



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES
ZARAGOZA CAMPUS II
FACULTAD DE QUIMICA

1
Zej

ESTUDIO DE LA CORROSION EN ACERO
ESTRUCTURAL A.I.S.A. 1010 CAUSADA POR
Pseudomonas aeruginosa

TESIS PROFESIONAL

Que para obtener el Título de:
INGENIERO QUIMICO

P r e s e n t a n:

JOSE JESUS AGUILAR RIVERA

JOSE ALBERTO DOMINGUEZ TORRES

MA. DE JESUS SANCHEZ MACEDO

ASESOR: Q.F.B. SILVIA LILIA TEJADA CASTAÑEDA

FACULTAD DE QUIMICA



**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

México, D. F. 1996

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



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.

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE QUIMICA

**FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES
ZARAGOZA CAMPUS II**

**ESTUDIO DE LA CORROSION EN ACERO ESTRUCTURAL A.I.S.I. 1010
CAUSADA POR *Pseudomonas aeruginosa*.**

**TESIS PROFESIONAL
QUE PARA OBTENER EL TITULO DE
INGENIERO QUIMICO
PRESENTAN:
JOSE JESUS AGUILAR RIVERA
JOSE ALBERTO DOMINGUEZ TORRES
MA. DE JESUS SANCHEZ MACEDO**

Asesor: Q. F. B. SILVIA LILIA TEJADA CASTAÑEDA.

México. D. F. 1996

**FACULTAD DE ESTUDIOS
SUPERIORES ZARAGOZA**

**JEFATURA DE LA CARRERA DE
INGENIERIA QUIMICA**

OF/IQ/JU/082/010/96

**C. JOSE JESUS AGUILAR RIVERA
JOSE ALBERTO DOMINGUEZ TORRES
MA. DE JESUS SANCHEZ MACEDO
P R E S E N T E.**

En respuesta a su solicitud de asignación de jurado para el Examen Profesional, les comunico que la Jefatura a mi cargo ha propuesto la siguiente designación:

PRESIDENTE: ING. HUGO HECTOR MARTINEZ ROJAS
VOCAL: Q.F.B. SILVIA TEJADA CASTAÑEDA
SECRETARIO: ING. FERNANDO HERRERA JUAREZ
SUPLENTE: ING. ANDRES AQUINO CANCHOLA
SUPLENTE: ING. ESTEBAN MINOR PEREZ

A T E N T A M E N T E
"POR MI RAZA HABLARA EL ESPIRITU"

México, D.F., 6 de mayo de 1996


ING. JOSE BENJAMIN RANGEL GRANADOS
JEFE DE LA CARRERA

**A nuestra asesor Silvia Tejada Castañeda
el más sincero agradecimiento
por su apoyo incondicional sin el
cual no se hubiera podido realizar
este trabajo.**

**A las Profas: Ana Isabel Carranco
y Lilia Vierna por su apoyo
técnico. GRACIAS.**

*"El trabajo del hombre
representa un bien
precioso que
conviene preservar"*

*A mi esposa ARACELI que tanto amo
por que siempre tuvo el aliento
para apoyarme aún bajo su
propio sacrificio.*

*A mis padres; JESUS y JOSEFINA{†} que
siempre me supieron guiar
por el camino correcto.*

JOSE JESUS

A MIS PADRES:

POR TODO EL APOYO, CARIÑO Y ESFUERZO INCONDICIONAL
PARA SALIR ADELANTE EN MIS LOGROS, TRIUNFOS, DERROTAS.
LES ESTOY AGRADECIDO, GRACIAS....

A MIS HERMANOS:

POR EL ALIENTO Y AMISTAD EN CUALQUIER MOMENTO...

A MARIBEL MIGUEL CEBALLOS:

POR SU PACIENCIA, AMOR, AMISTAD
QUE ME BRINDO DURANTE TODO ESTE TIEMPO
COMPARTIDO...

A MIS AMIGOS:

POR BRINDARME SU AMISTAD
DURANTE MI CARRERA COMO
PROFESIONISTA...



DOMINGUES TORRES JOSE ALBERTO.

Este trabajo lo dedico a:

MIS PADRES: PABLO Y FRANCISCA ejemplos de honestidad y amor.

*MIS HERMANOS: Maria, Juventino, Marcos, Leobardo, Heladio, Sergio,
Rafaela, Miguel, Primitivo, Humberto y Jaime.*

*En especial a MIGUEL y PRIMITIVO por su gran apoyo
ECONOMICO y MORAL.*

MI NOVIO: Elifroebel por su cariño.

Todos los que colaboraron en mi formación profesional.

NA. DE JESUS

INDICE

	PAG.
INTRODUCCION.	I
CAPITULO 1 CORROSION.	1
1.1 DEFINICION DE CORROSION.	2
1.2 CLASIFICACION DE CORROSION	3
1.2.1 CLASIFICACION SEGUN LA FORMA.	3
1.2.2 CLASIFICACION SEGUN EL MEDIO	5
1.3 CORROSION ELECTROQUIMICA.	5
1.3.1 CORROSION A TRAVES DE CORRIENTE ELECTRICA.	6
1.3.2 POTENCIAL DE ELECTRODO.	7
1.3.3 ENERGIA LIBRE Y POTENCIAL.	10
1.3.4 SOBRETENSION Y POLARIZACION.	10
1.4 POTENCIAL MIXTO (UMIX).	11
1.5 REACCIONES ANODICAS.	13
1.6 CURVAS DE POLARIZACION ANODICA.	14
1.7 REACCIONES CATODICAS.	17
1.8 CURVAS DE POLARIZACION CATODICA.	18
1.9 POTENCIAL DE CELDA.	19
1.10 TERMODINAMICA DE LA CORROSION.	21
1.11 DIAGRAMAS DE POURBAIX.	21
1.12 POTENCIOSTATO.	25
1.13 CLASIFICACION DE ELECTRODOS.	26
1.13.1 ELECTRODOS DE PRIMERA ESPECIE.	26
1.13.2 ELECTRODOS DE SEGUNDA ESPECIE.	27
1.13.3 ELECTRODOS DE OXIDO REDUCCION.	28
1.14 ELECTRODOS UTILIZADOS EN LA CELDA.	28
1.15 APLICACION DE LOS METODOS ELECTROQUIMICOS A LOS ESTUDIOS DE CORROSION.	29
1.15.1 DEDUCCION DE LA ECUACION DE BUTTLER-VOLMER.	29
1.15.2 CURVAS DE TAFEL (Aproximación a Alto Campo).	37
1.15.3 DESVIACIONES AL COMPORTAMIENTO DE TAFEL.	39
1.15.4 APROXIMACION DE LA ECUACION DE BUTTLER-VOLMER A BAJO CAMPO.	41
1.15.5 RESISTENCIA DE POLARIZACION (Aproximación a Alto y Bajo Campo).	42
1.15.6 DETERMINACION DE VELOCIDADES INSTANTANEAS DE CORROSION.	43
1.15.7 UTILIDAD DE LAS CURVAS DE POLARIZACION.	44
CAPITULO 2 MICROBIOLOGIA.	46
2.1 MICROORGANISMOS.	47
2.2 BACTERIA <i>Pseudomonas</i> .	48
2.2.1 <i>Pseudomonas aeruginosa</i> .	49
2.3 PRUEBA DE IDENTIFICACION.	50
2.3.1 TINCION.	50

2.3.2 COLORACION POR EL METODO GRAM.	50
2.4 CORROSION AEROBIA.	51
2.5 CRECIMIENTO BACTERIANO.	52
2.6 METODOS DIRECTOS.	53
2.6.1 TURBIDIMETRIA.	53
2.6.2 NEFELOMETRIA.	54
2.7 MEDIOS DE CULTIVOS PARA <i>Pseudomonas aeruginosa</i> .	55
2.8 LA CURVA DE CRECIMIENTO BACTERIANO.	57
2.8.1 CUANTIFICACION DE MICROORGANISMOS POR NMP.	58
2.8.2 MEDIDOR DE OXIGENO.	60
2.9 MICROSCOPIO ELECTRONICO DE BARRIDO.	62
CAPITULO 3 ACERO ESTRUCTURAL AISI 1010.	63
3.1 IMPORTANCIA DE LOS METALES.	64
3.2 ALEACIONES.	64
3.3 ACEROS.	64
3.4 ACEROS AL CARBON.	65
3.4.1 ACEROS DE BAJO CONTENIDO DE CARBON.	66
CAPITULO 4 CORROSION MICROBIOLÓGICA.	68
4.1 ANTECEDENTES HISTORICOS.	69
4.2 EL PAPEL DE LOS MICROORGANISMOS EN LA CORROSION DE METALES.	69
4.3 DEFINICION DE CORROSION MICROBIOLÓGICA.	70
4.4 FACTORES QUE INFLUYEN EN LA CORROSION MICROBIOLÓGICA.	71
4.4.1 FACTORES ELECTROQUIMICOS.	71
4.4.2 FACTORES MECANICOS.	72
4.4.3 FACTORES MICROBIOLÓGICOS.	72
4.5 MECANISMOS DE CORROSION MICROBIOLÓGICA.	73
4.6 IDENTIFICACION DE LA CORROSION MICROBIOLÓGICA.	75
4.7 EFECTOS DE LOS MICROORGANISMOS SOBRE LA CORROSION METALICA.	77
4.8 INHIBICION DE LA CORROSION MICROBIOLÓGICA.	78
4.9 CORROSION CAUSADA POR OTROS MICROORGANISMOS.	79
4.10 INDUSTRIAS Y ORGANISMOS IMPLICADOS EN EL PROCESO DE CORROSION.	80
4.11 CORROSION MICROBIOLÓGICA LOCALIZADA.	81
CAPITULO 5 EXPERIMENTO.	84
5.1 PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA.	85
5.2 OBJETIVOS.	85
5.3 HIPOTESIS DE TRABAJO.	85
5.4 MATERIAL.	85
5.5 ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO.	88
5.5.1 ELABORACION DEL DISEÑO DE LOS VASOS DE TRABAJO Y TUBOS NEFELOMETRICOS.	89
5.5.2 CORTADO Y DOBLADO DE LOS TUBOS DE VIDRIO PARA COLOCAR	

2.3.2 COLORACION POR EL METODO GRAM	50
2.4 CORROSION AEROBIA.	51
2.5 CRECIMIENTO BACTERIANO.	52
2.6 METODOS DIRECTOS.	53
2.6.1 TURBIDIMETRIA.	53
2.6.2 NEFELOMETRIA.	54
2.7 MEDIOS DE CULTIVOS PARA <i>Pseudomonas aeruginosa</i> .	55
2.8 LA CURVA DE CRECIMIENTO BACTERIANO.	57
2.8.1 CUANTIFICACION DE MICROORGANISMOS POR NMP.	58
2.8.2 MEDIDOR DE OXIGENO.	60
2.9 MICROSCOPIO ELECTRONICO DE BARRIDO.	62
CAPITULO 3 ACERO ESTRUCTURAL AISI 1010.	63
3.1 IMPORTANCIA DE LOS METALES.	64
3.2 ALEACIONES.	64
3.3 ACEROS.	64
3.4 ACEROS AL CARBON.	65
3.4.1 ACEROS DE BAJO CONTENIDO DE CARBON.	66
CAPITULO 4 CORROSION MICROBIOLÓGICA.	68
4.1 ANTECEDENTES HISTORICOS.	69
4.2 EL PAPEL DE LOS MICROORGANISMOS EN LA CORROSION DE METALES.	69
4.3 DEFINICION DE CORROSION MICROBIOLÓGICA.	70
4.4 FACTORES QUE INFLUYEN EN LA CORROSION MICROBIOLÓGICA.	71
4.4.1 FACTORES ELECTROQUIMICOS.	71
4.4.2 FACTORES MECANICOS.	72
4.4.3 FACTORES MICROBIOLÓGICOS.	72
4.5 MECANISMOS DE CORROSION MICROBIOLÓGICA.	73
4.6 IDENTIFICACION DE LA CORROSION MICROBIOLÓGICA.	75
4.7 EFECTOS DE LOS MICROORGANISMOS SOBRE LA CORROSION METALICA.	77
4.8 INHIBICION DE LA CORROSION MICROBIOLÓGICA.	78
4.9 CORROSION CAUSADA POR OTROS MICROORGANISMOS.	79
4.10 INDUSTRIAS Y ORGANISMOS IMPLICADOS EN EL PROCESO DE CORROSION.	80
4.11 CORROSION MICROBIOLÓGICA LOCALIZADA.	81
CAPITULO 5 EXPERIMENTO.	84
5.1 PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA.	85
5.2 OBJETIVOS.	85
5.3 HIPOTESIS DE TRABAJO.	85
5.4 MATERIAL.	85
5.5 ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO.	88
5.5.1 ELABORACION DEL DISEÑO DE LOS VASOS DE TRABAJO Y TUBOS NEFELOMETRICOS.	89

5.5.2 CORTADO Y DOBLADO DE LOS TUBOS DE VIDRIO PARA COLOCAR LOS ELECTRODOS DE TRABAJO	89
5.5.3 ELABORACION DE LOS ELECTRODOS DE TRABAJO.	90
5.5.4 PERFORACION DE TAPONES DE HULE Y CORTADO DE ELECTRODOS AUXILIARES.	91
5.5.5 ELABORACION DE LOS ELECTRODOS PARA LA MEDIDA DEL pH.	92
5.5.6 CONEXION DE LOS VASOS DE TRABAJO.	92
5.6 ACTIVIDADES DURANTE EL EXPERIMENTO.	93
5.6.1 INOCULACION DE <i>Pseudomonas aeruginosa</i> , IDENTIFICACION Y PUREZA	94
5.6.2 PREPARACION DE SOLUCIONES.	94
5.6.3 ESTERILIZACION DE MATERIAL Y SOLUCIONES.	95
5.6.4 MONTAJE DE LAS CELDAS DE TRABAJO E INOCULACION DE <i>Pseudomonas aeruginosa</i> .	96
5.6.5 BAÑO A TEMPERATURA CONSTANTE.	99
5.7 RASTREO DE LOS ELECTRODOS DE TRABAJO POR MEDIO DEL MICROSCOPIO ELECTRONICO DE BARRIDO.	100
5.8 METODO.	100
CAPITULO 6 RESULTADOS Y ANALISIS DE RESULTADOS.	104
6.1 CURVAS DE TAFEL.	105
6.2 RESISTENCIA DE POLARIZACION.	118
6.3 ANALISIS DE pH.	134
6.4 CURVAS DE CRECIMIENTO.	142
6.4.1 POR MEDIO DEL NEFELOMETRO.	142
6.4.2 POR CONSUMO DE OXIGENO.	142
6.5 CORRELACION ENTRE EL CRECIMIENTO DE <i>Pseudomonas aeruginosa</i> Y LA VELOCIDAD DE CORROSION.	148
6.5.1 RELACION DEL CRECIMIENTO DE <i>Pseudomonas aeruginosa</i> Y LA VELOCIDAD DE CORROSION EN PRESENCIA DE CLORURO	148
6.5.2 RELACION DEL CRECIMIENTO DE <i>Pseudomonas aeruginosa</i> Y LA VELOCIDAD DE CORROSION EN AUSENCIA DE CLORURO	151
6.6 MICROSCOPIO (MIC).	154
CONCLUSIONES.	162
RECOMENDACIONES.	165
REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS.	167
BIBLIOGRAFIA DE APOYO.	171

RESUMEN

La corrosión es un fenómeno de deterioro de los materiales de construcción principalmente los metales. Aunado a esto la participación de los microorganismos en especial las bacterias, agravan más este problema. Se calcula que el costo de la corrosión es alrededor del 4% del Producto Interno Bruto (PIB) y la corrosión microbiológica contribuye con el 15% del proceso global de corrosión. El acero estructural AISI 1010 es un material ampliamente usado en los oleoductos de PEMEX y en menor grado en la red hidráulica doméstica del país.

El presente trabajo tiene por objeto determinar el efecto de la corrosión en el acero estructural AISI 1010 causada por *Pseudomonas aeruginosa*, para lo cual se usaron métodos electroquímicos en la determinación la velocidad de corrosión, también se verificó el efecto de los iones cloruro. Los resultados mostraron que el crecimiento de *Pseudomonas aeruginosa* así como la presencia de los iones cloruro aceleraron el proceso de corrosión en acero estructural AISI 1010.

Este efecto se explica por la formación de micro-picaduras bajo los depositos de las colonias de microorganismos y por el rompimiento de la película pasivante debido a la producción de metabolitos agresivos.

El ión cloruro tuvo dos efectos uno fue el de adelgazar la película pasivante sobre el metal y el segundo acelerar el proceso de corrosión.

RESUMEN

OBJETIVOS

- DETERMINAR EL EFECTO DE LA CORROSION EN ACERO ESTRUCTURAL AISI 1010 CAUSADA POR *Pseudomonas aeruginosa*.
- DETERMINAR POR METODOS ELECTROQUIMICOS LA VELOCIDAD DE CORROSION EN ACERO ESTRUCTURAL AISI 1010 CAUSADA POR *Pseudomonas aeruginosa*.
- DETERMINAR LA RELACION ENTRE EL CRECIMIENTO DE LA *Pseudomonas aeruginosa* Y LA CORROSION DEL ACERO ESTRUCTURAL AISI 1010.
- VERIFICAR EL EFECTO DE LOS IONES CLORURO EN EL MEDIO DE CULTIVO PARA LA *Pseudomonas aeruginosa* Y LA VELOCIDAD DE CORROSION DEL ACERO ESTRUCTURAL AISI 1010.

OBJETIVOS _____

INTRODUCCION

La corrosión en general es un fenómeno de destrucción de los materiales de construcción, principalmente de los metales, causada por un proceso de óxido-reducción.

Un tipo de corrosión es la resultante de la actividad de los organismos vivos. Se debe considerar que ningún organismo vivo existe aislado e independiente de otros organismos, es decir, tanto en agua como en suelos, los microorganismos se encuentran mezclados entre sí. Los desechos producidos por estas especies, así como también cuerpos muertos, proporcionan al medio una cantidad de elementos nutritivos suficientes para acelerar la proliferación de todas las bacterias heterótrofas corrosivas.

Se ha observado que los organismos microscópicos y macroscópicos que producen corrosión, viven y se reproducen en un intervalo de pH, entre cero y once, a temperaturas de entre un grado centigrado y ochenta y dos grados centigrados y bajo presiones de hasta mil atmósferas.

Los microorganismos productores de la corrosión pueden ser hongos, algas y bacterias.

La corrosión microbiológica es un problema que por sus características especiales con respecto a otros tipos de corrosión, ha aumentado el interés que se tiene por ella, además de la importancia que tiene para algunas industrias.

Este es un problema ya conocido desde 1891, año en el que informa, definiéndose en 1910, su importancia se ha incrementado de forma tal que en 1962 se organizó la primera conferencia sobre este problema (enfocado en especial a la industria petrolera por las grandes pérdidas ocasionadas).

La investigación que se realiza en este sector se ha incrementado, existiendo diversas publicaciones, tales como " Applied Petroleum Microbiology ", N.A.C.E. (National Association of Corrosion Engineers), que informan al respecto, sin embargo es una información muy especializada (circuitos de enfriamiento, condensadores, etc).

El desarrollo microbiológico es un factor importante en la degradación de materiales ferrosos, así como los no ferrosos y plásticos, los cuales se encuentran en casi todas las industrias como son: alimenticias, de papel, etc. en los procesos de blanqueo, pastas, pulpas, etc.

En los últimos años se han realizado diversos estudios específicos sobre el ataque de *Pseudomonas aeruginosa* (pertenece al grupo de las bacterias aerobias), en los metales (especialmente en aluminio), obteniéndose grandes avances. Lo anterior es dado como el principal antecedente para realizar el presente estudio.

En México no se ha informado de investigación sobre *Pseudomonas aeruginosa* y acero estructural, este acero se utiliza en PEMEX (tuberías). En la Facultad de Química se han estudiado otros microorganismos relacionados con la corrosión (por ejemplo: *Desulfovibrio desulfuricans*, *Gallionella sp.*, *Thiobacillus thiooxydans*, etc.). *Pseudomonas aeruginosa* por ser un microorganismo difundido ampliamente en ciertos ambientes es muy común que se encuentre en tanques de combustible de aviones, tuberías, mesas de laboratorio, etc., puede crecer fácilmente y sin grandes complicaciones.

El estudio de la corrosión microbiológica es muy importante en todo el mundo y particularmente en México, en donde las condiciones climatológicas y geográficas favorecen el crecimiento de los microorganismos causantes de la corrosión, en lugares como los litorales del sur y suroeste del país.

Debido a lo anterior esta investigación tiene por *objeto* estudiar la participación *Pseudomonas aeruginosa* en condiciones óptimas de desarrollo, en la corrosión de acero estructural AISI 1010 determinando el potencial a circuito abierto (AE) y utilizando métodos electroquímicos, tales como las Curvas de Tafel y la Resistencia de polarización (R_p) para la medida de velocidad de corrosión. Además de las curvas de crecimiento de *Pseudomonas aeruginosa* por medios nefelométricos y a través de la técnica de conteo de oxígeno.

El presente trabajo se divide en seis capítulos. En el primero se abordan los fundamentos teóricos sobre la corrosión. El segundo capítulo trata de los aspectos microbiológicos, en donde se describen brevemente las características morfológicas y fisiológicas del microorganismo, las técnicas microbiológicas empleadas y una descripción del material utilizado para esta sección. En el tercer capítulo se da una breve descripción del acero estructural AISI 1010, así como las características y

propiedades del mismo. En el cuarto capítulo se realizó una relación entre el microorganismo y la corrosión dándole por nombre corrosión microbiológica, definiéndola y mencionando los factores que influyen para que se de esta. En el quinto capítulo se desarrolla el método, las actividades previas al experimento, así como las actividades durante la experimentación. Los resultados gráficos, así como su análisis se describen en el capítulo seis, donde se discutió la variación del potencial aplicado, el análisis de los parámetros de Tafel y de la resistencia de polarización (R_p) conforme varía el potencial y la corriente, la variación del pH con respecto al tiempo, y la realización de las curvas de crecimiento por dos diferentes métodos. Las conclusiones, recomendaciones y bibliografía de apoyo como de referencia se presentan al final.

CAPITULO 1

CORROSION

1.1 DEFINICION DE CORROSION.

Los metales tienden a corroerse en diferente forma y según el medio dado. La corrosión se produce en diferente forma a como es producido un material de un compuesto natural existente.

El estudio de la corrosión tiene por objeto investigar el deterioro de los materiales por la acción del medio en que se encuentran.

La mayoría de los metales en contacto con el medio ambiente forman un sistema termodinámicamente inestable. Con excepción de los metales nobles, todos los demás metales en contacto con el aire debieran reaccionar y transformarse en óxidos. En algunos casos, tal transformación en óxido implica una merma muy grande de energía libre. Así, de acuerdo con la termodinámica, los metales no se podrían usar en una atmósfera como la terrestre.

La termodinámica sólo indica la posibilidad de una determinada reacción, pero no dice nada acerca de la velocidad con que ocurre. Debido a que ciertas velocidades de reacción son lentas nos permite utilizar metales en la vida diaria. La termodinámica nos dice si una reacción es posible, pero el estudio cinético nos determina el tiempo en que se deteriora el metal.

Desde el punto de vista cinético todos los metales pueden ser usados siempre que su velocidad de deterioro sea aceptablemente baja. En el proceso electroquímico se dan una serie de reacciones no deseadas, una de estas es la corrosión, la cuál se define como un fenómeno de destrucción de los materiales de construcción, principalmente de los metales, causado por un proceso de óxido-reducción.

Experimentalmente se ha demostrado que el ataque corrosivo es mayor cuando un metal contiene una gran cantidad de carbonos que cuando tiene un bajo contenido de ellos. Sin embargo, cuando se manejan concentraciones grandes de un compuesto corrosivo el metal produce una película pasiva. [1]

La corrosión es un problema de análisis que envuelve dos variables principalmente, una de éstas variables es el medio que rodea al metal y la otra se refiere a los metales.

Una forma probable de la corrosión ocurre directamente con el ataque químico, donde el metal entra directamente en la reacción química con otros elementos como el oxígeno, cloro, etc. [2]

Otra forma de ataque que existen en las celdas de corrosión sobre la superficie de un metal o aleación es a través del contacto con un medio corrosivo, como son los microorganismos, que pueden ser hongos, algas y bacterias.

Ambos casos no son independientes se pueden dar uno o el otro, sin descartar la posibilidad de que puedan surgir conjuntamente, es decir, un microorganismo se puede desarrollar dentro de una reacción química o por el medio que lo rodea, haciendo más severo el proceso corrosivo.

1.2 CLASIFICACION DE LA CORROSION.

Para su estudio los procesos de corrosión pueden ser clasificados según el medio en el que se desarrollan o según su morfología. Se clasifican de la siguiente manera:

1.2.1 CLASIFICACION SEGUN LA FORMA.

La clasificación según la forma es útil cuando se quiere evaluar los daños producidos por la corrosión (Fig. 1.1).

Corrosión uniforme: Es la forma más benigna de corrosión. El ataque se extiende en forma homogénea, sobre toda la superficie metálica, y su penetración media es igual en todos los puntos. Un ataque de este tipo permite calcular fácilmente la vida útil de los materiales expuestos a él.

Corrosión en placas: Abarca los casos intermedios entre corrosión uniforme y corrosión localizada. En este caso el ataque se extiende más en algunas zonas, pero se presenta aún como ataque general.

Corrosión por picado: Este tipo de ataque, así como el intergranular y el fisurante, son las formas más peligrosas en que puede presentarse la corrosión. En estos casos de ataque localizado, la cantidad de material afectado no guarda relación con la magnitud de los inconvenientes que puede causar.

Durante el picado, el ataque se localiza en puntos aislados de superficies metálicas pasivas, y se propaga hacia el interior del metal, en ocasiones formando túneles microscópicos. En la práctica puede presentarse como perforación de cañerías o tanques.

Una variación de la corrosión por picado, es la denominada corrosión en rendijas ("crevice corrosion"). Se presenta en uniones e intersticios, donde la renovación del medio corrosivo sólo puede producirse por difusión.

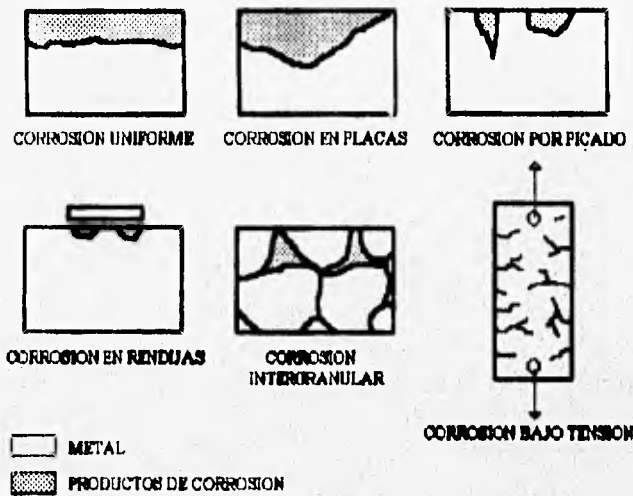


Fig 1.1. Clasificación morfológica de las formas de corrosión

Corrosión intergranular: Se presenta como una franja estrecha de ataque que se propaga a lo largo de los límites de grano, este ataque se extiende hasta inutilizar el material afectado.

Corrosión fisurante: Conocida también como corrosión bajo tensión. Puede presentarse cuando un metal está sometido simultáneamente a la acción de un medio corrosivo y a tensiones mecánicas de tracción.

Se forman fisuras que pueden ser transgranulares o intergranulares y que se propagan hacia el interior del metal, hasta que las tensiones se relajan o el metal se fractura.

1.2.2 CLASIFICACION SEGUN EL MEDIO.

La clasificación según el medio es útil cuando se estudian los mecanismos de ataque. Se clasifican de la siguiente forma:

Corrosión química: Se estudian bajo esta denominación todos aquellos casos en que el metal reacciona con un medio no iónico (por ejemplo: oxidación en aire a alta temperatura, reacción con una solución de yodo en tetracloruro de carbono, etc.).

Corrosión electroquímica: Considerados desde el punto de vista de la participación de iones metálicos, todos los procesos de corrosión son electroquímicos. Sin embargo, es usual designar corrosión electroquímica a la que implica un transporte simultáneo de electricidad a través de un electrólito. A este grupo pertenecen la corrosión en soluciones salinas y agua de mar, la corrosión atmosférica, la corrosión en suelos, etc.

1.3 CORROSION ELECTROQUIMICA.

A la temperatura ambiente la velocidad de oxidación de los metales es en general muy lenta. Sin embargo, a esta temperatura la velocidad de corrosión puede ser muy elevada. Esto se debe a la acción de un mecanismo de ataque que no se había considerado hasta ahora. A la temperatura ambiente la forma de corrosión más frecuente es electroquímica.

La hipótesis de que la corrosión es un proceso electroquímico es bastante antigua. La idea surgió como resultado de los primeros trabajos con pilas galvánicas, y se supuso que durante la corrosión actuaban micropilas en el metal, la primera mención del tema se atribuye por algunos autores a De la Rive (1830), en tanto que otros lo adjudican a Thénard (1819). La demostración cuantitativa de la reacción entre corriente eléctrica y ataque de corrosión se debe a Evans y Hoar (1932). Estos autores demostraron que durante la corrosión se cumplen las leyes de Faraday.

En terminos prácticos, la corrosión metálica es un proceso electroquímico que requiere de cuatro componentes:

- Anodo (activo o electrodo por corroer); +.
- Cátodo (pasivo o electrodo protegido); -.
- Electrolito (para el flujo de iones), y
- Circuito eléctrico (donde intervienen los componentes anteriores para un flujo de electrones). [3]

1.3.1 CORROSION A TRAVES DE CORRIENTE ELECTRICA.

En los procesos de corrosión electroquímica sucede que, en general, circulan sobre el material expuesto a corrosión corrientes eléctricas que originan el ataque. Las causas más frecuentes son:

1. Dos o más metales distintos en contacto (corrosión galvánica). Tal como ocurre en el aluminio en contacto con el cobre o con el grafito.
2. Presencia de fases diferentes en una misma aleación. Por ejemplo: aleaciones termotratables de aluminio, aceros inoxidable sensibilizados, etc.
3. Presencia de capas de óxidos de conductores de electrones, por ejemplo, óxido de laminación en chapas de hierro, o capas de aceite carbonizado en el interior de tubos de cobre.
4. Diferentes grados de aireación y humedad de una pieza metálica. Se observa que en las zonas en que escasea el oxígeno se comportan como ánodos cuando están unidas a otras zonas con buena aireación y humedad.
5. Corrientes inducidas en conductores metálicos mal aislados que forman circuitos eléctricos con el exterior. Tal es el caso de las corrientes vagabundas en estructuras metálicas enterradas.
6. Presencia de oxidantes en el medio, que causan la disolución electroquímica en un metal aun cuando este sea puro, sin segundas fases, y aislado de otros metales.

1.3.2 POTENCIAL DE ELECTRODO.

Al sumergir un metal en una solución acuosa se inicia un intercambio de iones metálicos entre la fase metálica y la fase acuosa. La velocidad de intercambio en una dirección no será igual al de la otra. Predominará la que disminuya la energía libre del sistema.

Tratándose de partículas cargadas, el paso de iones del metal a la solución creará una diferencia de potencial en la interfase metal-solución, que al ir aumentando, se opondrá al paso de nuevos iones. Finalmente se alcanzará una diferencia de potencial a la cual la variación de energía libre por paso de iones a la solución o de la solución al metal será nula. Se habrá alcanzado así el equilibrio termodinámico

Si el metal está sumergido en una solución que contenga sus propios iones, se alcanzará una diferencia de potencial en el equilibrio, diferencia que será distinta en cada metal.

La medida directa de la diferencia de potencial entre el metal y la solución es experimentalmente impracticable. En cambio resulta factible formar una pila con dos electrodos y medir la diferencia de potencial entre ambos. Por esto se buscó un electrodo cuyo potencial fuera fácilmente reproducible y se le tomó como patrón. Se eligió para este fin el electrodo normal de hidrógeno, que consiste en una lámina de platino platinada, sumergida en una solución ácida, de actividad de hidrógeno igual a 1.0 M ($pH=0$), y sobre la cual se hace burbujear hidrógeno a la presión de 1 atmósfera. Por convención se asigna a este electrodo, a cualquier temperatura, el potencial cero. De esta manera el potencial de los demás electrodos está dado por la pila que forman estos con el electrodo de hidrógeno (Tabla 1.1). Al unir dos electrodos diferentes se forma una celda, por ejemplo cobre y cinc metálicos en soluciones que contengan sus propios iones. Las diferencias de potencial entre el metal y solución serán las indicadas en la Tabla 1.1. El cobre tendrá un potencial positivo respecto a la solución, igual a +0.337 V. El cinc, en cambio, tendrá un potencial negativo respecto a la solución, igual a -0.763 V.

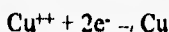
Si se unen las dos soluciones entre sí mediante un puente salino habrá entre ambos metales una diferencia de potencial medible de 1.1 V. Se recurre a un puente salino, por ejemplo una solución saturada de KCl, para evitar la mezcla de las dos soluciones y a la vez para disminuir la diferencia de potencial que suele formarse en las uniones entre dos electrolitos diferentes.

TABLA 1.1. POTENCIAL ESTANDAR DE REDUCCION

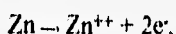
ELECTRODO	OXIDACION ESTANDAR DE POTENCIAL, E°, V, 25°C
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1.500
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$	1.200
$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pd}$	0.987
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	0.854
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0.800
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}$	0.789
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0.521
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0.337
$2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	(Referencia) 0.000
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0.126
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0.136
$\text{Mo}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Mo}$	-0.200
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0.250
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	-0.277
$\text{Tl}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Tl}$	-0.336
$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{In}$	-0.342
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0.403
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.440
$\text{Ga}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Ga}$	-0.530
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0.740
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0.763
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0.910
$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Nb}$	-1.100
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1.180
$\text{Zr}^{4+} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{Zr}$	-1.530
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ti}$	-1.630
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1.660
$\text{Hf}^{4+} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{Hf}$	-1.700
$\text{U}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{U}$	-1.800
$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Be}$	-1.850
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2.370
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2.710
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2.870
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2.930
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3.050

Si se unen ahora los metales con algun buen conductor electrolítico, por ejemplo, un alambre de cobre, se tendrá una pila en cortocircuito, y la cantidad de corriente que circula estará determinada por la resistencia del electrolito y la diferencia de potencial entre las soluciones adyacentes a los electrodos.

Sobre el electrodo de cobre tendrá lugar la reacción catódica de depósito de iones cobre:



en tanto que sobre el electrodo de cinc tendrá lugar la reacción anódica de disolución del metal:



El electrodo de cinc se corroerá. La corriente que circule será una medida de la velocidad de reacción en ambos electrodos, y en este caso, si hay otras reacciones que intertieran, la velocidad anódica de disolución debe ser igual a la velocidad catódica de depósito.

Si se mide ahora el potencial de electrodo del cinc y el cobre respecto a sus soluciones, se verá que los mismos variarán, el potencial del cinc será menos negativo respecto a la solución, y el del cobre menos positivo. La razón de esto es para que circule una corriente neta, los electrodos deben apartarse del equilibrio, deben polarizarse.

La energía libre de un sistema electroquímico cambia al variar la concentración iónica en la solución. Del mismo modo varía el potencial de electrodo y se obtiene la Ecuación de Nernst para los potenciales de electrodo:

$$E = E^{\circ} + (RT/nF) \ln(\text{ox/red}) \quad (1.1)$$

E = potencial, en escala de hidrógeno, del metal M en una solución de concentración (ox/red) de sus iones.

R = constante de los gases (8.314 joule/mol °K).

F = constante de Faraday (9.6485 E+4 A·seg).

T = temperatura absoluta, en °K.

n = valencia. (No. de electrones transferidos).

E° = potencial del metal M en una solución de sus iones de concentración igual a la unidad. (potencial de electrodo estandar).

ox/red = actividad de las especies oxidadas y reducidas respectivamente.

CAP. I

1.3.3 ENERGIA LIBRE Y POTENCIAL.

El cambio de energía libre ΔG es una medida directa de la máxima energía eléctrica disponible por un sistema. Si el cambio de energía libre que acompaña el paso de un estado a otro es negativo, indica una pérdida de energía libre y también que la reacción es espontánea. Si el cambio es positivo indica un aumento de energía, lo cual indica que se requiere de una energía adicional para que el cambio se realice, el proceso se llama no espontáneo.

El cambio en la energía libre es una función de estado y es independiente de la trayectoria seguida para el cambio. La energía libre sólo nos permite definir la dirección que sigue el proceso, mediante el signo del incremento, pero no la velocidad con que se lleva a cabo.

El cambio de energía libre acompañado en una reacción electroquímica puede ser calculado por la siguiente ecuación:

$$\Delta G = - nFE \quad (1.2)$$

donde:

ΔG = cambio de energía libre.

n = número de electrones involucrados en la reacción.

F = constante de Faraday.

E = potencial de la celda.

Esta ecuación es la relación fundamental entre la fuerza electromotriz de la celda, *fem* y la energía libre de la reacción.

1.3.4 SOBRETENSION Y POLARIZACION.

Cuando un metal esta en equilibrio en una solución que contenga sus propios iones, a falta de reacciones que interfieran, el metal tendrá un potencial *s* dado por la ecuación de Nernst.

NOTA: *fem*: fuerza electromotriz, es el paso de electrones que se miden a través de un voltímetro y un potenciómetro o un puente de Wheatstone.

Si se hace circular una corriente por dicho electrodo, el potencial variará, y el nuevo valor del potencial E dependerá de la corriente.

La diferencia entre ambos potenciales se denomina sobretensión o sobrepotencial (η):

$$\eta = E - \epsilon \quad (1.3)$$

Puede ocurrir que el potencial inicial no sea igual al potencial reversible termodinámico, ϵ , sino que, debido a reacciones que interfieren, tenga un valor distinto: U_{mix} .

Este es el caso más común en corrosión y dicho valor se llama potencial de corrosión o potencial mixto. Este potencial también varía si se hace circular una corriente por el electrodo; y esta variación se llama polarización (η'):

$$\eta' = E - U_{\text{mix}} \quad (1.4)$$

1.4 POTENCIAL MIXTO (U_{mix}).

Sobre un metal en corrosión, normalmente ocurren en forma simultánea e independiente dos o más reacciones electroquímicas.

Se llama potencial mixto o potencial de corrosión, al potencial al cual la sumatoria de las corrientes positivas, correspondientes a las reacciones electroquímicas que tienen lugar sobre el electrodo es igual a la sumatoria de las corrientes negativas.

El potencial de corrosión toma una interfase metal-electrolito en relación a un electrodo de referencia medido bajo condiciones en circuito abierto.

Este potencial generalmente se modifica con el tiempo ya que es el resultado de la oxidación y la reducción que se llevan a cabo a la misma velocidad y constituyen la reacción total de corrosión. También se le llama potencial de circuito abierto o potencial libre de corrosión (ver Fig. 1.2).

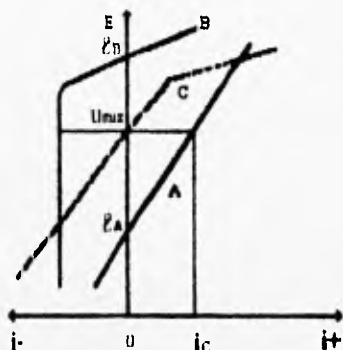


Fig.1.2. Reacciones simultáneas sobre un mismo electrodo A: reacción parcial, predominantemente anódica, con potencial de equilibrio= E_A ; B: reacción parcial predominantemente catódica, con potencial de equilibrio= E_B . La suma de ambas da la curva C. U_{mix} : Potencial mixto; i_c : corriente de corrosión.

Para el caso de un sistema que se corroe pueden existir conjuntamente varias reacciones electroquímicas. Para simplificar, supongamos que existen dos de ellas una se refiere al metal: $M^0 \rightleftharpoons M^+ + e^-$ y la otra es la especie $Z^+ + e^- \rightleftharpoons Z$ que puede ser H_2 cuando la corrosión se da en medios ácidos. Cuando una de estas reacciones tiene sus propias pendientes de Tafel, su potencial y corriente de equilibrio, (Fig. 1.3).

Existe un potencial mixto $\Delta\Phi_{corr}$ diferente a cada uno de los potenciales de equilibrio $\Delta\Phi_{em}$ y $\Delta\Phi_{ez}$ de las reacciones, que está situado entre ellos. Dado que el potencial de corrosión se encuentra fuera del potencial de equilibrio de cada una de las reacciones, la corriente neta para $M^0 \rightleftharpoons M^+ + e^-$ será $i_m^- - i_m^+ = i_{corr}$ y para la reacción $Z^+ + e^- \rightleftharpoons Z$ será $i_z^- - i_z^+ = i_{corr}$ igualando:

$$i_z^- + i_m^+ = i_z^+ + i_m^- \quad (1.5)$$

Donde i_m^- e i_m^+ son las corrientes de reducción y de oxidación respectivamente para la reacción de M, mientras i_z^- e i_z^+ tienen el mismo significado para la especie Z^+ . La ecuación (1.5) indica que en el potencial de corrosión la velocidad neta de reducción es igual a la velocidad neta de oxidación.

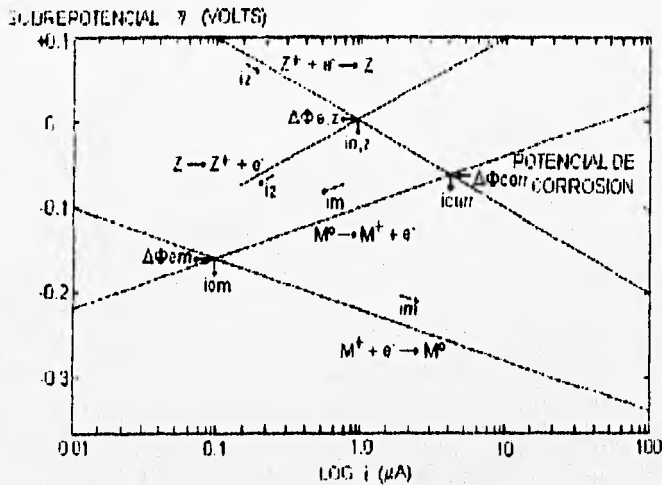


Fig 1.3. Relacion Sobrepotencial-Corriente

Cuando el potencial de corrosión se encuentra muy alejado de los potenciales de equilibrio de cada una de las reacciones i_{z_m} o i_{z_c} se hacen insignificantes en comparación de i_{z_c} e i_{z_m} .

Por tanto, la corriente de corrosión i_{corr} se acerca a i_{z_c} o i_{z_m} . En este caso el metal se corroe debido a que la reacción de reducción se realiza en la especie no habiendo manera de que los iones M^+ (oxidados) se reduzcan a M^0 .

1.5 REACCIONES ANÓDICAS.

Existe un gran número de reacciones anódicas posibles, pero las que interesan en corrosión son las de disolución del material afectado. Es decir, las que tiene el paso de iones metálicos de la red metálica al medio corrosivo. Por ejemplo:



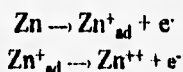
El paso directo de iones de la red metálica a la solución, tal como implica la ecuación anterior, es relativamente raro. En general el proceso de disolución de un

metal puede ocurrir por etapas más o menos complejas, y la ecuación anterior muestra el estado inicial y final.

Algunos metales siguen un mecanismo de reacción anódica simple. Por ejemplo, la plata, en soluciones de ácido perclórico, pasa directamente a la solución según la reacción:



Un poco más compleja es la reacción anódica del zinc en ácido perclórico que ocurre en dos etapas:



Son numerosos los casos en que la reacción del electrodo es gobernada por electrones presentes en la solución que no participan en la ecuación total.

1.6 CURVAS DE POLARIZACION ANODICA.

Si un metal se encuentra en potencial de equilibrio termodinámico, habrá un intercambio de iones entre el metal y la solución, pero no habrá paso de electrones entre ninguna de las dos reacciones. Si al circular una corriente neta, el potencial del metal varía, se observa una sobretensión.

Esta sobretensión puede mantenerse arbitrariamente en cualquier valor, es la que determina el comportamiento del metal. Cuando la sobretensión es positiva circula una corriente positiva por la interfase metal-solución y el metal se corroerá.

Midiendo la corriente que circula para cada sobretensión se obtiene una curva de polarización anódica que tendrá algunas de las formas indicadas en la Fig. 1.4.

Si la sobretensión es pequeña se suele observar una relación lineal entre la sobretensión y el logaritmo de la corriente. A sobretensiones mayores comienzan a influir otros factores (difusión de productos o de reactantes, formación de óxidos, etc.) y la relación lineal deja de cumplirse.

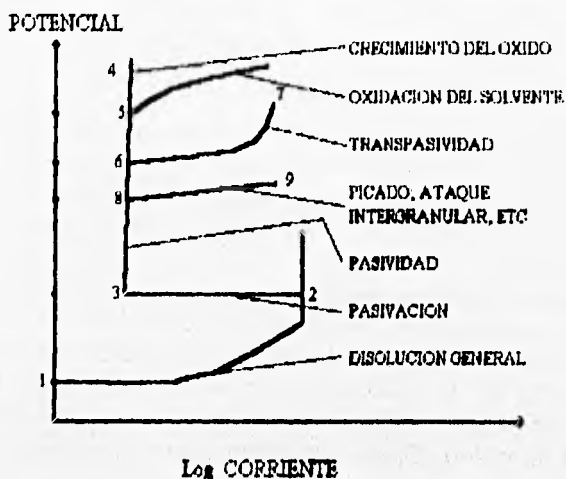


Fig. 1.4. Posibles formas que pueden tener una curva de polarización anódica.

Analizando la Fig. 1.4 por puntos observamos que:

1-2 el metal se disuelve en forma activa.

Si se sigue elevando el potencial, se observa que en algunos casos la velocidad de corrosión permanece alta, en tanto que en otros la corriente cambia bruscamente.

2-3 en estas condiciones la corriente de disolución puede disminuir cuatro, cinco o más órdenes de magnitud y aparece lo que se conoce como pasividad. Sobre el metal se forma una película muy delgada de óxido que dificulta su disolución. Las propiedades de esta película determinan el comportamiento que presentará el metal a potenciales más altos.

3-4 si la película pasivante es aisladora, al aumentar el potencial el óxido pasivante irá aumentando de espesor, sin que se note un aumento importante de la corriente.

5 si el óxido pasivante es buen conductor de electrones una vez alcanzado el potencial de desprendimiento de oxígeno. Si en la solución se encuentran sustancias que se oxidan a un potencial inferior al desprendimiento de oxígeno también se notará un aumento de la corriente.

6-7 cuando la película pasivante está formada por elementos que pueden oxidarse a una velocidad mayor y dar productos solubles, se nota también un aumento de la corriente, acompañado en este caso por disolución del metal. Este fenómeno se conoce como "transpasividad".

8-9 en ciertas soluciones, por encima de un cierto potencial, la película pasivante puede perder su estabilidad. Esto ocurre, en general, en forma localizada y produce un aumento de la disolución del metal, el fenómeno es llamado picado y lo presentan metales tales como el hierro, cromo, circonio, aluminio, etc. en presencia de iones tales como cloruros, nitratos, bromuros, etc. También puede observarse en estas condiciones que el ataque fue intergranular por la aparición de corrosión bajo tensión.

En la práctica es poco probable que un metal alcance potenciales superiores al punto 8 sin la aplicación de una corriente externa. Una excepción importante es la corrosión del acero inoxidable y otras aleaciones con alto contenido en cromo, cuando se encuentran en presencia de ácido nítrico concentrado. En este caso, puede llegarse al potencial indicado por el punto 6 y se observa ataque por transpasividad.

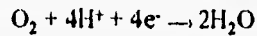
Pero por lo general es usual observar que los metales se encuentran en algún potencial entre los puntos 1 y 6 y se advierte ataque general, pasivación, picado, ataque intergranular, etc.

Cuando hay suministro de corriente externa, el potencial de un metal es controlado y manteniéndola a un valor entre los puntos 3 y 8, la corrosión será despreciable y se tiene la llamada protección anódica.

En cambio si el metal es llevado, también artificialmente, a un potencial por debajo del punto 1, la corrosión se torna termodinámicamente imposible y se dice que el metal se encuentra bajo protección catódica. Este último sólo es estrictamente cierto cuando uno es el potencial mixto, tal como se vió anteriormente, la corrosión del metal podrá proseguir aun a potenciales inferiores a uno.

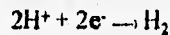
1.7 REACCIONES CATODICAS.

Una de las reacciones catódicas más importante en el proceso de corrosión es el de la reducción del oxígeno:



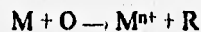
Esta reacción ocurre en casi todos los procesos de corrosión en medios acuosos.

Otra reacción catódica importante, en especial en los casos de corrosión en ácidos o en ausencia de oxígeno, es la de desprendimiento de hidrógeno:



El hidrógeno formado en esta reacción puede desprenderse, pasar al medio ambiente, o puede ser absorbido por un metal en proceso de corrosión. En el segundo caso el metal puede formar hidruros o fragilizarse.

En general la reacción para un metal en disolución ($\text{M} \rightarrow \text{M}^{n+}$) impulsa a la reacción catódica O → R es:



donde:

M = Metal.

O = Oxígeno u otro agente oxidante.

n+ = Múltiplo de la carga.

R = Especie reducida o reducción.

Los procesos de corrosión ocurren en dos reacciones separadas en dos sitios distintos sobre la misma superficie (Fig 1.5). Estos dos sitios son tan conocidos como el ánodo en el sitio de la disolución del metal y el cátodo o el sitio de la reacción de reducción [4]

En la Figura 1.5, se muestra el metal corroído que es equivalente a una celda de corto circuito de producción de energía, la energía es disipada durante el consumo del reactivo catódico y la formación de los productos de corrosión. [4]

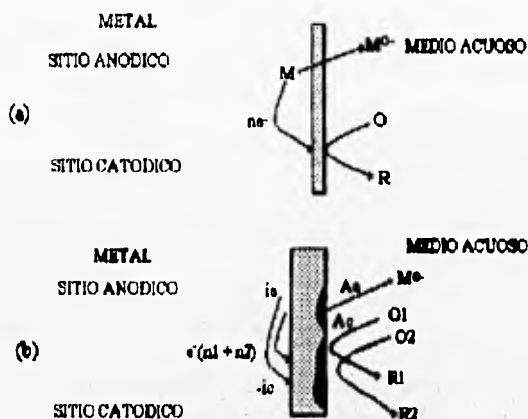


Fig. 1.5. Esquema de dos procesos distintos de corrosión
 (a) Proceso de corrosión $M + O \rightarrow M^{n+} + R$ muestra la separación de los sitios anódicos y catódicos. (b) Proceso de corrosión que involucra dos reacciones catódicas.

Todas las reacciones catódicas necesitan para producirse, la superficie de un material conductor de electrones.

En el laboratorio se producen, para su estudio, sobre electrodos inertes, por ejemplo, platino. Pero también puede tener lugar sobre metales en corrosión o en metales pasivos cuyos óxidos pasivantes sean conductores de electrones.

1.8 CURVAS DE POLARIZACION CATODICA.

En el estudio de los procesos de corrosión es muy importante conocer las características de las reacciones catódicas que participan en el proceso.

De la reacción catódica depende que un metal permanezca pasivo, se pique, se ataque en forma activa o no sufra corrosión alguna. Las características más frecuentes de las curvas de polarización catódica son indicadas en la Fig. 1.6.

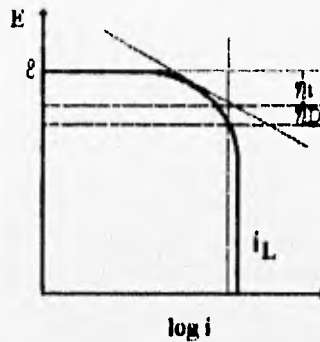


Fig. 1. 6. Curva típica de polarización catódica.

E : Potencial de electrodo; E_0 potencial de equilibrio de la reacción; η_t : sobretensión de transferencia de carga; η_D : sobretensión de difusión; i : densidad de corriente; i_L : densidad de corriente límite.

1.9 POTENCIAL DE CELDA.

Una celda electroquímica, está constituida básicamente por dos piezas metálicas, denominadas electrodos y una solución que contiene iones, llamada electrolito. Los electrolitos pueden ser líquidos, sólidos o en forma de pasta.

Las celdas electroquímicas se dividen en celdas galvánicas y celdas electrolíticas, las cuales se diferencian por lo siguiente: en la celda galvánica ocurre una reacción espontánea, por lo tanto el ΔG de la reacción es negativo y la celda entrega energía al exterior (por ejemplo una pila), mientras que en una celda electrolítica ocurre una reacción no espontánea; el ΔG de la reacción es positivo y la celda recibe energía del exterior.

Para cualquier reacción de la celda se puede calcular ΔG mediante la ecuación 1.1, que es la ecuación de Nernst. La ecuación de Nernst relaciona la fem de la celda con un valor estándar, E° , el cual se define:

$$-nFE^\circ = \Delta G^\circ \quad (1.6)$$

Con las concentraciones de las especies que toman parte en la reacción de la celda.

Conociendo los valores de E° y las concentraciones, podemos calcular la fem teórica de la celda.

En la práctica la medición de la fem de una celda electroquímica se mide equilibrándola con una diferencia de potencial igual y opuesta, empleando un potenciómetro (Fig. 1.7), la batería B suministra una corriente i a través del cursor R . El contacto S se ajusta de tal manera que no se observe deflexión alguna en el galvanómetro G . En el punto cero, la fem de la celda está equilibrada.

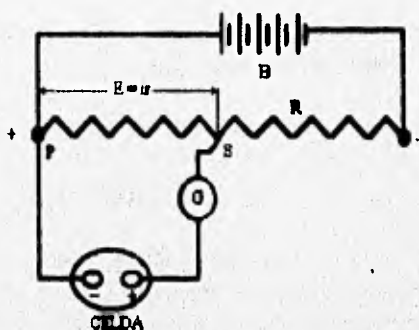


Fig 1.7. Potenciómetro.

Por la diferencia de potencial entre los puntos S y P del cursor, el cursor está equilibrado de tal manera que la caída de potencial ir entre los puntos S y P se puede leer directamente.

Desde el punto de vista termodinámico es posible expresar el proceso de corrosión en términos de diferentes cantidades de energía. El estudio de los cambios de energía asociados con reacciones químicas nos da la posibilidad de saber si hay o no corrosión natural, pero no nos dice nada acerca de la velocidad de corrosión o de la forma en la cual ocurre.

1.10 TERMODINAMICA DE LA CORROSION.

Tanto en la serie galvánica como en la serie electromotriz se representan las tendencias termodinámicas de varios elementos para reaccionar en un medio dado, entre más negativo sea el valor del potencial (E) mayor será la tendencia del metal a corroerse (ver Tabla 1.1).

Como se mencionó anteriormente la termodinámica permite predecir si una determinada reacción es posible o no, pero no da información respecto a la velocidad con que ocurre. Es útil conocer las reacciones termodinámicamente posibles de un determinado metal en una región de potenciales y valores de pH (en disoluciones acuosas), además de considerar la relación existente entre ambos.

El equilibrio entre el pH y el potencial fue propuesto por M. Pourbaix en forma de diagramas de E-pH a estos diagramas se les conoce como "Diagramas de Pourbaix".

1.11 DIAGRAMAS DE POURBAIX.

Por medio de algunas publicaciones que ofrecen una útil y abundante información sobre las posibles reacciones que ocurren durante la corrosión de un metal. Se sabe que un metal se disuelve con formación de iones metálicos a un dado potencial. A un potencial inferior no hay disolución y además dicho potencial no es afectado por el pH del medio. Se sabe también que si el metal se disuelve da un óxido o un hidróxido, la reacción ocurre a un potencial que depende del pH.

Del mismo modo si se neutraliza una solución ácida que contenga iones metálicos, al llegar a un cierto pH comienzan a formarse precipitados de hidróxido. El pH al cual comienza esta precipitación se puede calcular en función de la concentración de los iones metálicos.

En numerosos casos, al aumentar el pH se llega a un cierto umbral por encima del cual los hidróxidos precipitados se disuelven y dan aniones o iones complejos.

Estas reacciones son importantes en el estudio de la corrosión, pues en las condiciones en que se forman productos solubles es de pensar que hay un ataque corrosivo. En las condiciones en que se forman productos insolubles, estos pueden entorpecer la corrosión y aún proteger el metal pasivándolo.

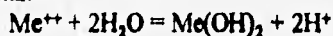
Pourbaix halló una forma ingeniosa de reunir datos acerca de lo que ocurre en un cierto metal a un potencial en función del pH.

Los diagramas de potencial -pH son representaciones gráficas del dominio de la estabilidad de los iones del metal, oxidados y otras especies en solución. [5]

En la gráfica (Fig. 1.8a) las líneas horizontales corresponden a reacciones en que hay intercambio de electrones independientes del pH.



Las líneas verticales corresponden a las reacciones dependientes del pH, pero independientes del potencial:



Aquellas reacciones que dependen a la vez del potencial y del pH pueden presentar diversas pendientes:

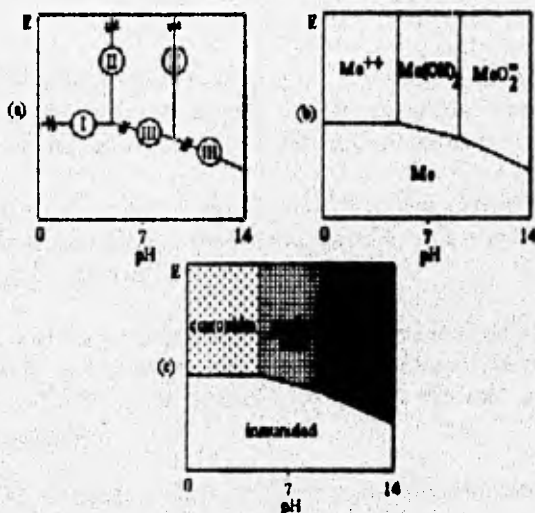
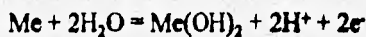


Fig. 1.8. Construcción de un diagrama de Pourbaix.

Representadas estas reacciones en el diagrama E-pH, quedan delimitadas las zonas de estabilidad termodinámica de las diferentes especies químicas (Fig. 1.8b).

En las zonas donde la especie química es estable termodinámicamente se tiene el metal (Me). éste no sólo no será atacado, sino que si en el medio corrosivo hay iones del mismo metal (Me^{++}) estos tenderán a depositarse. Esta zona del diagrama de Pourbaix se clasifica como zona de inmunidad a la corrosión.

En las zonas del diagrama donde las fases estables son especies disueltas, la termodinámica predice que el metal tenderá a transformarse totalmente en tales especies (Me^{++} , MeO_2^-). Estas son las zonas de corrosión.

Finalmente, las condiciones que llevan a la formación de productos sólidos [$Me(OH)_2$] deben producir un entorpecimiento del proceso de corrosión. Estas suelen llamarse zonas de pasividad.

De este modo el diagrama de Pourbaix permite determinar el comportamiento que se espera de un metal en diferentes condiciones de potencial y pH (Fig. 1.8c). Uno de los diagramas más utilizados es el del sistema Fe- H_2O (Fig. 1.9) y esto se debe a que la mayoría de las estructuras metálicas en el mundo son de hierro y sus aleaciones.

Si el potencial del acero inmerso en agua a pH 7 (Fig. 1.10) es medido usando un electrodo de hidrógeno (valor marcado en el diagrama con un asterisco), se pueden observar tres posibles zonas, inmunidad, pasivación y corrosión.

Primero si el potencial del acero es cambiado en dirección negativa, este entra en la zona de inmunidad, esto sugiere desde el punto de vista termodinámico, la posible utilización de protección catódica.

Segundo, si el potencial del metal es cambiado en dirección positiva hasta que el metal entre en la zona de pasivación, es posible la utilización de protección anódica. El pH del electrolito puede ser ajustado para que el metal entre en el dominio de la pasivación (inhibidores).

Tercero, si el metal se mantiene en el punto marcado con el asterisco o se disminuye el pH, se está en la zona de corrosión.

Debe tenerse presente que los diagramas de Pourbaix sólo ofrecen una descripción termodinámica del sistema metal-solución. Indican el estado final al que tiende el sistema, pero no menciona la velocidad con que llega a tal estado.

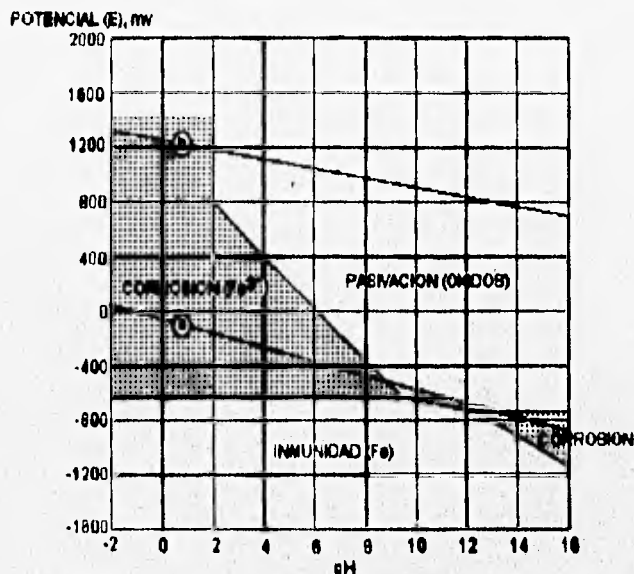


Fig 1.9. Diagrama E-pH del Fe-H₂O.

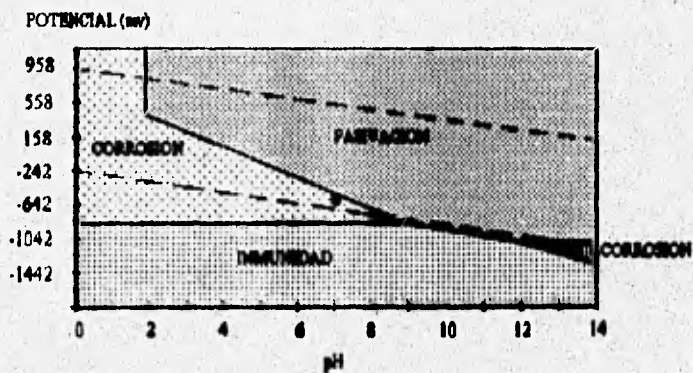


Fig. 1.10. E vs pH

1.12. POTENCIOSTATO.

Para poder determinar los potenciales (E) sean estos constantes o variables y la corriente que se aplica para la construcción de las curvas de polarización, sean estas por la técnica de las curvas de Tafel o la Resistencia de polarización (R_p) es necesario requerir equipos complejos como el potencioestado.

El potencioestado es en general un circuito electrónico que mantiene el potencial constante y la velocidad de respuesta suficientemente grande, (desarrollados inicialmente por Hickling en 1942). El potencioestado se ve esquemáticamente en la Fig. 1.11 y en la Fotografía 1.11a.

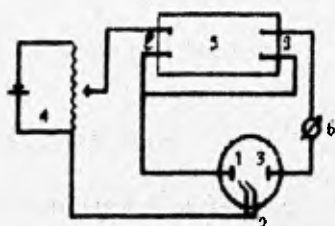
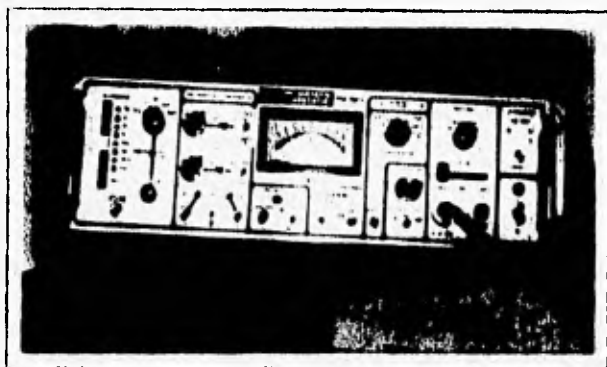


Fig. 1.11. Circuito potencioestático. 1: electrodo de trabajo; 2: electrodo de referencia; 3: contraelectrodo; 4: circuito potenciométrico; 5: Potencioestado; E: entrada; S: salida; 6: amperímetro o registrador de corriente continua.

El potencioestado permite mantener constante el potencial del electrodo de trabajo 1, medido respecto al electrodo de referencia 2. El potencial deseado se fija mediante el circuito potenciométrico 4. El potencioestado tiene una entrada E, de alta impedancia, que al detectar una diferencia entre el potencial 1-2 y el fijado en el circuito 4, envía una corriente entre 1 y 3 tal que compense dicha diferencia. Una característica importante de un potencioestado es su velocidad de respuesta. En general se logra que desde la detección de una diferencia en E hasta su compensación se tarde de 1 a 10 microsegundos. La corriente medida en el instrumento 6 (voltímetro o amperímetro) es igual a la que circula por el electrodo de trabajo, y se usa como medida de la velocidad de corrosión del electrodo de trabajo. La curva de polarización potencioestática determina la relación i -E al aplicar un potencial constante y determina la forma en que varía la corriente. Se obtienen a partir de los valores de corriente medidos en 6 para cada potencial.



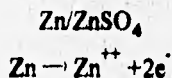
Fotografía 1.11a. Potenciostato

1.13 CLASIFICACION DE ELECTRODOS.

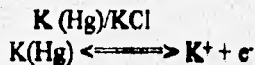
Los electrodos por lo general tienen la misma función, es decir, la transferencia de iones a través de la interfase, dependiendo de las fases con que se ponen en contacto. Los electrodos pueden dividirse en tres grupos.

1.13.1 ELECTRODOS DE PRIMERA ESPECIE.

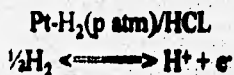
Incluye los electrodos cuyos iones son determinantes del potencial. Entre ellos se encuentran los electrodos metálicos, por ejemplo:



los electrodos de amalgama:



finalmente los electrodos gaseosos:



1.13.2 ELECTRODOS DE SEGUNDA ESPECIE.

Consiste en tres fases. El metal se halla cubierto de una sal poco soluble y sumergido en una solución que contiene un ion de esa sal; este es el determinante del potencial, por ejemplo, el electrodo de calomel:



El electrodo de calomel se utiliza como electrodo de referencia. básicamente está formado por:

- Mercurio cubierto por una capa de cloruro mercurioso insoluble (calomelanos), (Hg_2Cl_2).
- Hg_2Cl_2 en equilibrio con una disolución de cloruro potásico, KCl, que puede ser 0.1N o saturada. Los potenciales estandar de electrodo son:

CONCENTRACION	POTENCIAL
KCl	volts
0.1N	-0.334
1.0N	-0.280
saturada	-0.242

- El contacto eléctrico con el mercurio se realiza por medio de un hilo de platino, ver Figura 1.12 a, b.

La reacción del electrodo es:



- Si actúa como ánodo (-): La reacción es hacia la izquierda, (oxidación).
- Si actúa como cátodo (+): La reacción es hacia la derecha, (reducción).

1.13.3 ELECTRODOS DE OXIDO-REDUCCION.

En estos electrodos los estados oxidados y reducidos de un par redox se encuentran como iones en la disolución y el intercambio de electrones se produce en la superficie del metal inerte, por ejemplo:

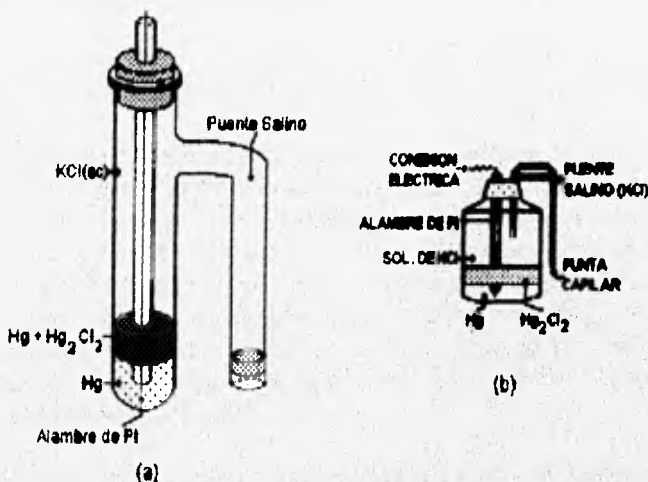
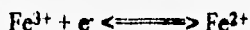
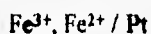


Fig. 1.12. Electrodos de referencia.
Calomelanos saturados, ECS.

1.14 ELECTRODOS UTILIZADOS EN LA CELDA.

Para la determinación del pH, se elaboró un electrodo de Estado Sólido Selectivo de Iones Hidrógeno mediante la oxidación de acero inoxidable 316 con una concentración 2.5M CrO₃ en una concentración 5M H₂SO₄ a 70°C durante 17 min. [6] el cual se utilizó como electrodo para la determinación de iones hidrógeno, en lugar del electrodo de vidrio.

Este electrodo produce una diferencia de potencial a través del mismo indicando la concentración de H^+ , esta diferencia de potencial dependerá del pH de la solución exterior según la ecuación

$$E = E^{\circ} - (2.30 RT/F) \text{ pH}$$

donde E° , es una constante que depende del electrodo de referencia empleado y de las características de cada electrodo que determina los iones hidrógeno.

El electrodo de vidrio es el más común para medir el pH, siendo este el más conveniente por que no se afecta por agentes oxidantes o reductores.

Uno de los electrodos de referencia empleado en las celdas de corrosión y usado en este estudio es el electrodo de calomel saturado.

El contraelectrodo o electrodo auxiliar consiste en una barra de grafito del cual se obtienen valores del potencial aplicándole una corriente. Para obtener los valores del potencial mencionado anteriormente es necesario un electrodo de trabajo (que es el electrodo en estudio) que va conectado al contraelectrodo mediante un circuito de polarización (fuente de poder, potencióstato). Este electrodo es construido por medio de acero estructural 1010 de aproximadamente 0.25 cm^2 de área superficial por 1 cm de largo, conectando a este un alambre de cobre, el cual es barnizado y cubierto por una capa de resina. Dejando una superficie del metal descubierta, para que haga contacto con la solución electrolítica.

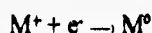
Los electrodos mencionados conforman una celda de tres electrodos que a nivel laboratorio son los más recomendables por que se obtienen óptimos resultados. Por ello se mencionarán posteriormente.

1.15 APLICACION DE LOS METODOS ELECTROQUIMICOS A LOS ESTUDIOS DE CORROSION.

1.15.1 DEDUCCION DE LA ECUACION DE BUTTLER-VOLMER.

Consideramos un metal que se sumerge en una solución que contiene sus propios iones, puede ser Ag con Ag^+ y en general M° con M^+ . En el momento de la inmersión, es decir, a $t=0$ (t = tiempo) se establece la electroneutralidad, por lo que no existe intercambio de cargas eléctricas entre la superficie del metal y la solución. Sin
CAPI.

embargo, esto no quiere decir que el sistema permanezca así por tiempo indefinido; de acuerdo a las condiciones termodinámicas de mínima energía, es posible que el electrodo metálico done un electrón a un ión positivo, llevándose a cabo una reacción de reducción como sigue:



La transferencia del electrón se desarrollará espontáneamente a través de la interfase metal-solución bajo condiciones de campo eléctrico cero, si los productos de la reacción se encuentran en un estado de menor energía respecto a los reactivos. La fuerza motriz que provoca la transferencia electrónica es el gradiente de potencial químico.

Para que el electrón pase del metal (electrodo) al ión M^+ a través de la interfase, es necesario que el ión M^+ esté lo suficientemente cerca del electrodo. Sin embargo, el acercamiento al electrodo implica vencer cierta cantidad de energía de activación como lo muestra la Fig. 1.13, por tanto, no cualquier ión M^+ logrará recibir el electrón sino aquel que tenga la suficiente energía para vencer esta barrera. [7]

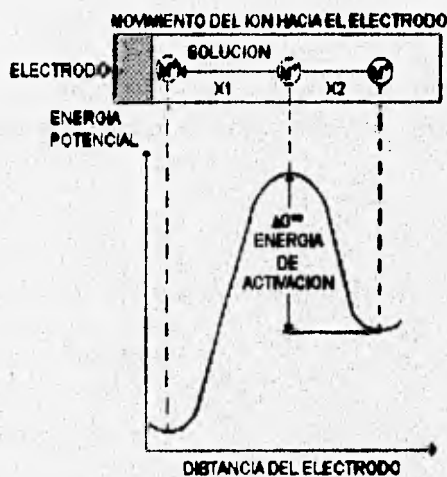


Fig. 1.13. Construcción de un perfil Energía Potencial-Distancia.

La frecuencia con que los iones M^+ lograrán pasar la barrera de energía está dada por:

$$k_{\rightarrow} = (kt / h) (\exp -\Delta G^{0*}_{\rightarrow} / RT) \quad (1.7)$$

Donde:

\rightarrow = Indica la reacción de reducción.

t = Tiempo.

k = Frecuencia.

k = Constante de Boltzman

h = Constante de Planck

$\Delta G^{0*}_{\rightarrow}$ = Energía libre estándar de activación

R = Constante de los gases

T = Temperatura absoluta

Quando se multiplica la frecuencia por la concentración cM^+ en el lado de la solución de la interfase se tiene la velocidad de reducción bajo campo eléctrico cero.

$$v_{c\rightarrow} = (kt / h) (cM^+) (\exp -\Delta G_{c\rightarrow}^{0*} / RT) \quad (1.8)$$

La flecha de $v_{c\rightarrow}$ y $\Delta G_{c\rightarrow}^{0*}$ indica que se trata de una reacción de reducción y el subíndice c indica que es velocidad de reacción en campo cero (velocidad de reacción química).

Si hacemos:

$$k_{c\rightarrow} = (kt / h) (\exp -\Delta G_{c\rightarrow}^{0*} / RT) \quad (1.9)$$

Sustituyendo en (1.8) se tiene:

$$v_{c\rightarrow} = k_{c\rightarrow} cM^+ \quad (1.10)$$

donde:

$k_{c\rightarrow}$ = Constante de velocidad de reacción dada en seg^{-1}

$v_{c\rightarrow}$ = Velocidad expresada (moles / $\text{cm}^2 \text{seg}$).

En cuanto un electrodo dona un electrón al ión M^+ , se rompe la electroneutralidad en la interfase provocándose una diferencia de potencial debido a que el electrodo se queda con una deficiencia de electrones y la solución con un exceso de los mismos, creándose como consecuencia de esto un campo eléctrico en la interfase.

La transferencia de un segundo electrón estará influido por la presencia del campo eléctrico. El trabajo que tiene que realizar M^+ para llegar a vencer la barrera de energía de activación es mayor debido a que tiene que vencer el campo eléctrico en la interfase.

La contribución eléctrica a la energía libre de activación puede representarse en la Fig. 1.14. El campo eléctrico impide al ión M^+ vencer la barrera, por tanto el ión M^+ tiene que realizar un trabajo electrostático en contra del campo.

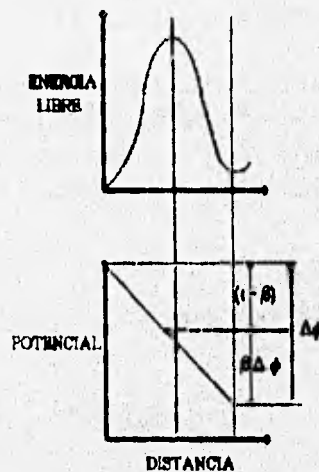


Fig. 1.14. Trabajo Eléctrico.

Si $\Delta\phi$ es la diferencia de potencial total en la interfase, sólo una parte de $\Delta\phi$ se deberá vencer para alcanzar la energía libre de activación (la cima de la curva). Si β es la fracción del campo necesario para alcanzar la cima de la curva, la contribución eléctrica a la energía libre estará dada por $e_0\beta\Delta\phi$ donde e_0 es la carga del electrón.

Para una mol de electrones, se tiene $F\beta\Delta\Phi$ donde F es el número de Faraday. En estas condiciones, la energía total de activación ΔG^{o*} para la reacción de reducción estará dada por la energía libre química más la contribución eléctrica:

$$\Delta G^{o*} = \Delta G_c^{o*} + F\beta\Delta\Phi \quad (1.11)$$

Luego, la velocidad de reacción de reducción bajo un campo eléctrico será:

$$\begin{aligned} v_{e^-} &= (k_t/h) (cM^+) (\exp -\Delta G^{o*} / RT) \\ &= (k_t/h) (cM^+) (\exp -\Delta G_c^{o*} / RT) (\exp -F\beta\Delta\Phi/RT) \\ &= v_{e^-} \exp -F\beta\Delta\Phi/RT \\ &= k_{e^-} cM^+ \exp -F\beta\Delta\Phi/RT \end{aligned} \quad (1.12)$$

El subíndice e indica que la transferencia del electrón se realiza en presencia de campo eléctrico en contraste con el subíndice c que es un campo eléctrico cero. Por otro lado, para simplificar consideramos $\beta = \frac{1}{2}\Delta\Phi$. Si multiplicamos v_{e^-} por la carga de un mol de electrones F (o de iones M^+) se tiene la corriente de reducción:

$$\begin{aligned} i &= F v_{e^-} \\ &= F k_{e^-} cM^+ \exp -F\beta\Delta\Phi/RT \end{aligned} \quad (1.13)$$

donde:

$$\begin{aligned} v_{e^-} &[=] \text{ mol/cm}^2 \text{ seg.} \\ F &[=] \text{ coulomb/mol (o amperios seg/mol)} \\ i &[=] \text{ amperios/cm}^2 \end{aligned}$$

La ecuación 1.13 desarrollada por Butler-Volmer relaciona el efecto de un campo eléctrico en la transferencia del electrón entre la interfase metal-solución. Es fácil imaginar que, si no existe una fuente externa de corriente que restablezca el potencial inicial del electrodo, un tercer ión M^+ se encontrará un campo eléctrico en la interfase más intenso que el segundo y por lo tanto, será mayor la energía libre necesaria para acercarse al electrodo en esas condiciones; para un cuarto ión M^+ será todavía más difícil ya que cada vez, el electrodo será menos negativo y la solución menos positiva y así sucesivamente.

Este estado no puede prolongarse hasta el infinito ya que, el hecho de que el electrodo pierda electrones, hará que llegue un momento en que el campo eléctrico impida la reacción de reducción y favorezca la reacción opuesta o de oxidación.



Para la reacción de oxidación la fracción del potencial que contribuye a la energía de activación, es $(1 - \beta)$ ya que el total es la unidad. La energía de activación será: $+F(1-\beta)\Delta\Phi$ en donde el signo + indica que el campo eléctrico favorece la transferencia del electrón de M° hacia el electrodo.

La velocidad de reacción es:

$$v_{e^{-}} = k_{e^{-}} c M^{\circ} \exp - F(1 - \beta)\Delta\Phi/RT \quad (1.14)$$

Y la corriente de oxidación es:

$$i_{e^{-}} = F k_{e^{-}} c M^{\circ} \exp - F(1 - \beta)\Delta\Phi/RT \quad (1.15)$$

Las flechas en sentido opuesto indican que se trata de parámetros que gobiernan la reacción de oxidación. Esta reacción consiste en convertir un átomo neutro del metal en ión M^{+} dejando su electrón en el electrodo, con lo cual se neutralizan las cargas eléctricas debidas a la reducción (Fig. 1.15).

Es obvio que, si no existe una fuente de poder conectada al electrodo, se alcanzará el equilibrio en el cual la cantidad de iones que se reducen es igual a la cantidad de átomos del metal que se oxidan. En estas condiciones se tendrá un potencial $\Delta\Phi_e$ que es el potencial de equilibrio y, en él las corrientes de oxidación y reducción son iguales.

$(i_{\rightarrow} = i_{\leftarrow})$ y el campo eléctrico a través de la interfase permanece constante. En el equilibrio no existe corriente neta, no hay producción neta de sustancias y no se presentan cambios en la diferencia de potencial a través de la interfase, no obstante, detrás de esta calma aparente, las cargas pasan en uno y otro sentido a través de la interfase a la misma velocidad.

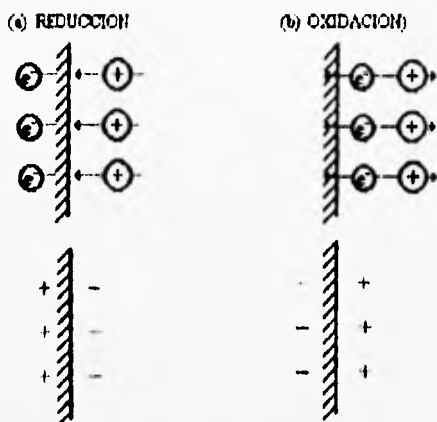


Fig. 1.15. Reacción de oxidación y reducción.

Iguando las corrientes de reducción y oxidación en equilibrio a $\Delta\Phi_e$ se tiene:

$$F k_c^- c M^+ \exp - F\beta\Delta\Phi_e/RT = F k_c^- c M^0 \exp F(1-\beta)\Delta\Phi_e/RT = i_0 \quad (1.16)$$

En donde i_0 es la densidad de intercambio de corriente en el equilibrio y refleja las propiedades cinéticas de la interfase de cada sistema en particular. La densidad de corriente de intercambio i_0 no puede medirse directamente, ya que los instrumentos de medida se basan en detectar la corriente neta que fluye por el sistema. Sin embargo, es posible hacer la medición de i_0 por otros medios.

Supongamos ahora que, mediante una fuente de corriente externa, aplicamos un potencial al electrodo, $\Delta\Phi$ diferente al potencial de equilibrio $\Delta\Phi_e$. En estas condiciones, la densidad de corriente estará dada por la diferencia entre las corrientes de reducción y oxidación, que es la corriente neta que puede detectar un aparato de medición (Fig. 1.16).

$$i = i^- - i^+ = F k_c^- c M^0 \exp F(1-\beta)F\Delta\Phi/RT - F k_c^- c M^+ \exp - F\beta\Delta\Phi/RT \quad (1.17)$$

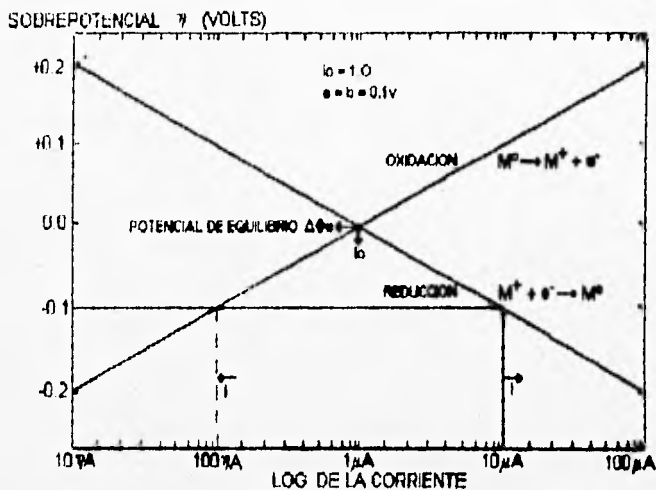


Fig. 1.16. Potencial de Equilibrio.

Pero:

$$\Delta\Phi - \Delta\Phi_0 = \eta \tag{1.18}$$

En donde η es el sobrepotencial que representa el potencial que se ha desviado del electrodo del potencial de equilibrio. Despejando $\Delta\Phi$ de (1.18) se tiene:

$$\Delta\Phi = \Delta\Phi_0 + \eta \tag{1.19}$$

Sustituyendo (1.19) en (1.17) se tiene:

$$i = [F k_c \leftarrow cM^0 \exp F(1 - \beta)\Delta\Phi_0/RT] \exp (1 - \beta)F\eta/RT - [F k_c \rightarrow cM^+ \exp - F\beta\Delta\Phi_0/RT] \exp - F\beta\eta/RT \tag{1.20}$$

Los términos en los paréntesis rectangulares se refieren a la corriente de intercambio en el equilibrio, por tanto la ecuación (1.20) queda finalmente:

$$i = i_0 [\exp (1 - \beta)F\eta/RT - \exp - F\beta\eta/RT] \tag{1.21}$$

La ecuación (1.21) es la ecuación de Butler-Volmer y muestra la variación de la densidad de corriente a través de la interfase metal-solución con el sobrepotencial η aplicado externamente al sistema. Este aspecto de poder controlar eléctricamente la velocidad de reacción mediante i , es el punto clave que distingue a la electroquímica de la cinética química.

1.15.2 CURVAS DE TAFEL. (Aproximación a Alto Campo).

La ecuación (1.21) contiene dos términos, uno representa la corriente de oxidación:

$$i_{\leftarrow} = i_0 \exp (1 - \beta) F \eta / RT$$

y otro representa la corriente de reducción:

$$i_{\rightarrow} = i_0 \exp - F \beta \eta / RT$$

Si el sobrepotencial η se hace lo suficientemente grande, digamos $>0.10V$, hacia la parte activa, la reacción de oxidación se hace despreciable en cuanto la reacción de reducción se incrementa (Fig. 1.16).

En estas condiciones la ecuación (1.21) se reduce a :

$$i = i_0 \exp - F \beta \eta / RT \quad (1.22)$$

Tomando logaritmos en la ecuación (1.22) tenemos

$$\ln i = \ln i_0 - F \beta \eta / RT \quad (1.23)$$

Despenjando η de (1.23) se tiene:

$$\eta = - (RT / \beta F) \ln i / i_0 \quad (1.23a)$$

Convirtiendo a log y haciendo $b = 2.303RT / F\beta$ se tiene, para la reacción catódica o de reducción:

$$\eta = - b \log i / i_0 \quad (1.24)$$

y para la reacción de oxidación se tendrá:

$$i = i_0 \exp (1 - \beta)F\eta/RT \quad (1.25)$$

tomando logaritmos en (1.25) y despejando η se tiene:

$$\eta = [RT/(1 - \beta)F] \ln i/i_0 \quad (1.25a)$$

tomando logaritmos y haciendo $a = 2.303RT/(1 - \beta)F$ se tiene para la reacción anódica o de oxidación:

$$\eta = a \log i/i_0 \quad (1.26)$$

Las ecuaciones (1.24) y (1.26) son conocidas como ecuaciones de Tafel y muestran una relación lineal del sobrepotencial con el logaritmo de la corriente (Fig. 1.16); a y b son las pendientes de Tafel anódica y catódica respectivamente y son las pendientes de las rectas representadas en la Fig. 1.16.

Las pendientes de Tafel dan la pauta para conocer los parámetros cinéticos β , i_0 y $\Delta\Phi_e$ de la reacción de transferencia de carga. Para determinar los parámetros cinéticos mediante el potenciostato, es necesario contar con una celda de tres electrodos como lo muestra Fig. 1.17.

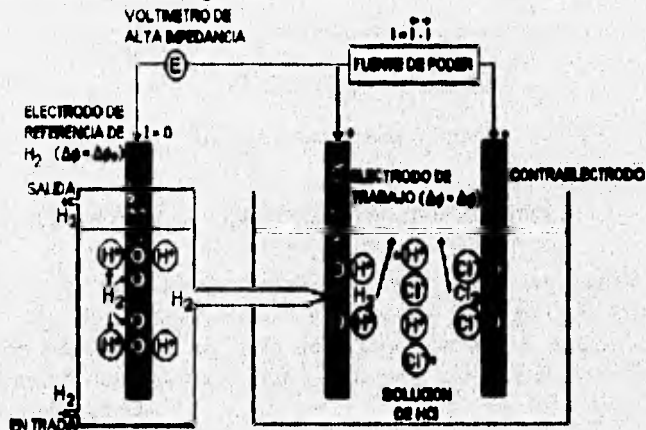


Fig. 1.17. Sistema de Tres Electrodos.

El contraelectrodo es conectado al electrodo de trabajo mediante un circuito de polarización que envía una corriente controlable entre los electrodos. Se realiza un barrido de $\pm 200\text{mV}$ para obtener los valores del potencial y la corriente respectivamente.

Con objeto de medir el potencial del electrodo de trabajo, se conecta, mediante un voltímetro de alta impedancia, el electrodo de referencia al electrodo de trabajo. Las gráficas obtenidas son parecidas a las mostradas a la Fig. 1.18; extrapolando las partes rectas de las curvas anódicas y catódicas, se obtiene i_0 y $\Delta\Phi_e$.

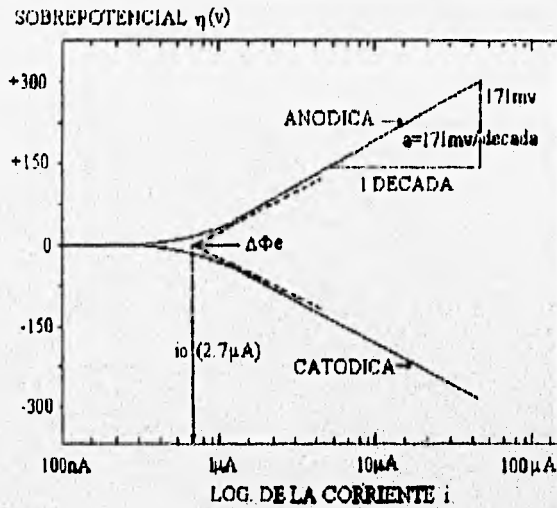


Fig. 1.18. Extrapolación de Curvas.

1.15.3 DESVIACIONES AL COMPORTAMIENTO DE TAFEL.

La discusión teórica que procede se refiere al control de la velocidad de reacción por activación la cual implica que la transferencia de carga se ve limitada por la energía de activación de los iones que interactúan con el electrodo, cuando la concentración de los mismos es lo suficientemente grande como para que no ejerza influencia en la reacción.

No obstante, cuando la concentración de los iones M^+ es pequeña o cuando el sobrepotencial es grande, se manifiesta el fenómeno de polarización por concentración.

Este fenómeno ocurre cuando las especies que son reducidas u oxidadas* no alcanzan a llegar a la superficie del electrodo. La solución cerca del electrodo queda agotada de iones M^+ y la velocidad de reacción es controlada por la velocidad a la cual los iones M^+ se pueden difundir hacia la superficie del electrodo.

En este momento la curva catódica muestra una corriente límite que es la corriente máxima que alcanza aunque se siga variando el sobrepotencial (Fig. 1.19).

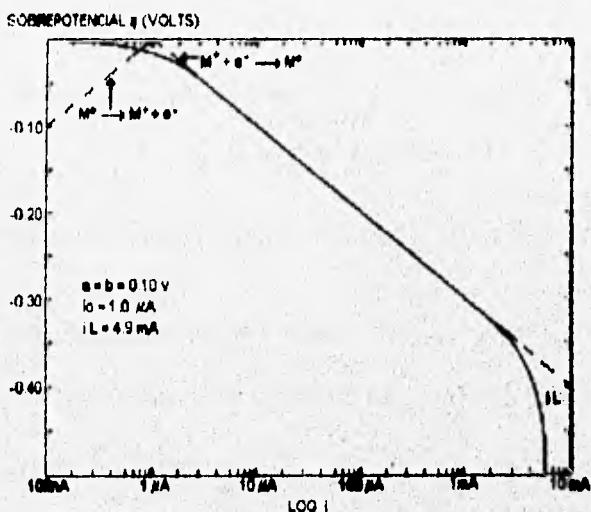


Fig. 1.19. Fenómenos de Difusión.

Otro factor que ocasiona desviaciones al comportamiento de Tafel es la caída de potencial originada por la resistencia de la solución que hace contacto entre el electrodo de trabajo y el electrodo de referencia. Si el electrolito es de baja conductividad, el efecto puede manifestarse como se aprecia en la Fig. 1.20.

* Esto se da para el caso en que las especies no sean átomos del electrodo M^0 , ya que la actividad es unitaria y la concentración de M^0 no varía.

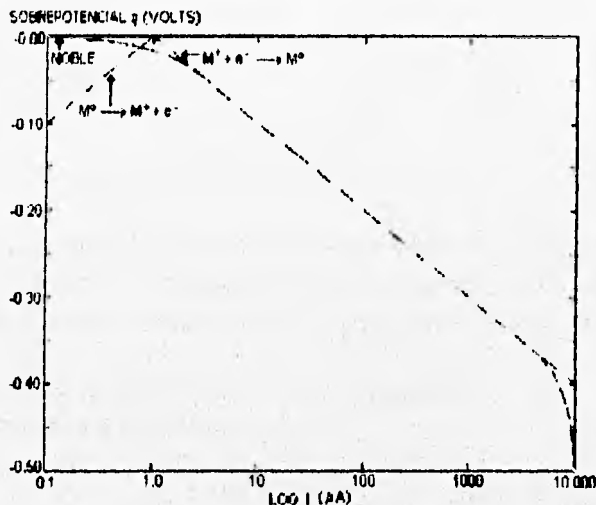


Fig. 1.20. Electrolito de baja conductividad.

1.15.4 APROXIMACION DE LA ECUACION DE BUTLER-VOLMER A BAJO CAMPO.

Si el sobrepotencial η es pequeño digamos $<0.010v$, entonces la ecuación (1.21) se transforma:

$$i = i_0 [1 + (1 - \beta)F\eta/RT - 1 + \beta\eta/RT] \cong i_0 F\eta/RT \quad (1.27)$$

La ecuación (1.27) se puede expresar así:

$$\eta/i = RT/Fi_0 \quad (1.28)$$

El término η/i corresponde a la resistencia de la interfase a la transferencia del electrón. Un valor grande de i_0 significa una resistencia de transferencia de carga pequeña y una reacción de transferencia rápida.

La ecuación de Butler-Volmer linealizada (1.27) enfatiza que el potencial que produce la corriente en la reacción electroquímica, es el sobrepotencial ejercido mediante una fuente externa de poder.

1.15.5 RESISTENCIA DE POLARIZACION (Aproximación a Alto y Bajo Campo).

Aplicando la ecuación de Butler-Volmer, (ecuación 1.21) a un sistema en corrosión se tiene:

$$i = i_{\text{corr}} [\exp - Fn\beta\eta_{\text{c}}/RT - \exp Fn(1 - \beta)\eta_{\text{a}}/RT] \quad (1.29)$$

donde $i_0 = i_{\text{corr}}$, al extrapolar los valores catódicos y anódicos como se muestra en la Fig. 1.16 y n es el número de electrones transferidos y $\eta_{\text{a}} = \eta_{\text{b}} = \Delta\Phi - \Delta\Phi_{\text{corr}}$ que es lo alejado que se encuentra $\Delta\Phi$ con respecto al potencial de corrosión $\Delta\Phi_{\text{corr}}$

Aproximando la ec. (1.29) a alto campo y haciendo $a = RT/Fn(1 - \beta)$ y $b = RT/Fn\beta$, se tiene, para la reacción anódica,

$$\eta_{\text{a}} = a \log i / i_{\text{corr}} \quad (1.30)$$

y para la reacción catódica:

$$\eta_{\text{b}} = -b \log i / i_{\text{corr}} \quad (1.31)$$

en donde a y b son las pendientes de Tafel anódica y catódica respectivamente.

Los parámetros $\Delta\Phi_{\text{corr}}$ e i_{corr} pueden encontrarse por extrapolación de las curvas anódicas y catódicas en una gráfica semilogarítmica, como se hizo para una sola reacción electroquímica, (Fig. 1.16).

La aproximación de la ecuación (1.29) a bajo campo, esto es, a potenciales cercanos al potencial de corrosión, conduce al recíproco de la derivada de i respecto a η cuando $\eta \rightarrow 0^*$. Esto equivale a encontrar la pendiente de la tangente a la curva dada por la ecuación (1.29) en el potencial de corrosión, está dado por:

$$d\eta/di_{\eta \rightarrow 0} = \eta/\Delta i = ab/2.303(i_{\text{corr}})(a + b) = R_p \quad (1.32)$$

*La variable independiente es η aunque aparezca en el eje vertical de la gráfica.

R_p está dada en unidades de resistencia eléctrica, por lo que se le llama resistencia de polarización y su importancia radica en que se relaciona con la corriente de corrosión i_{corr} .

1.15.6 DETERMINACION DE VELOCIDADES INSTANTANEAS DE CORROSION.

La determinación de velocidades instantáneas de corrosión de diversos materiales que se exponen a un medio corrosivo, se basa en la extrapolación de las curvas de Tafel o mediante la determinación de la resistencia de polarización R_p . El dato que se obtiene por ambos métodos es la densidad de corriente de corrosión i_{corr} $\mu\text{A}/\text{cm}^2$,

$$Q = nFW/M \quad (1.33)$$

donde:

Q = Coulombs.

n = Número de electrones transferidos en la reacción.

F = Número de Faraday.

W = Peso de las especies electroactivas.

M = Peso molecular de las especies electroactivas.

Despejando W de (1.33) se tiene:

$$W = QM/nF$$

Haciendo M/n , peso equivalente (P.E.) tenemos,

$$W = Q (\text{P.E.})/F$$

y teniendo en cuenta que $Q = I t$ (amp seg) se tiene:

$$W = I t (\text{P.E.})/F$$

y

$$W/t = I (\text{P.E.})/F \quad (1.34)$$

W/t es la velocidad de corrosión V.C. en gramos/seg. Para obtener milipulgadas de penetración por año (*mpy*), se divide (1.34) entre el área del electrodo (A) y la densidad (d) del material, obteniéndose:

$$V.C. (cm/seg) = I (P.E.) / d F A$$

Convirtiendo los segundos en años, los centímetros en milipulgadas y F a μA seg/eq gr y teniendo en cuenta que I/A es la densidad de corriente i_{corr} , se tiene:

$$V.C. (mpy) = 0.13 i_{corr} (P.E.) / d \quad (1.35)$$

La ecuación 1.35 proporciona la velocidad de corrosión en *mpy* directamente de i_{corr} .

La ventaja práctica de estos métodos radica en poder determinar la velocidad instantánea de corrosión de diversos materiales en diferentes medios corrosivos, incluyendo suelos, concreto, soluciones ácidas o alcalinas, salmueras, así como evaluar la efectividad de inhibidores de corrosión. Para el caso de resistencia de polarización, es posible monitorear continuamente dicha velocidad ya que se tiene una relación inversa de R_p con i_{corr} como se observa en la ecuación (1.32).

1.15.7 UTILIDAD DE LAS CURVAS DE POLARIZACION.

Para obtener información cinética sobre la conducta anódica y catódica de un sistema en corrosión, se deben conocer las curvas de polarización (relaciones de η vs i) de cada una de las relaciones electroquímicas que lo componen. Debido a ello, la determinación y el estudio de las curvas de polarización es fundamental en los trabajos de corrosión.

La manera más usual de determinar las curvas de polarización consiste en aplicar un potencial constante con respecto a un electrodo de referencia y determinar la forma en que varía la corriente entre el electrodo de trabajo y el contraelectrodo. Para construir una curva de polarización se puede proceder de dos maneras:

- a) Aplicando un sobrepotencial constante η al electrodo de trabajo y midiendo la variación de la corriente i con el tiempo, obteniendo así una curva potencioestática corriente-tiempo.
- b) Variando el potencial uniformemente respecto al tiempo, ya sea en forma de escalones de igual valor, en el mismo intervalo de tiempo antes de registrar el valor de la corriente que fluye, o variando el potencial a una velocidad constante, registrando simultáneamente la variación de corriente y obteniendo curvas potenciodinámicas.

Las formas de las curvas de polarización se ven afectadas fuertemente, dependiendo del método utilizado para variar el potencial. Debido a esto, las curvas potenciodinámicas arrojan resultados menos confiables que las potencioestáticas cuando se requieren valores específicos de velocidades de corrosión. No obstante, las curvas potenciodinámicas tienen gran aplicación en los estudios relacionados con la tendencia que exhiben ciertas aleaciones de la corrosión localizada (picaduras, corrosión bajo tensión, etc), así como en la estabilidad de películas de pasivación.

Los estudios realizados con curvas de polarización pueden llevarse a cabo tanto en el Laboratorio como en campo, lo cual las hace más versátiles. [8]

CAPITULO 2

MICROBIOLOGIA

2.1 MICROORGANISMOS.

Los microorganismos [9] productores de la corrosión pueden ser:

- Hongos filamentosos y levaduriformes.
- Algas
- Bacterias

Entre las bacterias se tienen aerobias, Ferrobacterias y sulfobacterias y las anaerobias sulfatorreductoras. De estos géneros, ciertos generos y especies pueden causar serios problemas de corrosión debido a su actividad metabólica.

Los mecanismos de corrosión [10] inducida por las bacterias tienen cierta influencia sobre el metal y sobre el medio, tales como:

1. Producción de ácidos inorgánicos: como el ácido sulfúrico y sulfuro de hidrógeno y de ácidos orgánicos como el fórmico y acético.
2. Degradación de películas protectoras (recubrimientos).
3. Creación de celdas de corrosión (celdas de aireación diferencial) y celdas de concentración iónica, por ejemplo:
 - a. Producción de ácido sulfhídrico.
 - b. Concentración de aniones y cationes.
 - c. Sitios de despolarización catódica por consumo de hidrógeno.
 - d. Fallas de equipo como torres de enfriamiento, líneas de agua, intercambiadores de calor, etc.

Virtualmente se ha observado que los diferentes microorganismos [9] que pueden producir corrosión viven y se reproducen en un intervalo de pH entre 0 y 11, a temperaturas entre 1 y 82°C y bajo presiones de hasta 1000 atm.

Esta actividad biológica puede influir en la corrosión en una gran variedad de ambientes incluyendo suelos, aguas dulces, aguas saladas, productos naturales del petróleo, etc. Los organismos vivos efectúan transformaciones bioquímicas, utilizando como nutrientes sustancias presentes en estos ambientes y eliminan productos de desecho (metabolitos), interaccionando con tuberías y equipos de proceso.

Los microorganismos productores de corrosión como los hongos asociados con algas [9] pueden causar importantes daños por su actividad enzimática.

Los hongos secretan numerosos ácidos orgánicos en el medio. Por ejemplo *Cladosporium resinae* es el principal organismo responsable de la corrosión de aluminio de los tanques de combustible de los aviones, mientras que las algas proporcionan la materia orgánica para el crecimiento de otros microorganismos.

Otro tipo de microorganismo son las bacterias. Los organismos que requieren oxígeno para su desarrollo son llamados aeróbicos (Ferrobacterias y sulfobacterias). Dentro de las bacterias aerobias que producen corrosión se encuentran las *Pseudomonas* y se incluyen dentro de las ferrobacterias. Otros organismos llamados anaeróbicos, crecen más favorablemente en ambientes que contienen poco o nada de oxígeno (bacterias sulfatorreductoras).

2.2 BACTERIA *Pseudomonas*.

Las bacterias *Pseudomonas*, son células individuales [11], pertenecen a la familia de las *Pseudomonadaceae* y al género *Pseudomonas*. Generalmente sus dimensiones varían de 0.5 a 1µm por 1.5 a 4µm.

Esta bacteria es de tipo quimoorganótrofa, con metabolismo respiratorio que nunca fermentan. Algunas son quimiolitótrofas facultativas, estas son las que pueden usar como fuente de energía el H₂ o CO. Algunas pueden desnitrificar usando el nitrato como un aceptor alterno (respiración anaerobia).

Las *Pseudomonas* son aerobias, con excepción de las quimiolitótrofas facultativas las cuales pueden usar desnitrificación como medida de respiración anaerobia.

Los miembros del género *Pseudomonas* son comunes en habitats como suelos, agua dulce y ambiente marino, donde su actividad es importante en la mineralización de materia orgánica. Algunas especies causan enfermedad en plantas variando el grado de daño en el huésped, son móviles [12] cuando cuentan con un flagelo polar.

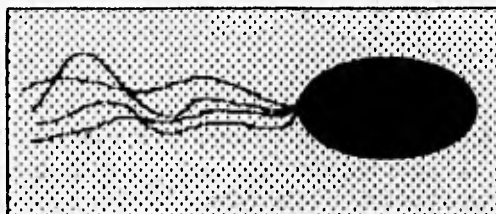
Entre los metabolitos que producen algunas especies están los ácidos orgánicos e inorgánicos a partir de diferentes concentraciones de alcoholes y azúcares.

Algunas especies producen ácidos a través de sus metabolitos, ácidos oxidantes, principalmente si se encuentran en presencia de alcoholes y azúcares, especialmente a altas concentraciones. Pocas especies acumulan polisacáridos como reserva, mientras que otros no parecen tener reserva de materiales.

La temperatura para su crecimiento varían considerablemente en un intervalo de 4 a 43°C. Para muchas especies la óptima es cerca de los 30°C. Todas las especies pueden crecer bien dentro de un intervalo de pH de 7.0 a 8.5 y otras tantas son incapaces de crecer a pH 6.0 o menos. Las especies marinas pueden requerir un mínimo de 1% de NaCl para su crecimiento. Para algunas especies en suelos y agua dulce no hay distinción iónica o requerimientos de algún compuesto para su crecimiento.

2.2.1 *Pseudomonas aeruginosa*.

Estos microorganismos presentan la forma de bastoncillos con flagelos simples, en pares o en pequeñas cadenas de 0.5 a 0.8 por 1.5 a 3.0 μm . Son microorganismos con dos o más flagelos que son poco frecuentes. [11], (ver Fig. 2.1).



Fotografía 2.1. Morfología Típica de la *Pseudomonas aeruginosa* (Aumento, x 16 200).

Se encuentran en el suelo, [12] en el agua y en la mayoría de los casos producen un pigmento soluble en el agua color verde-azulado o verde-amarillento que se difunde por el medio.

No requiere factores orgánicos de crecimiento, son nutricionalmente versátiles, en cepas puras pueden usar 76-82 o más compuestos orgánicos diferentes para su crecimiento. La combinación de caracteres nutricionales es particularmente útil para la distinción de cepas de estas especies. Aerobias obligadas, excepto en un medio con nitrato (facultativa). La temperatura óptima de crecimiento es de 37 a 41°C. [11]

2.3 PRUEBA DE IDENTIFICACION.

Para determinar la presencia de *Pseudomonas aeruginosa* en un medio de cultivo son necesarias realizar varias pruebas de caracterización entre ellas las de identificación morfológica y bacterial en una muestra. Otra forma de identificación es por medio del pigmento verde-amarillo que esta bacteria produce y que se define en el medio.

Los portaobjetos a utilizar para los exámenes microscópicos [16] deben encontrarse absolutamente limpios y sin grasas. Los portaobjetos limpios se ponen en la estufa a 37°C: para mantenerlos aislados del polvo y pueden guardarse en cajas de Petri, por ejemplo. Deberán manejarse con pinzas, o bien, siempre por el mismo extremo. Esta es la parte de la operación que mayores cuidados exige para su realización.

En la mayoría de los casos puede procederse de la manera que a continuación se indica: Con ayuda de una pipeta Pasteur o una asa de platino se coloca una gota de suspensión que contenga los microorganismos cuyo examen se va realizar y se aplica sobre un portaobjeto previamente flameada formando una película delgada se fija a la flama y se deja secar al aire libre.

2.3.1 TINCION.

Para la tinción de las bacterias puede utilizarse cualquiera de los colorantes que por lo regular se emplean en bacteriología: azul de metileno, violeta de genciana fenicada, fucsina fenicada, etc. La preparación se cubrirá con cualquiera de ellos y se le dejará actuar durante un minuto.

Luego será preciso lavar para eliminar el exceso de colorante con precaución y secar la lámina.

2.3.2 COLORACION POR EL METODO GRAM.

Reactivos: Cristal violeta. Solución de Yoduro de Potasio o Lugol. Safranina. Alcohol de 90° con 1/5 de acetona.

Tinción Se cubre el cristal con violeta Hoocker el frotis que contiene el microorganismo, se deja transcurrir 30 segundos para que actúe. Se lava y se cubre con la solución de lugol, dejándola en contacto aproximadamente un minuto.

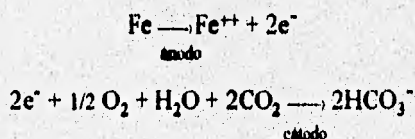
Se lava y decolora rápidamente con alcohol-acetona hasta que la última gota tenga un color rosado. Se lava y se recubre con safranina, se lava el exceso de colorante, dejando secar para observar al microscopio.

2.4 CORROSION AEROBIA.

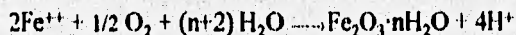
La corrosión bajo condiciones aerobias [9] no parece ser un problema muy serio comparado con el de la corrosión anaerobia.

La colonización de la superficie metálica puede estar formada por una gran variedad de microorganismos aerobios, los cuales siempre favorecen la corrosión, debido a la formación de celdas de aireación diferencial, que son diferentes grados de aireación de una pieza metálica, donde las zonas en que escasea el oxígeno se comportan como ánodos cuando están unidas a otras zonas con buena aireación. Esta colonización causa problemas en los sistemas de calentamiento de agua, intercambiadores de calor, estructuras metálicas costeras, tanques de combustible, etc.

La corrosión microbiana aerobia no se inicia directamente por los microorganismos, sino que cuando se ha establecido el proceso de corrosión las bacterias aceleran o contribuyen a ella por la formación de productos de corrosión. Las reacciones anódica y catódica [10] en ausencia de bacterias pueden ser como en el caso del hierro:



Una vez establecido este proceso de corrosión las bacterias de hierro pueden transformar el ión ferroso en un producto gelatinoso (óxidos férricos hidratados) y crear condiciones que resultan favorables para las celdas de aireación diferencial.



2.5 CRECIMIENTO BACTERIANO.

Existen numerosos métodos [14] que permiten establecer el número de microorganismos en una muestra dada. Los resultados de este tipo de ensayos tienen múltiples aplicaciones, como determinar:

1. La proporción de los diferentes grupos microbianos que habitan un sustrato lo cual permite:
 - a) Estandarizar la concentración de inóculos y
 - b) Efectuar el seguimiento de la dinámica proporcional de un cultivo puro.
2. El grado de contaminación microbiana (relacionado con la cantidad de microorganismos cuantificados).
3. La ausencia o presencia de microorganismos contaminantes y la cantidad en que se encuentran estos.

Lo anterior indica que el fundamento y el procedimiento de los diferentes métodos varían con los objetivos y aplicaciones que se pretenden dar a los resultados.

En general los ensayos de cuantificación microbiana se agrupan en:

- Métodos directos; con estos se determina la cantidad total de microorganismos (vivos y muertos).
- Métodos indirectos o culturales; con estos se cuantifica únicamente a los microorganismos vivos (viables).

La cantidad y tipo de microorganismos en una muestra, depende de la naturaleza química de la misma y el ambiente al que haya sido sometida. De este modo los procedimientos que se emplean para establecer el número de microorganismos existentes en una muestra varían en función de:

1. La cantidad de microorganismos que se espera encontrar y
2. El tipo de microorganismos que interesa determinar.

A continuación se expone una muestra general de los métodos que se aplican para contar microorganismos en muestras de diferente naturaleza.

Muestra directa o diluida:

1. Recuento total;
 - a. Turbidimetría
 - b. Cuenta directa al microscopio.
 - c. Contador electrónico.
 2. Recuento de viables:
 - a. En placa (UFC. Unidades Formadoras de Colonias).
 - b. En tubo (NMP, Número Más Probable).
- En todos los casos se parte de un volumen con Filtración en membrana.

2.6 METODOS DIRECTOS.

Mediante éstos se establece la población total de microorganismos existentes en una muestra. Tienen la ventaja de ser rápidos; sin embargo, a través de ellos es imposible diferenciar a los microorganismos vivos de los muertos.

La estimación de número total de microorganismos se realiza por turbidimetría, microscópicamente o con contadores electrónicos.

2.6.1 TURBIDIMETRIA.

En una suspensión microbiana, la cantidad de microorganismos está directamente relacionada con la turbidez o densidad óptica de la misma, e inversamente relacionada con la cantidad de luz que pasa por la misma.

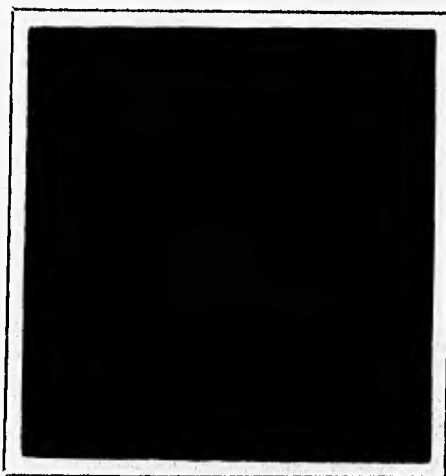
De este modo, se puede apreciar con bastante aproximación el número de microorganismos presentes en una suspensión mediante la determinación de la turbiedad, para ello se emplean nefelómetros o espectrofotómetros.

2.6.2 NEFELOMETRO.

Características:

-Colorímetro Fotoeléctrico. (ver Fotografía 2.2), Klett-Summerson MFG. Co., Inc, Volts 110, Watts Máx. 100.

La suspensión microbiana se deposita en una cámara o tubo claro, se dirige una fuente de luz constante hacia la suspensión (luz incidente) y mediante una celda fotoeléctrica se registra la intensidad de luz transmitida que sale de la cubeta.



Fotografía 2.2 Nefelómetro.

Ajuste el instrumento (a). Determinación de la turbiedad o cantidad de microorganismo en la suspensión (b), ver Fig. 2.1.

Los resultados se comparan con una curva estándar construída con una suspensión testigo de concentración celular conocida.

Como ejemplo de ésta se tiene la escala de Mc Farland, la que se basa en la mezcla de concentraciones crecientes de cloruro de bario con concentraciones decrecientes de ácido sulfúrico, obteniéndose un precipitado de sulfato de bario en cantidades diferentes.

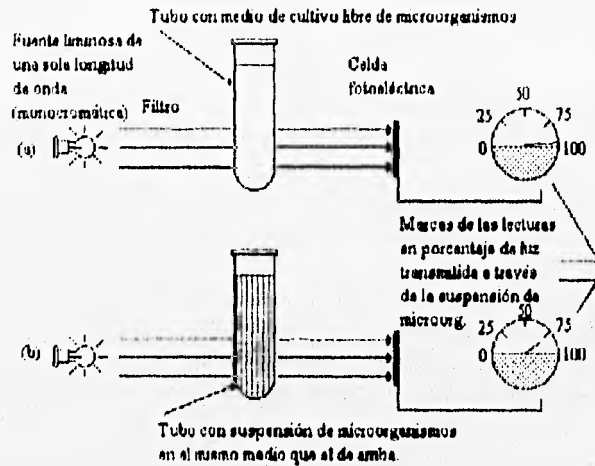


Fig. 2.1. Ajuste del Nefelómetro.

La turbidez producida por cada mezcla ha sido calibrada para relacionar a un cierto número de bacterias por unidad de volumen. En otras palabras, la turbiedad que resulte de agitar bien una de estas mezclas, se aproxima a la turbiedad producida por un cierto número de bacterias en suspensión.

2.7 MEDIOS DE CULTIVO PARA *Pseudomonas aeruginosa*.

Los medios de cultivo para el crecimiento del microorganismo deberán tener condiciones particulares y adaptarse a cada grupo de bacterias.

Tales medios consisten en una solución de sales minerales apropiadas, enriquecidas con azúcares, peptonas, etc., que puede solidificarse por efecto de la adición del agar o de la grenetina. A continuación se mencionan algunos medios de cultivos para la *Pseudomonas aeruginosa*:

Salvarezza en enero de 1979 utilizó para el cultivo de *Pseudomonas aeruginosa*, una solución cuya composición de [23] electrólito es la siguiente:

CaCl ₂	1.8 x 10 ⁻⁴ M
MgSO ₄	1.7 x 10 ⁻³ M
(NH ₄) ₂ SO ₄	7.6 x 10 ⁻³ M

Como fuente de carbón se utilizó la sacarosa en agua destilada. El pH inicial se ajusta a 7 ya sea con la adición de cualquiera de las soluciones H₂SO₄ 0.1 N o NaOH 0.1N.

El cultivo es inoculado en frascos de 500 ml. Para la bacteria su relación es de 4:1 (400 ml de cultivo por 100 ml que contenga la bacteria).

Para obtener el inóculo del cultivo de la *Pseudomonas aeruginosa* durante las primeras 24 hrs a una temperatura de 28°C y posteriormente a este cultivo se inocula a la celda de trabajo manteniendo el experimento en condiciones estáticas. La estimación del crecimiento bacteriano puede ser por un método de cuenta de microorganismos viables(NMP).

Una variante [24] del medio anterior fue propuesta en agosto de 1979 por *Salvarezza*, que consiste en la adición en condiciones asepticas de sulfato de amonio esterilizado por filtración al medio de cultivo, todo esto esterilizandolo previamente en autoclave.

Salvarezza en mayo de 1993 da a conocer los cultivos [21 y 22] que se preparan por inoculación en matraces erlenmeyer que contengan 200 ml de una solución tampón de:

NaH ₂ PO ₄	0.1 M
Na ₂ B ₄ O ₇	0.05 M
Sacarosa	10 ⁻³ M

La sacarosa se usa como fuente de carbón. Ajustado a un pH de 7.5. El inóculo se hará a partir de un cultivo de *Pseudomonas aeruginosa* en agar nutritivo. El crecimiento puede ser estimado a través de medidas de oxígeno disuelto realizadas con un electrodo selectivo a este, obteniéndose la fase estacionaria después de las 24 hrs.

Schatz y Bowell en 1980 presentaron el medio de cultivo que a continuación se menciona: [25]

Fosfato monopotásico	1 00 g
Nitrato de amonio	1 00 g
Sulfato de magnesio 7 H ₂ O	0.20 g
Sulfato ferroso 7 H ₂ O	0.01 g
Cloruro de Calcio 2 H ₂ O	0.01 g
Agua destilada	c.s.p. 1000 ml

Se ajusta a pH 7 (entre 6.8 y 7.2).

Se esteriliza en autoclave.

Se esteriliza aparte, por filtración, una solución de bicarbonato de sodio al 1% como fuente de carbono. Haciendo burbujear CO₂ estéril en dicha solución.

El inóculo consiste en una inoculación de *Pseudomonas aeruginosa* de 24 hrs. en una proporción de 50 ml por cada litro de medio. Se incuba a 30°C en una atmósfera gaseosa que contenga: 10% de CO₂; 60% de hidrógeno; 30% de aire

2.8 LA CURVA DE CRECIMIENTO BACTERIANO.

El crecimiento bacteriano es el incremento ordenado en todos los componentes de un microorganismo que relaciona la multiplicación con el aumento en el número de individuos dando lugar a una población.

El crecimiento microbiano puede medirse en términos de concentración celular (número de células viables por unidad de volumen de cultivo) o de concentración de biomasa (peso seco o húmedo de células por unidad de volumen de cultivo).

Si se determina periódicamente el número de microorganismos viables por mililitro, obtenidas a diferentes intervalos de tiempo se obtiene una curva como se muestra en el esquema.

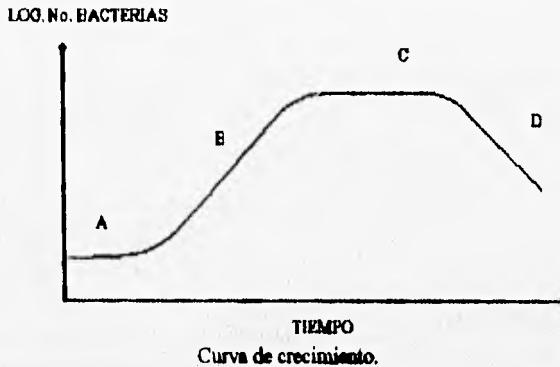
En la curva de crecimiento podemos distinguir cuatro etapas:

I. Fase de rezago (A).

Representa un periodo durante el cual los microorganismos se adaptan a su nuevo ambiente formando enzimas y metabolitos que permiten que el crecimiento se reinicie.

2. Fase exponencial (B).

Durante la fase exponencial, los microorganismos se encuentran en una fase sostenida. En esta etapa se tienen las condiciones favorables para la actividad enzimática.



3. Fase estacionaria (C).

El agotamiento de los nutrientes o la acumulación de productos tóxicos hace que el crecimiento finalice. Sin embargo, hay recambio de microorganismos en la fase estacionaria: hay una pérdida de microorganismos por muerte, lo cual es compensado por la formación de nuevos microorganismos, aunque la cuenta de microorganismos permanece constante.

4. Fase de declinación (muerte, D).

Después de un tiempo en la fase estacionaria, que varía con el microorganismo y las condiciones de cultivo, la velocidad de mortalidad aumenta hasta alcanzar un nivel sostenido.

2.8.1 CUANTIFICACION DE MICROORGANISMOS POR NMP. [14]

Este es un método estadístico, que se fundamenta en la teoría de la probabilidad. En él se presentan múltiples series de diluciones decrecientes, con cada dilución se inoculan varios tubos que contiene el medio de cultivo adecuado; éstos, después de la incubación son observados a fin de registrar aquellos tubos donde hubo desarrollo. En cada caso, una lectura positiva, significa únicamente, que al menos un microorganismo estaba presente en la alícuota usada para la inoculación.

Con base en la teoría de la probabilidad es posible calcular a partir del número de tubos positivos y negativos que recibieron cierta cantidad de inóculo, el número más probable (NMP) de microorganismos por volumen o peso de la muestra, para ello se usan patrones de resultados conocidos y tablas de probabilidad estadística.

En algunos casos se utilizan volúmenes grandes de inóculo en las primeras diluciones (10 ó 50 ml), en estos casos, se debe emplear el medio de cultivo con concentración doble, evitando de este modo que los nutrientes queden diluidos por efecto del volumen del inóculo agregado.

Material.

- 10 tubos nefelométricos de 10 x 1.0 cm.
- 1 pipeta de 1.0 ml.
- 1 pipeta de 10.0 ml
- 1 nefelómetro
- Filtro verde (longitud de onda de 600 nm)
- Solución de cloruro de bario al 1.0 %
- Acido sulfúrico al 1.0 %

Método:

A) Escala de Mc Farland.

- A1. Identificar los tubos con claves indicadas en la Tabla 2.1.
- A2. Con la pipeta de 1.0 ml, agregar a cada uno de los tubos el volumen de cloruro de bario indicado en la Tabla 2.1.
- A3. Con la pipeta de 10.0 ml, agregar a cada tubo los volúmenes correspondientes de ácido sulfúrico.
- A4. Con el nefelómetro determinar la turbiedad de las diferentes mezclas. Para ello calibrar el aparato con un tubo que contenga agua.
- A5. Graficar la lecturas, colocando en el eje de las abscisas los valores de densidad óptica registrados, y en el eje de las ordenadas el número aproximado de bacterias representado.

B) Lectura de problemas.

- B1. Identificar los matraces que contienen diferentes volúmenes de medio de cultivo.
- B2. Proceder a determinar la turbidez con el nefelómetro. Ajustar el aparato a ceros empleando caldo nutritivo estéril.

B3. Calcular el número de microorganismos/ml que existen en cada matraz, interpolando las lecturas obtenidas en el inciso B2 en la gráfica obtenida con la escala de Mc Farland.

TABLA 2.1. ESCALA DE Mc FARLAND

CLAVE DE TUBO	CLORURO DE BARIO ml	ACIDO SULFURICO ml	NÚMERO ESTIMADO DE BACTERIAS VIVAS	OPACIDAD % CRÍTICA
1	0.1	9.9	300	0
2	0.2	9.8	600	12
3	0.3	9.7	900	15
4	0.4	9.6	1200	17
5	0.5	9.5	1500	18
6	0.6	9.4	1800	32
7	0.7	9.3	2100	36
8	0.8	9.2	2400	44
9	0.9	9.1	2700	47
10	1	9	3000	60

Como nota final [13 y 14] el método Mc. Farland cuantifica tanto las bacterias vivas como las muertas. Este método de conteo es efectivo cuando se trabaja con cultivos que todavía no alcanzan la parte final de su fase logarítmica, ya que antes de llegar a este punto el número de bacterias muertas en el cultivo es despreciable. Sin embargo, este método se vuelve inexacto conforme aumenta el número de organismos muertos durante la fase crítica del cultivo.

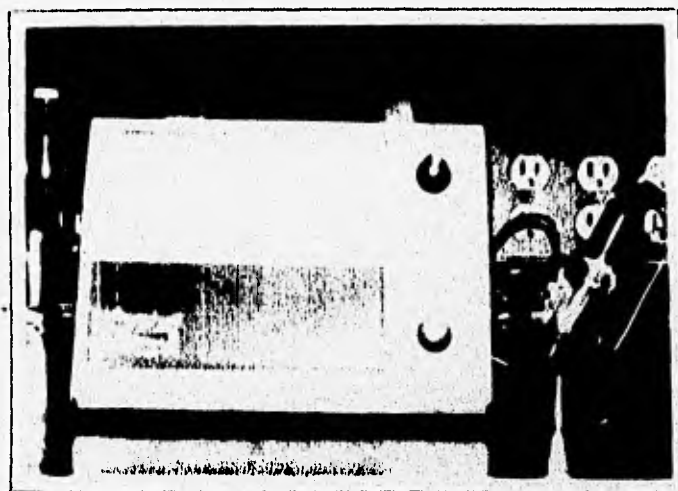
2.8.2 MEDIDOR DE OXIGENO.

Descripción general.

Mide el nivel de oxígeno [15] disuelto y la temperatura de agua o de soluciones acuosas. El medidor de oxígeno es resistente al clima. (ver Fotografía 2.3).

Especificaciones.

Medidor de oxígeno, Cole parmer, intervalo, 0-15 ppm (0-19.99 mg/l), un intervalo de saturación, 0-120 % (la precisión es dentro de 5°C de la temperatura de calibración) Temperatura de salida 0-50°C



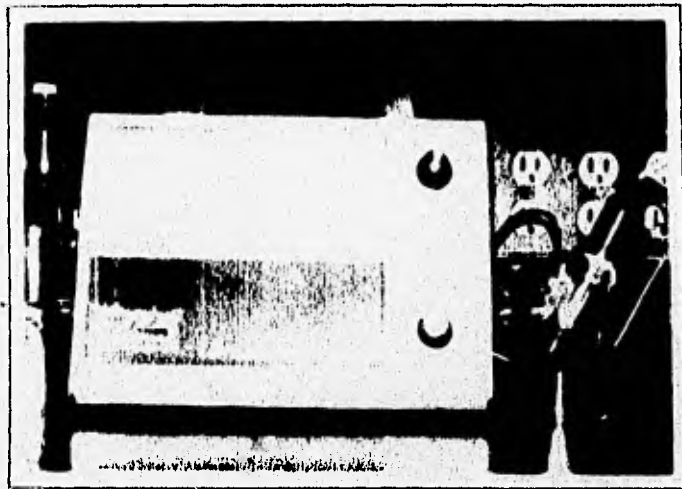
Fotografía 2.3. Medidor de Oxígeno.

Para el uso del medidor de oxígeno, se requiere una membrana y una solución de cloruro de potasio. La calibración se lleva a cabo en agua o en soluciones acuosas, con las soluciones control del experimento.

Se realiza la medida de oxígeno aplicando voltaje a través de un sensor, reduciendo el oxígeno el cual pasa a través de la membrana. El resultado de la corriente de difusión es linealmente proporcional a las unidades de concentración demostradas en la fase medida.

Especificaciones.

Medidor de oxígeno, Cole parmer, intervalo, 0-15 ppm (0-19.99 mg/l), un intervalo de saturación, 0-120 % (la precisión es dentro de 5°C de la temperatura de calibración) Temperatura de salida 0-50°C



Fotografía 2.3. Medidor de Oxígeno.

Para el uso del medidor de oxígeno, se requiere una membrana y una solución de cloruro de potasio. La calibración se lleva a cabo en agua o en soluciones acuosas, con las soluciones control del experimento.

Se realiza la medida de oxígeno aplicando voltaje a través de un sensor, reduciendo el oxígeno el cual pasa a través de la membrana. El resultado de la corriente de difusión es linealmente proporcional a las unidades de concentración demostradas en la fase medida.

El oxígeno disuelto se reporta generalmente en unidades de mg/l o ppm. Al convertir de mg/l a ppm se utiliza la densidad específica.

$$\text{ppm} = (\text{mg/l})/\text{densidad específica}$$

Para intervalos de temperatura de 0-30°C, la diferencia entre ppm y mg/l es menor a 0.5 % en agua dulce y menor a 5% en agua de mar. El medidor de oxígeno mide la cantidad de oxígeno disuelto en la solución de las celdas, permitiendo así saber la cantidad más aproximada de microorganismos vivos dentro de cada una de las celdas. Por lo anterior a mayor consumo de oxígeno menor la cantidad de oxígeno disuelto y por lo tanto mayor la cantidad de microorganismos y viceversa.

En comparación con el nefelómetro es más confiable su medida ya que mide la cantidad de microorganismos vivos que consumen oxígeno dentro de cada celda.

2.9 MICROSCOPIO ELECTRONICO DE BARRIDO (MEB).

El microscopio electrónico de barrido, es una herramienta útil en la investigación de microorganismos adheridos a la superficie del metal. Se determinan las mejores condiciones de operación directa de las diferentes fases oxidadas y reducidas [17] Este tipo de microscopio utiliza como fuente de energía radiaciones electrónicas de una longitud de onda sumamente corta, las lentes de cristal de un microscopio compuesto óptico han sido sustituidas por lentes electromagnéticas siendo necesario un alto vacío para que opere, no obstante el microscopio electrónico ha permitido grandes y espectaculares descubrimientos, ya que los aumentos logrados a través de él son muy grandes [18].

En la presente investigación se incorpora el uso de este instrumento, para el estudio de las diferentes fases oxidadas y reducidas de los materiales y los cambios causados por el microorganismo.

Para el microscopio electrónico de barrido, se requiere fijar los microorganismos a la superficie del metal como se menciona en el capítulo 5. Otras publicaciones recientes [19 y 20] prueban la utilidad de esta técnica.

CAPITULO 3

ACERO ESTRUCTURAL ***AISI 1010***

3.1 IMPORTANCIA DE LOS METALES.

Más o menos un total de 80 elementos son metales, algunos de los cuales se encuentran entre los materiales más útiles de nuestra industria. En el mundo antiguo, eran bien conocidos el oro, la plata y el cobre, y se utilizaban como ornamentos. Estos metales se encuentran libres en la naturaleza debido a su inercia química. También se conocían y se utilizaban, el hierro, plomo, estaño y mercurio, pero en menor grado. En el mundo actual el hierro, cobre, aluminio, níquel, cromo, zinc, plomo y algunas aleaciones como acero al carbón se encuentran entre los metales más importantes de uso general, pero otros muchos se utilizan también para fines especiales.

3.2 ALEACIONES.

Una sustancia que consta de dos o más elementos metálicos que son solubles unos con los otros cuando se funden o que no se separan en diferentes capas cuando se solidifican, se llama aleación. Una de las primeras aleaciones que se hizo fue el bronce, formada de estaño y de cobre. Esta aleación fue tan importante para el progreso que hay un periodo prehistórico que se conoce como la edad de bronce.

Algunas aleaciones pueden considerarse como soluciones sólidas. El latón, formado de cobre y de zinc, tiene algunos átomos de zinc en lugar de los átomos de cobre en la estructura cúbica característica del cobre puro. El acero también es una solución sólida en la cual los átomos de carbón están ubicados en algunos de los espacios entre los átomos de hierro. Las propiedades de una aleación pueden ser radicalmente diferentes de los elementos que las componen. Las aleaciones por lo general son más duras y resistentes a la ruptura y al uso que los elementos puros. El hierro puro es tan suave que es inútil para muchos fines; sin embargo, si se prepara su aleación con silicio, carbón, manganeso, cromo y vanadio, puede resultar bastante resistente al uso. La industrialización moderna sería imposible sin las aleaciones.

3.3 ACEROS.

Los aceros son aleaciones de hierro-carbón que contienen concentraciones apreciables de otros elementos de aleación; son miles de aleaciones con diferente composición y/o tratamientos de calor. Las propiedades mecánicas son sensitivas a los contenidos de carbón, que normalmente es de 1% en peso.

Algunos de los aceros más comunes se clasifican de acuerdo a la concentración de carbón, es decir, en tipos de bajo, medio y alto contenido de carbón. También las subclases existen dentro de cada uno de los grupos de acuerdo a la concentración de otros elementos de la aleación. [26]

3.4 ACEROS AL CARBÓN.

Los aceros al carbón forjados son definidos en términos de aceros al carbón sencillos. Por definición los aceros al carbón sencillos son los que contienen arriba de 1% de carbón, no más que 1.65% de manganeso, 0.60% de silicón y 0.60% de cobre y sólo alguna pequeña cantidad de otros elementos como azufre (0.05% máximo) y fósforo (0.04% máximo). Ellos se identifican por un sistema numérico de cuatro dígitos establecida por el Instituto Americano de Acero y Hierro (American Iron and Steel Institute), AISI. El primer dígito es el número 1 para todos los aceros al carbón. Un 0 después del 1 en el segundo dígito indica que ha sido resulfurado, el número 2 en el segundo dígito indica que ha sido resulfurado y refosforado. Los dos últimos dígitos dan (en promedio) el contenido de carbón en centésimos de porcentaje. Por ejemplo para el acero 1040, el 40 representa un intervalo de carbón de 0.37 a 0.44%. Si una letra es incluida como prefijo en la designación, el acero fue hecho por medio de procesos de caldera abierta o por el proceso de Horno Eléctrico. El prefijo B indica el proceso de Bessemer. La letra L entre el segundo y tercer dígito identifica aceros con plomo y el sufijo H indica que el acero fue producido por límites de templabilidad.

Para todos los aceros al carbón sencillos, el carbón es el determinante principal para un gran número de propiedades de funcionamiento. El carbón fortalece y endurece los efectos de maleabilidad. Al mismo tiempo baja la ductibilidad para un decremento en la elongación y reducción del área. La adición de carbón aumenta el contenido de maquinabilidad y decrece la soldabilidad. La cantidad de carbón presente también aumenta los efectos de las propiedades físicas y la baja resistencia a la corrosión. Los aceros al carbón sencillos se dividen comúnmente en tres grupos, como se mencionó anteriormente, de acuerdo al contenido de carbón:

- De bajo contenido de carbón hasta 0.30%.
- Mediano contenido de carbón, entre 0.31 y 0.55%.
- Alto contenido de carbón de 0.56 a 1%. [27]

3.4.1 ACEROS DE BAJO CONTENIDO DE CARBON.

El acero de grado AISI 1010, se clasifica dentro de los aceros de bajo contenido de carbón. Algunas veces se refiere a los aceros blandos, se caracterizan por su baja fortaleza y su alta ductibilidad, no se endurecen por tratamiento de calor excepto para procesos de endurecimiento superficial. Porque ellos tienen buena ductibilidad, los aceros de bajo contenido de carbón son fácilmente formados en perfiles complicados. Los intervalos de las propiedades son: resistencia a la tensión de 47 000 a 53 000 lb/in² (psi) (325 - 482 MPa); elongación del 20 al 28%, dureza Brinell de 95 - 105 y una ductibilidad del 28 %. La densidad para todos los aceros de bajo contenido de carbón es de, aproximadamente, 0.28 lb/pulg³ (7.868 gr/cm³) [28]. El trabajo en frío incrementa la resistencia. Estos aceros se sueldan más fácilmente estando fuera de peligro del endurecimiento y fragilación en la zona unida. Aunque los aceros de bajo contenido de carbón no pueden ser completamente endurecidos, son frecuentemente endurecidos superficialmente por varios métodos (por ejemplo, carburización, carbonitruración y cianuración) que difunden el carbón en la superficie. Si la superficie del metal se enfría bruscamente se obtiene una dureza que tiende a desgastarse más. (Ver Tabla 3.1). [27]

El acero estructural AISI 1010, tiene aplicaciones en México desde la industria petrolera hasta instalaciones domésticas por ser de los más económicos.

El costo por corrosión es alrededor del 4% del Producto Interno Bruto, (PIB) y el costo por corrosión microbiológica es alrededor del 15% del costo total por corrosión.

TABLA 3.1. PROPIEDADES DEL ACERO ESTRUCTURAL 1010

SELECCION DE FACTORES		GRADO AISI 1010
COMPOSICION QUIMICA	CARBON (%)	0.08 - 0.13
	MANGANESO (%)	0.30 - 0.60
	FOSFORO (%)	0.010 MAX
	AZUFRE (%)	0.050 MAX
PROPIEDADES MECANICAS	RESISTENCIA A LA TENSION (PSI E+3)	
	LAMINADO EN CALIENTE	47
	ESTIRADO EN FRIO	53
	RESISTENCIA A LA DEFORMACION PERMANENTE (PSI E+3)	
	LAMINADO EN CALIENTE	26
	ESTIRADO EN FRIO	44
	ELONGACION (%)	
	LAMINADO EN CALIENTE	28
ESTIRADO EN FRIO	20	
REDUCCION DE AREA (%)	LAMINADO EN CALIENTE	50
	ESTIRADO EN FRIO	40
	DUREZA, BHN	
	LAMINADO EN CALIENTE	95
ESTIRADO EN FRIO	105	
DUCTIBILIDAD (%)		28
ATRIBUTOS DE PROCESO	MAQUINADO GENERAL	ESCASO
	FLEXIONANTE	EXCELENTE
	FORMADO	EXCELENTE
	FORMACION DE LA CABEZA EN FRIO	EXCELENTE
	RECOCIDO	NO SE REQUIERE
	ENDURECIMIENTO	NO APLICA
	CARBURIZACION	NO ES RECOMENDABLE
	CIANURACION	BUENA
	SOLDADURA	EXCELENTE
	PLATEADO	MUY BUENO
MOLDE FORJADO	REGULAR A BUENO	
RECALCADO EN CALIENTE	REGULAR A BUENO	
APLICACIONES TIPICAS	PANEL PARA AUTOMOVILES	EXCELENTE
	CLAVOS	BUENO A EXCELENTE
	ALAMBRE	MUY BUENO
	TUBERIAS	BUENO

CAPITULO 4

CORROSION **MICROBIOLOGICA**

4.1 ANTECEDENTES HISTORICOS.

En 1910 Gaines [30] propuso la teoría de que las bacterias actúan como agentes corrosivos en el suelo, pero su propuesta atrajo poco interés. En 1934 Von Wolzogen Kühr propuso una teoría de corrosión bacteriológica anaeróbica, la cual es generalmente aceptada hasta hoy. Desde hace tiempo se ha estado trabajando en esta área y hasta hace poco los ingenieros en corrosión han reconocido la importancia de los microorganismos en la corrosión de hierro y acero.

4.2 EL PAPEL DE LOS MICROORGANISMOS EN LA CORROSION DE METALES.

El papel de los microorganismos en la corrosión de metales [31] es debido a las actividades bioquímicas (metabolismo) asociadas con la reproducción y el crecimiento microbiano. Así las reacciones químicas que la acompañan, se aceleran exponencialmente y finalmente los efectos llegan a ser masivos y catastróficos. A consecuencia del crecimiento rápido, el ataque por los cambios puede ser precipitado e inesperado, y cuando aparentemente es suprimido por limpieza mecánica o química, frecuentemente se reinicia el desarrollo debido a un bajo número de residuos de microorganismos sobrevivientes que cuando las condiciones favorables son restauradas crecen de nuevo.

Estas características son típicas de una biodeterioración extensa causada por microorganismos en todas las industrias, de las cuales la corrosión es un caso especial. Con pocas excepciones los polímeros sintéticos y todos los materiales pueden ser afectados incluyendo productos naturales, tales como algodón, madera, hule, aceites y materiales hechos por el hombre como el concreto, compuestos sintéticos y metálicos.

Frecuentemente la biodeterioración, incluyendo la corrosión, puede ser como consecuencia de un cultivo en el que predomine una especie o más, en la mayoría de los casos se presenta como resultado de una asociación de microorganismos.

Por ejemplo, un rápido crecimiento de un organismo aerobio puede dar un agotamiento de oxígeno y que estrictamente aparezcan bacterias sulfatoreductoras anaerobias, asociado con despolarización catódica.

En una revisión crítica de la literatura sobre la corrosión microbiológica de hierro y acero, David M. Updegraff [29], encontró que mientras los microorganismos no corroen directamente el hierro y el acero, sin embargo son quienes producen los principales cambios físicos y químicos en el medio ambiente que pueden influir en los procesos electroquímicos responsables de la corrosión y su marcada aceleración de la velocidad de corrosión o bajo condiciones diferentes, de desaceleración.

Otra conclusión importante es que los microorganismos algunas veces cubren la superficie del metal influyendo de la siguiente manera: forman celdas galvánicas, modificando el pH y los potenciales redox, catalizan reacciones químicas, las cuales influyen en la corrosión y cambian la tensión del oxígeno.

En la corrosión de acero estructural AISI 1010 los microorganismos incrementan la velocidad de corrosión y pueden ser una causa importante de corrosión bajo ciertas condiciones. La regla para que los microorganismos promuevan la corrosión es que el medio ambiente sea conveniente para su crecimiento y multiplicación.

Lo esencial para el crecimiento microbiológico es la humedad, un pH apropiado, ciertos compuestos esenciales de: fósforo, potasio, nitrógeno, azufre y hierro; una fuente de carbono, ya sea materia orgánica o dióxido de carbono; y una fuente de energía: luz solar, materia orgánica o una sustancia inorgánica oxidable.

Todo esto es indispensable y está presente cuando el acero estructural AISI 1010 esta en contacto con agua natural, como agua de mar, agua de río, agua potable o suelos húmedos. Así que la corrosión microbiológica es la responsable de grandes pérdidas económicas en los procesos químicos.

4.3 DEFINICION DE CORROSION MICROBIOLOGICA.

La corrosión microbiológica [16] se define como el deterioro de los materiales metálicos por medio de la acción directa (sobre el metal) o indirecta (modificación del medio) de los microorganismos, ya que estos actúan de manera importante al acelerar un proceso ya establecido o al crear condiciones favorables para que se produzca dicho fenómeno.

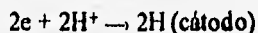
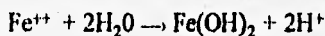
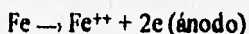
4.4 FACTORES QUE INFLUYEN EN LA CORROSION MICROBIOLOGICA

4.4.1 FACTORES ELECTROQUIMICOS

Las rutas más importantes [30] a través de las cuales los microorganismos afectan la corrosión son la influencia directa de éstos sobre los potenciales de electrodo y celdas de concentración.

Los procesos usados en la fabricación de artículos de hierro o acero introducen un grado de heterogeneidad física y química. Así, cuando el metal es puesto en contacto con agua, ciertas áreas desarrollan diferentes potenciales.

En las áreas anódicas más electronegativas el hierro va en la solución como iones ferrosos, liberando electrones; estos iones reaccionan con el agua, para formar iones hidrógeno e hidróxido ferroso. En las áreas catódicas más electropositivas, los electrones se combinan con los iones hidrógeno para formar hidrógeno catódico (atómico). El hidrógeno catódico, al acumularse forma hidrógeno gaseoso molecular. Las reacciones durante ese proceso son:



La última reacción es la reacción global.

De acuerdo a la ley de acción de masas, una disminución en la concentración de hidrógeno o hidróxido ferroso aceleraría la velocidad de corrosión. Si se remueve la película de hidrógeno catódico causa la despolarización e incrementa la velocidad de corrosión. Las reacciones químicas pueden causar despolarización, como por ejemplo, en la reacción entre oxígeno disuelto e hidrógeno catódico naciente, esta reacción es lenta en ausencia de un catalizador, pero puede acelerarse por bacterias, las cuales catalizan la reacción.

Los hidróxidos ferrosos también tienden a formar una película protectora alcalina sobre la superficie del metal.

Los procesos que tienden a remover ésta película, tales como: el incremento en la concentración de iones hidrógeno (disminución del pH) o la oxidación de hidróxido ferroso a óxido férrico hidratado; también tienden a incrementar la velocidad de corrosión.

La corrosión también es acelerada por celdas de concentración, cuando la superficie del metal es sumergida en una solución con variaciones de concentración de químicos tales como: oxígeno, hidrógeno, sulfuro o sales.

4.4.2 FACTORES MECANICOS.

Cuando estan en contacto metales diferentes, el más bajo en la serie electromotriz viene a ser la parte anódica y se corroe. Este factor puede ser tomado en cuenta en la construcción de equipos metálicos. Las capas protectoras de pintura, brea, o plásticos pueden ser usados para disminuir la corrosión.

El movimiento de la superficie del metal sumergido en agua o el movimiento de agua fluyendo sobre una superficie metálica puede ser un factor importante en la corrosión. La acción turbulenta de agua que fluye puede remover la película de hidrógeno molecular y de hidróxido ferroso y férrico, y causar el desarrollo de celdas de concentración.

4.4.3 FACTORES MICROBIOLÓGICOS.

Los microorganismos, incluyendo las bacterias, hongos, mohos, algas y protozoarios, pueden influir mucho en los factores electroquímicos y mecánicos dados anteriormente ya sea incrementando o disminuyendo la velocidad de corrosión.

Las bacterias debido a su alta velocidad de multiplicación y versatilidad en transformaciones químicas son usualmente más importantes en corrosión que otros microorganismos. Virtualmente todas las superficies de agua naturales contienen bacterias. Los mares, lagos, ríos y los suelos presentan una abundante flora bacteriana y otros tipos de microorganismos los cuales realizan actividades que muchas veces son de gran beneficio a la humanidad. Estos microorganismos crecen a temperaturas entre 0 y 82°C y a presiones hidrostáticas arriba de 15, 000 psi. El intervalo de pH sobre el cual las bacterias pueden existir es alrededor de 1.0 a 10.5.

Algunas bacterias requieren oxígeno disuelto (aerobias), otras solamente funcionan en ausencia de oxígeno (anaerobias). Algunas bacterias funcionan solamente con materia orgánica como fuente de energía (heterótrofas). Otras oxidan sustancias inorgánicas como fuente de energía (autótrofas).

Debido a su versatilidad remarcada, hay muchos caminos por los cuales los microorganismos quimiolitótrofos pueden contribuir a la corrosión. Zobel presenta la siguiente lista de procesos a través de los cuales los organismos afectan la corrosión:

1. Por actividades mecánicas en las superficies metálicas cubiertas tales como gastaduras, raspaduras y otras.
2. Por efectos electroquímicos de las cargas en la superficie y en las celdas galvánicas.
3. Por efecto del pH.
4. Por efecto del potencial redox.
5. Por cambio de la composición química del medio por catalización de las reacciones, incluyendo amoníaco, nitrato, materia orgánica nutritiva, sulfato, sulfuro, carbonato, fierro, manganeso y otros iones.
6. Por efecto de la tensión de oxígeno en la producción de microorganismos a través del consumo de oxígeno.

Es claro que muchos de estos factores juntos contribuyen a la corrosión y sería difícil separarlos y determinar el grado en el cual cada uno influye en la corrosión en una situación dada. Debido a su alto nivel de metabolismo y su versatilidad, los microorganismos, especialmente las bacterias son más importantes en corrosión que los llamados macroorganismos.

4.3 MECANISMOS DE CORROSION MICROBIOLOGICA.

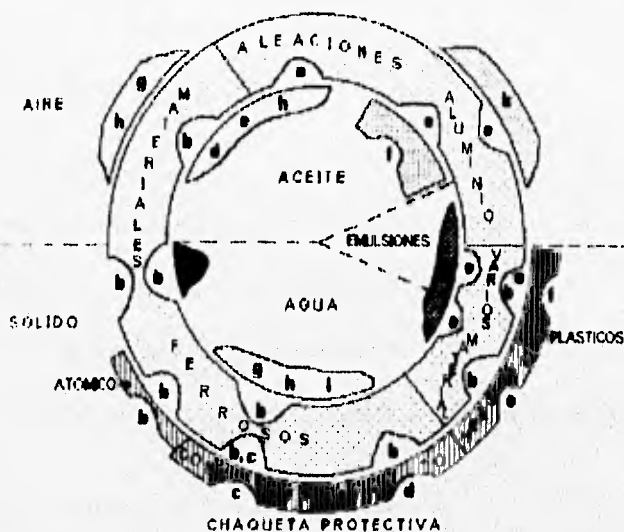
La influencia de los microorganismos en la corrosión de metales [32] es por las siguientes mecanismos:

1. La absorción de nutrientes (incluyendo oxígeno) por las células microbianas adheridas a la superficie del metal puede causar celdas de aireación diferencial y otros tipos de celdas de concentración que hacen juego entre la parte interna del crecimiento o cultivo y el líquido del ambiente (o superficie húmeda).

En celdas galvánicas de este tipo, el área anódica, en la cual ocurre la disolución del metal está cerca del crecimiento microbiano y es en esta posición donde ocurren picaduras.

2. La utilización de ciertas sustancias que pueden ocasionar la alteración de las propiedades físicas y químicas del medio ambiente y en procedimientos dañinos. Por ejemplo, la degradación microbiana de emulsificadores presentes en emulsiones cortantes, resulta en el rompimiento de la emulsión, causando la corrosión y virtualmente es inútil para su propósito.
3. La producción de ciertos productos finales o subproductos de crecimiento. Esto lo podemos clasificar como sigue:
 - a) La producción de sustancias surfactantes de moléculas largas. Muchos organismos liberan sustancias con proteínas con propiedades de superficie activa. Estos crecen libremente a partir de sistemas de aceite de lubricación que contengan trazas de agua, donde esta puede ser emulsificada en el aceite. Esto produce un cambio en las propiedades del lubricante lo cual puede causar corrosión en los cojinetes. Este se presenta comúnmente en los sistemas de lubricación de las máquinas de diesel de los barcos marítimos.
 - b) La producción de ácido sulfúrico por la bacteria sulfuro-oxidante (especies del genero *Thiobacillus*). Esta es una clase de organismos que oxidan el azufre elemental a sus componentes más reducidos, obteniendo energía por este medio para la reducción de dióxido de carbono. Ciertas especies producen ácido sulfúrico en tal cantidad que son resistentes al ácido, y pueden soportar un pH de 0.7 sin destruirse. El efecto de tales concentraciones de ácido sobre metales no ha sido aún confirmado.
 - c) La producción de ácidos orgánicos. Muchos microorganismos liberan ácidos orgánicos uno de los más importantes es el *Cladosporium resinae*. Los ácidos carboxílicos, más débiles que el sulfúrico, son sin embargo corrosivos para los metales, especialmente cuando la concentración se localiza en la zona de crecimiento fúngico.
4. Interferencia con los procesos catódicos en condiciones libres de oxígeno por la bacteria sulfato reductora. Esta es una forma altamente especializada de ataque.

La Fig. 4.1 es una representación de los métodos principales de corrosión microbiana y las principales actividades microbianas que abastecen de oportunidades para la corrosión del metal al iniciar su ataque.



- | | |
|---|---|
| a. Tubérculo. | g. Algas que forman capas delgadas sobre la superficie. |
| b. Bacteria anaerobia sulfato reductora. | h. Bacterias y mohos formando capas delgadas. |
| c. Bacteria oxidante del azufre. | i. Lodos en el fondo del flujo. |
| d. Utilización de hidrocarburos. | j. Sedimentos. |
| e. Acidos organicos producidos por microbios. | k. Escombros. |
| f. Bacterias y mohos hábiles para romper polimeros. | |

Fig. 4.1. Diagrama que ilustra los métodos principales de corrosión microbiológica de metales y materiales protectivos.

4.6 IDENTIFICACION DE LA CORROSION MICROBIOLÓGICA.[33]

La corrosión microbiológica se puede presentar en cualquier medio ambiente en el cual se puedan desarrollar microorganismos. Estos pueden tener medios limitados de crecimiento, pero en términos reales, si un microorganismo corrosivo no puede desarrollarse en un medio particular, algún otro microorganismo puede prosperar ahí.

Es raro que se pueda presentar corrosión microbiológica si no existe ya una corrosión convencional o formación de depósitos. La corrosión convencional, depósitos de incrustaciones y otras masas de lamas microbiológicas complican el problema, de ahí lo difícil de visualizar por observación simple esta corrosión. A continuación se enlistan una serie de condiciones que ayudan a reconocer la existencia de la corrosión microbiológica por la presencia de:

- 1) Corrosión de picaduras en vez de tipos laterales.
- 2) Masas microbianas.
- 3) Presencia de ácido sulfhídrico en sistemas anaerobios.
- 4) Presencia de hidróxido férrico en sistemas aerobios.
- 5) Poblaciones extensas de hongos o bacterias.
- 6) Circuitos acuosos o no acuosos que permitan acumulación de agua en algunas áreas.
- 7) Temperaturas bajo 65°C en algunas épocas.

Por lo general esta corrosión se presenta en un intervalo de pH entre 4.0 y 9.0 con muchas excepciones.

También se puede ver que si en algunos sistemas donde existe corrosión se modifica la concentración de sólidos en suspensión y da como resultado la reducción de la microflora, entonces se agregan aditivos antimicrobianos y puede desaparecer o disminuir la corrosión.

El mecanismo para explicar este tipo de corrosión se ejemplifica con la *Gallionella sp.*, que se inicia con sucesión ecológica que forma un tubérculo de óxido de hierro en la superficie metálica, al aumentar su área se tiene un punto catódico y la corrosión del metal (ánodo).

Las bacterias consumen el oxígeno del tubérculo creando un medio anaerobio al no poder difundirse el oxígeno, dando así lugar al crecimiento de bacterias anaerobias. La degradación del metal es por una cavidad bajo el tubérculo (ver Fig. 4.2).

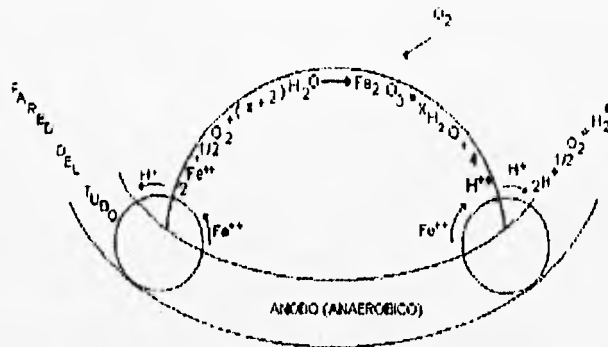


Fig. 4.2. Esquema diagramático que representa el mecanismo de la corrosión microbiana.

4.7 EFECTO DE LOS MICROORGANISMOS SOBRE LA CORROSION METALICA.[31]

Los efectos corrosivos de los microorganismos sobre los metales son:

- A) Acción química directa de productos metabólicos, tales como ácido sulfúrico, sulfuros orgánicos o inorgánicos y agentes quelatantes, tales como ácidos orgánicos.
- B) Despolarización catódica asociada con crecimiento anaeróbico.
- C) Cambios en el potencial de oxígeno, concentración de sales, pH, etc., los cuales establecen celdas electroquímicas locales.
- D) Remoción de inhibidores de corrosión (oxidación de nitritos o aminas), o capas protectoras (por ejemplo, resina sobre tuberías enterradas).
- E) La presencia de biomasa o residuos de las biomasa, tales como depósitos de sales higroscópicas provenientes de las celdas de destemple.

Hay que hacer incapié que la identificación específica de los organismos causantes de la corrosión puede ser muy difícil, debido a que depende de la determinación cuantitativa del número de cada tipo de microorganismos, junto con una evaluación y relación de sus actividades químicas y físicas en el medio ambiente particular.

Aun cuando las bacterias pueden predominar, los mohos, levaduras y protozoarios pueden estar asociados con las bacterias, o bajo las mismas condiciones pueden causar corrosión ellos mismos.

4.8 INHIBICION DE LA CORROSION MICROBIOLOGICA.[33]

Los métodos de protección de materiales contra corrosión microbiológica son los siguientes:

1. Mantener limpio el sistema. Esto se consigue limpiando continuamente, removiendo la lama vieja y cualquier materia extraña que se acumule.
2. Tratamiento químico. Deberá seleccionarse el microbiocida o microbiocidas con base a la efectividad contra toda la microflora en el circuito bajo las condiciones de pH, aireación, temperatura, etc. La concentración y frecuencia de los microbiocidas depende de los productos químicos usados.
3. Prevenir acumulación de sólidos o depósitos en suspensión. Se usaran dispersantes de floculante, enjuagar periódicamente y cambios en el tipo de inhibidor de incrustaciones, aislamiento del área de flujo.
4. Recubrimientos protectores. Particularmente de polímeros sintéticos resistentes, o pinturas que contengan sales inhibidoras.
5. Mantenimiento del control y vigilancia: Los métodos para verificar el control de la corrosión microbiológica pueden ser inadecuados, si sólo son estimaciones subjetivas basadas en medidas de poblaciones microbianas (la corrosión al ser producida por microorganismos y ser independiente de los factores electroquímicos no se puede estudiar por métodos convencionales).

6. Cambio en las condiciones de medio ambiente para que no sean favorables al crecimiento microbiano. Por ejemplo, remover el agua de lubricantes o aceites combustibles, buena limpieza industrial, cambios de temperatura.
7. Diseños basados en el conocimiento fundamental de ecología microbiana. Esto implica una cooperación entre ingenieros y microbiólogos, enfocada a reducir la infección y mantener condiciones no favorables para el crecimiento microbiano.
8. Mitigación o eliminación de la corrosión microbiológica. No se encuentra en la literatura un método para que cuando ya esté establecida la corrosión microbiológica, se elimine, aunque se puede tratar con procedimientos normales como son:
 - A) Enjuagar y remover los desperdicios y depósitos de la superficie metálica, con el uso de dispersantes, floculantes y dispersantes no iónicos.
 - B) Remover los tubérculos y viejos depósitos de hierro (óxidos, hidróxidos y carbonatos), con limpiadores neutros o alcalinos, si se requiere, una limpieza ácida con inhibidores efectivos.
 - C) La limpieza química no erradica la fuente de bacterias, por lo que debe de tratarse el sistema con un microbiocida no oxidante (compuestos organosulfurados) y un dispersante-penetrante no iónico.

4.9 CORROSION CAUSADA POR OTROS MICROORGANISMOS.[31]

Las poblaciones microbianas extendidas sobre materiales en las industrias manufactureras puede llevar a la corrosión. Ejemplo de estos incluyen: partes maquinadas enmohecidas, corrosión de máquinas de herramienta, tanques de combustible de aviones, sistemas hidráulicos, tiras de acero, etc.

El papel preciso de algún organismo específico en estos ejemplos es difícil de determinar y probablemente quedaría a juicio de los especialistas. Sin embargo, un número de pruebas simplificadas, han sido ideadas recientemente para ayudar a los ingenieros y químicos en el diagnóstico para diferenciar si es o no una corrosión particular o de origen microbiológico.

Estas se basan en:

- 1) Microscopía directa.
- 2) Medidas de metabolismo microbiológico (oxígeno directo, reducción del color, actividad enzimática extracelular).
- 3) Enumeración directa de especies específicas de un medio selectivo.

4.10 INDUSTRIAS Y ORGANISMOS IMPLICADOS EN EL PROCESO DE CORROSION. [34]

Las industrias más afectadas por problemas de corrosión microbiológica se listan en la Tabla 4.1. Que se refiere a problemas en los procesos químicos, plantas nucleares, campos petroleros e industrias con tuberías bajo tierra, que son las más comunes.

Tabla 4.1. Industrias más conocidas que son afectadas por corrosión microbiológica.

Industria	Problemas
Industrias de procesos químicos	Tanques de acero inoxidable, tuberías y juntas con collarín; particularmente en áreas soldadas, después de pruebas hidrostáticas en ríos naturales y agua de pozos.
Generación de energía nuclear	Tuberías y tanques de acero al carbón y acero inoxidable; tuberías inoxidables de níquel-cobre, tuberías de agua de enfriamiento de latón y bronce-aluminio y tuberías para la construcción, para pruebas hidrostáticas periódicas.
Industrias de petróleo y gas en mar adentro y en la costa	Sistemas de naftalina e inundaciones de agua; sistemas de maniobras de gas y petróleo; particularmente en medio ambiente ácido por la bacteria sulfato reductora (SRB) produciendo sulfuros.
Industria de tuberías enterradas	Agua saturada de sólidos tipo arcilla de pH cercano al neutro con materia orgánica corrompida y una fuente de SRB.
Industria de tratamiento de agua	Cambiadores de calor y tuberías.
Industria de tratamiento de aguas negras.	Estructuras de concreto y concreto reforzado.
Industria de mantenimiento de autopistas.	Tuberías para alcantarillas.
Industria de la aviación	Tanques integrales de aluminio en las alas de los aviones y tanques de almacenamiento de combustible.
Industria metalmeccánica.	Aumento en la descomposición de máquinas de combustible y rompimiento de emulsiones.

Esto no implica que necesariamente estas industrias estén más propensas a estos problemas que otras industrias, pero sí que estas industrias tienen que reconocer las causas biológicas de sus problemas de corrosión, para darle solución a sus problemas.

Los informes de la literatura de problemas de corrosión microbiológica en estas industrias no informan si la corrosión es acelerada por muchos de los microorganismos presentes en estas industrias.

Sin embargo otras bacterias que existen en medio ambiente natural y artificial no causan o aceleran la corrosión. Las bacterias pueden colonizar el sitio de corrosión sólo porque la electroquímica de la corrosión crea un medio ambiente favorable para su crecimiento.

Sin embargo, un número selecto de microorganismos son citados como causantes de corrosión, en medio ambientes en los cuales ocurre una aceleración de la corrosión o como un cambio relativo a una velocidad baja de corrosión general y una rápida penetración localizada dentro del metal, lo cual sin los microorganismos no sucedería. Estos microorganismos se enlistan en la tabla 4.2.

4.11 CORROSION MICROBIOLÓGICA LOCALIZADA.[34]

La mayoría de los casos reportados, en los cuales los organismos biológicos son la causa o un factor acelerante en corrosión, incluyen formas de ataque localizado. Una razón para esto es que los organismos frecuentemente no forman una película continua sobre la superficie del metal. Estos organismos del medio ambiente marino se establecen como individuos y frecuentemente tardan un período de meses o años en completar la construcción de una película.

Un cirrópodo desparramado sobre una superficie de acero inoxidable crearía celdas de concentración de oxígeno. La porción de la superficie del metal cubierta por la concha del cirrópodo, se protege del oxígeno disuelto en el agua y esto es el ánodo. El resultado es corrosión por picadura bajo la base de los cirrópodos. Un efecto similar puede tener lugar sobre aluminio y en grado más pequeño sobre acero estructural.

Los organismos microscópicos también tienden a establecerse sobre superficies metálicas en forma de colonias discretas o manchas más pequeñas que películas continuas. Las formas de ataque localizado influenciado por microorganismos se muestra esquemáticamente en la Fig. 4.3.

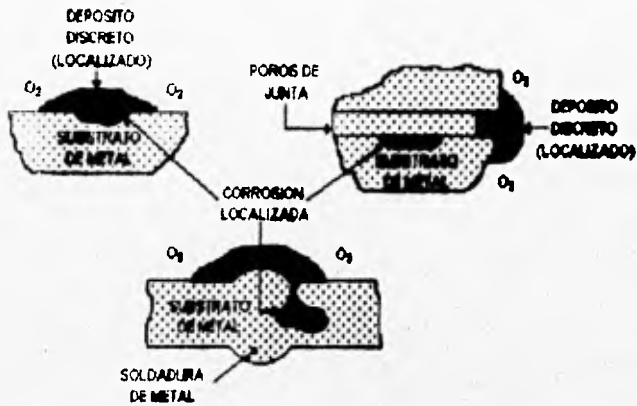


Fig. 4.3. Las tres formas más comunes de corrosión microbiana.

Tabla 4.2 Microorganismos más comunes implicados en la corrosión biológica

Genero o especie	pH	Temperatura (°C)	Oxígeno requiriendo	Metales afectados	Acción
Bacterias					
<i>Desulfotomaculum</i> sp. conocida como (<i>D. desulfuricans</i>)	4 a 8	10 a 40	Anaerobia	Acero y hierro acero inox aluminio zinc, aleac de cobre	Utiliza hidrogeno en reducción SO_4^{2-} a S^{2-} y H_2S formación de películas sulfúricas.
<i>Desulfotomaculum</i> conocida como (<i>D. nigrificans</i>) o también <i>Clostridium</i>	6 a 8	10 a 40 Algunas de 45 a 75	Anaerobia	Acero inox hierro y acero	Reduce SO_4^{2-} a S^{2-} y H_2S (formas de espora).
<i>Desulfomonas</i> sp.		10 a 40	Anaerobia	Hierro y acero	Reduce SO_4^{2-} a S^{2-} y H_2S
<i>Thiobacillus thiooxidans</i>	0.5 a 8	10 a 40	Aerobia	Hierro y acero aleaciones de cobre y concreto.	Oxida el azufre para formar H_2SO_4 daña las capas protectoras.
<i>Thiobacillus ferrooxidans</i>	1 a 7	20 a 40	Aerobia	Hierro y acero	Oxida el ión hierro (Fe^{2+}) a ión férrico (Fe^{3+})
<i>Gallionella</i> sp.	7 a 10	20 a 40	Aerobia	Acero inox hierro y acero	Oxida el ión ferroso y manganeso a ión férrico y mangánico. Promueve la formación de tubérculos
<i>Sphaerotilus</i> sp.	7 a 10	20 a 40	Aerobia	Acero inox hierro y acero	Oxida el ión ferroso y manganeso a ión férrico y mangánico. Promueve la formación de tubérculos
<i>S. natans</i>				Aleaciones de aluminio	
<i>Pseudomonas</i> sp.	4 a 9	20 a 40	Aerobia	Acero inox hierro y acero	Algunas cepas pueden reducir Fe^{3+} a Fe^{2+}
<i>P. aeruginosa</i>	4 a 8	20 a 40	Aerobia	Aleaciones de aluminio	
Hongos					
<i>Cladosporium resinae</i>	3 a 7	10 a 40 mejor de 30 a 35		Aleaciones de aluminio.	Produce ácidos orgánicos en ciertos metabolizantes que constituyen el combustible.

CAPITULO 5

EXPERIMENTACION

5.1 PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA.

En México no se ha informado sobre el efecto de la *Pseudomonas aeruginosa* en el Acero Estructural AISI 1010 (que es el acero que utiliza PEMEX para sus oleoductos) y debido a la alta frecuencia de dicha bacteria en todos los medios, consideramos importante llevar a cabo su estudio, por lo que se planteó un experimento de Acero Estructural AISI 1010 y *Pseudomonas aeruginosa*. Se colocó el Acero Estructural AISI 1010 en un medio acuoso con *Pseudomonas aeruginosa* durante un periodo de siete días, se realizaron mediciones de potencial y corriente con un potencióstato y se calculó la velocidad de corrosión.

5.2 OBJETIVOS.

- Determinar el efecto de la corrosión en Acero Estructural AISI 1010 causada por *Pseudomonas aeruginosa*.
- Determinar por métodos electroquímicos la velocidad de corrosión en Acero Estructural AISI 1010 causada por *Pseudomonas aeruginosa*.
- Determinar la relación entre el crecimiento de la *Pseudomonas aeruginosa* y la corrosión del Acero Estructural AISI 1010.
- Verificar el efecto de los iones cloruro en el medio de cultivo para *Pseudomonas aeruginosa* y la velocidad de corrosión del Acero Estructural AISI 1010.

5.3 HIPOTESIS DE TRABAJO.

Suponemos que la *Pseudomonas aeruginosa* acelera el proceso de corrosión en Acero Estructural AISI 1010 en medio acuoso a través de la producción de sus metabolitos y a la formación de celdas de aireación en la superficie del metal, es de esperarse también que los iones cloruro afectan la velocidad de corrosión.

5.4 MATERIAL.

INSTRUMENTAL.

- 24 Electroodos de trabajo (AISI 1010).
- 16 Tubos de ensaye 10 ml.
- 7 Tubos nefelométricos.

CAP. 5

- 6 Electrodo de calomel.
- 6 Electrodo para la medida del pHi.
- 6 Electrodo de carbón.
- 6 Termómetros.
- 6 Tapones de hule horadados
- 6 Matraces volumétricos de 500 ml.
- 6 Vasos de precipitados de 500 ml.
- 6 Vasos de precipitados de 250 ml.
- 6 Vasos de precipitados de 100 ml.
- 5 Probetas de 100 ml.
- 4 Caimanes.
- 3 m. Cable eléctrico No. 6.
- 3 Agitadores.
- 2 m. de manguera de hule.
- 2 m. Tubo de vidrio de 0.5 diámetro.
- 2 Matraces Erlenmeyer de 250 ml.
- 2 Matraces Erlenmeyer de 1 l.
- 2 Mecheros de Bunsen.
- 2 Asas de platino.
- 1.5 m. de barra de Acero Estructural 1010.
- 1 Pipeta graduada de 1 ml.
- 1 Pipeta graduada de 5 ml.
- 1 Pipeta graduada de 10 ml.
- 1 m. de barra de Acero al Carbón.
- 1 m. de barra de Acero Inoxidable 316.
- 1 Gradilla.
- 1 Soporte Universal.
- 1 Matraz de bola 1 l.
- 1 Matraz de bola de 2 l.
- Porta objetos.
- Jeringas de plástico de 3, 5, 10 ml.
- Lija de agua No. 600.
- Tela de asbesto.
- Cubre bocas.
- Goggles.
- Guantes de cirujano.
- Tijeras
- Cinta parafilm.
- Algodón.

- Gasas.
- Cinta testigo.
- Papel destaza.
- Masking-tape.
- Pinzas de tres dedos con nuez.
- Segueta.
- Horador.

SUBSTANCIAS.

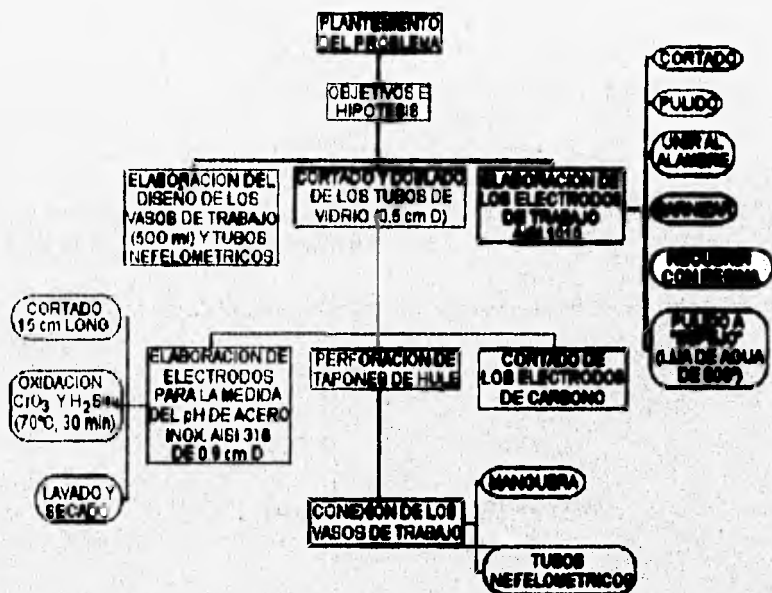
- Fosfato dibásico de sodio (NaH_2PO_4).
- Borato de sodio ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$).
- Agua destilada.
- Cepa de *Pseudomonas Aeruginosa*.
- Sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
- Cloruro de sodio (NaCl).
- Alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)
- Fenol ($\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$)
- Acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$).
- Trióxido de cromo (CrO_3).
- Acido sulfúrico (H_2SO_4).
- Barniz para exteriores.
- Araldite D (REM 001).
- Endurecedor Y95.
- Cloruro de bario (BaCl_2).
- Sulfato dibásico de potasio (KH_2SO_4).
- Hidróxido de sodio (NaOH).
- Cloruro de potasio saturado (KCl).
- Violeta de genciana fenicada.
- Lugol.
- Fucsina fenicada.

EQUIPO

- Autoclave.
- Potenciostato.
- Voltmetro.
- Computadora.
- pHmetro.

- Nefelómetro.
- Medidor de oxígeno.
- Microscopio electrónico de barrido.
- Balanza granataria.
- Desecador.
- Baño de temperatura constante con agitación.
- Microscopio óptico.
- Campana extractora.
- Parrilla eléctrica con agitador magnético.
- Taladro de pie.
- Pulidor

5.5 ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO.



5.5.1 ELABORACION DEL DISEÑO DE LOS VASOS DE TRABAJO Y TUBOS NEFELOMETRICOS.

A un vaso precipitado de 500 ml. se le corta el labio del vaso dejándolo aproximadamente de 10 cm de altura. El tubo nefelométrico se elaboró con tubo pyrex con una altura de 10 cm, ver Figura 5.1.

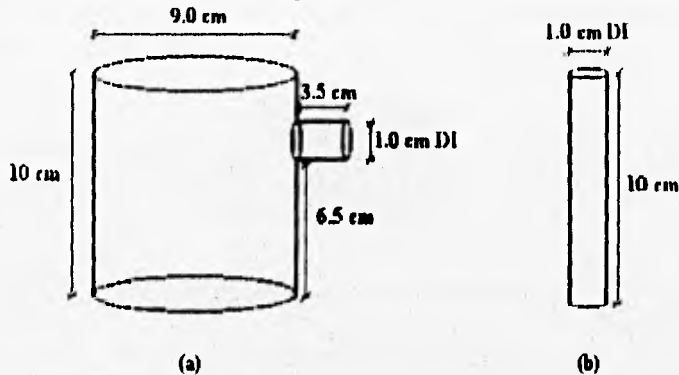


Fig. 5.1. Diámetro Interno, DI. (a) Vaso de Trabajo, (b) Tubo Nefelométrico.

5.5.2 CORTADO Y DOBLADO DE LOS TUBOS DE VIDRIO PARA COLOCAR LOS ELECTRODOS DE TRABAJO.

Se elaboraron 24 tubos de vidrio de aproximadamente 15 cm de longitud ver Figura 5.2.

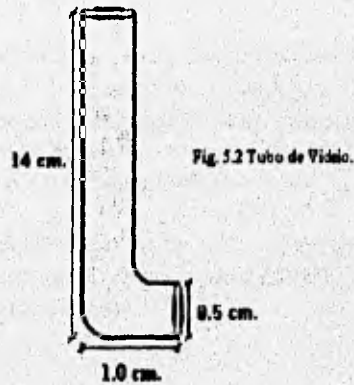


Fig. 5.2 Tubo de Vidrio.

5.5.3 ELABORACION DE LOS ELECTRODOS DE TRABAJO.

De una varilla de acero estructural AISI 1010, de 1 metro por 1.5 cm. se cortaron 40 fragmentos de 1.5 por 0.5 cm.

En uno de los extremos de los fragmentos se perforó usando un taladro de pie con una broca de alta velocidad de 7/64 (Fig. 5.3). A la vez se pulieron para quitar los rebordes.



Fig. 5.3. Fragmento de Acero Estructural AISI 1010.

Se cortaron cables de 25 cm. (No. 6) para amarrarse al orificio de cada uno de los fragmentos de metal. Una vez amarrados se les dió un baño de barniz (marino para exteriores), dejándolos secar durante 4 días (Fig. 5.4).

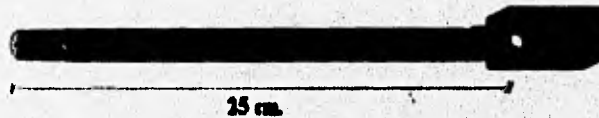


Fig. 5.4. Fragmento de Acero Estructural AISI 1010 con Alambre.

Posteriormente se recubrió con resina, esta se preparó mezclando 2g. de Araldite D (REM 001) y 10g. de endurecedor Y95 (Ciba-Geigy). La técnica que se empleó para realizar el recubrimiento fué utilizando tubo de jeringa de 3 ml. agregando a éste aproximadamente 0.6 ml. de resina e introduciendo el fragmento de acero anteriormente mencionado. Se deja secar 2 días.

Una vez secos se desprendieron de los tubos de jeringa para darle un pulido a terminación "espejo" usando lija de agua de grano fino 600 (Fig. 5.5), a la superficie libre de resina del electrodo de trabajo.

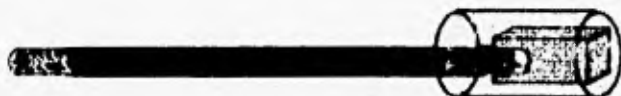


Fig. 5.5. Electrodo de Trabajo.

5.5.4 PERFORACION DE TAPONES DE HULE Y CORTADO DE ELECTRODOS AUXILIARES.

Se perforaron los tapones de hule de acuerdo a la medida requerida (Fig. 5.6).

A partir de una barra de carbón de 0.5 mm de diámetro se cortaron 6 fragmentos de 10 cm de largo (electrodo auxiliar).

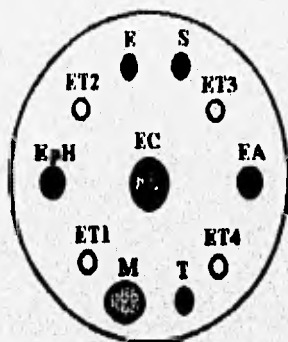


Fig. 5.6. Tapon de Hule Horadado. Entrada de Flujo de Aire, E; Electrodo Auxiliar, EA; Electrodo de Calomel, EC; Electrodo de Trabajo, E-T1-2-3-4; Electrodo para pH, EpH; Medidor de Oxígeno, M; Termómetro, T; Salida de Flujo de Aire, S.

5.5.5 ELABORACION DE LOS ELECTRODOS PARA LA MEDIDA DEL pH.

Los electrodos para la medida de pH. Se elaboraron a partir de una barra de Acero Inoxidable AISI 316 de 9 mm. de diámetro, se cortaron barras de 15 cm de longitud.

Se colocó una barra de Acero Inoxidable AISI 316 en una solución con reactivos de grado analítico de 2.5 M de CrO_3 en 5 M de H_2SO_4 a 70 °C durante 30 min., la solución debe cubrir aproximadamente 10 cm. de la barra. La barra se enjuaga con agua destilada dejándola secar 30 min., ver Fig. 5.7. (6).



Fig. 5.7. Electrodo para la Medida del pH.
Acero Inoxidable AISI 316.

5.5.6 CONEXION DE LOS VASOS DE TRABAJO.

Se cortaron trozos de manguera de 20 cm. de longitud conectándola al vaso de precipitado y al tubo Nefelométrico como lo muestra la Fig. 5.8. Se sellaron los extremos con cinta parafilm para evitar fugas.

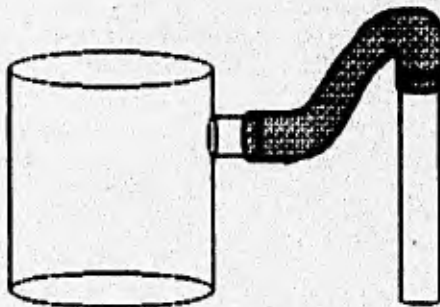
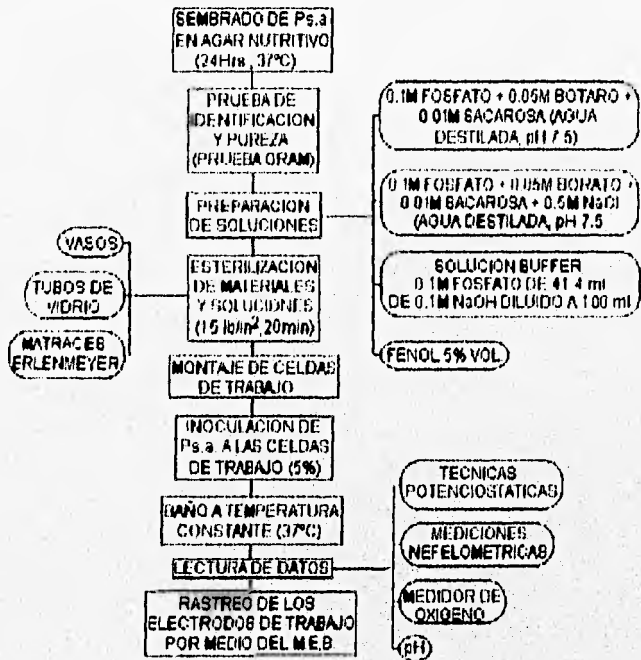


Fig. 5.8. Vaso y Tubo Nefelométrico conectado
con Manguera de Hule.

5.6 ACTIVIDADES DURANTE EL EXPERIMENTO.



5.6.1 INOCULACION DE *Pseudomonas aeruginosa*, IDENTIFICACION Y PUREZA.

La cepa de *P. aeruginosa*, se inoculó en agar nutritivo durante 24 horas a 37°C. Posteriormente se sometió a pruebas de identificación tintorial y morfológica por el método de Gram. Este método se describió en el capítulo 2, ver Figura 5.9.

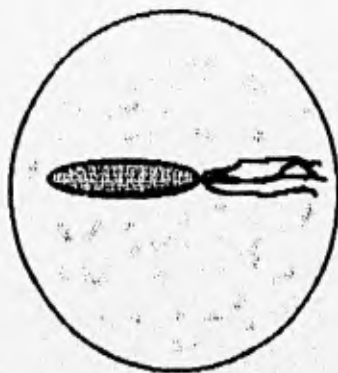


Fig. 5.9. Morfología Típica de la *Pseudomonas aeruginosa*.

5.6.2 PREPARACION DE SOLUCIONES.

La solución de electrólito usada para cada medio de cultivo o para cada medida electroquímica fué de 0.1 M NaH_2PO_4 + 0.05 M $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ + 10^{-2} M sacarosa ajustada a pH = 7.5. Preparada con agua destilada.

Otra solución de electrólito fué hecha con la preparacion anterior adicionando 0.5M de NaCl.

Antes de cada lectura se tiene que ajustar el pHmetro con una solución Buffer de pH = 7.5 que consiste en 0.1 M de KH_2PO_4 de 41.4 ml. de 0.1 M de NaOH diluido a 100 ml.

Dentro del área de trabajo es indispensable contar con una zona esterilizada. Para llevar a cabo esto es necesario preparar una solución de Fenol al 5% en volumen en agua destilada, ver Fotografía 5.1.



Fotografía 5.1. Soluciones Preparadas.

5.6.3 ESTERILIZACION DE MATERIAL Y SOLUCIONES.

Con la ayuda de un autoclave se llevó a cabo la esterilización de soluciones y material de laboratorio (vasos de trabajo, tubos de vidrio, matraces Erlenmeyer, tapones, etc.) Previamente todo el material utilizado se preparó en la forma adecuada para ser sujeta al proceso de esterilización, para esto se forró con gasa y algodón cubiertos con papel destreza sujetadas con cinta testigo.

Esta esterilización se llevó a cabo en una autoclave a una presión de 15 lb/in² durante 20 min, ver Fotografía 5.2.

5.6.4 MONTAJE DE LAS CELDAS DE TRABAJO E INOCULACION DE *Pseudomonas aeruginosa*.

El montaje de las celdas de trabajo se realizó en una zona aséptica previamente limpio con fenol (al 5%) y utilizando mecheros de Bunsen a una distancia de 50 cm uno del otro, durante 15 min.

Una vez esterilizado el material que se utiliza para las celdas de trabajo se coloca en la zona estéril. El material que no se pudo esterilizar en autoclave se limpió con acetona y alcohol etílico al 100%, tales como electrodos de trabajo, electrodos de referencia, electrodos para medir el pH, electrodos auxiliares, y termómetros.



Fotografía 5.2. Esterilización del Material.

A cada tapón de hule horadado, se le colocaron 4 electrodos de trabajo, cada electrodo de trabajo se introduce en un tubo de vidrio, ver Fig. 5.2 (previamente preparado como se muestra en la Fig. 5.10), un electrodo medidor de pH, un auxiliar uno de referencia y un termómetro.



Fig. 5.10. Electrodo de Trabajo dentro del Tubo de Vidrio.

Los tres orificios restantes (entrada y salida de flujo de aire, y el que se utiliza para medir el oxígeno disuelto) se taparon con algodón.

A tres vasos de trabajo se les agregó 350 ml. de solución 0.1 M NaH_2PO_4 + 0.05 M $\text{Na}_2\text{H}_2\text{O}_7$ + 10^{-2} M Sacarosa. A los tres vasos restantes se les agregó la solución anterior más 0.5 M NaCl.

Posteriormente la inoculación se llevó a cabo con una jeringa de 20 ml, tomando una alícuota de 15 ml de solución de agar nutritivo con *Pseudomonas aeruginosa* y agregándola a cuatro vasos de cada solución; dos con cloruros y dos sin cloruros. Dejando un vaso control de cada sistema; uno sin cloruros y uno con cloruros.

Al realizar la inoculación se sella el vaso respectivo con cinta parafilm, Ver Fig. 11 y Fotografías 5.3 y 5.4.

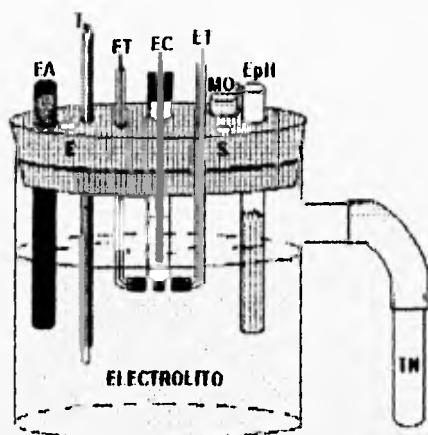
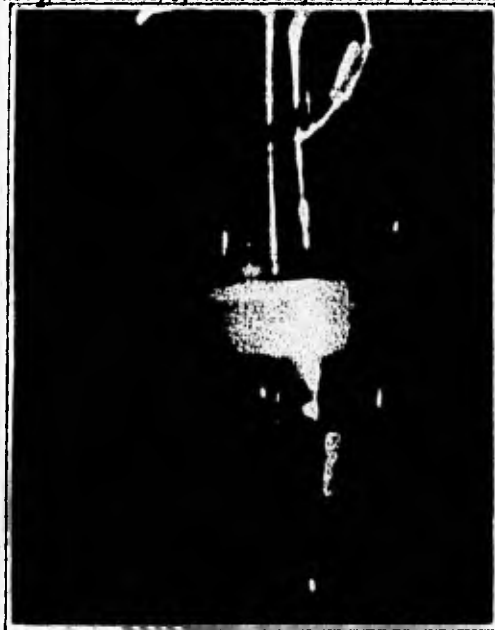


Fig. 11. Celda de Trabajo. Entrada de Flujo de Aire, E; Electrodo Auxiliar, EA; Electrodo de Calomel, EC; Electrodo de Trabajo, ET; Electrodo para pH, EpH; Medidor de Oxígeno, MO₂; Termómetro, T; Salida de Flujo de Aire, S; Tubo Nefelométrico, NF.



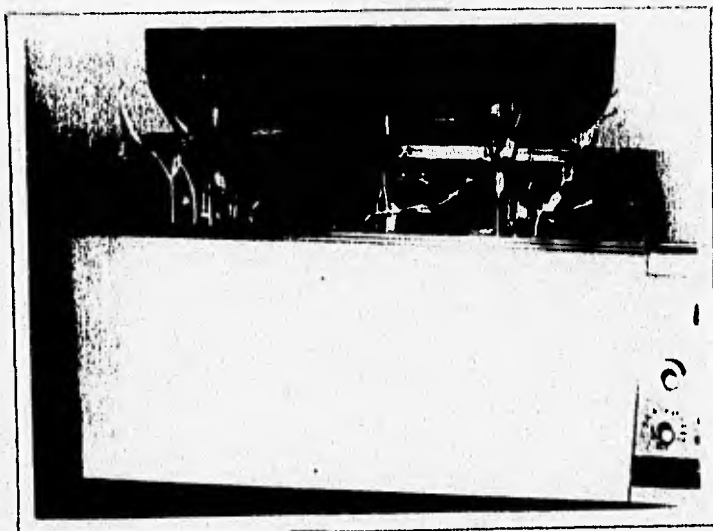
Fotografía 5.3. Celda de Trabajo.



Fotografía. 5.4. Celdas de Trabajo.

5.6.5 BAÑO A TEMPERATURA CONSTANTE.

Una vez armadas las seis celdas de trabajo se colocan en un baño de temperatura constante (Fig. 5.11), a 37°C y ahí permanecen durante el tiempo que dure el experimento, ver Fotografía 5.5.

Fotografía 5.5.
Baño a
Temperatura
Constante.

5.7 RASTREO DE LOS ELECTRODOS DE TRABAJO POR MEDIO DEL MICROSCOPIO ELECTRONICO DE BARRIDO.

Para llevar a cabo el rastreo de los electrodos de trabajo es necesario fijar el microorganismo (*P. aeruginosa*) a la superficie del metal. A través de la siguiente técnica:

Los electrodos se sumergen en una solución de glutaldehído al 6% con una solución Buffer de fosfatos de un pH de 7 durante 90 min a 4°C.

Después de éste periodo de tiempo los electrodos se sumergen durante 10 min. en solución Buffer de fosfatos.

Posteriormente son sumergidos en agua destilada durante 10 min.

Se llevó a cabo la deshidratación sumergiéndolo los electrodos de trabajo en:

Alcohol etílico al 25% durante 10 min.

Alcohol etílico al 50% durante 10 min.

Alcohol etílico al 75% durante 10 min.

Alcohol etílico al 95% durante 10 min.

Alcohol etílico al 100% durante 10 min.

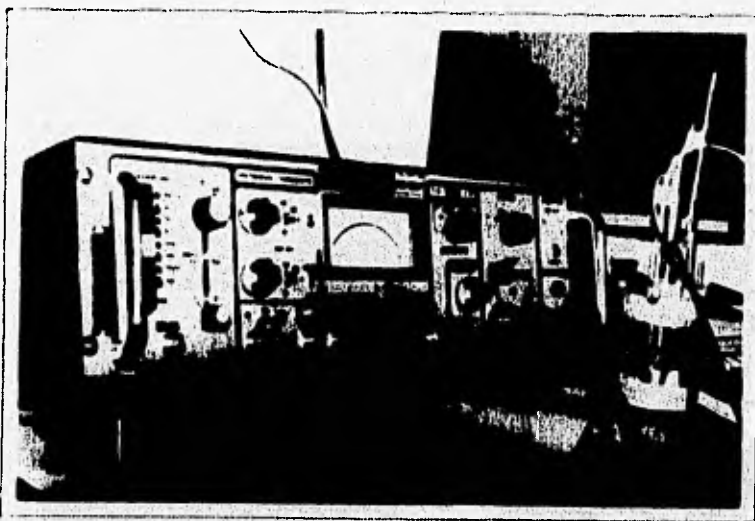
Se cambió a una solución Alcohol-Acetona al 50% durante 10 min. dejándola reposar para seguir el procedimiento en una solución de acetona al 100%. El procedimiento a seguir es darle un baño de Oro a los electrodos para definir el microorganismo, llevando a cabo el rastreo con el microscopio electrónico de barrido. (ver Cap. 2, parte 2.9).

5.8 METODO.

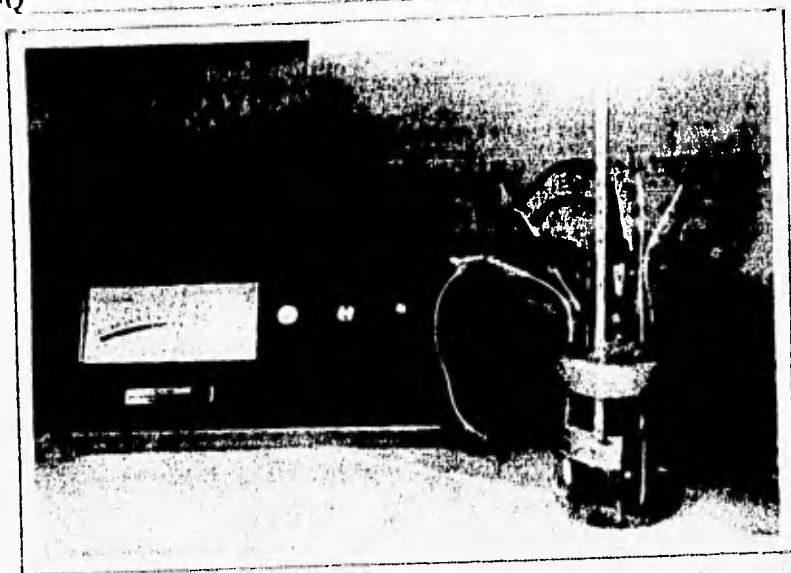
Se estudió la influencia de la *Pseudomonas aeruginosa* en la corrosión de acero estructural AISI 1010, contenidos en un medio de cultivo, a través de electrodos de trabajo, que consisten en acero AISI 1010, expuesta una cara de dicho electrodo a el medio de cultivo o solución electrolítica que consiste en una mezcla de 0.1M NaH_2PO_4 + 0.05M $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ + 10^{-2} M Sacarosa regulada a un pH de 7.5, todo esto en agua destilada en un vaso de precipitado esterilizado previamente.

En dos vasos de precipitado con el medio de cultivo se inocula con alicuota de 15 ml de solución con *Pseudomonas aeruginosa* y agregando 0.5M NaCl, en otro vaso bajo las mismas condiciones, pero sin *Pseudomonas aeruginosa*, que funcionará como medio de control. Otros tres vasos contendrán las mismas especificaciones mencionadas con anterioridad pero sin agregar NaCl.

El sistema sin bacterias se estudió igual que los que contenían bacterias durante 7 días realizando técnicas potencioestáticas (Resistencia de polarización y Tafel) ver Fotografía 5.6, mediciones de pH y temperatura, ver Fotografía 5.7. Se llevó un conteo de la población de *Pseudomonas aeruginosa* mediante las técnicas de medición de oxígeno disuelto, ver Fotografía 5.8, y mediciones nefelométricas, ver Fotografía 5.9. Completándolo con un rastreo por medio de un microscopio electrónico de barrido.



Fotografía 5.6. Medición Potencioestática.



Fotografía 5.7. Medición de pH.

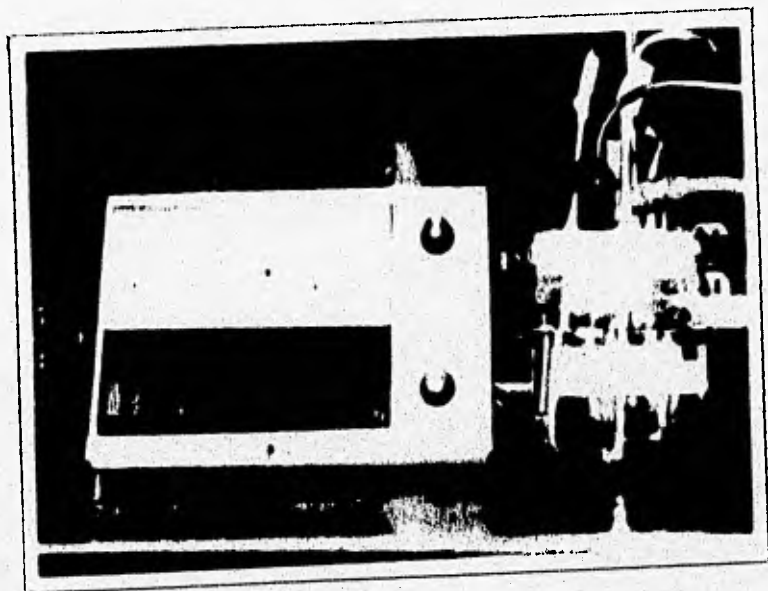


Fig. 5.8. Medición de Oxígeno Disuelto.



Fig. 5.9. Mediciones Nefelométricas

CAPITULO 6

RESULTADOS Y ANALISIS DE RESULTADOS

La finalidad del experimento con muestras de acero estructural 1010 en presencia de *Pseudomonas aeruginosa* fue la de observar el efecto de la bacteria en la velocidad de corrosión. Esta determinación se llevó a cabo por medio de los métodos: Curvas de Tafel y Resistencia de Polarización.

Se realizaron dos experimentos bajo las mismas condiciones: temperatura constante de 37°C y pH de 7. Esto para observar la reproducibilidad de los datos obtenidos en ambos casos.

La aplicación de potencial a las muestras se hizo de dos formas. Una de ellas consistió en la aplicación de potencial diariamente durante 7 días. La otra se realizó al inicio del experimento y al final del mismo.

A continuación se describen ambos métodos:

6.1. CURVAS DE TAFEL (CT).

El método consiste en graficar los datos de logaritmo de la corriente (Amperes) y el potencial (Voltios). Una vez obtenidas las gráficas, la tangente a las curvas anódica y catódica se intersectan y el punto de intersección es la corriente de corrosión ($i_{corr} = I$) y el potencial de corrosión ($\Delta\Phi_{corr}$). Otro método consiste en utilizar las ecuaciones de sobrepotencial:

$$\text{Para la curva anódica} \quad \eta_a = a_a - b_a \log i_{corr}$$

$$\text{Para la curva catódica} \quad \eta_c = a_c + b_c \log i_{corr}$$

Donde:

η_a y η_c = Sobrepotencial anódico y catódico respectivamente.

a_a y a_c = Ordenada al origen de ánodo y cátodo respectivamente.

b_a y b_c = Pendiente anódica y catódica respectivamente.

En la intersección de las rectas anódica y catódica las dos ecuaciones se igualan y despejando la i_{corr} , se tiene:

$$\log i_{corr} = (a_c - a_a) / (b_a - b_c)$$

Para obtener i_{corr} se le aplica el antilogaritmo a la ecuación anterior

Para obtener las velocidades de corrosión se utilizan las siguientes ecuaciones:

$$V.C. = [\text{cm/seg}] = i_{corr} (PE) / d F A \quad (6.1)$$

$$V.C. = [mpy] = 0.13 i_{corr} (PE) / d A \quad (6.2)$$

Donde:

V.C. = velocidad de corrosión.

i_{corr} = corriente de corrosión.

PE = peso equivalente del acero estructural 1010 (27.8 gr mol).

d = densidad del acero estructural 1010 (7.86 gr/cm³).

A = área superficial del acero estructural 1010 expuesta a la solución (0.25 cm²).

F = constante de Faraday (9.685 E+10 μ Aseg/mol).

mpy = milipulgadas de penetración por año.

Las velocidades de corrosión obtenidas se presentan a continuación:

Los resultados obtenidos de la V.C. para la celda control con cloruros se observan en la Tabla 6.1. En el experimento 1 se observa una V.C. casi constante del día 1 al día 3, a partir del día 4 esta aumenta hasta el día 5, disminuyendo el día 6 y 7. El valor más alto de V.C. es de 6.986 mpy. En el experimento 2, en el día 3 decae la V.C. para después aumentar en el día 4 y 5. En los dos últimos días el metal se pasivó y hubo lecturas constantes por lo que no fue posible calcular la V.C. En este último el valor más alto de V.C. fue de 6.848 mpy. Si comparamos los resultados entre ambos experimentos estos son parecidos. Para observar gráficamente la tendencia de los valores diarios se presenta la Gráfica del día 1 del experimento 2, Ver Gráfica 6.1. Las demás gráficas presenta la misma tendencia.

En la Tabla 6.2, se presentan los resultados de la celda anterior haciendo medición al inicio del experimento y al final del mismo, esto con el fin de observar si hay algún efecto, debido a la aplicación diaria del potencial. En los dos experimentos si hubo corrosión, aun cuando son controles, esto por que el medio al que estan expuestas las muestras es un poco agresivo. Además por la aplicación de potencial.

En la Tabla 6.3, se muestran los dos experimentos de la celda 1 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros, a la que se le aplicó potencial diariamente. La velocidad de corrosión se encuentra en un intervalo de 5.8 a 10.6 mpy.

En ambos casos, al transcurrir el tiempo la corrosión fue incrementándose hasta el día 3, en el día 4 disminuyó a diferencia del día 5, en donde en el experimento 1 la muestra metálica se pasivó, para después incrementar la velocidad de corrosión, pero menor a la del experimento 2 donde a partir del día 3 la velocidad de corrosión fue aumentando. Comparando estos resultados con los de la celda control con cloro, se observa que en la celda que contiene *Ps.a.* hubo mayor corrosión y no hubo pasivación del metal en los últimos 2 días como se muestra en la celda control con cloro. Esto permite deducir que la *Ps.a.* ayuda a romper la pasividad del metal.

La Tabla 6.4, corresponde a la celda anterior, pero aplicándole potencial al inicio y al final del experimento (día 1 y día 7). Entre estos dos días hubo corrosión en un intervalo de 3.7 a 8.5 *mpy*, en ambos experimentos este intervalo se encuentra dentro de los valores obtenidos diariamente.

En la Gráfica 6.2, se muestra el comportamiento del metal al inicio del experimento y se observa la parte anódica y catódica de las Curvas de Tafel.

La Tabla 6.5, corresponde a una segunda celda inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros. En el experimento uno en el día 1 no se obtuvieron buenos resultados, se debe a que el metal se pasivó; a partir del día 2 hasta el día 7 la V.C. aumentó desde 6.063 a 11.916 *mpy*. En el experimento dos, en el primer día el metal no presentaba película pasivante y se obtuvo 6.471 *mpy* y fue aumentando hasta 9.966 *mpy* en el día 4, en el día 5 disminuyó para después aumentar hasta 10.445 *mpy* en el día 7. Los resultados de ambos experimentos fluctuaron entre 6.0 y 11.9 *mpy*.

Los resultados de la celda anterior medidos al inicio-final, se muestran en la Tabla 6.6, también muestran corrosión desde 4.465 hasta 13.653 *mpy*.

Para observar la tendencia del potencial aplicado y la corriente, se presenta la Gráfica 6.3, que corresponde al día 6 del experimento 2 de la celda inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros diaria.

La celda control sin cloruros se muestra en la Tabla 6.7. En el experimento uno la V.C. es casi constante en un intervalo de 6.580 a 7.012 *mpy* (del día 1 al día 6) y después disminuyó a 6.703 *mpy*. Estos valores nos indican que aunque son altos, la corrosión no aumentó en gran proporción. En el experimento dos los resultados son variables y pequeños en comparación con el experimento uno, además el metal se pasivó en los días 4, 6 y 7.

Los resultados de inicio-final de esta celda se presentan en la Tabla 6.8, donde la V.C. aumenta de 2.334 a 7.818 *mpy*. En el experimento dos casi no hubo corrosión ya que esta varía de 0.443 a 0.475 *mpy*.

En ambos experimentos son parecidos los resultados entre las mediciones diarias y las de inicio final.

En la Gráfica 6.4, se tiene el comportamiento del sistema en el día 1 del experimento dos, los resultados de la celda 1 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros, se observan en la Tabla 6.9, en el experimento uno la V.C. en el día 1 es de 5.385 *mpy* y aumenta hasta 7.576 *mpy* en el día 3, en el día 4 disminuye para aumentar hasta 7.675 *mpy* (valor máximo) en el día 6 y después decrece en el día 7. En el experimento dos, los valores son pequeños en comparación con el experimento uno, con un valor máximo en el día 7 de 2.942 *mpy*. Esto se debe a que el metal tiende a pasivarse y los valores de corriente de corrosión son constantes por lo que se dificulta apreciar la V.C.

En la Tabla 6.10, se aprecian los resultados de inicio-final de la celda 1 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros, en donde los valores de V.C. son pequeños y en ambos experimentos varían de 0.694 a 1.910 *mpy*, aún cuando las mediciones sólo se hicieron al inicio y al final de cada experimento. Probablemente, no se rompió la capa pasivante y los valores de corrosión son pequeños. La Gráfica 6.5, corresponde a la celda 1 del día 1 del experimento dos.

Los resultados de la celda 2 bajo las mismas condiciones que la anterior se presenta en la Tabla 6.11. En el experimento uno en el día 1 la V.C. fue de 6.772 *mpy* y aumentó hasta 9.716 en el día 3, después disminuye en el día 4 y a partir del día 5 se incrementa nuevamente hasta 10.835 *mpy* en el día 7. En el experimento dos, los valores disminuyen del día 1 al día 3, y después se pasiva el metal, en el día 5 hay un pequeño indicio de corrosión y aumenta hasta 0.345 *mpy* en el día 7.

La Tabla 6.12, corresponde a la celda 2 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros, inicio-final en el experimento uno hay 7.984 *mpy* en la medición final. En el experimento dos, se tiene al inicio 1.462 *mpy* y al final 1.854 *mpy*, como se puede observar si hubo corrosión en ambos casos, pero fue mayor en el experimento uno. La Gráfica 6.6, representa la medición al final del experimento uno, donde se observa la tendencia de las dos curvas catódica y anódica, similar a la de las mediciones diarias.

TABLA 6.1. CURVA DE TAFEL. CELDA CONTROL
CON CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	3.392	4.211		4.160	5.166	
2	3.988	4.926		5.515	6.848	
3	3.979	4.940		2.907	3.609	
4	4.775	5.929		3.696	4.586	
5	5.627	6.998		4.291	5.329	
6	5.060	6.270				PASIVACION
7	4.718	5.856				PASIVACION

TABLA 6.2. CURVA DE TAFEL. CELDA CONTROL
CON CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	4.207	5.223		4.789	6.029	
7	6.538	7.538		5.597	7.046	

TABLA 6.3. CURVA DE TAFEL. CELDA 1 INOCULADA CON Ps.a.
CON CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	5.336	6.626		4.708	5.815	
2	6.059	7.523		4.671	5.800	
3	6.227	7.732		6.635	8.070	
4	4.727	5.867		6.242	7.760	
5			PASIVACION	7.890	9.612	
6	5.660	7.028		6.208	10.19	
7	7.147	8.974		6.502	10.58	

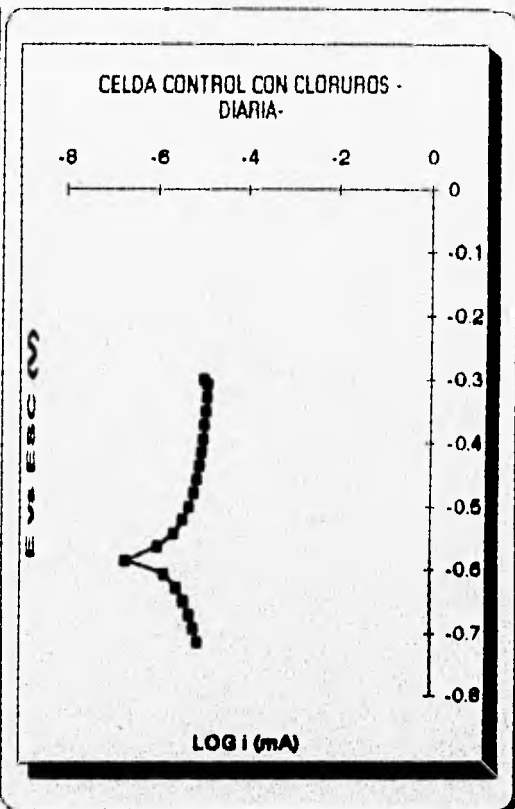
TABLA 6.4. CURVA DE TAFEL. CELDA 1 INOCULADA CON Ps.a.
CON CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	4.220	5.299		3.000	3.725	
7	6.666	8.178		6.961	8.806	

GRAFICA 6.1. CURVA DE TAFEL EXPERIMENTO 2

LOG I (mA)	E vs ESC(V)
-5.114	-0.715
-5.208	-0.693
-5.301	-0.672
-5.42	-0.65
-5.585	-0.629
-5.854	-0.607
-6.699	-0.586
-6.000	-0.564
-5.838	-0.543
-5.444	-0.521
-5.310	-0.500
-5.208	-0.478
-5.137	-0.457
-5.076	-0.435
-5.036	-0.414
-5.000	-0.393
-4.971	-0.371
-4.943	-0.350
-4.917	-0.328
-4.903	-0.307
-4.987	-0.300

SOLUCION FOSFATOS +
 BORATOS + SACAROSA
 + CLORUROS
 CORRIENTE 100 µA
 VELOCIDAD 10 mV/min
 pH 7.2
 T 37°C
 BARRIDO CATODO-ANODO



GRAFICA 6.2. CURVA DE TAFEL EXPERIMENTO 1

LOG I (mA)	E vs EBC (V)
-4.708	-0.724
-4.807	-0.702
-4.9	-0.681
-4.998	-0.659
-5.108	-0.638
-5.445	-0.618
-5.821	-0.595
-6.745	-0.573
-7.000	-0.551
-6.694	-0.530
-6.388	-0.508
-5.208	-0.487
-5.076	-0.465
-4.971	-0.443
-4.883	-0.422
-4.810	-0.400
-4.742	-0.379
-4.688	-0.357
-4.637	-0.336
-4.604	-0.314

SOLUCION FOSFATOS +
BORATOS + SACAROSA +
CLORUROS
CORRIENTE = 100µA
VELOCIDAD = 10 mV/min
pH = 7.2
T = 37°C
BARRIDO CATODO-ANODO

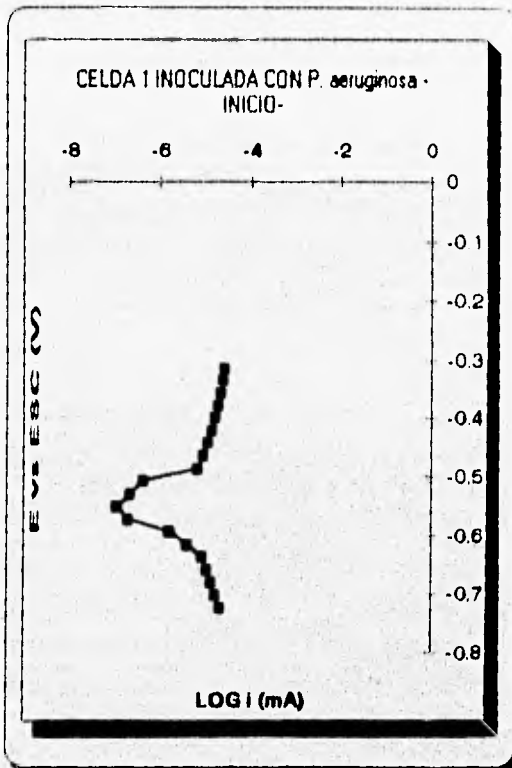


TABLA 6.5. CURVA DE TAFEL. CELDA 2 INOCULADA CON Ps.a. CON CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1			PASIVACION	5.212	6.471	
2	4.983	6.083		5.682	7.066	
3	5.259	6.529		6.250	7.781	
4	6.154	7.641		9.026	9.966	
5	8.586	10.68		8.148	7.634	
6	8.750	10.86		9.020	9.967	
7	9.597	11.92		8.413	10.45	

TABLA 6.6. CURVA DE TAFEL. CELDA 2 INOCULADA CON Ps.a. CON CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	4.214	5.232		3.598	4.486	
7	1.089	13.65		6.975	8.660	

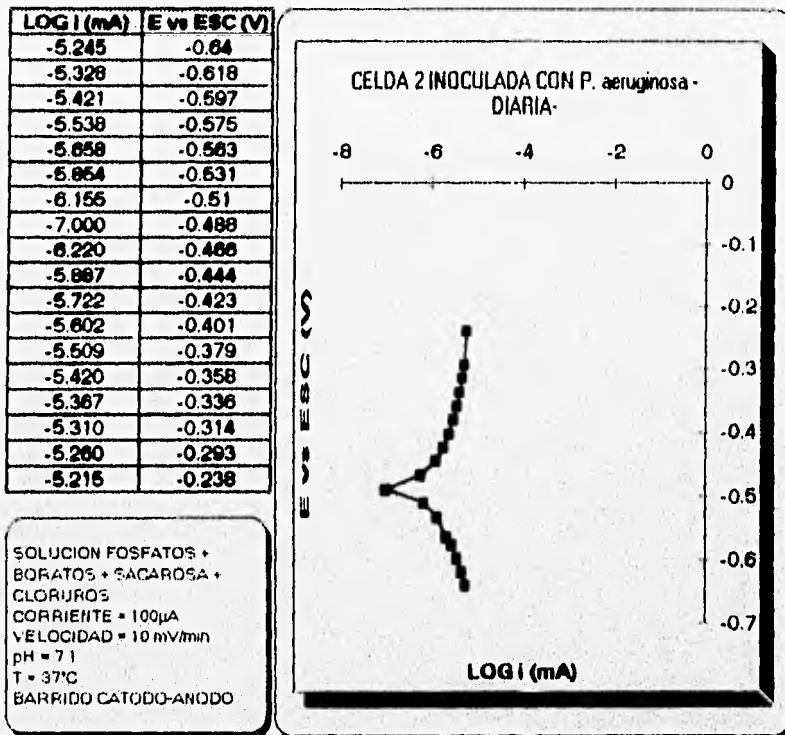
TABLA 6.7. CURVA DE TAFEL. CELDA CONTROL SIN CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	5.300	6.590		0.590	0.740	
2	5.380	6.690		0.029	0.036	
3	5.383	6.683		0.070	0.087	
4	5.541	6.879				PASIVACION
5	5.638	6.997		0.071	0.088	
6	5.647	7.012				PASIVACION
7	5.399	6.703				PASIVACION

TABLA 6.8. CURVA DE TAFEL. CELDA CONTROL SIN CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	1.860	2.334		0.368	0.443	
7	6.297	7.918		0.389	0.475	

GRAFICA 6.3. CURVA DE TAFEL EXPERIMENTO 2



GRAFICA 6.4. CURVA DE TAFEL EXPERIMENTO 2

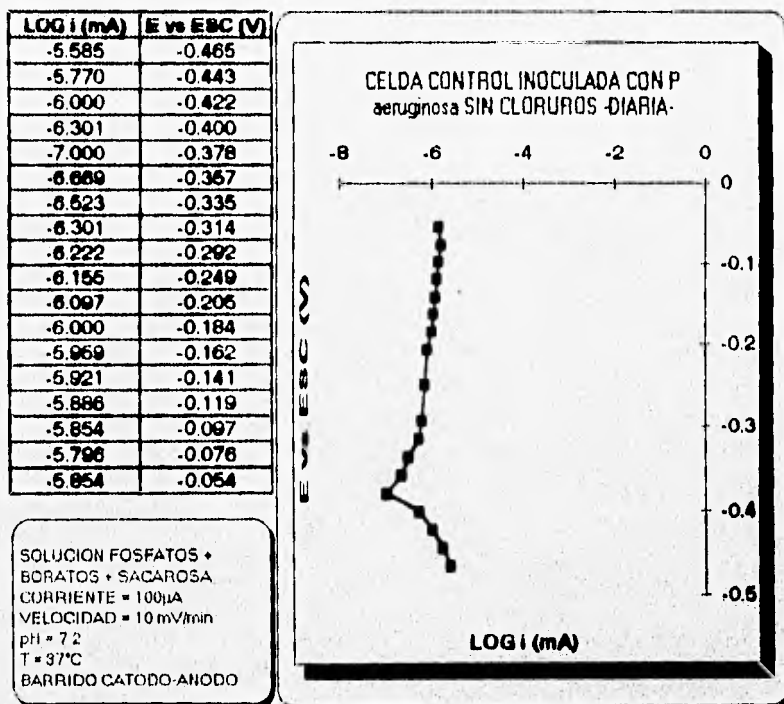


TABLA 6.9. CURVA DE TAFEL. CELDA 1 INOCULADA CON *Ps.a.*
SIN CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	4.337	5.385		1.035	1.286	
2	5.734	7.119		0.364	0.452	
3	6.102	7.578		0.418	0.519	
4	5.831	7.240		0.004	0.006	
5	5.985	7.432		0.121	0.151	
6	6.182	7.875		2.314	2.972	
7	5.938	7.373		2.369	2.942	

TABLA 6.10. CURVA DE TAFEL. CELDA 1 INOCULADA CON *Ps.a.*
SIN CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	0.657	0.694		1.435	1.781	
7	1.411	1.418		1.538	1.910	

TABLA 6.11. CURVA DE TAFEL. CELDA 2 INOCULADA CON *Ps.a.*
SIN CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	5.455	6.772		5.455	6.802	
2	7.822	9.484		3.808	0.478	
3	7.825	9.716		1.825	0.227	
4	7.556	9.382				PASIVACION
5	8.616	10.164		6.950	0.085	
6	8.380	10.380		1.900	0.236	
7	8.720	10.835		2.790	0.345	

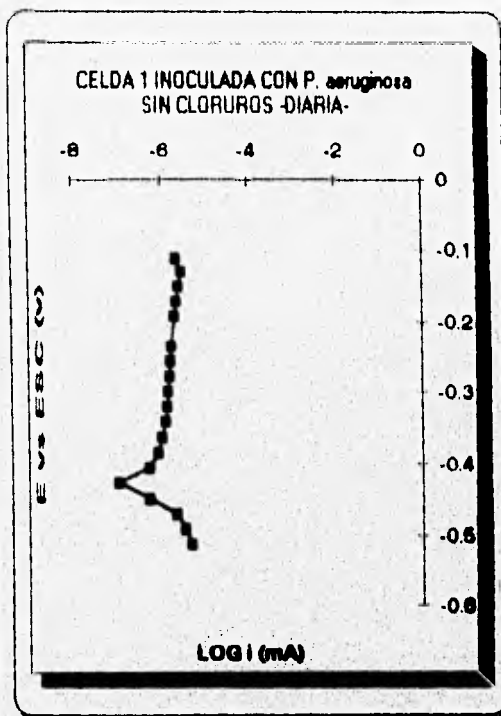
TABLA 6.12. CURVA DE TAFEL. CELDA 2 INOCULADA CON *Ps.a.*
SIN CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	2.978	3.694		1.177	1.462	
7	6.431	7.984		1.493	1.954	

GRAFICA 6.5. CURVA DE TAFEL EXPERIMENTO 2

LOG I (mA)	E vs ESQ (V)
-5.326	-0.614
-5.481	-0.492
-5.678	-0.472
-6.301	-0.45
-7.000	-0.428
-6.301	-0.407
-6.097	-0.386
-6.000	-0.364
-5.921	-0.342
-5.866	-0.321
-5.853	-0.300
-5.824	-0.278
-5.796	-0.257
-5.769	-0.236
-5.699	-0.193
-5.658	-0.171
-5.602	-0.150
-5.538	-0.129
-5.658	-0.112

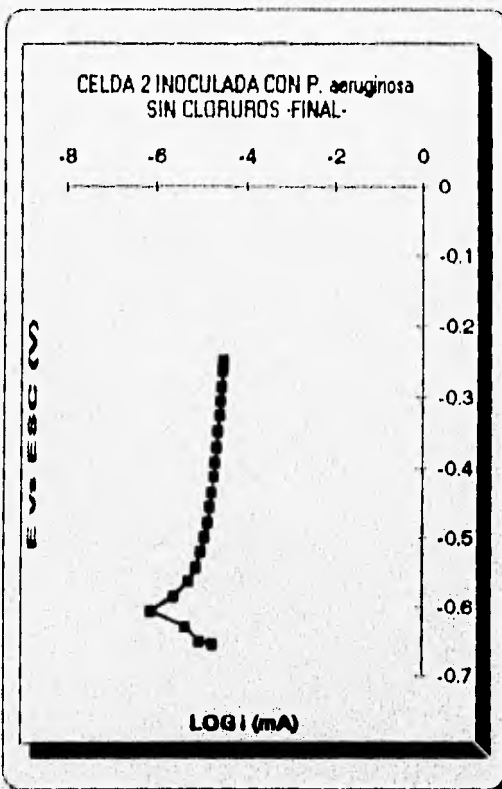
SOLUCION FOSFATOS +
BORATOS + SACAROSA
CORRIENTE = 100 μ A
VELOCIDAD = 10 mV/min
pH = 7.2
T = 37°C
BARRIDO CATODO-ANODO



GRAFICA 8.6. CURVA DE TAFEL EXPERIMENTO 1

LOG I (mA)	E vs ESC (V)
-4.731	-0.653
-5.018	-0.649
-5.328	-0.628
-6.097	-0.608
-5.885	-0.584
-5.252	-0.563
-5.086	-0.542
-4.979	-0.520
-4.898	-0.499
-4.832	-0.478
-4.785	-0.458
-4.743	-0.435
-4.704	-0.413
-4.672	-0.392
-4.642	-0.371
-4.617	-0.349
-4.587	-0.328
-4.563	-0.306
-4.538	-0.285
-4.517	-0.263
-4.495	-0.249

SOLUCION FOSFATOS +
BORATOS + SACAROSA
CORRIENTE = 100µA
VELOCIDAD = 10 mV/min
pH = 7.1
T = 37°C
BARRIDO CATODO-ANODO



6.2. RESISTENCIA DE POLARIZACION.

El método se basa en graficar los datos de corriente (A) contra potencial (V), por medio del método de regresión lineal, se obtiene una línea recta y se calcula su pendiente, que es la resistencia a la polarización (V/A). Con este dato se procede a calcular la corriente de corrosión i_{corr} .

$$R_p = b_a b_c / 2.303 (b_a + b_c) i_{corr} \quad (6.3)$$

despejando i_{corr} , tenemos:

$$i_{corr} = b_a b_c / 2.303 (b_a + b_c) R_p \quad (6.4)$$

Donde b_a y b_c son las pendientes de Tafel de las curvas anódica y catódica respectivamente.

Para calcular las velocidades de corrosión se utilizan las ecuaciones 6.1 y 6.2 descritas anteriormente.

A continuación se presentan los resultados obtenidos por este método:

En las Tablas 6.13 a 6.24 se presentan las velocidades de corrosión de los electrodos de trabajo, aplicando un sobrepotencial de ± 10 mV.

En la Tabla 6.13, se muestran las velocidades de corrosión de la celda control con cloruros, se comportan así: en el experimento uno disminuye la V.C. del día 1 al día 3, en el día 4 aumenta hasta 2.282 *mpy*, luego disminuye a 1.948 *mpy* en el día 5 y después se incrementa hasta 5.543 *mpy* en el día 7. Los valores del experimento dos son muy bajos comparados con el experimento uno.

Los valores de V.C. del experimento dos tienen un incremento y decremento consecutivo hasta el día 5, después se pasivo el metal. En la gráfica 6.7, se muestra el comportamiento de la celda control con cloruros en el día 5, del experimento uno. Se observa un comportamiento lineal, y dependiendo del valor de la pendiente será la V.C.

Los resultados de la celda control con cloruros del inicio-final se presentan en la Tabla 6.14, donde se muestran las V.C. que son muy altas en ambos casos.

La Tabla 6.15, corresponde a la celda 1 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con la adición de cloruros. En el experimento uno se tiene en el día 1 una V.C. de 2.244

mpy y aumenta en el día 2, para después disminuir a 0.724 *mpy* en el día 3, en el día 4 aumenta y se pasiva en el día 5, después aumenta hasta 6.058 *mpy* en el día 7. En el experimento dos los valores son más grades comparadas con la celda control del experimento dos (Tabla 6.13), lo cual indica que la *Pseudomonas aeruginosa* ayuda a romper la capa pasivante. Además el comportamiento es similar al control, ya que también crece y luego decrece la velocidad de corrosión.

La Tabla 6.16, corresponde a la medición inicio-final, en el experimento uno hay incremento, alcanzando 12.020 *mpy*. En cambio en el experimento dos, tenemos 7.834 *mpy* al inicio y 8.121 *mpy* al final, donde es muy bajo el aumento de la corrosión.

La Gráfica 6.8, representa la medición al inicio del experimento uno de la celda 1 y muestra la tendencia de los datos (ver Tabla 6.16)

La Tabla 6.17, presenta los valores de V.C. de la celda 2 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros, en el experimento uno el metal se pasivó algunos días y los valores son pequeños comparados con los de la Curva de Tafel de la Tabla 6.5. Además en el experimento dos de la Tabla 6.17, hay un valor máximo de 14.644 *mpy* y 3.000 E-3 *mpy* como valor mínimo. Los valores de estos experimentos tienen la misma tendencia a subir y bajar como en los casos anteriores.

Los resultados de inicio-final de la celda anterior se observan en la Tabla 6.18, estos son similares en los experimentos uno y dos, en ambos la V.C. al final es elevada 39.808 y 33.896 *mpy*.

La Gráfica 6.9, corresponde al inicio del experimento uno de la celda 2 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros y muestra un ejemplo del comportamiento del sistema (ver Tabla 6.18).

Las velocidades de corrosión diarias para la celda control sin cloro, se presentan en la Tabla 6.19, donde los valores son pequeños en ambos experimentos y tienen la misma tendencia de aumentar y disminuir. En el experimento dos hubo pasivación los días 4, 6 y 7. En el día 5 se presentó el valor más alto de V.C. igual a 6.820 *mpy* y después se pasivó.

La gráfica 6.10 presenta una muestra de las mediciones diarias del día 1 del experimento 1 (Tabla 6.19).

La Tabla 6.20 presenta la celda control sin cloruros inicio-final. En el experimento uno, no hubo lecturas de datos, debido a que el metal se pasivó al inicio y al final no se logró romper dicha película. Esto permite deducir que los iones cloro ayudan a romper la capa pasivante del metal, aumentando con esto la corrosión. En el experimento dos no se pasivó el metal, pero la corrosión fue pequeña.

En la Tabla 6.21, se presentan los resultados de la celda 1 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros, con mediciones diarias. En el experimento uno se pasivó el metal en los días 1 y 2, después aumenta hasta el día 4 y luego hay un comportamiento de disminución y crecimiento. Los valores son muy bajos. En el experimento dos la V.C. se mantiene casi constante en los días 1 y 2, después aumenta a 1.553 mpy en el día 3, a partir del día 4 hasta el día 7, el metal sufre pasivación.

Los resultados de las mediciones inicio-final de la celda anterior se presentan en la Tabla 6.22, al inicio hay 1.402 mpy de V.C. y al final se pasivó el metal. Para el segundo experimento casi no hay diferencia entre las dos mediciones manteniéndose casi constante la corrosión, es decir, no hubo un aumento significativo. En la Gráfica 6.11 se presenta el comportamiento al inicio del experimento uno de la celda 1 (Tabla 6.22).

La Tabla 6.23, corresponde a la celda 2 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros en donde se observa que en el experimento uno, el metal se mantuvo en estado de pasivación, durante los 7 días. En el experimento dos ocurre lo mismo a partir del día 4 al día 7. Del día 1 al día 2 hay una disminución de la V.C. y luego aumenta a 9.272 mpy en el día 3.

La Tabla 6.24, muestra la celda 2 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros de las mediciones inicio-final; en el experimento uno, se tiene un aumento considerable de la V.C. y por otro lado, en el experimento dos el metal se pasivó en las dos mediciones.

En la Gráfica 6.12, se tiene el comportamiento del inicio del experimento uno (Tabla 6.24), con una tendencia lineal excepto por el primer par de valores, que se salen de la línea recta.

En los experimentos de las Curvas de Tafel (Tablas 6.1-6.12 y Gráficas 6.1-6.6), se observó que las celdas que contenían *Pseudomonas aeruginosa* y cloruros fue mayor la corrosión que en la celda control con cloruros (sin microorganismos).

En ésta última si hay corrosión, por la presencia del ión cloruro, más el potencial aplicado. El efecto del ión cloro más el de la *Pseudomonas aeruginosa* es el de romper la capa pasivante, por lo tanto la corrosión es mayor.

Las celdas que contenían *Pseudomonas aeruginosa* sin la adición de cloruros, presentaron corrosión en mayor grado que la celda control sin cloruros (ver Tablas 6.7 - 6.12).

Comparando las celdas con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros y sin cloruros (Tabla 6.24A.) se tiene que hay mayor corrosión en las celdas inoculadas con *Pseudomonas aeruginosa* y cloruros. Esto es, que el ión cloruro ayuda a romper la pasividad del metal y con la adición de *Pseudomonas aeruginosa* también se incrementa la corrosión, debido a la producción de metabolitos ácidos.

El método de Curva de Tafel es el que aportó mejores resultados para el cálculo de la velocidad de corrosión.

El método de Resistencia de polarización (R_p) no aportó buenos resultados para el cálculo de las velocidades de corrosión, dando resultados variables, es decir, mientras en un día la velocidad de corrosión era elevada al siguiente día bajaba considerablemente y después se incrementaba.

La celda inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* y cloruros presenta velocidades de corrosión de hasta 39.808 mpy (al final del experimento uno), que es el más elevado de todos. Ver Tabla 6.18. En la celda control con cloruros se tiene un valor máximo de velocidad de corrosión de 28.490 mpy (al final del experimento dos, Tabla 6.14), menor a 39.808 mpy. Esto nos indica que hubo mayor corrosión en la celda que contenía el microorganismo. Ver Tabla 6.13 - 6.18.

En las celdas que contienen *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros se obtiene un valor máximo de 92.720 mpy en el experimento dos (Tabla 6.23). Este valor es mayor a los de la celda control sin cloruros (Ver Tabla 6.19 - 6.24).

Comparando las celdas con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros (Tabla 6.15 - 6.18) y sin cloruros (6.21 - 6.24) se observa que la corrosión es mayor en las celdas con cloruros, ésto permite deducir que el cloruro ayuda a romper la pasividad del metal, además la *Pseudomonas aeruginosa* también contribuye.

En las Tablas 6.19 - 6.24, se observa que el metal se pasivó en varias ocasiones siendo mayor la pasivación en la celda 2 (Tabla 6.23), esto debido a la ausencia del ión cloruro. A pesar de que había *Pseudomonas aeruginosa*, esto no logró romper la pasivación.

Probablemente los resultados de R_p no son uniformes, debido a que este método utiliza las pendientes de Tafel para el cálculo de la corriente. Además de que el intervalo del potencial de barrido es pequeño (± 10 mV) y en Curvas de Tafel el intervalo es mayor (± 200 mV).

TABLA 6.13. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA CONTROL CON CLORUROS "DIARIA"

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	8.933	11.09		1.381	1.716	
2	4.784	5.940		0.760	0.944	
3	0.726	0.901		3.098	3.847	
4	1.838	2.282		1.828	2.269	
5	1.589	1.948		2.298	2.854	
6	3.877	4.813				PASIVACION
7	4.464	5.543				PASIVACION

TABLA 6.14. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA CONTROL CON CLORUROS "INICIO-FINAL"

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	5.95	7.387		17.49	21.71	
7	21	26.08		22.94	28.49	

TABLA 6.15. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 1 INOCULADA CON Ps.a. CON CLORUROS "DIARIA"

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	1.907	2.244		2.127	2.641	
2	2.003	2.487		5.265	6.537	
3	58.28	0.724		7.998	9.930	
4	1.976	2.454		3.028	3.768	
5			PASIVACION	7.625	9.484	
6	3.182	3.950		1.586	1.944	
7	4.878	6.058		2.886	3.583	

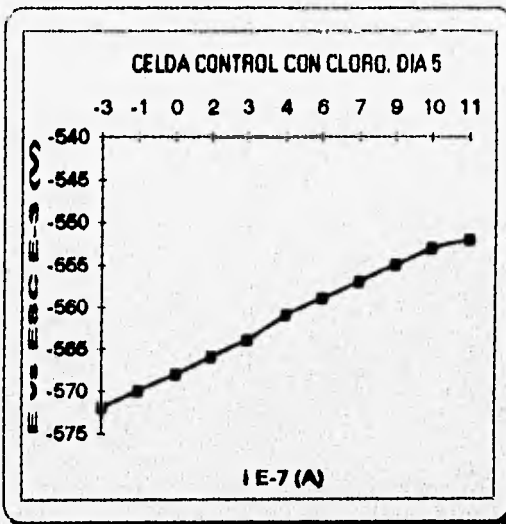
TABLA 6.16. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 1 INOCULADA CON Ps.a. CON CLORUROS "INICIO-FINAL"

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	0.820	1.100		6.908	7.934	
7	9.881	12.02		6.541	8.121	

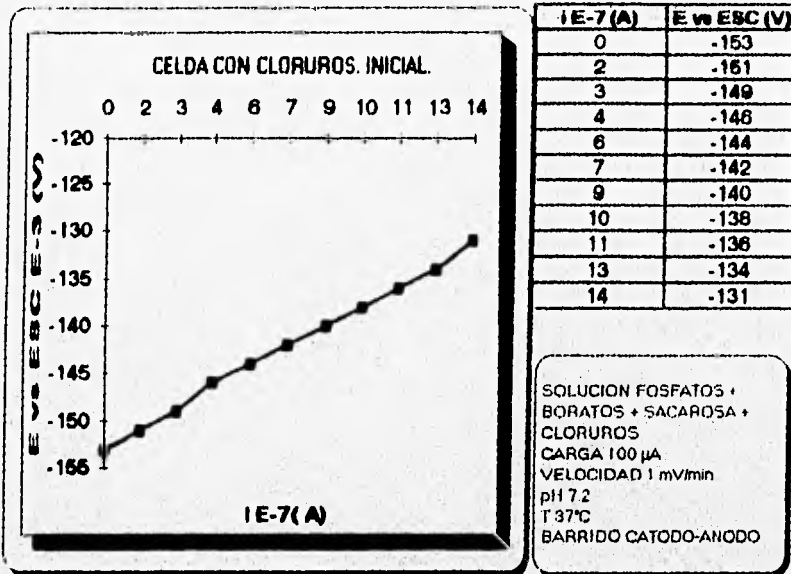
GRAFICA 6.7 RESISTENCIA DE POLARIZACION. EXPERIMENTO 1

$I E-7 (A)$	$E_{m} EBC (V)$
-3	-572
-1	-570
0	-568
2	-566
3	-564
4	-561
6	-559
7	-557
9	-555
10	-553
11	-552

SOLUCION FOSFATOS +
BORATOS + SACAROSA
CARGA 100 μA
VELOCIDAD 1 mV/min
pH 7.2
T 37°C
BARRIDO CATODO-ANODO



GRAFICA 6.6. RESISTENCIA DE POLARIZACION. EXPERIMENTO 1



**TABLA 6.17. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 2
INOCULADA CON P_s.s. CON CLORUROS " DIARIA "**

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1			PASIVACION	2.946	3.632	
2	3.144	3.903		3.186	3.864	
3	4.017	4.998		0.002	0.003	
4			PASIVACION	2.209	2.744	
5	1.192	1.490		2.621	3.129	
6			PASIVACION	11.79	14.64	
7			PASIVACION	7.437	9.233	

**TABLA 6.18. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 2
INOCULADA CON P_s.s. CON CLORUROS " INICIO-FINAL "**

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	3.182	3.960		10.09	12.63	
7	32.06	39.81		27.3	33.8	

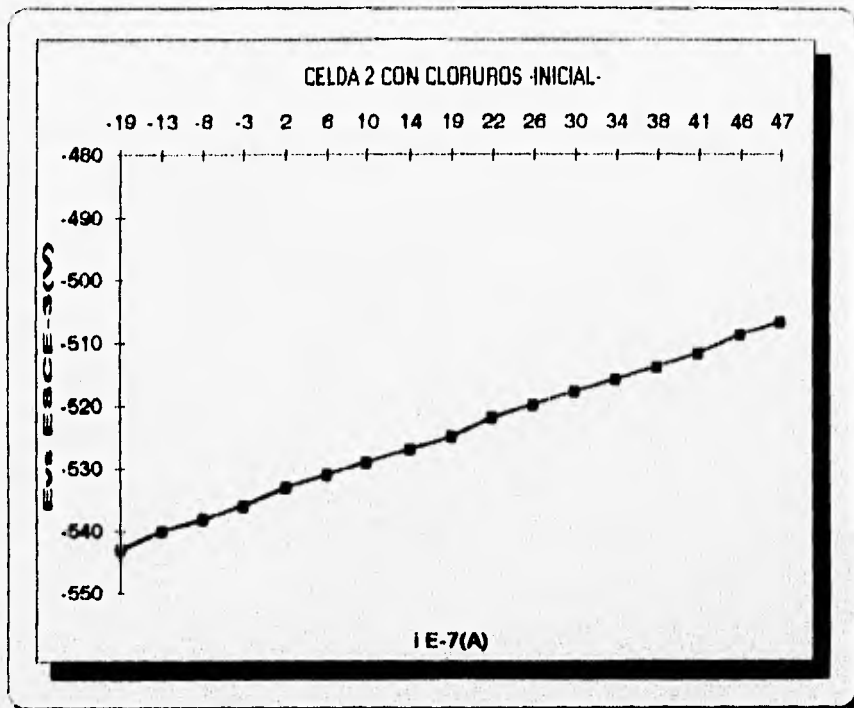
**TABLA 6.19. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA CONTROL
SIN CLORUROS " DIARIA "**

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	2.407	2.989		0.649	0.808	
2	1.612	1.977		0.169	0.208	
3	0.698	0.867		0.048	0.060	
4	0.942	1.170				PASIVACION
5	0.478	0.593		6.499	8.920	
6	1.698	1.984				PASIVACION
7	1.678	1.967				PASIVACION

**TABLA 6.20. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA CONTROL
SIN CLORUROS " INICIO-FINAL "**

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 mV/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1			PASIVACION	0.022	0.029	
7			PASIVACION	1.960	2.472	

GRAFICA 6.9. RESISTENCIA DE POLARIZACION - EXPERIMENTO 1-



I E-7(A)	E vs SCE (mV)
-19	-543
-13	-540
-8	-538
-3	-536
2	-533
6	-531
10	-529
14	-527
19	-525
22	-522
26	-520
30	-519
34	-518
38	-516
41	-512
46	-509
47	-507

SOLUCION FOSFATOS +
 BORATOS + SACAROSA +
 CLORUROS
 CARGA 100 µA
 VELOCIDAD 1 mV/min
 pH 7.1
 T 37°C
 BARRIDO CATODO-ANODO

GRAFICA 6.10. RESISTENCIA DE POLARIZACION - EXPERIMENTO 1-

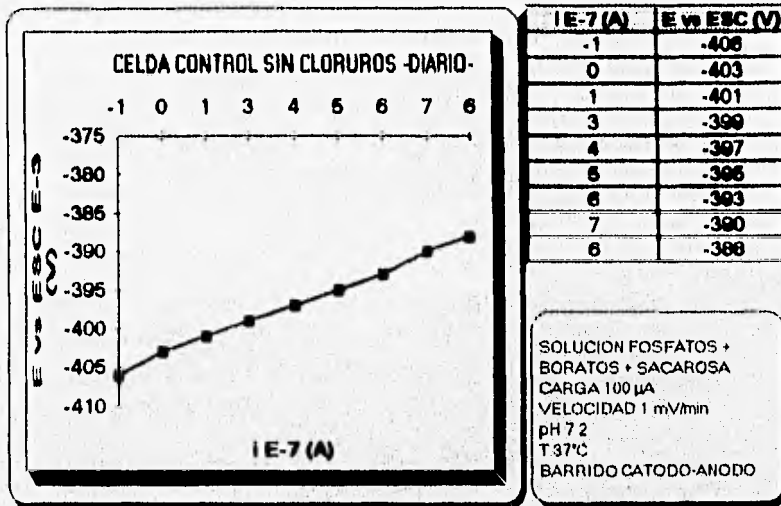


TABLA 6.21. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 1
INOCULADA CON P_s a. SIN CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1			PASIVACION	0.710	0.881	
2			PASIVACION	0.663	0.824	
3	1.050	1.304		1.250	1.653	
4	1.462	1.816				PASIVACION
5	0.742	0.921				PASIVACION
6	1.613	2.002				PASIVACION
7	0.944	1.172				PASIVACION

TABLA 6.22. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 1
INOCULADA CON P_s a. SIN CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	1.129	1.402		1.752	2.175	
7			PASIVACION	1.819	2.257	

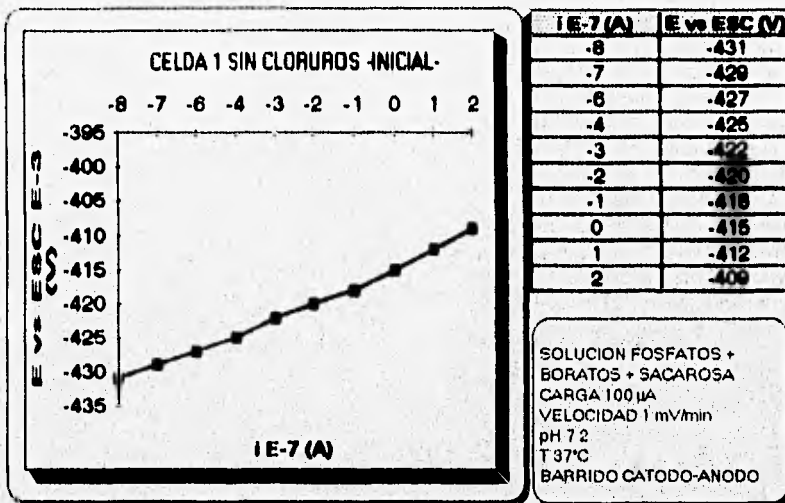
TABLA 6.23. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 2
INOCULADA CON P_s a. SIN CLORUROS " DIARIA "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1			PASIVACION	1.189	1.478	
2			PASIVACION	0.528	0.656	
3			PASIVACION	7.488	9.272	
4			PASIVACION			PASIVACION
5			PASIVACION			PASIVACION
6			PASIVACION			PASIVACION
7			PASIVACION			PASIVACION

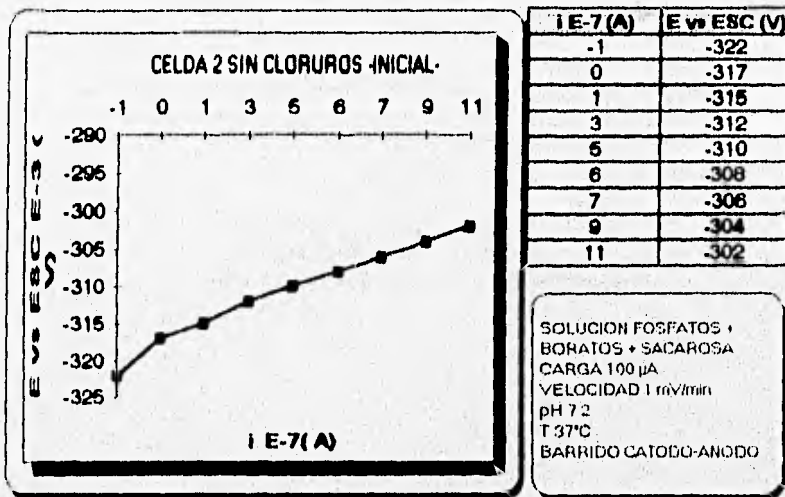
TABLA 6.24. RESISTENCIA DE POLARIZACION CELDA 2
INOCULADA CON P_s a. SIN CLORUROS " INICIO-FINAL "

DIA	EXPERIMENTO 1			EXPERIMENTO 2		
	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES	V.C. E-10 cm/seg	V.C. mpy	OBSERVA- CIONES
1	1.315	1.633				PASIVACION
7	7.828	29.41				PASIVACION

GRAFICA 6.11. RESISTENCIA DE POLARIZACION - EXPERIMENTO 1-



GRAFICA 6.12. RESISTENCIA DE POLARIZACION -EXPERIMENTO 1-



**TABLA 6.24A. COMPARACION DE VELOCIDAD DE CORROSION
EN PRESENCIA Y AUSENCIA DE CLORUROS
INOCULADAS CON *Pseudomonas aeruginosa***

TIEMPO DIAS	CC E-1 D <i>mpy</i>	SC E-2 D <i>mpy</i>	CC E-2 D <i>mpy</i>	SC E-2 D <i>mpy</i>
1	4.211	0.658	5.815	1.288
2	4.926	0.036	5.800	0.542
3	4.940	0.067	8.070	0.619
4	5.929		7.780	0.006
5	6.986	0.088	9.512	0.151
6	6.270		10.19	2.872
7	5.856		10.58	2.942

NDTA:

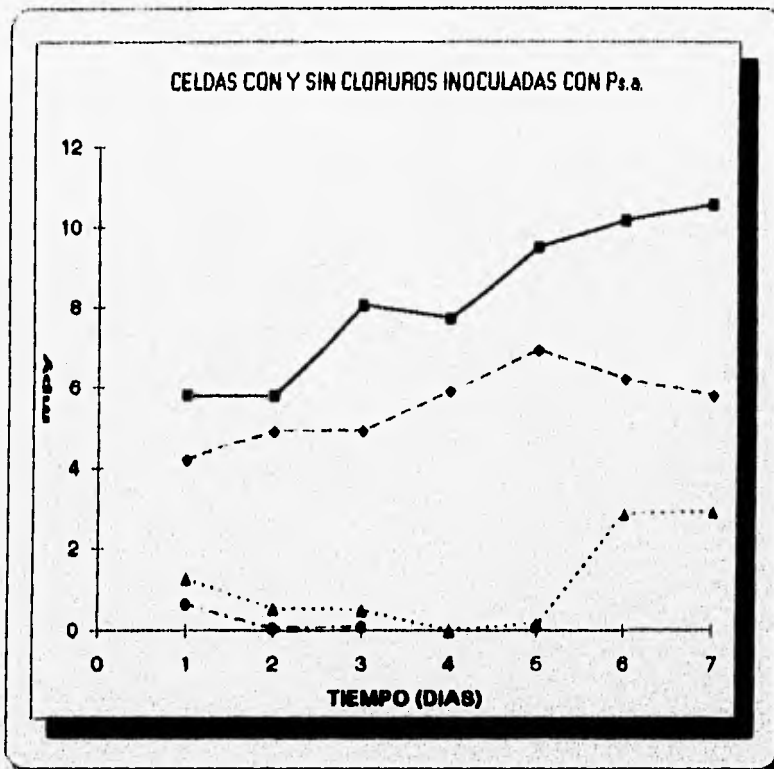
CC: CON CLORUROS

SC: SIN CLORUROS

E-1 Y E-2: EXPERIMENTO 1 Y EXPERIMENTO 2

D: DIARIO

GRAFICA 6.12A. COMPARACION DE VELOCIDAD DE CORROSION



6.3. ANALISIS DE pH.

De la Tabla 6.25 a 6.30, se exponen los resultados de pH en las celdas con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros y sin cloruros, además de las control.

En la Tabla 6.25 se presentan las lecturas de pH en la celda control con cloruros, donde se observa que en ambos experimentos el pH varía en 0.1 unidades en la medición diaria y en la de inicio-final, por lo que se considera que se mantiene constante. Esto se explica por el hecho de que no hay ningún efecto debido al microorganismo.

En la Tabla 6.26, corresponde a una celda inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros. En el experimento uno el pH al inicio es de 7.1 y al final de 6.5. En las mediciones diarias de pH decae hasta 6.3. Donde se observó que en los últimos 3 días el pH tuvo su mayor decremento. Esto se debe a que había mayor crecimiento de microorganismos, el pH se hacía más ácido y en el día 6 el pH fue el más bajo 6.2. En el experimento dos el comportamiento es similar al anterior, es decir, al incrementar el tiempo el pH disminuyó.

En esta Tabla se observan algunos valores constantes, esto es porque posiblemente no había un incremento continuo de microorganismos.

En la Tabla 6.27, bajo las mismas condiciones que la celda 1 inoculada con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros, el comportamiento es similar. El pH disminuye de 7.1 a 6.3 en el experimento 1 (medición diaria) y en la inicio-final de 7.1 a 6.8. En el experimento dos el pH también disminuye con el tiempo.

En las Gráficas 6.13 a la 6.15, se observa el comportamiento del pH en las celdas control e inoculadas con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros de los experimentos uno y dos.

De las Tablas 6.28 a 6.30, se presentan los resultados de las celdas con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros, así como la celda control.

En la celda control sin cloruros (Tabla 6.28) el pH se mantiene constante (varía en 0.1 unidades).

En las celdas que contienen *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros (Tablas 6.29 y 6.30) el pH se hace más ácido conforme pasa el tiempo. Algunos valores son constantes posiblemente debido a que no hay gran producción de metabolitos ácidos por parte de la *Pseudomonas aeruginosa* todo el tiempo.

Las Graficas 6.16 a la 6.18, muestran el comportamiento del pH en las celdas control e inoculadas con *Pseudomonas aeruginosa* sin cloruros, de los experimentos uno y dos.

TABLA 6.25. pH CELDA CONTROL CON CLORUROS

DIA	EXPERIMENTO 1		EXPERIMENTO 2	
	INICIO - FIN	DIARIO	INICIO - FIN	DIARIO
1	7.2	7.2	7.1	7.1
2		7.2		7.1
3		7.2		7.1
4		7.2		7.2
5		7.3		7.1
6		7.3		7.2
7	7.3	7.3	7.0	7.1

GRAFICA 6.13. pH vs TIEMPO

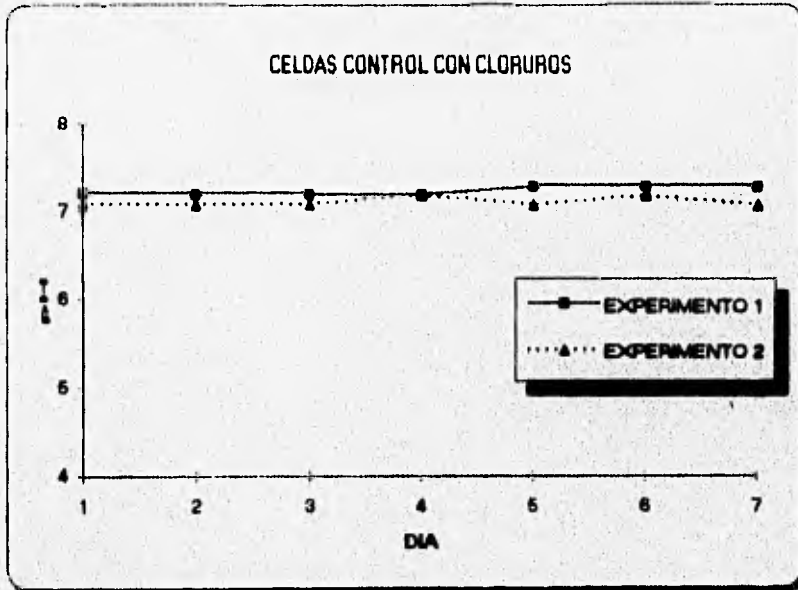


TABLA 6.26. pH CELDA 1 INOCULADA CON *Ps.a.* CON CLORUROS

DIA	EXPERIMENTO 1		EXPERIMENTO 2	
	INICIO	FIN DIARIO	INICIO	FIN DIARIO
1	7.1	7.1	7.2	7.2
2		7.0		7.1
3		6.7		7.1
4		6.7		6.7
5		6.5		6.7
6		6.2		6.5
7	6.5	6.3	6.9	6.5

GRAFICA 6.14. pH vs TIEMPO

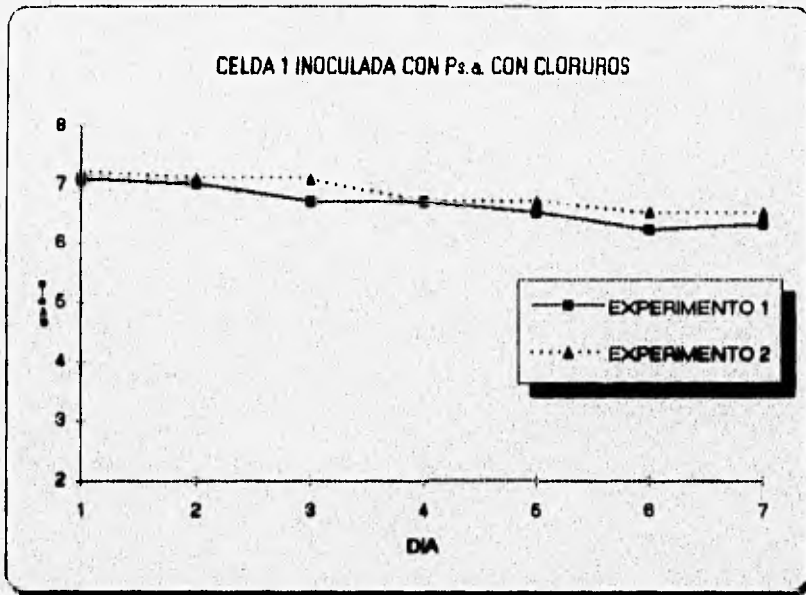


TABLA 6.27. pH CELDA 2 INOCULADA CON *P.s.a.* CON CLORUROS

DIA	EXPERIMENTO 1		EXPERIMENTO 2	
	INICIO - FIN	DIARIO	INICIO - FIN	DIARIO
1	7.1	7.1	7.2	7.0
2		6.9		7.1
3		6.6		7.0
4		6.4		6.4
5		6.3		6.5
6		6.3		6.5
7	6.8	6.4	6.6	6.5

GRAFICA 6.16. pH vs TIEMPO

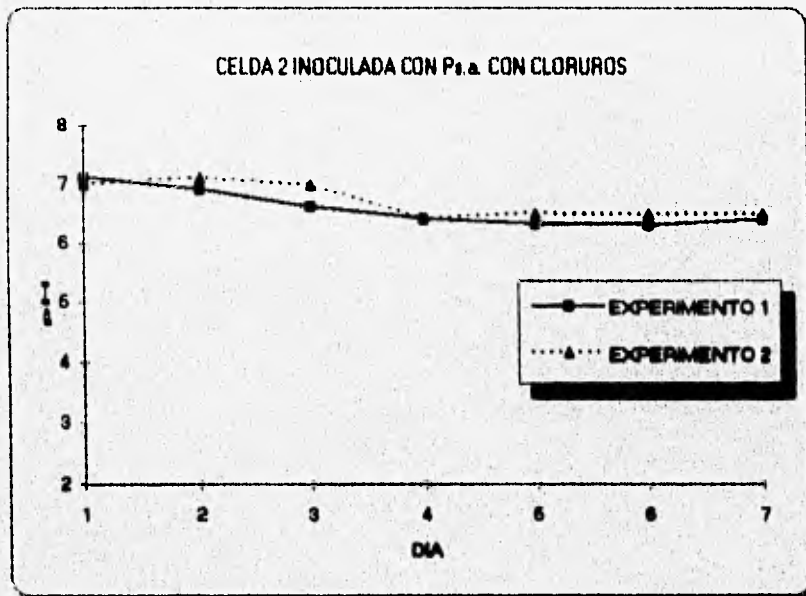


TABLA 6.26. pH CELDA CONTROL SIN CLORUROS

DIA	EXPERIMENTO 1		EXPERIMENTO 2	
	INICIO - FIN	DIARIO	INICIO - FIN	DIARIO
1	7.2	7.2	7.2	7.2
2		7.2		7.1
3		7.3		7.2
4		7.2		7.2
5		7.3		7.2
6		7.3		7.2
7	7.2	7.2	7.1	7.2

GRAFICA 6.16. pH vs TIEMPO

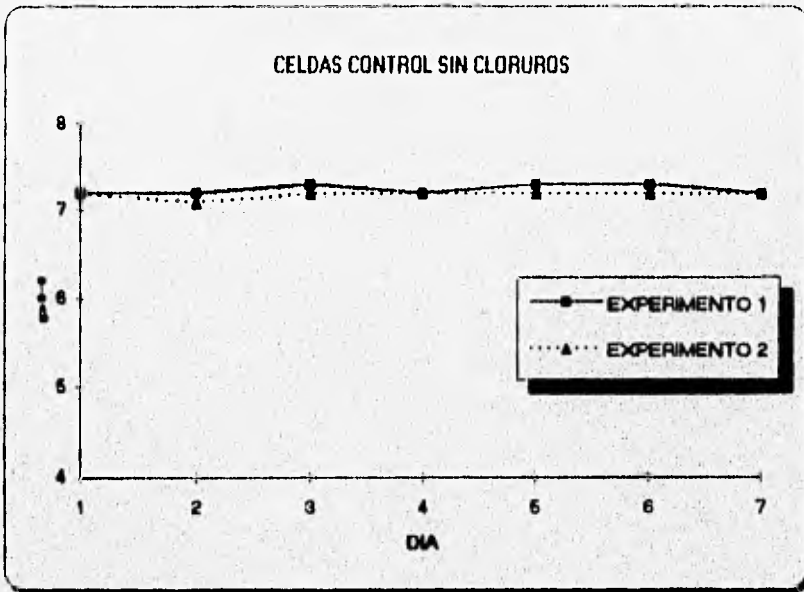


TABLA 6.29. pH CELDA 1 INOCULADA CON Ps.a. SIN CLORUROS

DIA	EXPERIMENTO 1		EXPERIMENTO 2	
	INICIO - FIN	DIARIO	INICIO - FIN	DIARIO
1	7.2	7.2	7.2	7.2
2		6.9		6.9
3		6.7		6.9
4		6.6		6.4
5		6.4		6.4
6		6.2		6.3
7	6.9	6.2	6.7	6.3

GRAFICA 6.17. pH vs TIEMPO

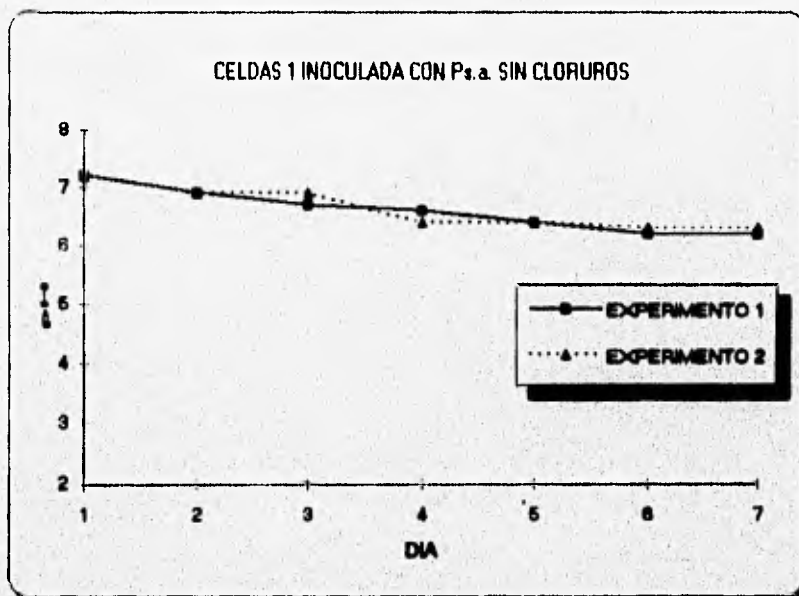
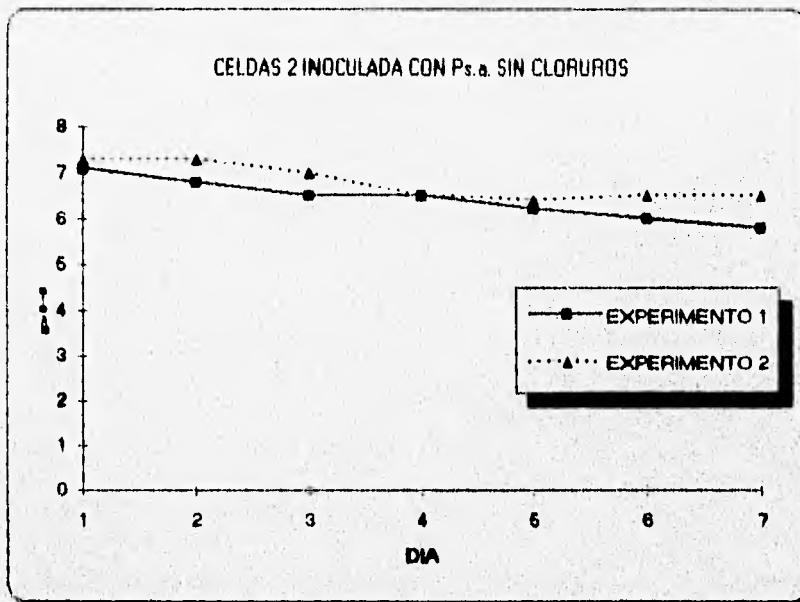


TABLA 6.30. pH CELDA 2 INOCULADA CON Ps.a. SIN CLORUROS

DIA	EXPERIMENTO 1		EXPERIMENTO 2	
	INICIO - FIN	DIARIO	INICIO - FIN	DIARIO
1	7.1	7.1	7.0	7.3
2		6.8		7.3
3		6.5		7.0
4		6.5		6.5
5		6.2		6.4
6		6.0		6.5
7	6.9	6.8	6.7	6.5

GRAFICA 6.18. pH vs TIEMPO



6.4. CURVAS DE CRECIMIENTO.

6.4.1. POR MEDIO DEL NEFELOMETRO.

El crecimiento bacteriano se midió con el nefelómetro y los datos para las celdas inoculadas con *Pseudomonas aeruginosa* con cloruros del experimento uno y dos bajo las mismas condiciones se presentan en la Tabla 6.31 y en la Gráfica 6.19. En ésta se observa que en la celda 1 del experimento uno hay un crecimiento y su máximo valor lo alcanza en el día 6.

En la celda 2 del experimento uno, se tiene un comportamiento similar y el máximo crecimiento acontece en el día 5.

En el experimento dos en la celda 1, del día 1 al día 2 el número de bacterias crece, para el día tres al día cinco el número de bacterias tiene un comportamiento de decremento y crecimiento para después mantenerse constante en los días siguientes.

En la celda 2 del experimento dos el crecimiento tiende a mantenerse constante.

Las celdas inoculadas con *Pseudomonas aeruginosa* sin la adición de iones cloruros se presenta en la Tabla 6.32 y en la Gráfica 6.20.

En la Gráfica 6.20, en la celda 1 del experimento 1, del día 1 al día 3 se mantiene casi constante la población y en el día 4 hay una disminución y luego crece hasta el día 6 (crecimiento máximo) y se mantiene constante hasta el día 7. La celda 2 del experimento 1 se mantiene constante hasta el día 7.

En el experimento dos en la celda 1 y 2 la población se mantiene prácticamente constante, en el experimento uno hubo mayor crecimiento que en el experimento dos.

6.4.2. CONSUMO DE OXIGENO.

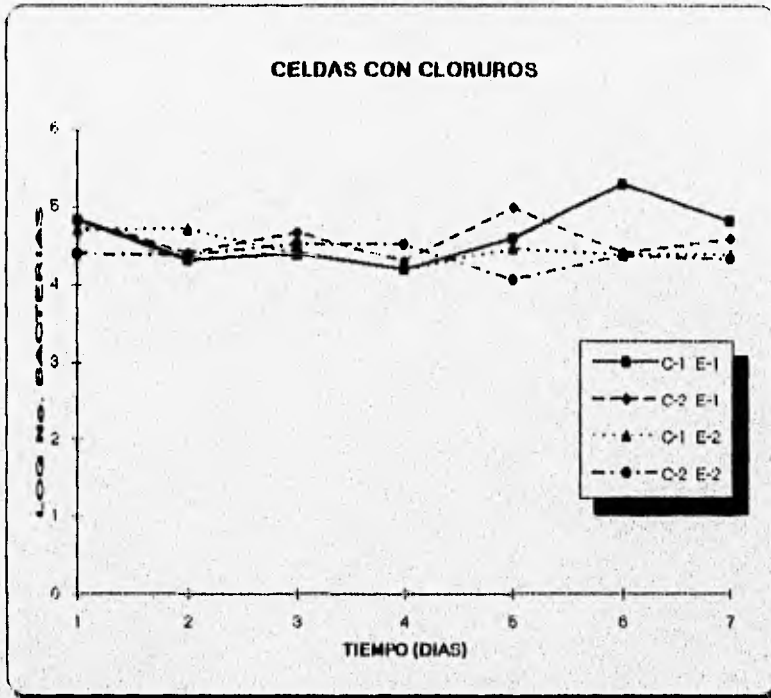
Este método se utilizó únicamente en el experimento dos. En la Tabla 6.33 y la Gráfica 6.21, presenta el consumo de oxígeno en partes por millón (ppm) de las celdas 1 y 2 inoculadas con *Pseudomonas aeruginosa* y con iones cloro.

**TABLA 6.31. CURVA DE CRECIMIENTO
CELDA CON CLORUROS**

EXPERIMENTO 1 y 2				
DIA	C-1 E-1	C-2 E-1	C-1 E-2	C-2 E-2
1	4 824	4 824	4 699	4 398
2	4 319	4 398	4 721	4 391
3	4 398	4 669	4 398	4 629
4	4 187	4 301	4 200	4 629
5	4 600	5 000	4 469	4 068
6	5 300	4 420	4 399	4 399
7	4 824	4 602	4 398	4 347

NOTA:
C-1 Y C-2 CELDA 1 Y CELDA 2 E-1 Y E-2 EXPERIMENTO 1 Y
EXPERIMENTO 2.

**GRAFICA 6.19. CURVA DE CRECIMIENTO
CT Y Rp EXPERIMENTO 1 y 2**



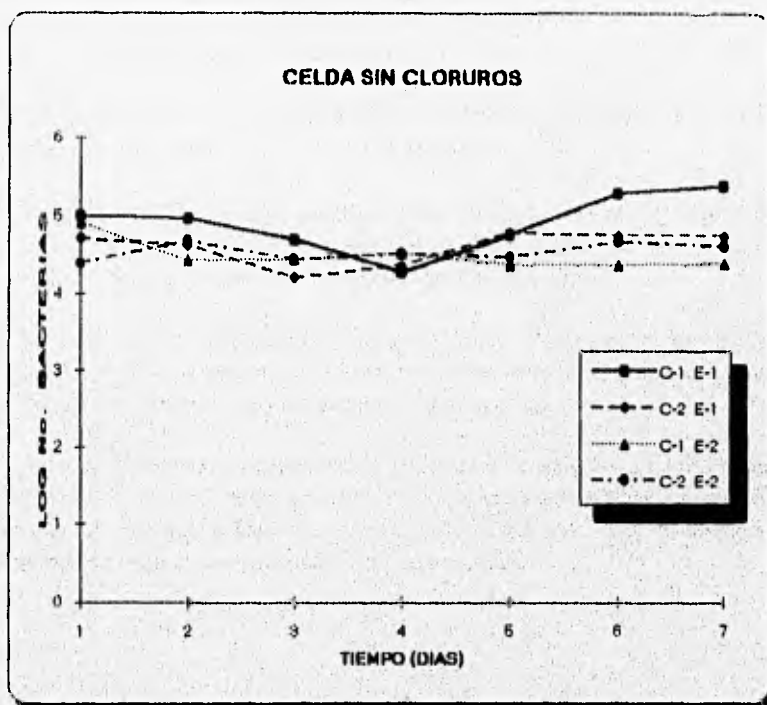
NOTA:
CURVA DE TAFEL CT. RESISTENCIA DE POLARIZACION Rp. C-1 Y C-2, CELDA 1 Y
CELDA 2 E-1 Y E-2 EXPERIMENTO 1 Y EXPERIMENTO 2.

TABLA 6.32. CURVA DE CRECIMIENTO
CELDA SIN CLORURO

EXPERIMENTO 1 y 2				
DIA	C-1 E-1	C-2 E-1	C-1 E-2	C-2 E-2
1	5	4 721	4 921	4 398
2	4 959	4 638	4 444	4 694
3	4 699	4 222	4 466	4 466
4	4 292	4 377	4 623	4 623
5	4 770	4 796	4 398	4 495
6	5 300	4 777	4 398	4 699
7	5 398	4 777	4 420	4 638

NOTA:
C-1 Y C-2, CELDA 1 Y CELDA 2. E-1 Y E-2 EXPERIMENTO 1 Y EXPERIMENTO 2.

GRAFICA 6.20. CURVA DE CRECIMIENTO
CT Y Rp EXPERIMENTO 1 y 2



NOTA:
CURVA DE TAFEL. CT. RESISTENCIA DE POLARIZACION. Rp. C-1 Y C-2, CELDA 1 Y CELDA 2. E-1 Y E-2. EXPERIMENTO 1 Y EXPERIMENTO 2

En la Gráfica 6.21, se observa que en la celda 1 hay un decremento en el consumo de oxígeno del día 1 al día 3 lo cual indica que hay menor cantidad de microorganismo. A este comportamiento se le llama fase de adaptación del microorganismo al medio de cultivo. Antes del sembrado el microorganismo vivía en un agar nutritivo, por lo cual tuvo dificultades para adaptarse. Del día 3 al día 4 hay un aumento en el consumo de oxígeno (mayor cantidad de microorganismos) de forma exponencial por lo que se encuentra en la fase de crecimiento. A partir del día 4 hasta el día 6 hay un consumo de oxígeno prácticamente constante (fase estacionaria). Después del día 6 al día 7 hay una disminución en el consumo de oxígeno (fase de declinación o muerte).

En la celda 2 la tendencia del crecimiento es similar, a diferencia que a partir del día 4 donde hay el mayor consumo de oxígeno. Esto indica que hay mayor número de microorganismos, después hay un decremento hasta el día 7. Esta celda también muestra las fases de la curva de crecimiento.

En la Tabla 6.34 y la Gráfica 6.22, se muestran las celdas inoculadas con *Pseudomonas aeruginosa* sin la adición de cloruros.

La celda 1 (Gráfica 6.22) presenta un aumento en el consumo de oxígeno del día 1 al día 2, después disminuye en el día 3 y en el día 4, presenta un máximo en el consumo de oxígeno y se mantiene casi constante hasta el día 7.

En la celda 2 hay un decremento del día 1 al día 2 y se mantiene constante hasta el día 3, en el día 4 se presenta el máximo consumo de oxígeno para que a partir del día 5 al día 7 se presente una disminución del consumo de oxígeno.

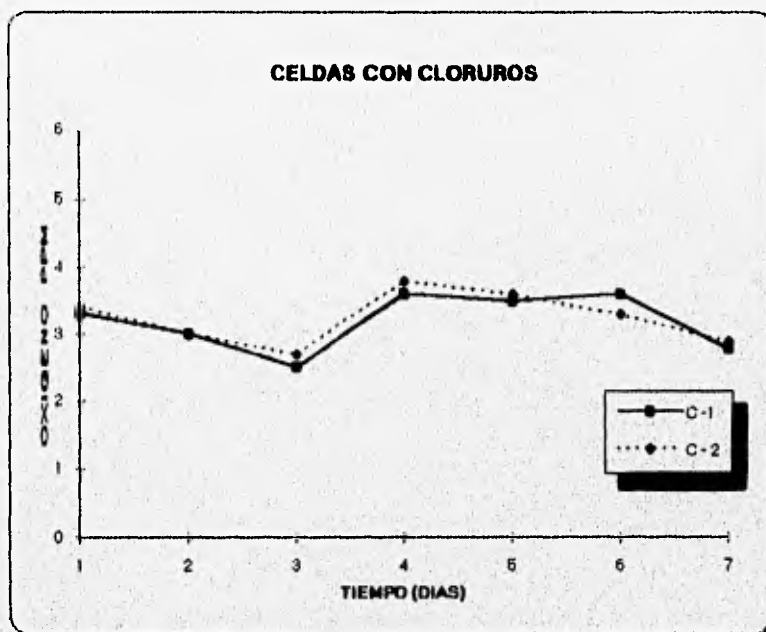
Por ambos métodos, nefelométrico y consumo de oxígeno, se puede medir el crecimiento bacteriano, pero se obtienen mejores resultados por el método de consumo de oxígeno, debido a que sólo cuenta bacterias vivas, a diferencia del nefelómetro donde se cuentan bacterias vivas y muertas.

**TABLA 6.33. CONSUMO DE OXIGENO
CELDA CON CLORUROS**

DIA	CT y Rp	
	C-1	C-2
1	33	31
2	30	30
3	26	27
4	36	38
5	36	36
6	36	33
7	28	29

NOTA:
CURVA DE TAFEL. CT. RESISTENCIA DE POLARIZACION. Rp. C-1 Y C-2. CELDA 1 Y CELDA 2.

**GRAFICA 6.21. CONSUMO DE OXIGENO
CT y Rp**



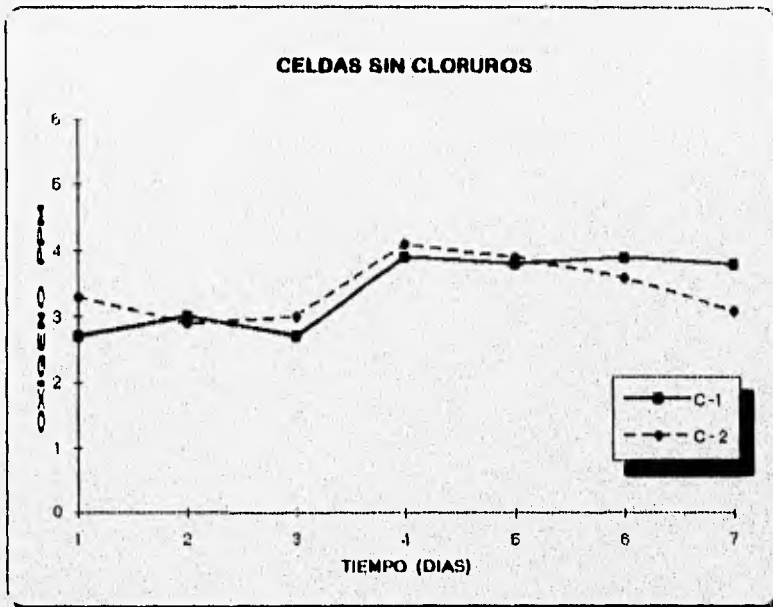
NOTA:
CURVA DE TAFEL. CT. RESISTENCIA DE POLARIZACION. Rp. C-1 Y C-2. CELDA 1 Y CELDA 2.

**TABLA 6.34. CONSUMO DE OXIGENO
CELDAS SIN CLORUROS**

DIA	CT y Rp	
	C-1	C-2
1	2.7	3.3
2	3.0	2.9
3	2.7	3.0
4	3.9	4.1
5	3.8	3.9
6	3.9	3.6
7	3.8	3.1

NOTA:
CURVA DE TAFEL. CT. RESISTENCIA DE POLARIZACION. Rp. C-1 Y C-2. CELDA 1 Y CELDA 2

**GRAFICA 6.22. CONSUMO DE OXIGENO
CT y Rp**



NOTA:
CURVA DE TAFEL. CT. RESISTENCIA DE POLARIZACION. Rp. C-1 Y C-2. CELDA 1 Y CELDA 2.

6.5 CORRELACION ENTRE EL CRECIMIENTO DE *Pseudomonas aeruginosa* Y LA VELOCIDAD DE CORROSION.

6.5.1 RELACION DEL CRECIMIENTO DE *Pseudomonas aeruginosa* Y LA VELOCIDAD DE CORROSION EN PRESENCIA DE CLORUROS.

Del análisis de la Gráfica 6.23, se observa en la curva de crecimiento de microorganismos determinada por consumo de oxígeno (Gráfica 6.23a) del día 1 al día 3 una disminución en la población de microorganismos, debido a que estos están en una fase de adaptación al nuevo medio. Si se observa la gráfica de velocidad de corrosión (Gráfica 6.23b), durante los dos primeros días la velocidad de corrosión se mantiene constante y en el día 3 hay un aumento, probablemente debido a la acumulación de metabolitos.

En la curva de crecimiento de microorganismos determinada por nefelometría, del día 3 al día 4 se observa la fase de crecimiento o logarítmica y la velocidad de corrosión se mantiene prácticamente constante. A partir del día 4 se presenta la fase estacionaria en la curva de crecimiento y se observa un incremento en la velocidad de corrosión. En el día 6 se observó la fase de declinación o muerte en la curva de crecimiento, sin embargo, la velocidad de corrosión siguió en aumento, esto probablemente debido a la acumulación mayor de metabolitos.

Consideramos que el método para la determinación del crecimiento bacteriano por consumo de oxígeno es mejor que el método nefelométrico, ya que el primero considera únicamente bacterias viables, en tanto que el método turbidimétrico considera tanto bacterias viables como muertas.

GRAFICA 6.23 CORRELACION ENTRE EL CRECIMIENTO DE *Pseudomonas aeruginosa* Y LA VELOCIDAD DE CORROSION (CON RESPECTO AL TIEMPO)

CONSUMO DE OXIGENO (PPM)

DIA	CELDA I
1	3.3
2	3.0
3	2.8
4	3.6
5	3.5
6	3.8
7	3.2

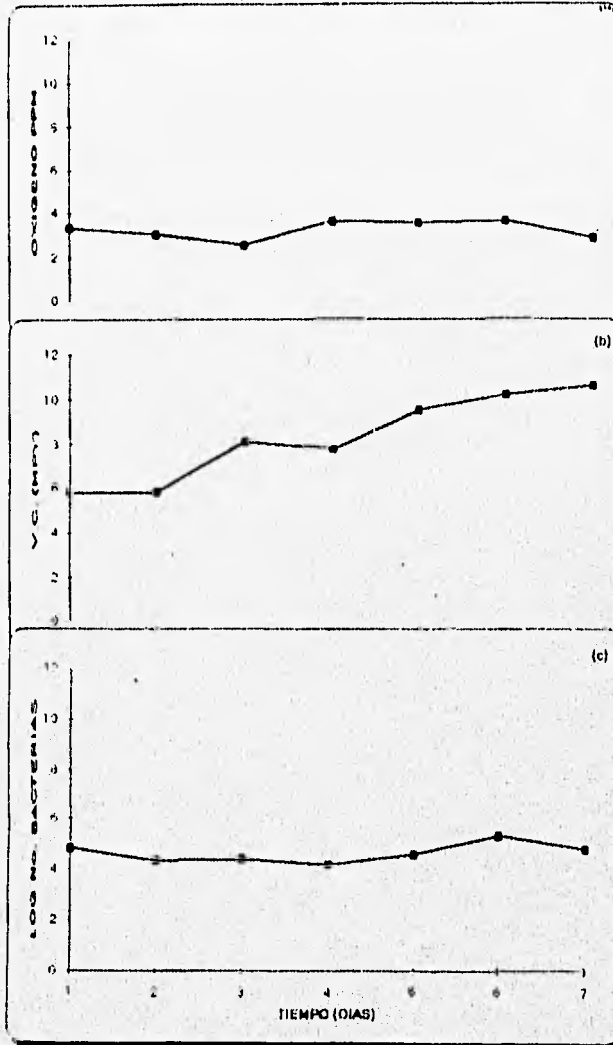
VELOCIDAD DE CORROSION (MPY)

DIA	CELDA I
1	5.915
2	6.200
3	3.279
4	7.760
5	5.812
6	10.190
7	10.680

CURVA DE CRECIMIENTO (LOG NO BACTERIAS)

DIA	CELDA I
1	4.924
2	4.319
3	4.392
4	4.187
5	4.800
6	6.300
7	4.824

CELIDAS CON CLORUROS



GRAFICA 6-24 CORRELACION ENTRE EL CRECIMIENTO DE *Pseudomonas aeruginosa* y LA VELOCIDAD DE CORROSION CON RESPECTO AL TIEMPO.

CONSUMO DE OXIGENO (PPM)

DIA	CELDA I
1	2.7
2	3.0
3	2.7
4	3.9
5	3.8
6	3.9
7	3.8

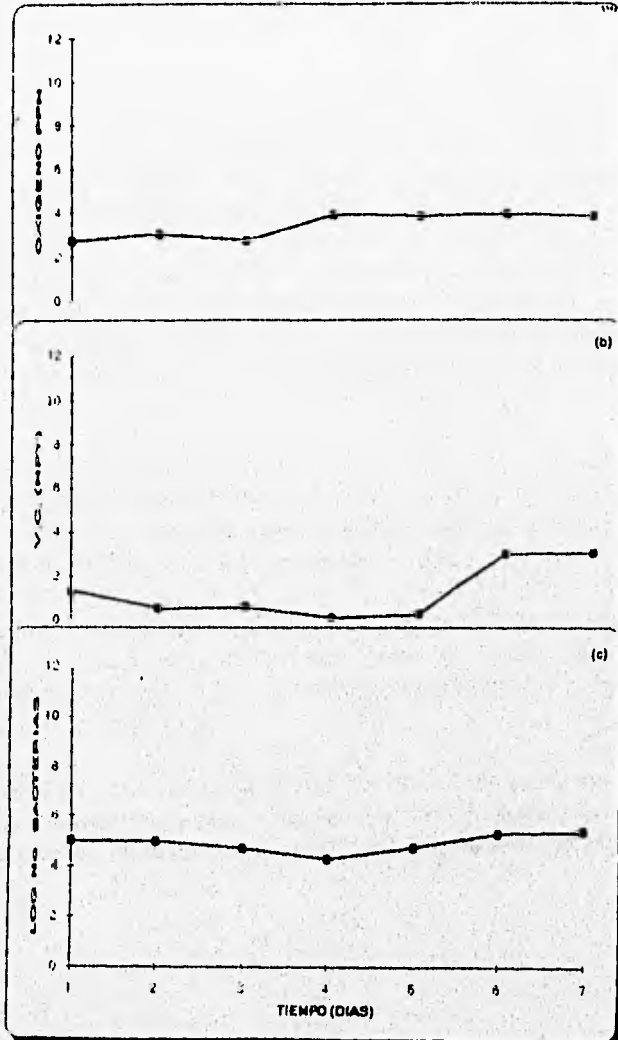
VELOCIDAD DE CORROSION (MPY)

DIA	CELDA I
1	1.238
2	0.462
3	0.619
4	0.006
5	2.161
6	2.072
7	2.942

CURVA DE CRECIMIENTO (LOG N° BACTERIAS)

DIA	CELDA I
1	4
2	4.952
3	4.629
4	4.722
5	4.776
6	5.100
7	5.348

CELDA SIN CLORUROS



6.5.2 RELACION DE CRECIMIENTO DE *Pseudomonas aeruginosa* Y LA VELOCIDAD DE CORROSION EN AUSENCIA DE CLORUROS.

En la Gráfica 6.24 se observó en la curva de crecimiento determinada por consumo de oxígeno (Gráfica 6.24a) una fase de adaptación del microorganismo al nuevo medio de cultivo. Del día 3 al día 4 se observó la fase de crecimiento o logarítmica, del día 4 al día 6 se observó una fase estacionaria y en el día 6 se inicia la fase de declinación o muerte.

En la gráfica de velocidad de corrosión (Gráfica 6.24b) se observó del día 1 al día 4 una ligera disminución en la velocidad de corrosión, posiblemente porque el metal tendía a formar una película pasivante y la cantidad de productos metabólicos no eran suficientes para romper la película, además la ausencia de cloruros no ayudaba a romper dicha película. Estos resultados del día 1 al día 4 corresponden a las fases de adaptación y crecimiento del microorganismo al nuevo medio de cultivo. Posteriormente hay un incremento en la velocidad de corrosión hasta el día 7, que corresponde con la fase estacionaria de la curva de crecimiento. En donde ya la concentración de metabolitos hacen más agresivo al medio y son capaces de romper la biopelícula.

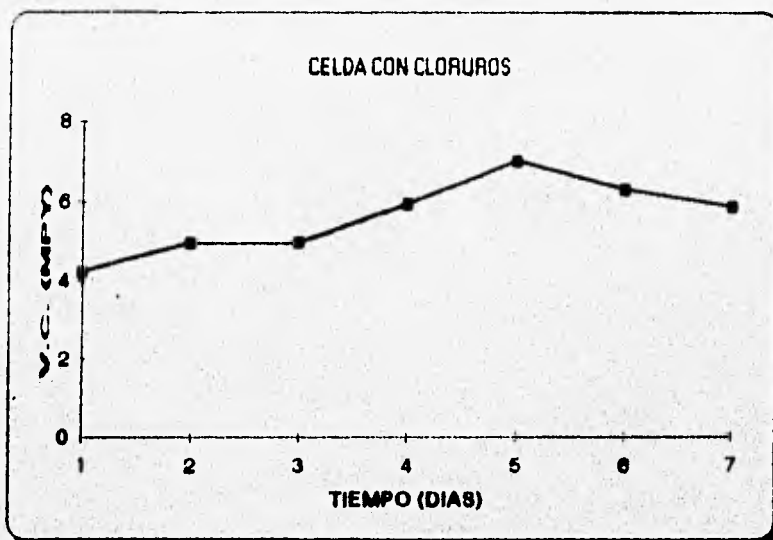
Si se compara la Gráfica 6.23 con la Gráfica 6.24 se puede notar claramente que la presencia de cloruros incrementa la velocidad de corrosión, ya que ayudan a romper la película pasivante. Se observó también en la curva de crecimiento que los cloruros no afectan el desarrollo de las *Pseudomonas aeruginosa*.

En la celda control con iones cloruro (Gráfica 6.25), se puede observar que los valores de velocidad de corrosión no son tan altos como en la celda con iones cloruros y microorganismos (Gráfica 6.23), sin embargo el ion cloruro es un agente agresivo capaz de provocar la corrosión.

En la celda control sin iones cloruro (Gráfica 6.26) es evidente que la ausencia de cloruros y microorganismos disminuye la rapidez de corrosión, incluso se forma una biopelícula que pasiva al metal (por la ausencia de microorganismos y cloruros).

**GRAFICA 6.25. VELOCIDAD DE CORROSION CON RESPECTO AL TIEMPO
CELDA CONTROL****VELOCIDAD DE CORROSION
(mpy)**

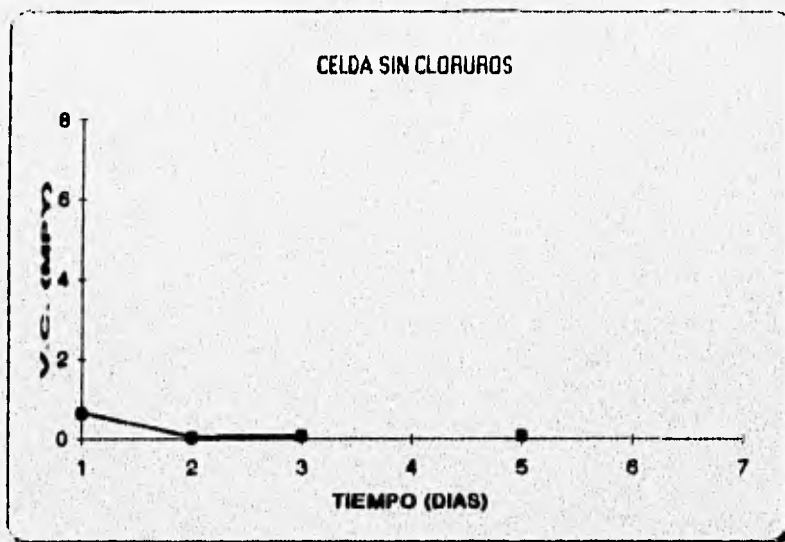
DIA	CONTROL
1	4.211
2	4.928
3	4.940
4	5.929
5	6.988
6	6.270
7	5.858



GRAFICA 6.26. VELOCIDAD DE CORROSION CON RESPECTO AL TIEMPO
CELDA CONTROL

VELOCIDAD DE CORROSION
(mpy)

DIA	CONTROL
1	0.658
2	0.036
3	0.087
4	
5	0.088
6	
7	



6.6 MICROSCOPIA (MEB).

Las microfotografías las superficies de los electrodos de acero 1010 incubados en medio de cultivo con *Pseudomonas aeruginosa*, obtenidas después de un barrido potencioestático durante siete días, muestran como el microorganismo está adherido a la superficie del metal y en algunas de ellas se observa picaduras.

La Fotografía 6.1 muestra una colonia de *Pseudomonas aeruginosa* adherida a la superficie del metal que fue sometida a una solución del medio de cultivo sin la adición de cloruros. Se observa que no hay una gran definición del microorganismo debido a que no se le dió un baño de oro, este último permite que se radice la transferencia de un electrón secundario para que se definan las formas en el Microscopio Electrónico de Barrido (MEB). A los siguientes electrodos estudiados se les dió un baño con oro.

De la Fotografía 6.2 a la Fotografía 6.5, se muestran las superficies del metal AISI 1010 sometido al medio de cultivo con *Pseudomonas aeruginosa* adicionándole iones cloro. La Fotografía 6.2 se realizó 10,000 aumentos. La Fotografía 6.3 a 3,600 aumentos. En ambas figuras la *Pseudomonas aeruginosa* presenta formas de espiral o en formas de "coma" que fueron completamente marcadas debido al baño de oro. El tamaño de la bacteria (0.5 a 0.8 μm de ancho y de 1 a 3 μm de largo) corresponden con el de *Pseudomonas aeruginosa* (0.5 μm de ancho y 1 μm de largo) considerando que puede haber alguna distorsión en el proceso de metalizado de la muestra con oro.

La Fotografía 6.4 se le realizó a 150 aumentos y a la Fotografía 6.5, a 20 aumentos. La Fotografía 6.2 y 6.3 corresponden a una colonia aislada, esta última se puede observar en la Fotografía 6.4. La Fotografía 6.5 muestra que con los estudios realizados con el MEB se han completado los estudios revelando la presencia de colonias de bacterias aisladas. En estas microfotografías no se pueden observar las picaduras del metal, por que las bacterias adheridas a él lo impiden.

De la Fotografía 6.6 a la Fotografía 6.9, se muestran las superficies del metal sometido bajo las mismas condiciones que las anteriores, pero en este caso no se fijaron las bacteria y se limpiaron con acetona. En la Fotografía 6.6 se muestra que a 1,500 aumentos, el proceso de corrosión localizada da como resultado picaduras aisladas e irregulares y en algunos casos como en la Fotografía 6.7 y 6.8 a 5,400 aumentos se observan picaduras en forma esféricas. En ambos casos es el mismo electrodo en zonas diferentes.

La Fotografía 6.9 a 20 aumentos se observa que la superficie del metal ha sido atacada por el proceso de corrosión, en algunas zonas aisladas este proceso ha sido más severo, esto se debe a que habían colonias de microorganismos más grandes en unas zonas que en otras. La Fotografía 6.10, es a 720 aumentos, se trata del mismo electrodo pero en otra zona, se observa como el ataque corrosivo ha sido más severo, encontrándose picaduras irregulares y esféricas.

Las Fotografías 6.11 a la 6.13 corresponden a un electrodo de metal AISI 1010 que no fue sometida a barridos potencioestáticos y a inoculación de medio de cultivo con *Pseudomonas aeruginosa*. La Fotografía 6.11 es a 1.300 aumentos y la Fotografía 6.12 a 5.400 aumentos, en ambas se observan rendijas, esto se debe a un mal pulido "espejo". En la Fotografía 6.13 a 20 aumentos, se observan pequeñas rendijas, en esta, se muestra como la superficie de metal esta limpia de picaduras.

Con objeto de conformar que el efecto de la corrosión localizada por *Pseudomonas aeruginosa* se comparan las Fotografías 6.5, 6.9 y 6.13, en donde se observa una diferencia muy marcada en la superficie del metal AISI 1010, por lo que los electrodos incubados en presencia de microorganismos, aumentan la probabilidad de picado e indica que su resistencia a la corrosión localizada disminuye.

FOTOGRAFIA 6.1. Aumento de 5400. Carga de 15 kv. 1.0 μ .FOTOGRAFIA 6.2. Aumento de 10000. Carga 15 kv. 1.0 μ .



FOTOGRAFIA 6.3. Aumento de 3600. Carga de 15 kv. 10 μ .



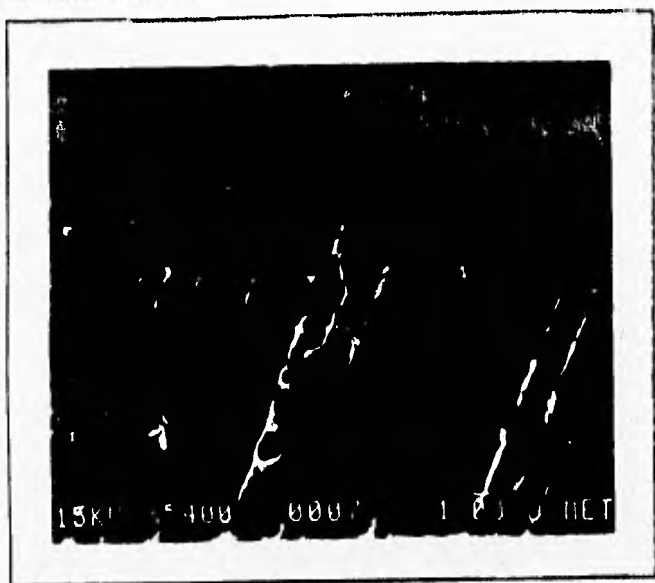
FOTOGRAFIA 6.4. Aumento de 150. Carga 15 kv. 100 μ .



FOTOGRAFIA 6.5. Aumento de 20. Carga de 15 kv. 1000 μ .



FOTOGRAFIA 6.6. Aumento de 1500. Carga 15 kv. 10 μ .



FOTOGRAFIA 6.7. Aumento de 5400. Carga de 15 kv. 1.0 μ .



FOTOGRAFIA 6.8. Aumento de 5400. Carga 15 kv. 1.0 μ .



FOTOGRAFIA 6.9. Aumento de 20. Carga de 15 kv. 1000 μ .

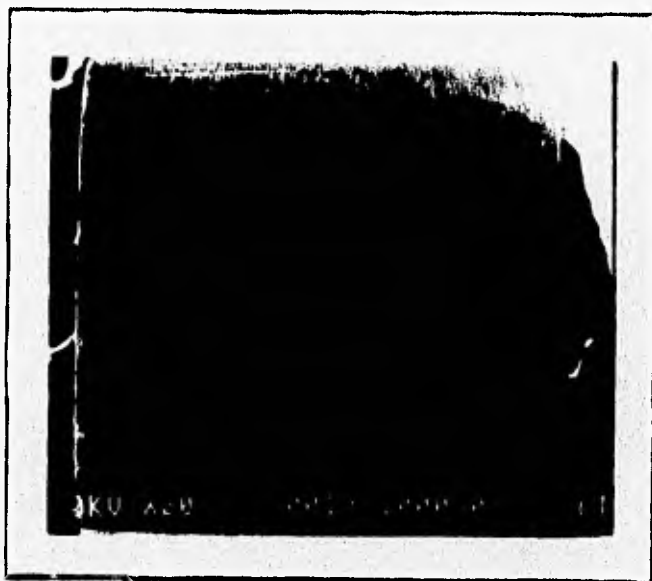


FOTOGRAFIA 6.10. Aumento de 720. Carga 15 kv. 10 μ .



FOTOGRAFIA 6.12. Aumento 5400. Carga de 1.5 Kv. 1.0μ.

FOTOGRAFIA 6.11. Aumento 1300. Carga de 15 kv. 10μ.



FOTOGRAFIA 6.13. Aumento de 20. Carga 15 kv. 10000μ.

CONCLUSIONES

Los resultados experimentales permiten concluir que las *Pseudomonas aeruginosa* facilitan y aceleran el proceso de corrosión en el acero estructural AISI 1010 en medio acuoso.

Por los estudios de microscopía electrónica se observó que la superficie metálica no es completamente lisa, por lo tanto facilita la formación de depósitos microbianos que adheridos a la superficie del metal promueven la corrosión localizada. Esto por la producción de los metabolitos agresivos de las bacterias. Las fotografías tomadas en el Microscopio Electrónico de Barrido mostraron los efectos de las *Pseudomonas aeruginosa* sobre el metal, los daños sobre éste fueron causados por el microorganismo y por el ión cloro. La forma de ataque que se observó fué por picadura.

La velocidad de corrosión en el acero estructural AISI 1010 se determinó por dos métodos electroquímicos (Curvas de Tafel y Resistencia de Polarización), causada por *Pseudomonas aeruginosa*, obteniendo valores que indican que los electrodos incubados con este microorganismo aumentan la corrosión por picado.

El crecimiento bacteriano se determinó por dos métodos; Nefelometría y Consumo de Oxígeno. Se observó que la velocidad de corrosión es directamente proporcional al crecimiento bacteriano, es decir, que al aumentar la población de dicho microorganismo el ataque corrosivo era mayor. Este fenómeno de aumento en la velocidad de corrosión se explica por la formación de pequeñas picaduras bajo los depósitos de las colonias de microorganismos y por el rompimiento de la película pasivante, debido a la producción de metabolitos agresivos.

Es importante señalar en cuanto al crecimiento de *Pseudomonas aeruginosa*, que aún cuando no había un gran crecimiento de microorganismos la corrosión aumentaba, esto se explica por la presencia de metabolitos agresivos, con la correspondiente disminución del pH, haciendo agresivo al medio. Por esto la corrosión no podía disminuir, o se mantenía constante o se incrementaba. Además porque una vez iniciado el proceso de corrosión es difícil que se detenga.

En cualquier medio donde existan microorganismos siempre se tendrán problemas de corrosión, ya que éstos forman colonias o depósitos sobre el metal. Por otro lado si sus productos de desecho no afectan, lo haran las celdas de aireación diferencial en zonas donde escasea el oxígeno (bajo los depósitos o colonias). Además de la proliferación de microorganismos anaerobios bajo los depósitos.

El efecto de los iones cloruro en el medio de cultivo para *Pseudomonas aeruginosa* es el de llevar a cabo el rompimiento de la película pasivante, estos iones juegan un papel importante porque en su presencia la corrosión localizada por picadura es más agresiva.

Cabe mencionar que se hizo un ensayo, en el cuál se bombeó aire con un dispositivo mecánico a las celdas de trabajo, con el fin de suministrar suficiente oxígeno a las bacterias. Esto trajo como consecuencia que por los métodos escogidos no se pudiera determinar la velocidad de corrosión debido que el constante movimiento de la solución impidieron que se depositaran sobre el metal las colonias de microorganismos.

Lo anterior se tomó como base en la realización del experimento final y solamente se dejaron orificios para entrada y salida de aire, tapados con algodón para evitar el contacto con el medio ambiente.

RECOMENDACIONES

El método para la cuantificación de microorganismos a través del nefelómetro que se utilizó no es el más adecuado, ya que este mide microorganismos vivos y muertos que se encontraban en el medio. Pero no midió los microorganismos que se encontraban en la superficie del metal y que eran en su mayoría colonias adheridas a esta.

Por esta razón se recomienda usar un medidor de consumo de oxígeno, con esta técnica se miden organismos vivos que son los que consumen oxígeno.

Si se realizan determinaciones de potencial diariamente, el metal se pasiva por el sobrepotencial aplicado, por tal razón es recomendable y se obtienen mejores resultados si se aplica potencial al inicio del experimento y al final del mismo, estos no afectan los resultados finales y se puede observar la tendencia a la corrosión del metal.

Una recomendación en cuanto a la construcción de equipos (cambiadores de calor, tuberías, etc.) es de darle una buena terminación especialmente en los interiores, porque la proliferación de los microorganismos se acentúa más en las rendijas y soldaduras y hacer un mantenimiento preventivo en los interiores de tuberías y equipos de proceso.

REFERENCIAS
BIBLIOGRAFICAS

CAPITULO 1.

- [1] Glenn H. Damon. Acid Corrosion of Steel: Effect of Carbon Content on the Corrodibility of Steel in Sulfuric Acid. Industrial and Engineering Chemistry, Vol. 33, No.1, U.S.A., 1975, p. 67-68.
- [2] Thomas C. Brauman and Lestic T. Overstreet. Corrosion and Piping Materials in the CPI. Chemical Engineering, Vol. I, No. 4, New York U.S.A., 1978, p. 59-68.
- [3] Robert E. Moore. Selecting materials to resist corrosive conditions-Part II. Chemical Engineering (Materials Engineering Forum), Vol. 7, 1979, U.S.A., p. 91-94.
- [4] Lawrence J. Korb & David L. Holson. Corrosion Asm Handbook: Kinetics of Aqueous Corrosion. 9a. Ed. Tomo 13, U.S.A., 1973, p. 29-36.
- [5] Lawrence J. Korb & David L. Holson. Corrosion ASM Handbook: Thermodynamic of Aqueous Corrosion, 9a. Ed, Tomo 13, U.S.A., 1973, p. 18-28.
- [6] Reyes Colín Miguel Anguel y Pérez Saavedra José de Jesús. Películas de Oxido sobre Acero Inoxidable 316 (POSAI-316) utilizadas como Electrodo Indicador de pH, como Electrodo de Referencia y como Electrodo Indicador de Potencial. VII Simposio de Estudiantes de Posgrado en Química. Facultad de Química UNAM, C.U. México, 1994.
- [7] Galvele José R. Corrosión. Washington, D.C., E.U.A., 1979.
- [8] Paredón Delgado Juan. Aplicaciones de los Métodos Electroquímicos a los Estudios de Corrosión. Tecnolab-CFE, México, octubre 1986, p. 23-37

CAPITULO 2.

- [9] Tejada Castañeda Silvia. Corrosión Microbiológica. ICTY 15, 200, México, 1993.
- [10] Pérez Delgado Jaime. Determinación del Potencial en Acero Estructural en Presencia de Corrosión Microbiológica Inducida por *Desulfovibrio desulfuricans*. Tesis, Facultad de Química- UNAM, C.U. México, 1990.
- [11] S. Breed, E. G. D. Murray & R. Smith. Bergey's Manual of Determinative Bacteriology: Gram-Negative Aerobic Rods and Cocci. 7a. Edición, Ed. Williams and Wilkins Company, Baltimor U.S.A., 1957.
- [12] H. Bryan Arthur. Bacteriología " Principios y Prácticas ". 6a. Edición, Ed. CECSA, México, 1986.

- [13] Koby T. Crabtree PH. D. *Fundamental Experiments in Microbiology*. Ed. Saunder Company, U.S.A., 1974.
- [14] R. M. Ramírez-Gama, B. Luna Millán, A. Mejía Chávez, O. Velázquez Madrazo, G. Tsuzuki Reyes, L. Vierna García y I. Muggenburg. *Manual de Prácticas de Microbiología General*. (Manuscrito no publicado), Laboratorio de Microbiología Experimental, Facultad de Química-UNAM., C.U. México, 1992.
- [15] *Oxygen Meter*. Chicago, Illinois: Cole-Parmer Instrument Company.
- [16] Chantereau J. *Corrosion Bacteriana*. Ed. Limusa. México.
- [17] Duarte Arias Hermes & Walter A. Mannheimer. *Uso del Microscopio Electrónico de Barredura en la Observación de Pelets de Mineral de Hierro III. Conferencia Inter-Americana en Tecnología de Materiales*. Centro regional de Ayuda Técnica, Río de Janeiro, Brasil., 1972, p. 298-304.
- [18] Lima-Gama-Arroyo. *Temas Selectos de Biología*. Editorial Herrero, S. A., México, 1980.
- [19] Halupka, H.A. & Morán L. F. ILAFA., 1969.
- [20] Seaton P. T., Relf G. & Henderson T. A. *Micron* 1. 1969, p. 150.
- [21] J. Morales, P. Esparza, R. C. Salvarezza y S. González. *Modificación del Estado Pasivo de un Acero Inoxidable por Depósitos Microbianos*. *Anales de Quimical*, Vol. 89, No. 2, 1992, p. 190-195.
- [22] J. Morales, P. Esparza, R. C. Salvarezza, S. González and M. P. Arévalo. *The Role of Pseudomonas aeruginosa on the Localized Corrosion of 304 Stainless Steel*. *Corrosion Science*, Vol. 39, No. 9, U.S.A., 1993, p. 1531-1540.
- [23] M. F. L. de Mele, R. C. Salvarezza and H. A. Videla. *Microbial Contaminants Influencing the Electrochemical Behavior of Aluminium and its Alloys in Fuel-Water Systems*. *Int. Biodeterior Bull*, Vol. 15, No. 2, 1979, p. 39-44.
- [24] M. F. L. de Mele, R. C. Salvarezza and H. A. Videla. *The Use of Pitting to Study the Microbial Corrosion of 2024 Aluminium Alloy*. *Int. Biodeterior Bull*. Vol.15 No. 4, 1979, p.125-132.
- [25] H. G. Hedrick. *Microbiological Corrosion of Aluminum*. *Mater. Prot.*, Vol. 9, No. 1, 1970, p. 27-31.

CAPITULO 3.

- [26] B. Bardes. *Metals Handbook: Properties and Selection Irons and Steel*, 9a. ed., Ed. American society for Metals, Tomo 1, U.S.A., 1978.
- [27] George S. Brady and Henry R. Glauser. *Material Handbook: Carbon Steel*. (12a. ed., Ed. Mc Graw-Hill, U.S.A., 1989.
- [28] American Society for Metals. *ASM Engineering Boohshell. Source Book on Industrial Alloy and Engineering Data*, U.S.A., 1978, p. 4-5.

CAPITULO 4.

- [29] David M. Updegraff. Microbiological Corrosion of Iron and Steel. Corrosion-NACE, Vol. 21, No. 10, U.S.A., 1955, p. 44-48.
- [30] R.H. Gaines. Theory that Bacteria act as Corrosive Agents in the Soil, Ind. Eng. Chem., Vol. 2, No. 128, U.S.A., 1910, p. 30-33.
- [31] L.L. Shreir. Corrosion I: The Microbiology of Corrosion. 2a edición, Ed. Newnes Butterworths, Londres, 1976, p. 2:73 - 2:82.
- [32] J.D.A. Miller. Microbial Corrosion Affecting the Petroleum Industry. Report IP 77-001. Editó: Institute of Petroleum. London W1M 8AR, U.K., 1977.
- [33] Richard Lutey. Corrosion Microbiológica. Corrosion/80. Reimpresión tomada del International Corrosion Forum. U.S.A., 1980.
- [34] Lawrence J. Korb & David L. Holson. Corrosion ASM Handbook: Localized Corrosion. 9a edición, Vol. 3, 1973, p. 113-122.

BIBLIOGRAFIA DE APOYO

Se realizó una investigación bibliográfica de 1967 a 1994, ya que en este periodo se le da más importancia a la corrosión microbiológica, debido a que es causa de muchas pérdidas monetarias.

Los experimentos que se han llevado a cabo se realizaron en su mayoría en aleaciones de aluminio y aceros inoxidables. A continuación se describen los abstracts de los estudios realizados con *Pseudomonas aeruginosa* en aleaciones de aluminio por diferentes autores.

Las abreviaciones presentadas al inicio de cada una de las bibliografías se refieren al Chemical Abstrac; TI, Título del artículo, revista, patente, etc.; AU, Autor; CS, El lugar (Univeridad, Instituto, Laboratorio, etc.) donde fue realizado el artículo, revista, patente, etc.; SO, El Título, Año, Volumen, Páginas; DT, Revista, Artículo, Patente, etc.; LA, El idioma en que esta escrito el mismo.

TI A possible role for sulfate reducers in the corrosion of aluminum alloys.
AU Iverson, Warren P.
CS United States Biol. Labs., Fort Detrick, Frederick, Md., USA.
SO Electrochem. Technol. (1967), 5(3-4), 77-9.
DT Journal.
LA English.

TI Role of *Cladosporium resinae* in the corrosion of aluminum alloys.
AU Parbery, D. G.
CS Univ. Melbourne, Parkville, Aust.
SO Int. Biodeterior. Bull. (1968), 4(2), 79-81.
DT Journal.
LA English.

TI Microbiological corrosion of aluminum.
AU Hedrick, H. G.
CS Gen. Dyn. Corp., Fort Worth, Tex., USA.
SO Mater. Prot. (1970), 9(1), 27-31.
DT Journal.
LA English.

- TI Detection method for aluminum corrosive bacteria. Bioelement aluminum.
AU Aoyagi, Shigeo; Haga, Minoru; Hasegawa, Kiichiro.
CS Tamagawa Univ., Machida, Japan.
SO Tamagawa Daigaku Nogakubu Kenkyu Hokoku (1970), 10, 119-25.
DT Journal.
LA Japanese.
- TI Corrosion of aluminum by bacteria. II. Growth conditions of aluminum-corrosive bacteria and incorporation of aluminum into their cells.
AU Aoyagi, Shigeo; Haga, Minoru; Aomori, Masayoshi; Yokozuka, Noriyuki.
CS Fac. Agric., Tamagawa Univ., Tokyo, Japan.
SO Tamagawa Daigaku Nogakubu Kenkyu Hokoku (1972), (12), 10-16.
DT Journal.
LA English.
- TI Microbial contaminants influencing the electrochemical behavior of aluminum and its alloys in fuel/water systems.
AU De Mele, M. F. L.; Salvarezza, R. C.; Videla, H. A.
CS Div. Electroquim., Inst. Invest. Fisiscoquim. Teor. Apl., La Plata, 1900, Argent.
SO Int. Biodeterior. Bull. (1979), 15(2), 39-44.
DT Journal.
LA English.
- TI The use of pitting potential to study the microbial corrosion of 2024 aluminum alloy.
AU Salvarezza, R. C.; De Mele, A. F. L.; Videla, H. A.
CS Secc. Bioelectroquim., Inst. Invest. Fisiscoquim. Teor. Apl., La Plata, 1900, Argent.
SO Int. Biodeterior. Bull. (1979), 15(4), 125-32.
DT Journal.
LA English.
- TI The Identification of a Defined Microbial Inoculum for the Evaluation of Biocides in Water-Based Metalworking Fluids. (Pamphlet).
AU Rossmore, H. W; Rossmore, L. A.
CS Conference; 34th Annual Meeting, St. Louis, Mo.
SO American Society of Lubrication Engineers, (1979), Pp 5.
DT Journal.
LA English.

TI The Utility of biocides Combinations in Controlling Mixed Microbial Populations in Metalworking Fluids.

AU Rossmore, H. W.; Rossmore, L. A.; Sieckhaus, J. F.; Defonzo, D.

SO Lubric. Eng. 35, (10), (1979), 559-563.

DT Journal.

LA English.

TI The role of dodecanoic acid in the microbiological corrosion of jet aircraft integral fuel tanks.

AU De Schiapparelli, Estela R.; De Meybaum, Blanca R.

CS CITEFA, Buenos Aires, Argent.

SO Int. Biodeterior. Bull. (1980), 16(3), 61-6.

DT Journal.

LA English.

TI Redox potential and the microbiological corrosion of aluminum and its alloys in fuel/water systems.

AU Salvarezza, R. C.; De Mele, M. F. L.; Videla, H. A.

CS Sec. Bioelectroquim., Inst. Invest. Fisicoquim. Teor. Aplicadas, La Plata, 1900, Argent.

SO Br. Corros. J. (1981), 16(3), 162-8.

DT Journal.

LA English.

TI Microbial Accumulation of Uranium, Radium and Cesium.

AU Strandberg, G. W.; Shumate, S. E.; II; Parrott Jr, J. R.; North, S. E.

CS Environmental Speciation and Monitoring Needs for Trace Metal-containing Substances From Energy-Related Processes, Gaithersburg, Md.

SO National Bureau of Standards, Washington D. C. 20234, (1981), 274-285.

DT Journal.

LA English.

TI Seattle distribution system corrosion control study: Volume V. Counteractive effects of disinfection and corrosion control.

AU Nakhjiri, Karen S.; Herrera, Carlos E.; Hilburn, Ronald D.

CS Munic. Environ. Res. Lab., U. S. Environ. Prot. Agency, Cincinnati, OH, 45268, USA.

SO U. S. Environ. Prot. Agency, Res. Dev., [Rep.] EPA (1984), EPA-600/S2-84-066, 4 pp.

DT Report.
LA English.

TI Microbiological corrosion of steels in seawater.
AU Biscione, O. A.; Ayllon, E. S.; Rosales, B. M.
CS CEICOR, Buenos Aires, Argent.
SO Rev. Iberoam. Corros. Prot. (1983), 14 (Número Extraordinario), 101-4.
DT Journal.
LA Spanish.

TI Reaction products from boric acid, diethanolamine, and monoethanol amines and their use as corrosion inhibitors.
IN Ritschel, Werner; Lorke, Horst.
PA Hoechst A.-G., Fed. Rep. Ger.
SO Ger. Offen., 10 pp.
DT Patent.
LA German.

TI Biocide for metalworking fluids.
AU Chen, Hui Fen.
CS Taiwan.
SO Shih Yu (Taipei) (1984), 20(4), 34-59.
DT Journal.
LA Chinese.

TI Factors Affecting Regrowth of *Pseudomonas aeruginosa* Following Biocide Treatment.
AU Sondossi, M; Rossmoore, H. W; Wireman, J. W.
SO Lubr. Eng. 41, (6) (1985), 366-369.
DT Journal.
LA English.

TI Corrosion of AA 7075 aluminum alloy in media contaminated with *Cladosporium resinae*.
AU Ayllon, E. S.; Rosales, B. M.
CS CITEFA, Buenos Aires, Argent.
SO Corrosion (Houston) (1988), 44(9), 638-43.
DT Journal.
LA English.

TI Aqueous alkaline microbicial metal-working fluid containing a primary amine.
IN Skoeld, Rolf; Ruane, Patrick J.
PA Berol Nobel AB, Swed.; Castrol Limited.
SO PCT Int. Appl., 22 pp.
DT Patent.
LA English.

TI Biofilms and Biocides.
AU Kinniment, s; Wimpenny, J. W. T.
CS University of Wales.
SO Int. Biodeterior. 26, (2-4), (1990), 181-194.
DT Journal.
LA English.

TI Influence of *Pseudomonas aeruginosa* on the pitting corrosion of an 18/8 stainless steel in phosphate-borate [buffer solution] in the presence of sodium chloride. I. Chloride anions action.
AU Esparza, P.; Morales, J.; Arevalo, M. P.; Gonzalez, S.
CS Dep. Quim. Fis., Univ. La Laguna, Tenerife, Spain.
SO Port. Electrochim. Acta (1991), 9(March), 35-8.
DT Journal.
LA English.

TI Influence of "*Pseudomonas aeruginosa*" on the pitting corrosion of an 18/8 stainless steel in phosphate-borate in the presence of sodium chloride. II. Microbiologically influenced corrosion.
AU Morales, J.; Esparza, P.; Arevalo, M. P.; Gonzalez, S.
CS Dep. Quim. Fis., Univ. La Laguna, Tenerife, Spain.
SO Port. Electrochim. Acta (1991), 9(March), 39-42.
DT Journal.
LA English.

TI Bioremediation of Hexavalent Chromium by Bacterial Reduction.
AU Apel, W. A; Turick, C. E.
CS EG&G Idaho.
SO The Minerals, Metals & Materials Society, 420 Commonwealth Dr., Warrendale, Pennsylvania 15086, USA, (1991), 376-387.
DT Journal.
LA English.

- TI Initial investigation of microbially influenced corrosion (MIC) in a low temperature water distribution system.
AU Emde, K. M. E.; Smith, D. W.; Facey, R.
CS Dep. Civ. Eng., Univ. Alberta, Edmonton, AB, T6G 2G7, Can.
SO Water Res. (1992), 26(2), 169-75.
DT Journal.
LA English.
- TI Quantitative Ruthenium Method for Analysis of Nitrogen Ion-Implanted Titanium Alloy (Ti-6Al-5V) and the Effect on Bacterial Adherence.
AU Giammara, B. L.; Birch, D. j.; Williams, J. M.; Dobbins, J. J.
CS University of Lousville.
SO Materials Research Society, 9800 Mc. Knight Rd., Pittsburgh, Pennsylvania 15237, USA, (1992), 247-256.
DT Journal.
LA English.
- TI Use of sputter-deposited 316L stainless steel ultrathin films formicrobial influenced corrosion studies.
AU Suci, P. A.; Pedraza, A. J.; Godbole, M. J.; Geesey, G. G.
CS Dep. Microbiol., Montana State Univ., Bozeman, MT, USA.
SO Mater. Res. Soc. Symp. Proc. (1993), 294 (Scientific Basis for Nuclear Waste Management XVI), 381-5.
DT Journal.
LA English.
- TI Modification of the passive state of a stainless steel by microbial deposits
AU Morales, J.; Esparza, P.; Salvarezza, R. C.; Gonzalez, S.
CS Dpto. Quim. Fis., Univ. La Laguna, Tenerife, Spain.
SO An. Quim. (1993), 89(2), 190-5.
DT Journal.
LA Spanish.
- TI The role of *Pseudomonas aeruginosa* on the localized corrosion of 304 stainless steel.
AU Morales, J.; Esparza, P.; Gonzalez, S.; Salvarezza, R.; Arevalo, M.P.
CS Dep. Quim. Fis., Univ. La Laguna, La Laguna, 38205, Spain.

- SO Corros. Sci. (1993), 34(9), 1531-40.
DT Journal.
LA English.
TI Effects of *Pseudomonas Aeruginosa* and Its Metabolites on Pitting Attack of a Stainless Steel AISI 304 in Neutral Solution Containing Sodium Chloride.
AU Mornles, J; Esparza, P; Martin-Pinillos, C; Gonzalez, S; Salvarezza, R. C; Arvia, A. J.
CS Universidad de La Laguna.
SO The Institute of Materials, 1 Carlton House Terrace, London SW1Y5DB, UK. 1993, 1681-1685.
DT Journal.
LA English.
- TI Electroorientation test for evaluating biocides inhibiting microorganisms causing corrosion of metals.
AU Fornchenkov, V. M.; Zhilenkov, E. I.; Kholodenko, V. P.; Chugunov, V.A.; Manziuk, N. N.
CS State Res. Inst. Appl. Microbiol., Obolensk, 142279, Russia.
SO Biotekhnologiya (1993), (6), 33-6.
DT Journal.
LA Russian.
- TI An accelerated electrochemical MIC test for stainless alloys.
AU Gendron, T. S.; Cleland, R. D.
CS AECL Res., Chalk River Lab., Chalk River, ON, K0J 1J0, Can.
SO Mater. Res. Soc. Symp. Proc. (1994), 333 (Scientific Basis for Nuclear Waste Management XVII), 881-91.
DT Journal.
LA English.
- TI Aqueous alkaline microbicide metal-working fluid containing a primary amine.
IN Skoeld, Rolf; Ruane, Patrick J.
PA Berol Nobel AB, Swed.; Castrol Limited.
SO PCT Int. Appl., 22 pp.
DT Patent.
LA English.