial. Las medidas de esta clase se hacen empleando un electrodo que tenga un valor de potencial

relativamente fijo con independencia del medio en que se emplee, llamado *semipila de referencia* o *electrodo de referencia*.

Por lo tanto, cualquier cambio en la fem es resultado del cambio de potencial del electrodo bajo observación y no del electrodo de referencia.

En este ultimo se hace uso de sistemas de electrodos reversibles estables, de los cuales se discuten varios ejemplos a continuación.

1.10.1. *Semipila de calomelanos*

La semipila de calomelanos ha sido desde hace tiempo el electrodo de referencia normal para uso en el laboratorio. Se compone de mercurio en equilibrio con Hg_2^{++} , estando determinada su actividad por la solubilidad del Cl_2Hg_2 (cloruro mercurioso o calomelanos). La reacción semipila es:

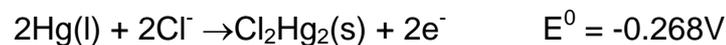
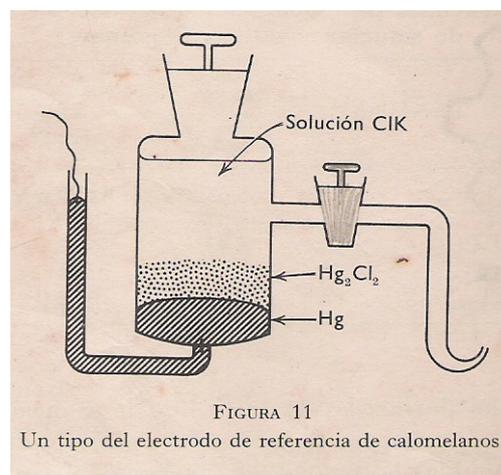


Fig. 2. semipila de calomelanos



La figura es un diseño de este electrodo. Mercurio puro cubre un alambre de platino que atraviesa el fondo de un tubo de vidrio. El mercurio esta cubierto con cloruro mercurioso sólido que es solo un poco soluble en la solución de cloruro potasico que llena la pila. La actividad de Hg_2^{++} depende de la concentración de ClK puesto que el producto de la solubilidad $(\text{Hg}_2^{++})(\text{Cl}^-)^2$ es una constante. Los potenciales en la escala de hidrógeno normal para diferentes concentraciones de ClK son:

Tabla 2. Concentración de ClK

Concentración de ClK	voltios	
	E	ϕ
0,1N	-0,3337	0,3337
1,0N	-0,28	0,28
ClK saturado	-0,2415	0,2415

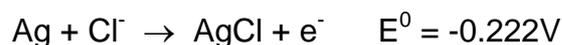
Es conveniente preparar el electrodo saturado de ClK, pero se asegura que el potencial reacciona mas lentamente a los cambios de temperatura que con los electrodos no saturados de ClK. El electrodo 0.1N tiene el coeficiente de temperatura mas bajo.

Los valores antes citados desprecian el potencial de unión liquida en la superficie de unión del ClK que, en el caso de ácidos fuertes, por ejemplo, aumenta el valor absoluto en un promedio de varios milivoltios. Los potenciales de los electrodos de referencia se incluyen en los manuales con signo positivo, que corresponde al potencial de reducción ϕ .

1.10.2. Semipila plata-cloruro de plata

Este electrodo se prepara, según uno de los métodos, plateando por electrolisis un alambre de platino sellado en un tubo de vidrio, empleando como electrolito cianuro de plata de alta pureza. Después, la capa de plata se convierte parcialmente en cloruro de plata haciendo que actúe como ánodo en ClH diluido. También se puede preparar un electrodo adecuado para medidas de corrosión partiendo de plata pura recocida, clorurada como se ha indicado.

El potencial del electrodo se debe contrastar con frecuencia con el electrodo recién preparados o con el electrodo de calomelanos, a causa de que con el envejecimiento sufre un cambio gradual. Cuando el electrodo se sumerge en una solución de cloruros se establece el siguiente equilibrio:



Al igual que en una pila de calomelanos, el potencial es mas activo cuanto mayor es la concentración de ClK. En ClK 0.1N el valor es de 0.288V. se pueden obtener los potenciales de otras concentraciones de ClK sustituyendo en la ecuación de Nerst la correspondiente actividad media del ion de Cl⁻.

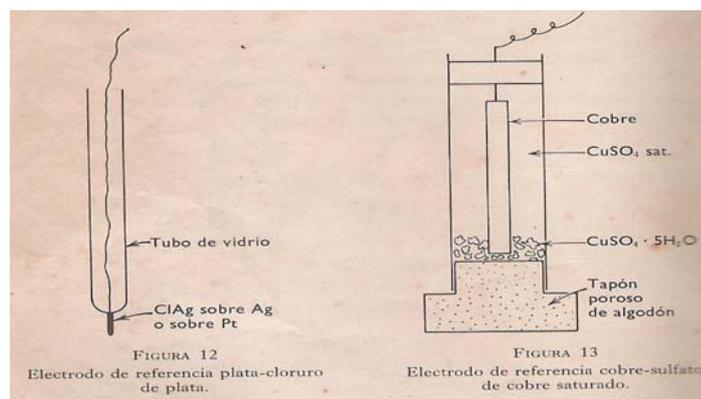
1.10.3. La pila cobre-sulfato de cobre saturado

Este electrodo se compone de cobre metálico sumergido en sulfato de cobre saturado. Su uso principal es el de las medidas en el campo para lo que el electrodo debe ser resistente al choque y donde su usual tamaño grande reduce al mínimo los errores de polarización. La precisión de este electrodo es adecuada para la mayor parte de las investigaciones de corrosión, aunque esta algo por debajo de la que se obtiene con los electrodos de calomelanos o de cloruro de plata. La reacción semipila es la siguiente:



Para la solución saturada de sulfato de cobre el potencial es de 0.316V. el potencial se hace catódico con el aumento de la temperatura en cantidad de unos $0.7\text{mV}/^{\circ}\text{C}$.

Fig. 3. Electrodo de plata/cloruro de plata y electrodo de cobre/sulfato de cobre



2. RESULTADOS

1. Determinación de los voltajes de referencia que garanticen la protección de los aceros en un medio corrosivo como el de la ciudad de Cartagena.

2.1. PROTECCIÓN CATÓDICA

La protección catódica se logra suministrando electrones a la estructura metálica a proteger. Si consideramos que la corriente eléctrica fluye del polo positivo al polo negativo, entonces una estructura estará protegida si la corriente eléctrica entra desde el electrolito hacia el metal. Ocurrirá corrosión acelerada si la corriente pasa del metal al electrolito.

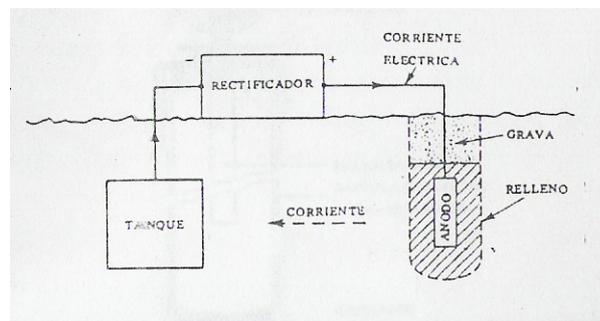
2.1.1. Tipos de protección catódica:

Hay dos tipos de protección catódica: protección por corriente impresa y protección por ánodo de sacrificio.

En la protección por corriente inducida una fuente externa de corriente eléctrica directa se conecta con su polo negativo a un tanque enterrado, mientras que el polo positivo se conecta a un electrodo de grafito o de Duriron. Los conductores eléctricos hacia el tanque y hacia el electrodo inertes se aíslan cuidadosamente para evitar pérdidas de corriente.

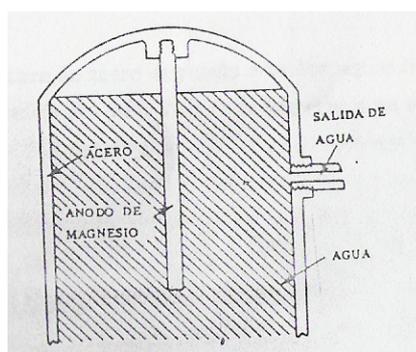
Usualmente, se rodea el electrodo inerte con relleno que consiste de cisco de coque, yeso o bentonita para mejorar el contacto eléctrico entre el ánodo y el suelo. Se ve en la figura que la corriente entra desde el suelo hacia el tanque, eliminando así su corrosión.

Fig. 4. Protección catódica por corriente inducida.



La protección por ánodo de sacrificio es mucho más simple. Este sistema solo requiere de un material anódico o que se comporte como ánodo con respecto al material que deseamos proteger, el cual se corroe en la celda galvánica.

Fig. 5. Protección catódica con ánodo de sacrificio.



La determinación de la corriente de protección es usualmente empírica. La tabla nos muestra algunos valores típicos.

Tabla 3. Valores típicos de las corrientes de protección catódica para acero.

ESTRUCTURA	MEDIO	CONDICIONES	DENSIDAD DE CORRIENTE mA/pie ²
TANQUE	H ₂ SO ₄ caliente	Estática	50.000
Tubos y tanques	Enterrado (en suelos)	Estática	1 - 3
Tubos	Agua fresca	con flujo	5 - 10
Calentadores de agua	Agua caliente, fresca	Flujo lento	1 - 3
Pilotes	Agua marina	movimiento (de olas)	6 - 8
Varillas de refuerzo	Concreto	Estática	0.1 - 0.5

La corriente de protección contra corrosivos agresivos como ácido caliente requiere valores demasiados altos, mientras que se requieren corrientes mucho mas bajas para proteger aceros en medios menos agresivos (por ejemplo en concretos). La tabla anterior solo nos muestra valores típicos promedio de las corrientes de protección y en aplicaciones específicas pueden variar bastante.

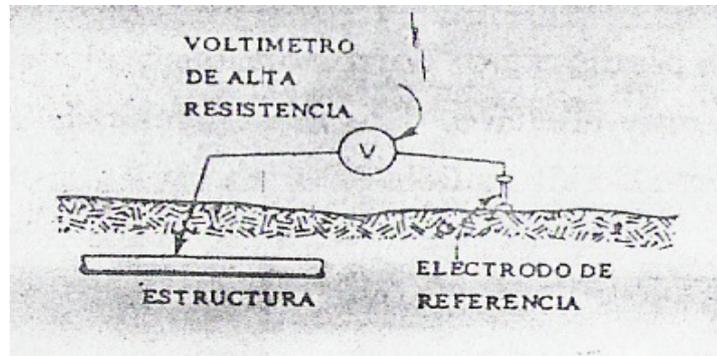
En la mayoría de los casos, se requieren ajustes del tamaño del ánodo y el valor de voltaje aplicado hasta que se llegue a la protección deseada. Otro método menos empírico y mas rápido es de medir el potencial electroquímico de la estructura a proteger con un electrodo de referencia adecuado. En al siguiente tabla se muestra el potencial electroquímico de los electrodos de referencia mas comunes.

Tabla 4. Potencial electroquímico de los electrodos de referencia mas comunes.

Metal-metal ion equilibrium (unit activity)	Potential at 25 °C (77 °F), V
Noble or cathodic (protected)	
Ag/Ag ⁺	+0.80
Cu/Cu ²⁺	+0.34
H ₂ /H ⁺	(reference) 0
Fe/Fe ²⁺	-0.44
Zn/Zn ²⁺	-0.76
Al/Al ³⁺	-1.66
Mg/Mg ²⁺	-2.36
More active or anodic	

Se sabe que una estructura de acero expuesta a suelos, aguas limpias y sucias y agua marina están protegidas si su potencia es de -0.85 V con respecto a un electrodo de referencia cobre/sulfato de cobre. Este electrodo posee las ventajas de ser barato, bastante exacto y resistente a un manejo algo rudo. Se mide el potencial de una estructura con un voltímetro de alta resistencia interna, como se muestra, se coloca el electrodo de referencia en el suelo o mejor sobre una esponja impregnada de solución salina para mejorar el contacto eléctrico con el suelo y se determina fácilmente la densidad de corriente catódica para polarizar la estructura a -0.85V. En caso de uso de ánodos de sacrificio, la medición es la misma y sirve para determinar el numero y el tamaño de los ánodos necesarios para lograr una protección total. Se efectúa un control programado de los potenciales de estructural mas complejas para determinar la uniformidad de la corriente aplicada.

Fig. 6. Medición de potencial con electrodo de referencia.



La selección de un ánodo de sacrificio se efectúa a partir de consideraciones ingenieriles y económicas. La tabla siguiente compara varios tipos de ánodos de sacrificio.

Tabla 5. Ánodos de sacrificio

	magnesio	Cinc	aluminio-estaño
Teórica, lb/amp-año	9	23	6,5
Actual, lb/amp-año	18	25	16-20
Potencial vs. Cu/CuSO ₄	-1,7	-1,15	-1,3

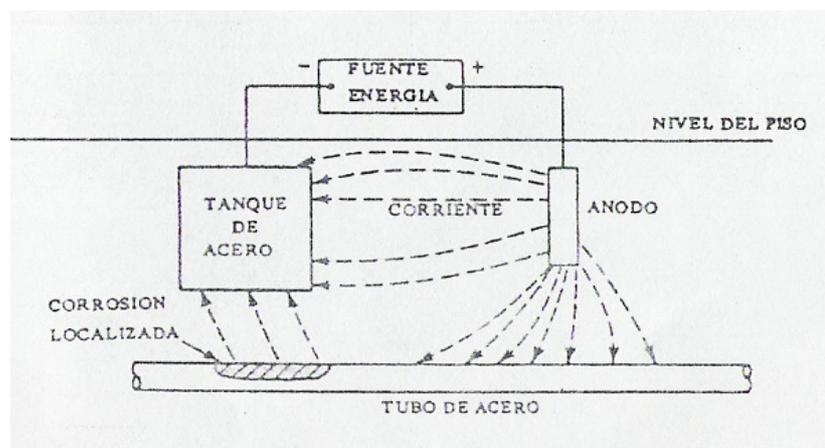
El magnesio es el ánodo de sacrificio mas utilizado, su eficiencia es baja (50%), pero su potencial es muy negativo y produce una alta densidad de corriente.

Sistemas de protección catódica provocan a menudo efectos de “corrientes parásitas”, o sea de corrientes directas difundiéndose a través de los suelos. Si se coloca un material metálico en un campo eléctrico pronunciado, se desarrolla una diferencia de potencial sobre su superficie, lo que lleva a una corrosión acelerada en la zona de la cual sale la corriente eléctrica convencional. El problema de las corrientes parásitas

es especialmente importante en zonas con transporte colectivo eléctrico y en zonas industriales o de producción de petróleo en las cuales se aplica mucho la protección catódica.

En la figura se muestra las corrientes parásitas que resultan de una protección catódica y la zona de la tubería atacada por corrosión acelerada. Si ahora una persona o compañía diferente de aquella que protegió catódicamente la estructura, aplica a su vez una protección catódica a la tubería enterrada, se entra en un círculo vicioso con una escalación de las corrientes parásitas.

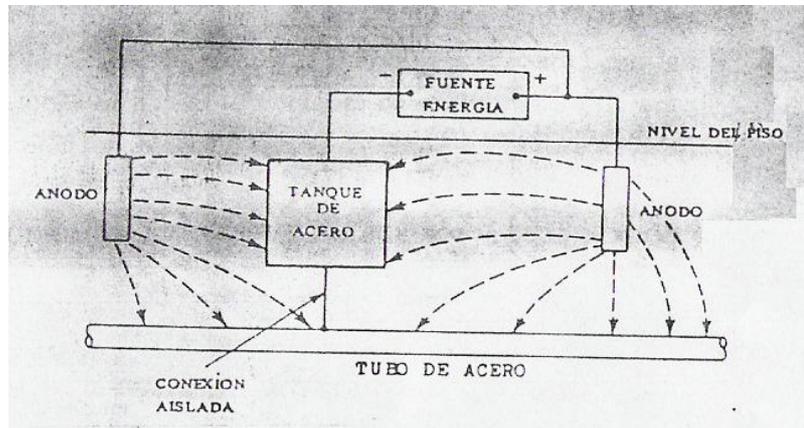
Fig. 7. Corrientes parásitas.



la siguiente figura representa la solución del problema anterior, que consiste en la colaboración entre los diferentes propietarios; se conecta la estructura a la tubería con un conductor eléctrico bien aislado, el cual lleva la corriente directamente de regreso a la fuente de energía.

Los propietarios se ahorran los problemas de corrosión y la adquisición de un equipo de protección catódica doble.

Fig. 8. Diseño para evitar corrientes parásitas



2. Construcción de ánodo de referencia para medir los voltajes característicos entre el medio y el metal a proteger. (hacer descripción de cómo se construye un electrodo de referencia de cobre sulfato de cobre, anexar fotografías)

2.2. CONSTRUCCIÓN DE UN ELECTRODO COBRE /SULFATO DE COBRE

2.2.1. Materiales

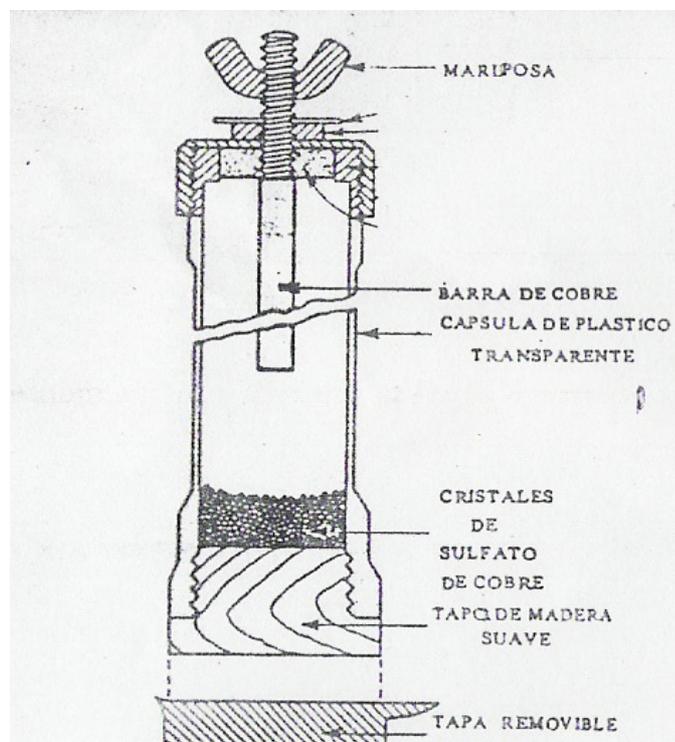
- Alambre de cobre de 5 milímetros.
- Tubo de PVC.
- Sulfato de cobre en escamas.
- Sulfato de cobre diluido.
- Tapón de PVC.

- Tapón de madera.

2.2.2. Procedimiento

Este electrodo puede ser hecho fácilmente sumergiendo una vara de cobre en sulfato de cobre saturado en solución acuosa, como se muestra en la figura.

Fig. 9. Eléctrodo de referencia cobre/sulfato de cobre



Se utiliza como contenedor un tubo de PVC, el cual en su parte inferior cuenta con un tapón de madera, la razón, se necesita de un material poroso para permitir una transferencia de electrones entre el medio que se va a evaluar y la solución acuosa de sulfato de cobre.

En la parte superior del electrodo, se emplea un tapón de PVC, al cual se le hace un orificio y se introduce por este una varilla de cobre de alta pureza.

La solución acuosa de sulfato de cobre se puede preparar disolviendo cobre puro en ácido sulfúrico, en el proceso se formarán cristales de sulfato de cobre que se precipitarán y saturarán la solución acuosa presente.

Terminado el electrodo, es necesario calibrarlo, esto se hace, midiendo el potencial del electrodo de Cobre – Sulfato de Cobre contra un electrodo de referencia de H_2 , para el caso de esta monografía, tal paso no se pudo llevar a cabo, debido a la inexistencia de este en toda la ciudad, siendo necesario enviar el instrumento de medición a otra ciudad como Bucaramanga o Medellín, en donde el costo del envío es mucho más alto que el mismo electrodo en sí. Se espera que en el corto plazo se pueda comprar un electrodo de referencia de H_2 para el laboratorio de metalografía.

- 3. Desarrollo de un método para la medición de los voltajes característicos en el parque automotor de la ciudad y colocación de ánodos de sacrificio.

2.3. METODO DE INSPECCIÓN DE CORROSIÓN

2.3.1. Pasos:

- 1- Realizar inspección visual de la estructura a evaluar, y toma de registro fotográfico:

En el vehículo, se deben evaluar dos partes importantes de su estructura, una es la carrocería, que es la más fácil de evaluar, y otra es el chasis.

- 2- Marcar las zonas que están afectadas por el proceso de corrosión:

Con un marcador borrable se marcan las zonas que se encuentran afectadas por la corrosión.

- 3- Si no hay zonas de corrosión visibles

Si no hay zonas de corrosión visible, no se puede decir que la estructura se encuentra completamente protegida, es necesario entonces realizar mediciones en cada una de las partes que conforman la carrocería de un carro, como son: puertas, capó, techo, defensas, y chasis. Algunos vehículos en particular los nuevos traen el chasis como parte de la carrocería, por lo que se

hace necesario entonces hacer mediciones en la parte inferior del carro como si se tratara de un chasis independiente.

4- Toma de mediciones:

Para tomar las mediciones, es necesario tener un multímetro digital de precisión que pueda medir milivoltios, y un electrodo de referencia de cobre – sulfato de cobre, la conexión entre el electrodo y el multímetro se hace de la siguiente forma: En el terminal positivo (puerto de donde se alejan los electrones) aquí se conecta el electrodo de referencia, ya que es este quien va a recibir los electrones que está emitiendo la estructura que está en deterioro y el otro terminal se coloca en punto del vehículo fuera de la zona corrosiva, pero cerrando el circuito, para que la medición sea válida.

Ya en la superficie metálica, es necesario buscar zonas limpia o en otras palabras libres de pintura, para el caso en el que el carro ya posee deterioro. De no ser así, se busca en el lado opuesto a la lámina una zona de fácil acceso y se raspa hasta ver el metal desnudo y luego de la medición se cubre con anticorrosivo y

pintura de presentación, aunque no se recomienda hacer esto, ya que puede ocasionar problemas de corrosión a futuro.

El valor de referencia para la protección es de -850 milivoltios, 100 milivoltios por encima o por debajo, es síntoma de problemas de deterioro.

5- Protección de las zonas afectadas:

Se puede escoger entre varias opciones, la tradicional que consiste en preparar la superficie para la pintura, o latoneado cuando el daño es severo, y adicional a esto se sugiere colocar pequeños ánodos de sacrificio de Zinc puro adheridos a la superficie en una zona no visible para no dañar la estética del carro o corriente impresa (no se tratará esta alternativa en la monografía).

La razón por la cual se debe emplear ánodos de sacrificio es que muchas veces la preparación y adecuación de la superficie no es la adecuada, quedando impurezas como salitre, polvo e incluso humedad, lo que a mediano y largo plazo deteriora la estructura nuevamente. Colocar zinc es una medida que permite aumentar el tiempo de vida útil del sistema de pintura.

Los ánodos se colocan cerca al área afectada, y se hace la medición nuevamente, para identificar que la estructura tiene un potencial de protección entre -700 y -900 milivoltios, se siguen haciendo mediciones para verificar si el área a proteger es mucho mayor, si se observa una caída del potencial esto quiere decir que el área afectada es mas grande de los esperado y se debe colocar un nuevo ánodo de sacrificio, esto se hace en todas las áreas identificadas con problemas de corrosión.

La fijación de los electrodos se debe hacer de tal forma que no se deteriore la superficie visible, por ejemplo en la carrocería, ya que lo que se busca es protegerla, no hacerla poco vistosa o antiestética. Entre las opciones esta utilizar macilla, soldadura oxiacetilénica, con cantil, o juntas mecánicas cuando se trate del chasis.

3. REGISTRO FOTOGRÁFICO DEL PROCESO



**FOTOGRAFÍA 1: MULTÍMETRO DIGITAL DE PRECISIÓN MARCA
FLUKE**



**FOTOGRAFÍA 2: ELECTRODO DE REFERENCIA DE COBRE –
SULFATO DE COBRE**

Este electrodo fue fabricado en el laboratorio de metalografía de la Universidad Tecnológica de Bolívar.



FOTOGRAFÍA 3: MEDIDA DEL POTENCIAL DEL ELECTRODO DE REFERENCIA

El potencial del electrodo se mide colocando en la parte superior el Terminal positivo del multímetro, y el negativo en la parte inferior. Esto nos da una medida de referencia para determinar si el electrodo está o no trabajando bien. Este debe posteriormente calibrarse con un electrodo de H_2 , dicha calibración se puede solicitar a los laboratorios de la UIS y de la Universidad de Antioquia, mientras se compra uno para el laboratorio de metalografía de la UTB.



FOTOGRAFÍA 4: LÁMINA DE ACERO COMPLETAMENTE OXIDADA

El propósito de esta lámina, es utilizarla como muestra para analizar el comportamiento del electrodo, antes de ir a probarlo en la carrocería de un carro.



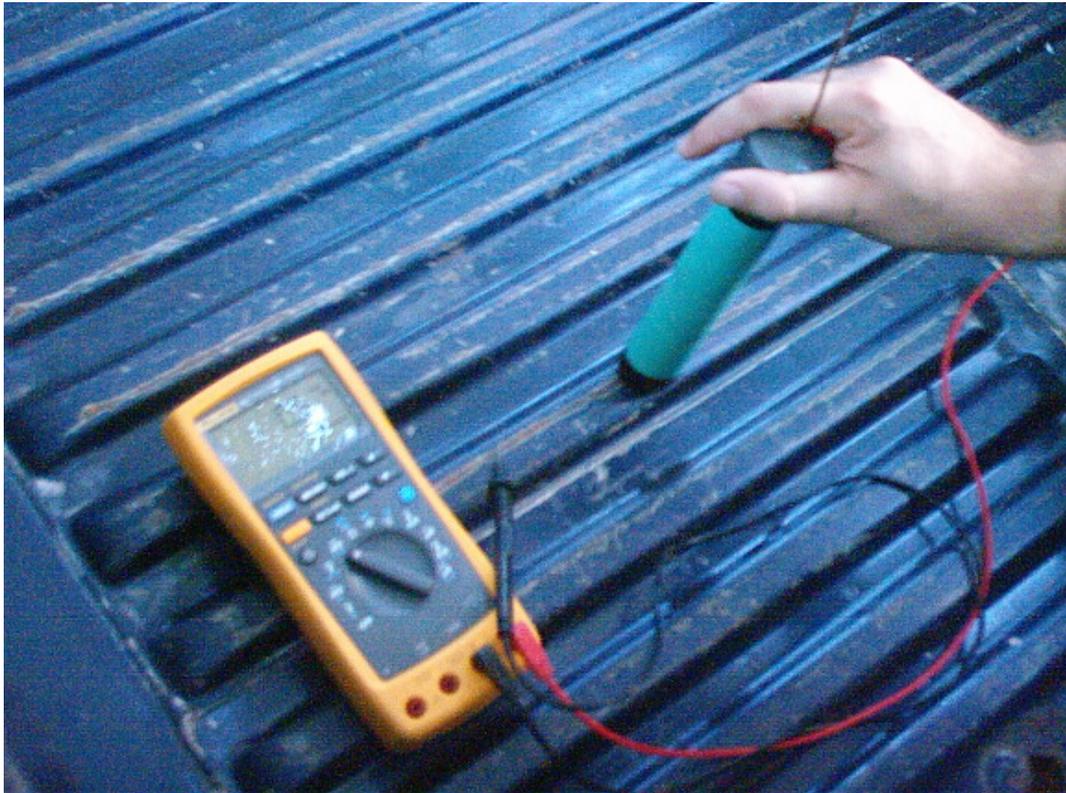
FOTOGRAFÍA 5: TOMA DE POTENCIAL DE LA LÁMINA

El criterio de protección de una estructura es que debe poseer un potencial de -850 mv mas o menos 100 mv , para que este adecuadamente protegida, se coloca el Terminal negativo del multímetro en la pieza a evaluar, y el positivo en la tierra, para cerrar el circuito, se mide entonces, la variación del potencial de la estructura con respecto al electrodo de referencia, esto genera un flujo de corriente, si los electrones se mueven de la lámina hacia el electrodo, quiere decir que la muestra se está corroyendo.



FOTOGRAFÍA 6: PLACA DE ACERO CON ÁNODOS DE ZINC

En éste caso, la presencia de los ánodos de cinc deben disminuir el potencial que se muestra en el display del multímetro, y acercarlo hacia el criterio de protección, en la medida de que los ánodos sean más grandes, mayor será el acercamiento hacia el potencial de protección. Este efecto es el que se busca en las láminas de los carros y chasises.



**FOTOGRAFÍA 7: MEDICIONES EN EL PLATON DE UNA CAMIONETA
NISSAN**

Se realiza el mismo ejercicio aplicado en la lámina de acero corroída mostrada en las fotografías anteriores ubicando los terminales del multímetro en los mismos sitios y se toma el potencial, el display muestra un potencial positivo esto quiere decir que la estructura se está corroyendo.



**FOTOGRAFÍA 8: MEDICIONES EN EL PLATON DE UNA CAMIONETA
NISSAN EMPLEANDO UN ÁNODO DE SACRIFICIO**

Con la presencia de un ánodo de sacrificio, se nota la disminución del potencial de corrosión hacia valores más protectores.

4. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

- 1- La protección anticorrosiva de vehículos por medio de un sistema de protección catódica por ánodos de sacrificio, es una técnica eficiente y duradera, pero que necesita una investigación más profunda que la que se puede hacer una monografía con pocos recursos disponibles, como el tiempo, bibliografía especializada e instrumentos calibrados.
- 2- Uno de los principales problemas que se presenta en un sistema de protección catódica por ánodos de sacrificio para un vehículo, es la colocación de los mismos en la estructura sin dañar la estética del vehículo y la facilidad de acceso a ésta.
- 3- Este sistema es muy bueno en vehículos de trabajo pesado que poseen estructuras metálicas tipo estaca, como camionetas, camiones, y busetas, en donde el deterioro de las láminas, defensas y chasis están ligadas a esfuerzos mecánicos en donde la combinación de esfuerzo y corrosión causan una degradación acelerada del material.
- 4- El transporte público en particular los taxis se verían favorecidos con un sistema como éste, ya que éstos están más tiempo en

contacto con el rocío del agua de mar y con el viento salitroso de la avenida Santander y zonas residenciales como el Cabrero, Bocagrande, Castillo, Laguito, Centro. Así mismo, los propietarios de vehículos de dicha zona protegerían mejor su inversión.

- 5- Se recomienda para monografías posteriores, tocar el tema de la protección catódica por corriente impresa, así como ahondar mediante proyectos de investigación en la protección catódica de estructuras sencillas como la de vehículos, neveras, estufas, aires acondicionados, rejas, entre otras, en donde no se ha trabajado mucho y sin embargo, si se hicieran cuentas del costo del mantenimiento o reposición de los mismos, se observaría fácilmente que es necesario hacer algo al respecto, ofrecer alternativas a los propietarios de dichas estructuras.

- 6- Se observa claramente en el proceso que la presencia de un ánodo de sacrificio, acerca los potenciales de corrosión de los materiales hacia valores mas protectores, no quiere decir que vaya a desaparecer la corrosión, sino que se va a disminuir la velocidad de deterioro del material.

4. BIBLIOGRAFÍA

- Schweitz, Philip A.; Corrosion and protection handbook;
- Ingeniería de corrosión, primera parte, Instituto Nacional del acero
1985, Colombia
- Polar, J. P.; A guide to corrosion resistance; New York : Climax
Molibdenum, 1952
- Fontana, Mars G.; Corrosion engineering; Edición 2 ed.;
McGraw-Hill, 1978
- Uhlig, Herbert H.; Corrosión y control de corrosión; Bilbao: Urmo,
1963
- Gummow, R. A; Corrosion mitigation by cathodic protection;
National Association of Corrosion Engineers, 1986.
- Botia Flórez, José Salomón; Ingeniería de corrosión; Bogotá:
Instituto Nacional del Acero, 1985