

## II. TEORIA DE LA CORROSION DE LOS METALES

### II.1.- GENERALIDADES

La corrosión es uno de los problemas más serios de la industria, millones de pesos se pierden en el mundo diariamente por su causa.

Dicha pérdida responde a todos los factores que significan directa o indirectamente daños económicos. Factores tales como: pérdida directa de metal, debilitamiento de estructuras y mecanismos que ocasionan inutilidad temporal o definitiva del equipo de procesos, pérdidas del producto en el caso de conducción y almacenamiento de fluidos, suspensiones temporales en los ingresos de las industrias al suspender un servicio, costos de operaciones, daños a terceras personas, etc., esto sin considerar otra serie de factores imponderables como: accidentes, situaciones insalubres, incomodidades a usuarios y trabajadores con la consiguiente reducción de eficiencia en las labores, etc.

La palabra corrosión, describe la destrucción de un metal causado por la acción química o electroquímica del medio ambiente que lo rodea.

Como se sabe, la mayoría de los metales no se presentan en la naturaleza, en forma elemental, sino como compuestos de los que ha de extraerse el metal por operaciones metalúrgicas. El fenómeno de corrosión puede considerarse como la tendencia del metal a volver al estado en que se encuentra en la

naturaleza. Dicho en otra forma, corrosión es todo proceso mediante el cual los elementos pasan del estado metálico al estado iónico.

## II.2.- CORROSION QUIMICA

Podemos definir la corrosión química como la tendencia de los metales a reaccionar con el medio ambiente que lo rodea, ya sean éstos francamente corrosivos (atmósferas industriales), o incluso en los usuales (atmosféricas o acuosas). Por lo tanto, la velocidad de corrosión dependerá del medio, así por ejemplo, el hierro, en el aire puro prácticamente no sufre cambios apreciables, sin embargo, cuando el contacto se lleva a cabo con la brisa marina, pronto se cubre de una capa de productos primarios de corrosión.

Otro ejemplo es el aluminio, en el aire húmedo, permanece mucho tiempo sin daños sensibles, pero se corroe muy rápidamente en presencia de NaOH y HCl.

Así también, la velocidad de corrosión depende de la naturaleza del producto que se forma. Por ejemplo la oxidación de cobre por el oxígeno del aire entre 500 y 800 °C de temperatura.



Si esta capa fuera protectora como en la alúmina, que aísla al metal, lo protegería de ulteriores ataques, pero en el caso del cobre, la corrosión progresa. Esto significa que uno u otro elemento o los dos que provocan la corrosión se

pueden difundir a través de la capa de óxido.

### II.3.- CORROSION ELECTROQUIMICA

La corrosión electroquímica es un fenómeno asociado con el flujo de corriente eléctrica directa y puede presentarse en ocasiones actuando junto con los tipos de corrosión química.

Para que la corrosión electroquímica se lleve a cabo, deberán existir los elementos que a continuación se mencionan. La eliminación de cualquiera de ellos es el fundamento básico de la protección anticorrosiva.

El metal o área que se corroe, llamado ánodo o área anódica.

El metal o área que no se corroe, llamado cátodo o área catódica.

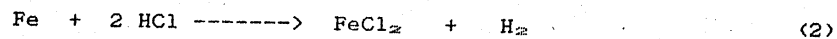
La conexión exterior y el electrolito para cerrar el circuito.

Todos estos elementos forman la llamada celda de corrosión, presentada en la Fig. 1.

### II.4.- REACCIONES QUIMICAS Y ELECTROQUIMICAS DE LA CORROSION

Una reacción química es aquella en la cual participan solamente especies químicas ya sea como moléculas neutras o bien como iones cargados eléctricamente, por ejemplo :

reacción de un metal con un ácido



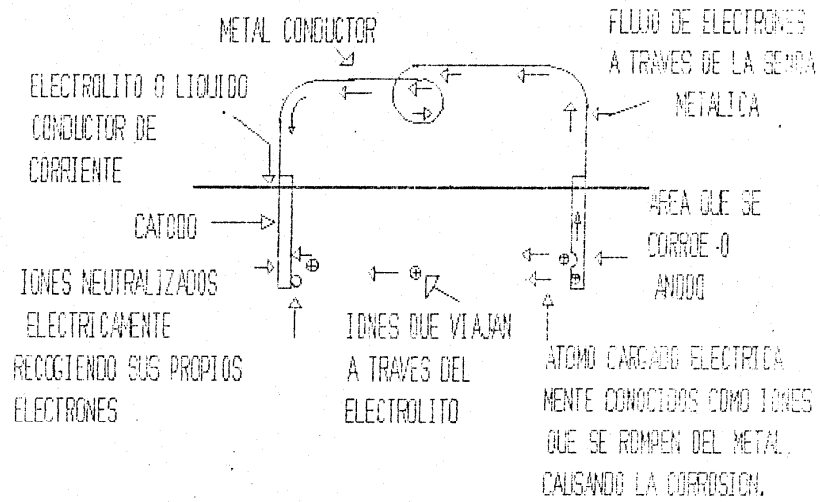
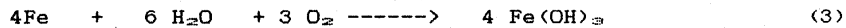
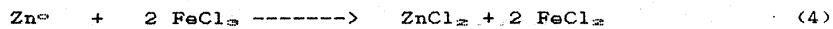


FIGURA No. 1  
 CELDA DE CORROSION

reacción de un metal en soluciones neutras o alcalinas

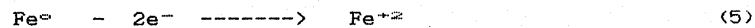


reacciones de óxido-reducción

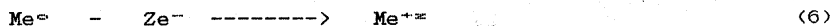


Por otro lado, una reacción electroquímica involucra especies químicas conjuntamente con una transferencia de electrones. Si se liberan cargas eléctricas negativas se lleva a cabo una oxidación, en tanto que si dichas cargas se absorben, se dice que es una reducción.

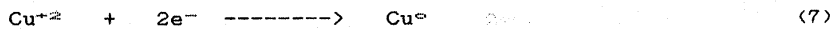
Reacción de oxidación :



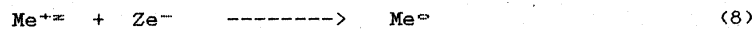
o en forma generalizada



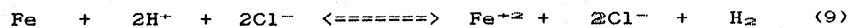
reacción de reducción



Que generalizando puede expresarse :



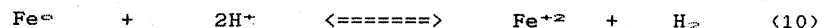
Analizando la reacción del hierro con ácido clorhídrico, que es una reacción típica de corrosión, se puede ver que la reacción (2), se puede expresar como :



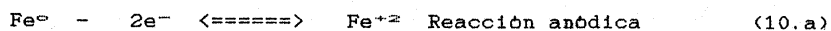
ya que tanto el ácido clorhídrico como el cloruro ferroso se

ionizan en solución.

De la ecuación (9), se puede ver que los iones cloruros no participan directamente en la reacción ya que conservan su carga en ambos lados de la ecuación. Esta observación permite escribir en forma simplificada.

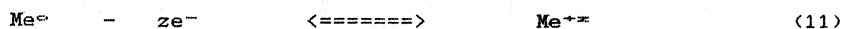


Que a su vez puede ser dividida en dos reacciones, una de oxidación y otra de reducción de tal manera que



Todo proceso corrosivo, requiere de una reacción de oxidación y otra de reducción, de las primeras llamadas anódicas y las últimas catódicas.

Las reacciones anódicas, en todos los casos, involucran una oxidación y en consecuencia, una pérdida o liberación de electrones. En forma general se puede expresar de acuerdo a la ecuación (10.a)



El valor de  $z$  depende del metal involucrado y sus posibles valencias; así, metales como el hierro, pueden oxidarse en diversas formas produciendo por ejemplo iones ferrosos (+2) o férricos (+3).

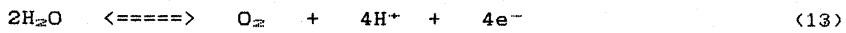
Por lo que respecta a las reacciones de reducción o catódicas, además de la ya mencionada en la ecuación (10.b),

se pueden presentar :

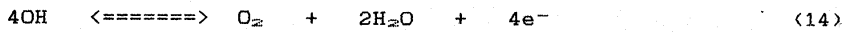
desprendimiento de hidrógeno



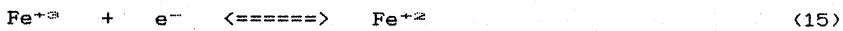
reducción de oxígeno en soluciones ácidas



reducción de oxígeno en soluciones neutras o alcalinas



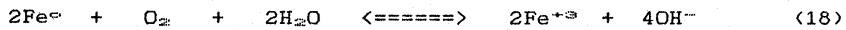
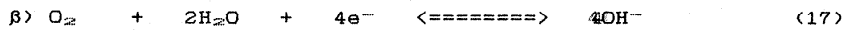
reducción de iones metálicos



Así, combinando algunas de las reacciones, se puede expresar la corrosión del hierro en agua conteniendo oxígeno disuelto o en aire húmedo como :

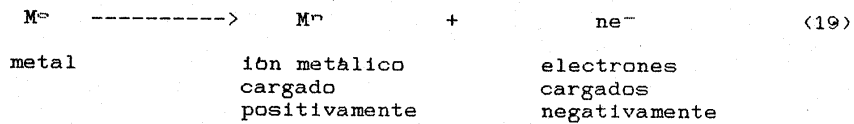


+

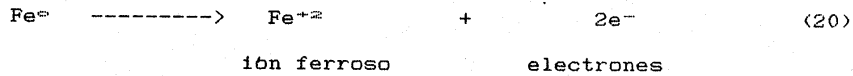


## II.5.- MECANISMO DE LA CORROSION ELECTROQUIMICA

La corrosión de una pieza de metal puede ser definida como la tendencia del metal a pasar al estado iónico o la pérdida de uno o varios electrones con aumento de su valencia positiva. Eléctricamente esto puede expresarse como:



en el caso del fierro se tiene :



A la tendencia de un metal a pasar al estado iónico se le llama presión electrolítica de solución (Pe). Fig. 2.

Simultáneamente hay una tendencia de los iones del metal, que existen en solución (y pueden provenir de la barra misma por disolución de iones que ya existían) a pasar del estado iónico al estado atómico, y depositarse sobre la barra metálica. A esto se le llama presión osmótica (Po), Fig. 3.

Si se tienen dos barras sumergidas en una solución, una con la condición de que su presión electrolítica sea mayor que la presión osmótica : (Pe > Po) y la otra, que la presión osmótica sea mayor que la presión electrolítica (Po > Pe): la primera barra (M) tenderá a cargarse negativamente, mientras que la segunda barra (M') será positiva, Fig 4.

Las barras metálicas se denominan electrodos y al



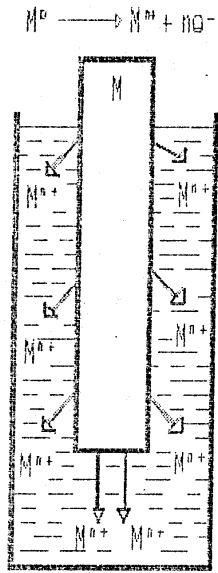


FIGURA No. 2  
PRESION ELECTROLITICA DE SOLUCION

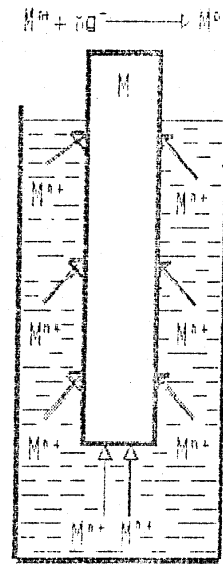


FIGURA No. 3  
PRESION OSMOTICA

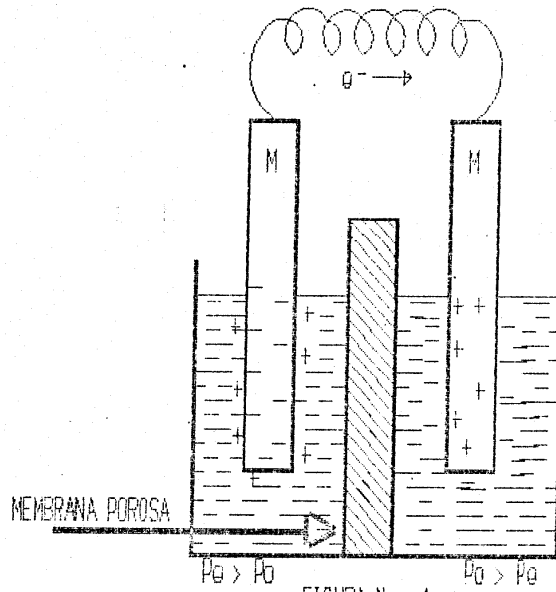


FIGURA No. 4

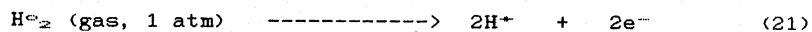
PILA GALVANICA

electrodo en que  $P_e > P_o$  se le llama ánodo. El electrodo en que  $P_o > P_e$  se denomina cátodo. Los electrodos van sumergidos en sus respectivos electrolitos. El electrolito que rodea al ánodo se llama anblito y el que rodea al cátodo catblito. A la combinación de un electrodo y un electrolito se le llama media celda y la combinación de dos medias celdas, se le denomina celda o pila galvánica.

Si se unen las barras entre sí, por medio de un conductor metálico y al mismo tiempo se comunican las soluciones por medio de un puente salino (tubo doblado conteniendo una solución conductora) o bien se ponen las soluciones en el mismo recipiente. Con la condición de que los electrolitos no reaccionen entre sí, (en tal caso se pondrá una membrana porosa o semipermeable) se rompe el equilibrio dinámico y esto da lugar al flujo de electrones del ánodo y iones positivos del cátodo. En estas condiciones se produce una corriente eléctrica directa y teóricamente habrá paso de corriente hasta agotamiento del ánodo.

La diferencia de potencial entre el electrodo y una solución normal de sus propios iones en el equilibrio, se llama potencial de electrodo. La magnitud del potencial, no se puede fijar de una manera absoluta, ya que para que la corriente se manifieste, es necesario que haya flujo eléctrico y el potencial de electrodo se relacione con otro potencial.

El patrón al cual están referidos los potenciales de electrodos es el potencial que desarrolla la creación de la media celda ( $H_2$ ,  $2H$ ) :



al potencial de esta reacción, se le ha asignado el valor de cero, convencionalmente. En la Tabla No. 1, se encuentran algunos potenciales de electrodos y su comparación con el comportamiento de ciertos metales comerciales.

## II.6.- CELDAS GALVANICAS

Los compuestos químicos y la humedad del suelo que rodean a estructuras metálicas subterráneas, dan lugar a la formación de celdas galvánicas débiles.

Si se produce una celda galvánica en algún punto de un tubo metálico, las partes correspondientes de la celda son: el agua del suelo (electrolito), dos áreas distintas en el tubo (el ánodo y el cátodo) y la pared del tubo, que funciona como el conductor cerrando el circuito.

El área por donde sale la corriente del tubo (el ánodo o área anódica), se corroerá, mientras que por donde retorna al tubo (el cátodo o área catódica) se protegerá, Fig. 5. Existen dos tipos de corrosión galvánica, que se describen en los dos puntos siguientes.

### II.6.1.- METALES DISTINTOS

La más frecuente y menos considerada celda galvánica se presenta cuando en una tubería metálica vieja se coloca un tramo de tubo nuevo. El tubo nuevo actúa como ánodo y su velocidad de corrosión depende del tipo de suelo y de las

TABLA No. 1

ALGUNOS POTENCIALES NORMALES Y SU COMPARACION CON EL  
COMPORTAMIENTO DE CIERTOS METALES COMERCIALES.

EXTRMO ANODICO	POTENCIAL DE ELECTRODO vs. POTENCIAL DE ELECTRODO ESTANDAR DE HIDROGENO A 25°C.	METALES COMERCIALES
$K^{\circ} - e^{-} \langle====\rangle K^{+}$	-2.92	
$Mg^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Mg^{+2}$	-2.34	Aleaciones de magnesio
$Al^{\circ} - 3e^{-} \langle====\rangle Al^{+3}$	-1.66	Aleaciones de aluminio
$Zn^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Zn^{+2}$	-0.76	Zinc y galvanizados
$Cr^{\circ} - 3e^{-} \langle====\rangle Cr^{+3}$	-0.71	
$Fe^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Fe^{+2}$	-0.44	Acero al carbón, hierro dulce y hierro colado, aceros inoxidable de tipo no pasivo.
$Cd^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Cd^{+2}$	-0.40	
$Cu^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Cu^{+2}$	-0.28	
$Ni^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Ni^{+2}$	-0.25	Niquel activo
$Sn^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Sn^{+2}$	-0.14	Soldaduras blandas Sn - Pb
$Pb^{\circ} - 2e^{-} \langle====\rangle Pb^{+2}$	-0.13	
$2H^{+} + 2e^{-} \langle====\rangle H_2$	-0.00	REFERENCIA.
$Sn^{+4} + 2e^{-} \langle====\rangle Sn^{+2}$	+0.15	
$Cu^{+2} + 2e^{-} \langle====\rangle Cu^{\circ}$	+0.34	Bronce al manganeso latón naval, amarillo y rojo, bronce al silicio, cuproniqueles.
$O_2 + 2H_2O + 4e^{-} \langle====\rangle 4OH^{-}$	+0.40	Niquel pasivo

CONTINUACION DE LA TABLA No. 1

$\text{Fe}^{+3} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{+2}$	+0.77	Acero inoxidable pasivo del tipo 304 Aceros inoxidables tipo 316
$\text{Hg}_2^{+2} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Hg}^{\circ}$	+0.80	
$\text{Ag}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}^{\circ}$	+0.80	Soldadura de plata
$\text{Pd}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pd}^{\circ}$	+0.83	
$\text{O}_2 + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1.20	
$\text{Pt}^{+2} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pt}^{\circ}$	+1.20	
$\text{Au}^{+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Au}^{\circ}$	+1.42	
$\text{Au}^{+3} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Au}^{\circ}$	+1.68	

(EXTREMO CATODICO O PASIVO.)

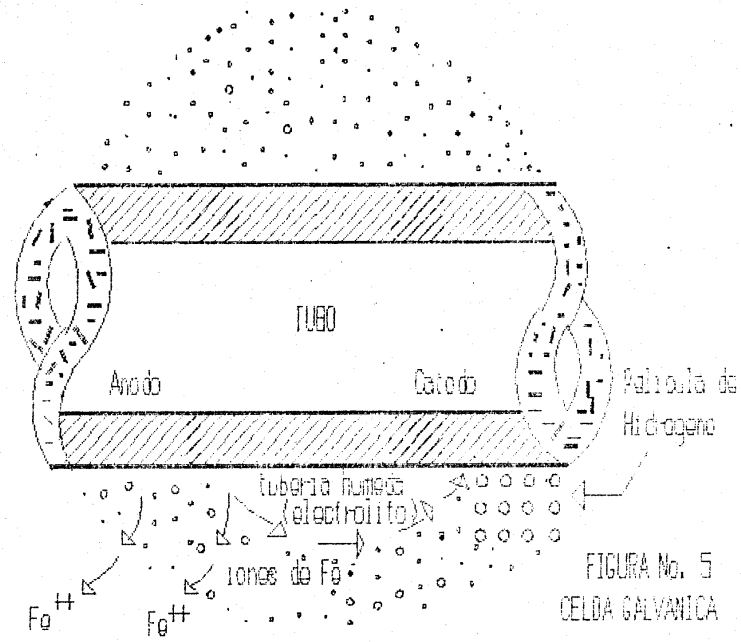


FIGURA No. 5  
CELDA GALVANICA

áreas relativas anódicas y catódicas. Si la pieza de tubo instalada es muy pequeña, la velocidad de corrosión será acelerada, porque el área anódica proporcionará la corriente necesaria para satisfacer un área catódica mucho más grande, Fig. 6.

Otro tipo común de celda galvánica es producida por las diferentes condiciones en la superficie metálica de un tubo, costuras o raspaduras en la superficie del tubo, son áreas activas anódicas después de enterrada la tubería. Lo mismo se presenta en superficies brillantes de roscas superficiales adjuntas a un cople o algún otro accesorio. En ambos casos, la superficie brillante es el ánodo y el resto de la superficie del tubo es el cátodo. En algunos suelos, tales celdas de corrosión son muy activas y destructivas, debido a la relación de área anódica pequeña a área catódica grande, Fig.7.

En la Fig. 8, se observa otro tipo común de celda galvánica que se presenta en la superficie de tubos metálicos nuevos. Escoria de laminación o incrustaciones en la superficie del tubo actúan como un metal distinto a la pared de éste. La corriente fluirá de la pared del tubo (ánodo) a través del terreno y retornará al metal del tubo en las incrustaciones (catódico) formando perforaciones en las áreas anódicas.

#### II.6.2.- ELECTROLITOS DISTINTOS

Otro tipo de celda galvánica y probablemente la causa de más frecuente corrosión a lo largo de una tubería metálica



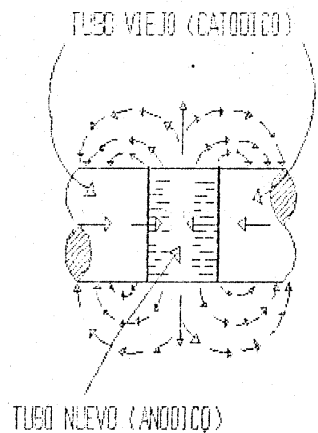


FIGURA No. 6  
 CELDA GALVANICA  
 FORMADA EN UNA  
 TUBERIA VIEJA POR  
 INSERTACION  
 DE UN TRAMO NUEVO

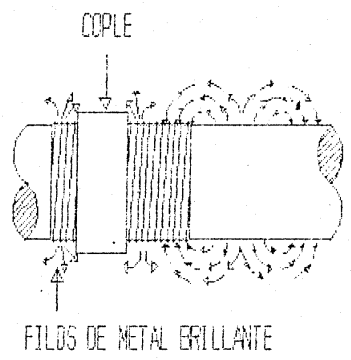


FIGURA No. 7  
 CELDA GALVANICA  
 FORMADA POR LAS  
 DIFERENTES  
 CONDICIONES EN LA  
 SUPERFICIE METALICA

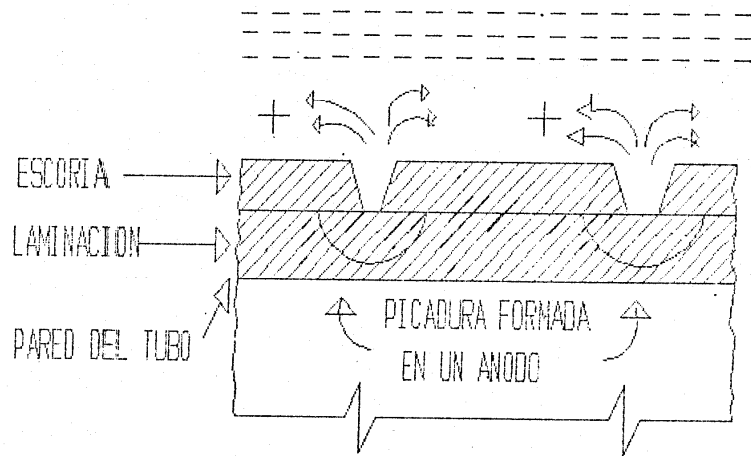


FIGURA No. 8

CELDA GALVANICA FORMADA POR ESCORIA DE LAMINACION O INCRUSTACIONES

enterrada, es debido a diferencias en suelos o condiciones de los mismos.

Este tipo de celda galvánica se refiere a una celda de concentración, el suelo alrededor del área anódica es un electrolito diluido.

La Fig. 9 ilustra las condiciones de un lugar que tiene dos tipos de suelos completamente diferentes, mientras que el tubo es un metal común, los dos suelos diferentes producen el efecto de un electrolito distinto, causando en el tubo un área anódica y otra catódica, si la resistencia al flujo de la corriente a través del suelo, entre ánodo y cátodo es alta, la velocidad de corrosión será lenta y viceversa, si la resistencia del suelo es baja, la velocidad de corrosión será rápida.

#### II.7.- CELDAS DE CONCENTRACION

Estas celdas son llamadas voltaicas en honor de su descubridor Volta; en la Fig. 10 se muestra una de estas celdas.

El electrodo del lado derecho está suspendido dentro de un pequeño envase poroso y el electrolito dentro del envase está mucho más concentrado que en el envase exterior de vidrio, ambos electrodos son del mismo metal, en este caso hierro.

Debido a la diferencia de concentración del electrolito, la corriente eléctrica establece el flujo según la dirección de las flechas.

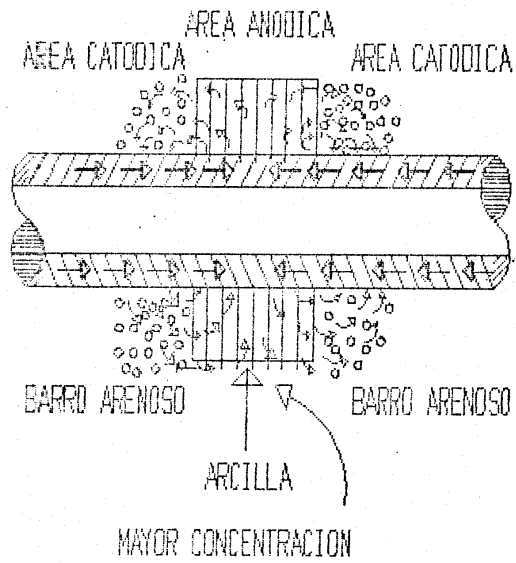


FIGURA No. 9  
 CELDA GALVANICA FORMADA POR LOS  
 ELECTROLITOS DISTINTOS

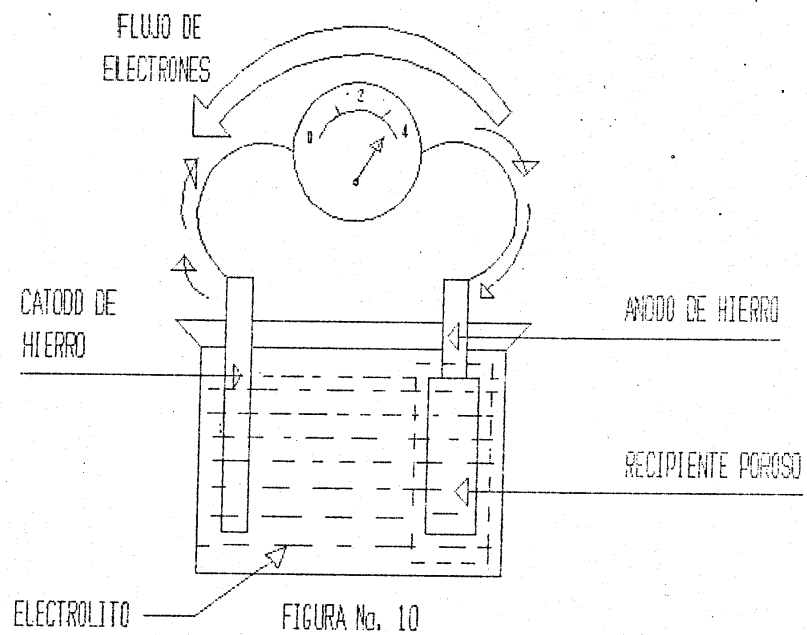


FIGURA No. 10  
 CELDA VOLTAICA

Esta dirección del sentido de la corriente es convencional para mayor facilidad en los trabajos de control de corrosión, ya que teóricamente, en la celda el metal que se corroe es el ánodo o sea el que se carga negativamente al pasar a solución los iones metálicos que son positivos ( $Fe^{++}$ ) y el flujo de electrones sería como lo indica la flecha superior.

Como se puede ver, en la serie electromotriz (tabla 1) de los metales, estos se encuentran ordenados de acuerdo con su actividad, es decir, su facilidad para entrar en solución o corroerse.

Su actividad es decreciente en el orden de la serie electromotriz, por lo que cuando dos de ellos se ponen en contacto dentro de un electrolito, el que sufre ataque corrosivo será el de la actividad mayor o sea el que está antes en la serie (ánodo), protegiéndose el que le sigue (cátodo).

#### II.8.- CELDA DE ABREACION DIFERENCIAL

La Fig. 11, es una presentación esquemática de una pila de concentración de oxígeno, siendo una variante de la celda galvánica, en ella los dos electrodos son hierro y en las dos, la concentración del electrolito es igual, pero alrededor del electrodo del lado derecho se está inyectando una pequeña corriente de oxígeno, se observa que fluye una corriente como lo indican las flechas.

Hay que señalar que según la concentración de oxígeno de

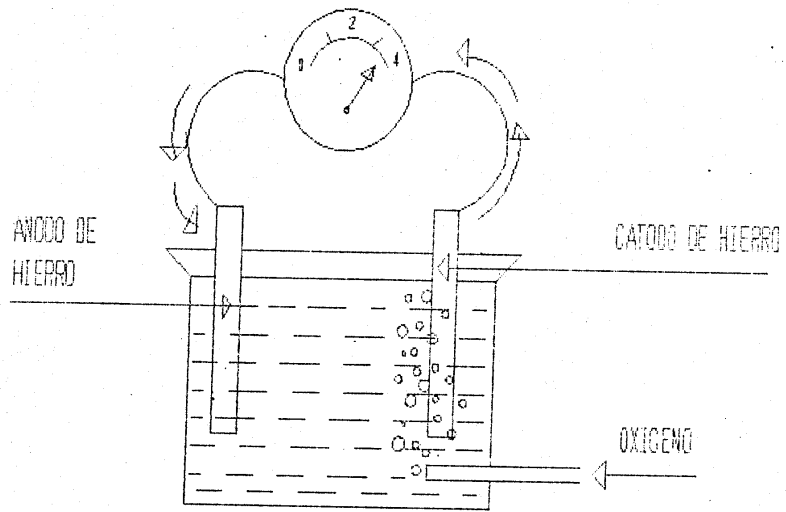
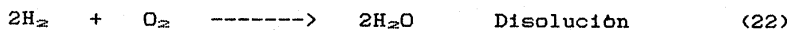


FIGURA No. 11  
PILA DE CONCENTRACION DE OXIGENO

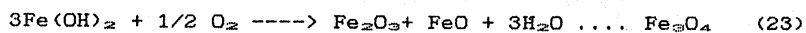
la solución y su pH, el oxígeno puede actuar como agente de corrosión o de inhibición, las reacciones que se pueden llevar a cabo son las siguientes:

1).- En un medio ácido pH = 4.5, el oxígeno actúa como depolarizante

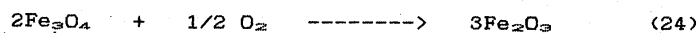


por lo tanto el oxígeno actúa como acelerador de corrosión, salvo si una sal forma un complejo insoluble.

2).- En un medio neutro o poco ácido pH = 7 con muy poco oxígeno



con un poco más de oxígeno



A este pH, el  $Fe(OH)_2$  es bastante soluble, por lo cual, los productos de la corrosión  $Fe_3O_4$  y  $Fe_2O_3$  se forman a cierta distancia del área anódica, dejando la posibilidad de que el metal siga siendo atacado por el electrolito, es el caso de la corrosión por inmersión alterna en el agua de mar y aire atmosférico, en cambio, si la cantidad de oxígeno es considerable, el  $Fe(OH)_2$  se oxidará directamente en  $Fe_2O_3 + H_2O$ , y la película formada se depositará directamente sobre el área anódica, disminuyendo notablemente la velocidad de corrosión.

3).- En un medio alcalino (pH = 10), el  $Fe(OH)_2$  es totalmente insoluble y por lo tanto no se puede oxidar en  $Fe_3O_4$  y  $Fe_2O_3$ ,



más que en la superficie del área anódica, por lo cual se formara siempre una película protectora de productos de corrosión.

## II.9.- CORROSION BACTERIANA

La corrosión bacteriana puede definirse de la manera siguiente: la corrosión bacteriana o biológica incluye todo fenómeno de destrucción en el cual estos microorganismos, ya sea que actúen directamente o por medio de las sustancias provenientes de su metabolismo, desempeñan un papel importante al acelerar un proceso ya establecido o al crear las condiciones favorables para que se produzca dicho fenómeno.

### II.9.1.- FACTORES QUE INFLUYEN

En términos generales, puede decirse que estos factores son de tres tipos:

- 1).- Estado en que se encuentra el material.
- 2).- Influencia del medio.
- 3).- Acción de los microorganismos.

#### II.9.1.1.- EL ESTADO EN QUE SE ENCUENTRA EL MATERIAL.

Este aspecto es muy importante; la estructura, las alteraciones de la superficie (por mininas que éstas sean) o el deterioro mecánico que presenta el metal corresponden a factores que permiten que se inicie el proceso de corrosión.

Una vez iniciado el fenómeno se observa la acción que posteriormente desempeñan las bacterias. Prácticamente todas las tuberías presentan imperfecciones.

#### II.9.1.2.- INFLUENCIA DEL MEDIO.

a).- La composición química. El agua o medio ambiente que rodee a una tubería o estructura desempeña una función de primer orden. El contenido de oxígeno y de gas carbónico en éste, llevará a la formación de óxidos y de carbonatos, especialmente en los puntos que presentan deterioro. Además el oxígeno favorecerá el desarrollo de los microorganismos (aeróbicos) y, por otra parte, el gas carbónico servirá como fuente de carbono a las bacterias autótrofas.

La presencia de iones minerales, nitrógeno, fósforo, azufre, hierro, manganeso, calcio, etc., en forma de nitratos, fosfatos, sulfatos o sulfuros, aportará los oligoelementos necesarios para el crecimiento de las bacterias. Estas utilizarán dichos oligoelementos para su propia síntesis u obtendrán de la transformación de éstos la energía necesaria para su metabolismo.

Del mismo modo, las bacterias quimioorganótrofas utilizarán los compuestos orgánicos.

b).- Temperatura. Cada microorganismo tiene una temperatura óptima en la cual su desarrollo se acelera, y dicha temperatura se encuentra por lo general alrededor de 25 a 30 °C. Por el contrario, ciertas esporas pueden resistir temperaturas mucho más bajas o mucho más elevadas.

c).- pH. Este desempeña una función importante. La acidez o la alcalinidad del medio propician una acción directa sobre el metal y después, de acuerdo con el grado que presentan, favorecen o inhiben el desarrollo de las bacterias. En general, el pH óptimo se encuentra alrededor de la neutralidad. A pesar de ello, ciertos gérmenes, como por ejemplo los thiobacillus, se adaptan muy bien en un pH próximo a 1. Además, dichos gérmenes al secretar ácido sulfúrico consiguen cambiar de manera significativa el pH del medio, que se vuelve entonces muy corrosivo para el metal.

d).- La Luz. Condiciona el desarrollo de las bacterias fotolitótroficas, y así mismo, de las fotoorganótroficas.

#### II.9.1.3.- ACCION DE LOS MICROORGANISMOS.

Además de las bacterias ya descritas, de las cuales más adelante se explicará su mecanismo de corrosión, es preciso citar:

HONGOS. Se trata de organismos heterótrofos que pueden causar importantes daños provocados por sus actividades enzimáticas, las cuales se manifiestan por el deterioro biológico de los derivados celulósicos o plásticos, de cuyos productos pueden hacerse cargo algunas bacterias.

ALGAS. Son organismos autótrofos que se desarrollan en presencia de luz. Se trata de organismos que proporcionan la materia orgánica necesaria para el crecimiento de los otros microorganismos. Como sucede en el caso de los hongos,

también las algas secretan enzimas que atacan numerosos substratos, madera, papel, etc., y que pueden así mismo metabolizar sustancias ácidas corrosivas.

Por otra parte, las algas conducen a la formación de lodos o sedimentos que pueden favorecer el desarrollo de las bacterias anaerobias.

#### II.9.2.- ACCION DE LAS FERROBACTERIAS.

Las ferrobacterias obtienen la energía necesaria para su síntesis a partir de la transformación de las sales ferrosas en sales férricas. Ahora bien, en las tuberías de metal ferroso y en un punto de la superficie no protegido o alterado, el cual se encuentra en contacto con el agua siempre ocurre un ataque del metal que da lugar a la formación de hidróxido ferroso.

En condiciones normales el hidróxido ferroso en esas tuberías rápidamente se transforma en hidróxido férrico y en carbonato gracias al oxígeno y al gas carbónico disueltos. En general, el fenómeno se detiene ahí.

La presencia de ferrobacterias en el punto en el que el metal ha sufrido el ataque va a ocasionar la movilización de los iones ferrosos y su transformación en sales férricas. Esto se produce con rapidez siempre que el medio contenga iones ferrosos. De esta manera se observa la formación de densas masas de herrumbre conteniendo los cuerpos bacterianos, a esa formación sigue la disolución ininterrumpida del metal.

### II.9.3.- ACCION DE LAS BACTERIAS SULFATORREDUCTORAS.

En 1923, Von Wolzosen Kuhr describió el importante papel que desempeñan las bacterias sulfatorreductoras. Hasta donde se sabe, estas bacterias, unicamente forman parte de un solo grupo de espiriláceas cuyo representante es desulfovibriodesulfuricans.

Puesto que son anaerobias a estas bacterias se les encontrará bajo las capas de herrumbre que se hallan en contacto con el metal, ahí donde no llega el oxígeno; más adelante se verá mediante qué mecanismo. Estas bacterias transforman los sulfatos en ácido sulfhídrico, el cual se combinará con las sales ferrosas para dar un sulfuro negro.

Se ha comprobado que además de afectar a metales ferrosos, el ácido sulfhídrico ejerce su acción corrosiva de manera muy especial en las tuberías de plomo, independientemente de que éstas se encuentren o no bajo tierra.

### II.9.4.- ACCION DE SULFOBACTERIAS.

Las sulfobacterias: metabolizan el azufre a partir de compuestos azufrados reducidos y los expulsan al medio ambiente o lo almacenan dentro de su célula. O bien lo oxidan, lo mismo que a sus compuestos, con formación de productos ácidos ( $H_2SO_4$ ).

En el primero de estos casos habrá una formación de lodos.

En el segundo caso se produciría una acidificación corrosiva con modificación importante del pH del medio.

#### II.9.5.- MECANISMOS DE LA CORROSION BIOLÓGICA.

El mecanismo de la corrosión más ampliamente aceptado en la actualidad, se fundamenta en la teoría electrónica. Esta teoría es en efecto racional y ofrece una explicación satisfactoria en relación con la mayor parte de los procesos de corrosión.

Entre los puntos en los que el metal presenta imperfecciones se forman diferencias de potencial las cuales provocan el paso de corriente a través del electrolito que se encuentra entre esas diferentes partes del metal. En realidad se forman pequeños elementos primarios.

En las zonas anódicas, la corriente pasa del metal al electrolito y por el contrario, en las zonas catódicas, la corriente pasa del electrolito al metal. De este se observa una disolución del metal en el ánodo y la formación de hidrógeno en el cátodo.

En condiciones normales, al desprenderse el hidrógeno catódico, permanece suspendido en la superficie del metal, en forma de película a escala molecular, y de este modo crea un potencial de oposición suficiente para neutralizar la pila. Este fenómeno corresponde a la polarización.

De esta manera al principio se produce una ligera corrosión anódica con disolución del hierro en forma de sales

ferrosas que pronto se oxidan en sales ferricas por efecto del oxigeno del agua.

Al polarizarse los elementos, sin embargo, la corrosión se suspende. En esta etapa del proceso se observa una ligera capa de herrumbre que no afecta al metal y dicho estado de equilibrio puede durar mucho tiempo, en tanto que el oxigeno no movilice el hidrógeno catódico.

De hecho, toda sustancia o mecanismo que utilice el hidrógeno catódico despolarizará el sistema y la corrosión ocurrirá de nuevo.

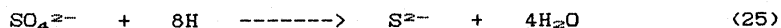
Al llegar a esta etapa es cuando intervienen las ferrobacterias y las bacterias sulfatorreductoras.

En la parte correspondiente al ánodo, las ferrobacterias obtienen su energia de la transformación de sales ferrosas en sales ferricas y provocan la formación acelerada del herrumbre, con lo cual rompen en forma continua el equilibrio por despolarización anódica y catódica simultaneamente.

Este proceso produce la disolución continua del metal y llega hasta la perforación del mismo.

En la parte correspondiente al cátodo, las bacterias sulfatorreductoras movilizan el hidrógeno y provocan una despolarización catódica.

Reducción de los sulfatos:



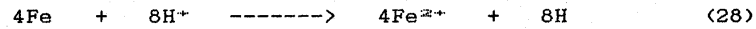
Disolución electrolitica del agua:



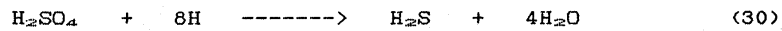
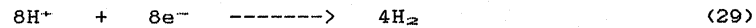
1).- Despolarización anódica:



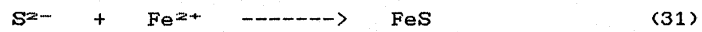
o bien



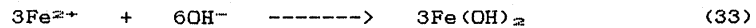
2).- Despolarización catódica:



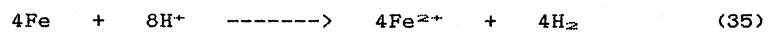
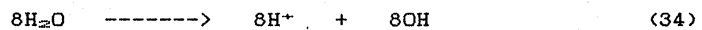
los iones de sulfuro van reaccionando a la altura del ánodo con una parte de los iones ferrosos puestos en solución.



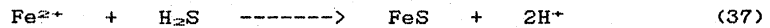
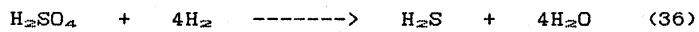
Otra parte de los iones ferrosos va a combinarse con los iones oxhidrilos.



En consecuencia, se puede escribir, de una manera global.



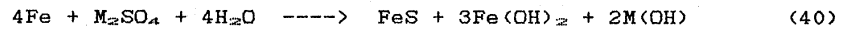
Sulfatorreductor:



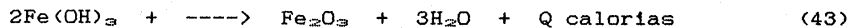
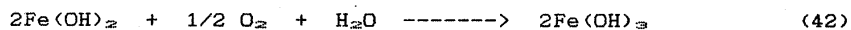
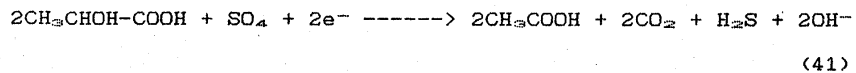




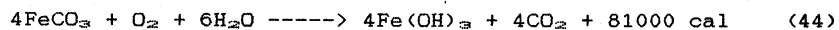
NOTA:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se toma aquí por razones de facilidad. En realidad se tiene:



Estas relaciones corresponden a la vida autótrofa del desulfovibriodesulfuricans, sin la intervención de ninguna materia orgánica. Pero el átomo de azufre puede servir también como receptor de electrones para la oxidación de ciertas sustancias orgánicas. Como ya se ha visto, esta oxidación nunca es completa y conduce a la formación de ácido acético. Se trata por esta razón de un organismo que es también quimiorganótrofo.



y también,



En el esquema 1, se ponen en evidencia todas las reacciones debidas a las ferrobacterias y a las bacterias sulfatorreductoras; pero las reacciones provocadas por las sulfobacterias no intervienen directamente en el proceso de corrosión, aunque si modifican el medio ambiente.

ESQUEMA No. 1  
CICLO DE LA CORROSION  
BIOLÓGICA

