

## CORROSIÓN

Ing. Qco. Rafael Rosado

Corrosión es el proceso por el cual un metal se disuelve (o en términos más generales, se transforma en compuestos más solubles). Para que exista corrosión deben coincidir en el sistema:

- Un dador de electrones, en el caso de los materiales de ingeniería un metal.
- Un aceptor de electrones, generalmente el oxígeno y menos frecuentemente los protones (hidrógeno disuelto)
- Un medio líquido conductor de corriente eléctrica. En el caso práctico y de mayor interés para el ingeniero (corrosión atmosférica) ese líquido, llamado electrolito, es el agua más o menos impura

### **El metal:**

Cristales formados por un retículo de cationes y un mar de electrones que pueden moverse con mucha libertad en el retículo, y dan la necesaria neutralidad al sistema; el requisito de electroneutralidad de un sistema es un principio inexorable.

### **La interfase, adsorción:**

La interfase es el lugar donde la homogeneidad del sistema es interrumpida creándose una discontinuidad que genera tensiones insatisfechas. En efecto, las fuerzas de atracción-repulsión que se neutralizan entre sí en el interior del cristal (cualquiera sea la naturaleza de este), quedan desequilibradas y tienden a atraer y fijar moléculas del medio con el que están en contacto (*este fenómeno es llamado adsorción es característico de las superficies interfaciales, todas esas superficies tienden en mayor o menor grado a recubrirse de moléculas de las sustancias con que están en contacto*)

### **El agua;**

El otro protagonista del fenómeno es el agua, una molécula asimétrica covalente, donde interviene un elemento muy electronegativo (esto es ávido de electrones) el oxígeno y otro que lo es mucho menos, el hidrógeno. En el extremo de un triángulo el oxígeno será el polo negativo por su tendencia a incorporar a su estructura los electrones que lo enlazan al hidrógeno, en tanto que el ocupado por los dos hidrógenos será el positivo, no se trata de cargas netas como en el caso de un ion (por ejemplo el cloruro) sino cargas relativas entre sí.

En la superficie del metal, los cationes quedan muy expuestos a la acción de los agentes externos pues los electrones “huyen” de la superficie. En contacto con el agua tenderán a fijar esas moléculas de agua por su polo negativo, cuando la atracción del agua sobre los cationes, consigue anular las fuerzas que estructuran al metal, algunos cationes hidratados pasarán al electrolito que será positivo respecto del metal que, con exceso de electrones, será negativo. De esta manera se crea una diferencia de potencial que detiene el proceso, pues el electrolito “positivo” no aceptará más cationes y por otra parte el metal “negativo” los retendrá fuertemente, y a los fines prácticos la corrosión no se produce

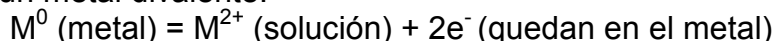
Por este mecanismo, los metales tienen una tendencia natural a disolverse en el agua, como cualquier otro cristal, con la diferencia que en una red iónica como el NaCl por cada catión que pasa a la solución se disuelve también un anión de modo que la solución será siempre neutra y no habrá diferencia de potencial que pueda detener la continua disolución del cristal iónico.

### **Los aceptores de electrones.**

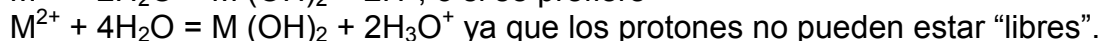
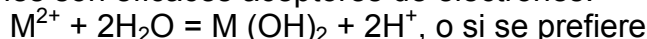
Pero si los electrones que quedan en el metal, tienen posibilidad de emigrar o si son “retirados del sistema” por un aceptor de electrones, o sea consumidos por otra reacción química, la disolución del metal se hace continua porque el sistema nunca puede alcanzar el equilibrio. El aceptor universal de electrones es el oxígeno, capaz de disolverse en el electrolito y siempre presente en condiciones ambientales.

### Ánodo y Cátodo;

El sitio donde el metal se disuelve se llama ANODO y en él se produce una oxidación (ganancia de cargas positivas o lo que es lo mismo pérdida de electrones). Si M es un metal divalente:

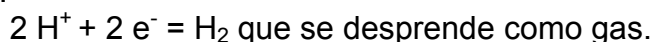


En un proceso posterior, el metal disuelto descompone al agua fijando oxhidrilos con formación de óxidos hidratados (hidróxidos generalmente poco solubles) y liberando protones, esto es creando un medio ácido (el pH del electrolito puede llegar a valores tan bajos como 4) que favorece la posterior disolución del metal ya que esos protones son eficaces aceptores de electrones.

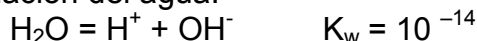


El sitio donde los electrones son consumidos, se llama CÁTODO, una gran cantidad de reacciones catódicas son posibles, pero en el caso de corrosión atmosférica (el agua condensada sobre las superficies metálicas hace de electrolito), estructuras enterradas o en contacto con aguas naturales (freática, arroyos etc) o servidas, las reacciones frecuentes son:

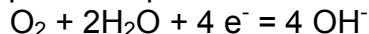
1° - A pH < 7 (aguas levemente ácidas como el de lluvia o de condensación en atmósferas contaminadas con dióxido de carbono y/o de azufre como en las atmósferas industriales) aguas servidas o residuales de procesos industriales etc, y solamente en el caso en que el catión  $H^+$  tenga por los electrones mayor afinidad que el metal:



Los protones que se descargan en el cátodo son continuamente provistos por la disociación del agua:



2° - A pH 7 o superior:



Este proceso requiere de la aereación, ya que el oxígeno disuelto en el agua se agota rápidamente. En cualquier caso en el cátodo se produce una reducción (ganancia de electrones o sea de cargas negativas) y el medio será alcalino pudiendo el pH alcanzar valores tan altos como 10.

Dada la conductividad de los metales, los electrones migran fácilmente desde el ánodo, donde son liberados, hasta el cátodo donde son consumidos, y ambos pueden estar muy alejados aunque en corrosión generalizada se encuentran generalmente muy próximos y hay una enorme cantidad de ánodos y cátodos.

### PASIVACIÓN

Desde el punto de vista termodinámico, la corrosión es un proceso inevitable, en efecto el estado de equilibrio (mínima energía potencial) de los metales, es el combinado (generalmente con el oxígeno) como se encuentran en la naturaleza los minerales. Convertir el mineral en metal puro, demanda una cantidad enorme de energía y parte de esa energía quedará acumulada en el metal que tenderá espontáneamente a deshacerse de ella recombinándose con el oxígeno siempre disponible, o sea oxidándose.

Sin embargo conocemos metales que en las mismas condiciones en que se corroe el hierro, permanecen inalterables, caso del cobre o el aluminio. La razón radica en la calidad del óxido que forman, estos metales se combinan con el oxígeno sin incremento de volumen, por lo tanto se recubren de una capa de óxido adherente, que los protege de mayor corrosión (como una piel los aísla del contacto con el oxígeno). Se dice entonces que el metal está PASIVADO.

Son metales pasivos el cobre y sus aleaciones; los bronce (Cu aleado con estaño) y los latones (Cu aleado con zinc), el estaño y sus aleaciones (con plomo los antifricción), el níquel, el cromo y una gran cantidad de metales tienen esta propiedad. Los aceros inoxidable, aleaciones de hierro, cromo y níquel, son inalterables porque

en proporción mayor al 10% el cromo forma su capa pasiva de óxido protegiendo al material. La afinidad del cromo por el oxígeno es tan fuerte que si la capa pasivante se destruye, por ejemplo por rayado, es inmediatamente regenerada.

El hierro forma una capa de óxido pasivante (el llamado hierro negro) de fórmula incierta pero generalmente aceptada como  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  que es estable a pH elevados (del orden de 8 a 10) pero cuando el pH del sistema desciende, se transforma en óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) de característico color herrumbre, que como tiene un volumen mucho mayor que el metal que le dio origen, se desprende en forma de láminas que exponen el metal a mayor corrosión de manera que el proceso continúa hasta la destrucción total del material.

La capa pasiva es destruída por una gran número de agentes químicos, entre los que sobresale el cloruro, ampliamente difundido en la naturaleza, o impurezas introducidas durante el proceso de fabricación o manipulación del material. Por ejemplo el caso de reactores de inoxidable que van a contener líquidos muy agresivos, y deben ser tratados solamente con herramientas recubiertas con acero inoxidable, ya que las de hierro contaminan la superficie generando zonas anódicas.

#### FORMAS DE CORROSIÓN

El proceso de corrosión se inicia SIEMPRE por la heterogeneidad de las superficies y es obvio que las superficies perfectas no existen. En la continuidad del proceso pueden incidir una gran cantidad de factores pero en la etapa inicial siempre se encuentra una heterogeneidad superficial.

Esas heterogeneidades pueden estar originadas por la presencia de impurezas o discontinuidad en la composición química de los productos expuestos en la interfase, por ejemplo en el caso de las fundiciones, el grafito será catódico respecto del hierro, microscópicas grietas y fisuras incluso bordes de grano son potencialmente el inicio de la corrosión. Un acero bien pulido será mas resistente a la corrosión que uno mal pintado con pintura antióxido. Si se dan las condiciones, pequeñas gotas de aceite o cualquier suciedad adherida a la superficie metálica, producirán aereación diferencial con la superficie limpia que será catódica respecto de la sucia.

#### POTENCIALES NORMALES DE ELECTRODO

Los potenciales de electrodo miden la tendencia de un metal a disolverse y se llama normal al potencial que toma el metal respectivo cuando está sumergido en una solución de sus propios iones que tiene una concentración de un ion gramo/litro (semicelda aniónica) formando una celda (balanceada con) con el electrodo normal de hidrógeno, al que arbitrariamente se le asigna un potencial cero. Los potenciales normales son por lo tanto relativos. El sistema  $\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+}$  en estas condiciones tiene un potencial de  $-0,440$  Volts. En un proceso corrosivo, a medida que el metal se disuelve aumentará la concentración de los iones ferrosos en el electrolito lo que disminuirá el potencial de la celda según la ecuación:

$$\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+} = -0,440 + (0,030 \log C) \text{ Voltios (1)}$$

Donde C representa la concentración de los iones ferrosos en la semicelda aniónica. La constante 0,030 corresponde a los iones divalentes, siendo 0,059 para los monovalentes y 0,020 para los trivalentes.

Si una semicelda en la que el hierro está en contacto con una solución de sus propios iones, se comunica con otra en la que el cobre está en contacto con una solución de sus propios iones, se habrá formado una pila, el hierro se disolverá (reacción anódica) se oxidará, ganará cargas positivas o sea perderá electrones que serán tomados por el cobre en la reacción catódica (el cobre perderá por lo tanto cargas positivas, se reducirá). Si ambas soluciones tienen concentración normal (un ion-gramo/litro) el potencial de la pila se puede calcular según la ecuación:

$$E_{\text{PILA}} = E \text{ reacción catódica} - E \text{ reacción anódica} = E(\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+}) - E(\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+})$$

$$E_{\text{PILA}} = 0,345 - (-0,44) = 0,785$$

En la corrosión del hierro, la pila será entre el metal (reacción anódica) y el oxígeno (reacción catódica)

$E_{PILA} = 0,40 - (-0,44) = 0.84$ , el proceso será espontáneo.

En cambio en el caso de lon metales pasivos; cobre y aluminio:

$E_{PILA} = E(O_2/2OH) - E(Cu^0/Cu^{2+}) = 0,40 - 0,345 = 0,055$

$E_{PILA} = E(O_2/2OH) - E(Al^0/Al^{3+}) = 0,40 - (-1,67) = 2,07$

Estos potenciales positivos estarían indicando que la corrosión de estos metales debería producirse espontáneamente (en el caso del aluminio con mayor facilidad que en el caso del cobre) y efectivamente así sucede, pero se detiene inmediatamente por la naturaleza pasivante de los óxidos formados.

### TABLA DE POTENCIALES NORMALES

Atomo	Ion	Voltios	Atomo	Ion	Voltios
K	K+	-2,922	H <sub>2</sub> (1 atm.)	H+	0,0
Ca	Ca+	-2,810	Cu	Cu++	+0,345
Mg	Mg++	-2,380	O <sub>2</sub> (1 atm.)	OH-	+0,401
Al	Al+++	-1,670	Cu	Cu+	+0,522
Zn	Zn++	-0,762	Ag	Ag+	+0,799
Fe	Fe++	-0,440	Pt	Pt++	+1,200
Ni	Ni++	-0,230	Cl <sub>2</sub> (1 atm.)	Cl-	+1,358
Pb	Pb++	-0,126	Au	Au+++	+1,420

### PICADURAS (corrosión localizada)

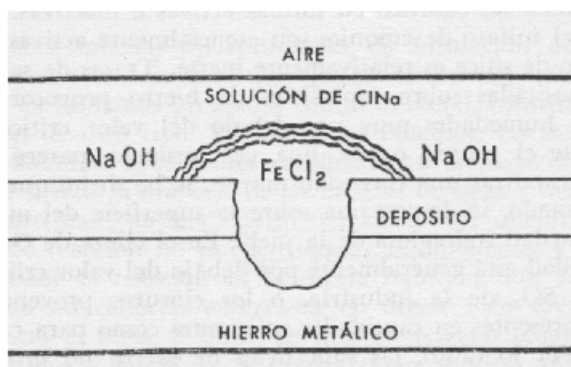
Es la mas peligrosa, ya que el proceso anódico se concentra en un sitio pequeño donde se alcanzan densidades de corriente ( $\mu A/cm^2$  una manera de expresar la velocidad de corrosión) muy elevadas. Obviamente interesa que la zona anódica sea lo mas grande posible (corrosión generalizada) de manera que las densidades de corriente bajas aseguren una baja velocidad de corrosión.

Si la semicelda anódica está aislada (caso una burbujita de agua atrapada por una cubierta impermeable) la concentración de iones metálicos crecerá y el potencial de electrodo disminuirá (según la ecuación 1) hasta que el proceso se detiene. Si en cambio los productos de corrosión (generalmente óxidos hidratados) son poco solubles, precipitarán dejando al electrolito en condiciones de recibir mas cationes. Estos óxidos podrán precipitar sobre el metal protegiéndolo (caso metales pasivos), sobre todo si recubren la zona catódica aislándolo del oxígeno,

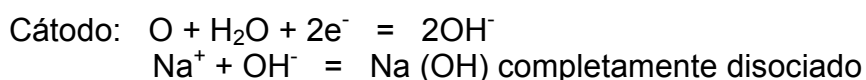
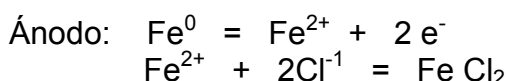
En el caso del hierro, aceros y fundiciones, el primer producto formado por la corrosión en el ánodo es el hidróxido ferroso, relativamente soluble, pero la areas anódicas y catódicas están generalmente muy próximas de modo que si hay provisión de oxígeno los óxidos ferrosos pasarán a férricos, mucho menos soluble que al precipitar, retirarán del medio tanto iones metálicos como oxhidrilos, creando un medio ácido favorable a la disolución del metal. Estos óxidos insoluble crearán una cubierta permeable (por su incapacidad para producir una cubierta compacta) los iones ferrosos migrarán a través de ella por efecto osmótico, encontrando condiciones oxigenadas y produciendo mas hidróxido férrico con el consecuente engrosamiento de la misma. Se formará un microscópico pozo debajo del tubérculo, donde el electrolito será ácido, el proceso se hará continuo y muy peligroso ya que a la larga perforará el metal (PICADURA). Como el volumen del hidróxido férrico formado puede llegar a ser 20 veces mayor que el del metal disuelto, la formación de estas ampollas puede llegar a dificultar seriamente el paso del agua y llegar incluso a obstruir cañerías. De acuerdo

a esta interpretación se debe considerar que el levantamiento de la capa anódica de hidróxidos (ampollado) es la causa de la corrosión localizada.

La presencia de algunas sales en el agua, favorece el proceso corrosivo, especialmente en el caso del cloruro por la gran afinidad que este anion tiene por el hierro con el que forma cloruros y oxiclорuros muy solubles en medio ácido (ánodo) pero que en medio alcalino (cátodo) neutro e incluso débilmente ácido (pH entre 3 y 4) hidrolizan formando hidróxido ferroso que simultáneamente se oxida a férrico y precipita formando la ampolla. Las reacciones que representan el proceso son:

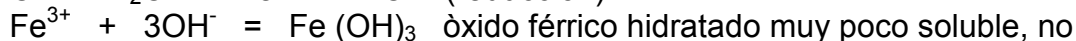
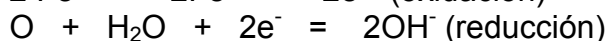
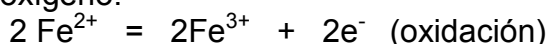


El cloruro de sodio está completamente disociado:  $\text{NaCl} = \text{Cl}^- + \text{Na}^+$



Superficie de la ampolla:  $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe (OH)}_2 + \text{HCl}$

Los cloruros producto de la disociación del ácido clorhídrico, vuelven a la semicelda aniónica reiniciando el proceso. El hierro divalente se oxidará si las condiciones proveen oxígeno:



disociado, que precipita en la superficie de la ampolla.

Por este proceso el hierro disuelto en el ánodo es constantemente retirado de la zona anódica y depositado como herrumbre en la superficie de la ampolla, el proceso se hace continuo y la picadura avanza hasta perforar el metal.

#### CORROSIÓN EN GRIETAS:

La superficie metálica irregular, como la producida por el arenado, será particularmente activa. Formada por agudos valles y filosas aristas, el electrolito (por ejemplo agua de condensación atmosférica) se acumulará en los valles y grietas creando zonas anódicas respecto de las aristas que en contacto con el oxígeno serán catódicas. La disolución del metal profundizará las grietas y el proceso será continuo.

#### CORROSIÓN BAJO TENSIÓN (intercristalina):

La corrosión bajo tensión produce fallas por rajadura. El efecto combinado de tensiones mecánicas y condiciones corrosivas casi invariablemente toma la forma de un ataque muy localizado semejante al craquelado. Las líneas de corrosión generalmente siguen los contornos de grano y el ataque comienza con los átomos del

borde de grano, ligeramente mas reactivos o contaminados con impurezas que han migrado hasta esos bordes. Este ataque crea microfisuras o profundiza las ya existentes según el mismo mecanismo que la corrosión en grietas, pero agudizado por la alta concentración de tensiones que se producen en el fondo de las grietas. Estas hacen mas reactivos los átomos metálicos y además tienden a apartar los granos cristalinos facilitando el avance de la corrosión. Esta interpretación del proceso se basa en que son las zonas traccionadas las que presentan este tipo de corrosión.

Cuando un metal ha sido trabajado en frío, a una temperatura demasiado baja como para permitir que los átomos se acomoden, seguramente habrá tensiones internas y este tipo de corrosión es posible. Así un alambre trefilado en frío tendrá una superficie traccionada por la expansión del alambre al dejar la matriz, mientras que el interior estará comprimido, en un recipiente de presión la falla comenzará en el exterior de la pared metálica traccionada.

Este tipo de corrosión es desde nuestro punto de vista, especialmente peligroso en las estructuras de hormigón pretensado, donde puede producir fallas catastróficas (ver corrosión del hierro en el hormigón) pero no se ha observado en estructuras normales. El efecto de tensiones alternadas en un medio corrosivo, produce el mismo efecto que en un metal sometido a tensiones estáticas y se suele denominar "fatiga por corrosión"

#### INHIBICIÓN DE LA CORROSIÓN:

Inhibición anódica. Se entiende por tal al efecto de una capa que aisle el ánodo. En otras palabras, impedir el contacto del metal con el electrolito que es el vehículo imprescindible para que se desarrolle una celda electrolítica. Los inhibidores anódicos, son coberturas como las pinturas o el cincado, son peligrosos (excepto el cincado que también opera como ánodo de sacrificio) porque cualquier falla (poro o grieta) creará una zona anódica pequeña rodeada de una area inhibida muy grande que será catódica, esto es la corriente provocada por la pila (fem efectiva) se concentrará en un área muy pequeña provocando una corrosión muy rápida que perforará el metal provocando la falla del elemento. Como esa rápida acción local, es la clase de corrosión mas peligrosa, es imprescindible que la capa protectora sea continua y resistente como para soportar tensiones sin fracturarse.

El agente inhibidor natural es la capa de óxidos adherentes, de unos pocos átomos de espesor, que protege a los metales pasivos; los aceros inoxidables, el aluminio, cromo, níquel, cobre, bronce y latones entre los mas comunes. En realidad el proceso corrosivo existe pero a una velocidad tan lenta que a los fines prácticos puede ignorarse. En efecto los cationes metálicos pueden difundir a través de la membrana formada por los óxidos pasivantes y la reacción catódica producirse en la superficie húmeda de modo que la capa de óxidos aumenta constantemente su espesor. En la medida que esa capa tenga adherencia a la superficie del metal este estará protegido pero si se produjera su ampollado (lo que en metales pasivos como el inoxidable puede producirse por la acción de agentes químicos como el cloruro o por contaminación del inoxidable con hierro) habrá corrosión localizada que es característica de estos metales. La corrosión bajo tensión de los metales pasivos puede atribuirse a la ruptura de la capa anódica por efecto de las tensiones aplicadas.

Existen sales que confieren un grado de inmunidad anódica al acero y que están presentes en las pinturas inhibidoras e corrosión, los mas usados son los cromatos. Los cloruros despasivan a todos los metales pasivados, por la extrema facilidad con que atraviesan la capa de óxidos pasivantes, formando oxisales con incremento de volumen y el consecuente microampollado. Ampliamente difundido en la naturaleza es por lejos el agente mas corrosivo. El aluminio protegido por su propio óxido en los tanques que contienen ácido nítrico es un buen ejemplo de productos químicos pasivantes.

**Las pinturas** son el recurso mas utilizado para proveer protección anódica por efecto barrera. Para que el pintado sea eficaz debe realizarse según esquemas de pintado muy estrictos. Desde el punto de vista anticorrosivo pintar mal es mucho peor que no pintar, ya que las imperfecciones (poros, grietas etc.) permitirán el acceso del oxígeno y el electrolito provocando la peor de todas las corrosiones, la localizada.

Las condiciones que debe reunir una pintura para proveer un eficaz efecto barrera deben ser:

1° Adherencia

2° baja permeabilidad, no existen pinturas impermeables, mientras que la absorción de agua depende de la naturaleza del formador de película, la evaporación depende de la presión de vapor del agua que es función de la temperatura. En la medida que no toda el agua absorbida es evaporada, habrá acumulación de agua-electrolito en la interfase pintura-metal y habrá corrosión localizada.

3° Un correcto tratamiento de las superficies previo al pintado y un esquema que prevea pinturas inhibidoras de corrosión mates y pinturas de acabado brillante y los mas impermeables posible. Adecuados espesores y aplicaciones multicapa.

**El cincado o galvanizado** es a la vez una protección anódica y catódica , ya que provee un eficaz efecto barrera y actúa como ánodo de sacrificio disolviéndose en lugar del acero (ver tabla de potenciales), por esta razón a mayor espesor del depósito se consigue una protección mas prolongada. La protección del cinc es tan eficaz que puede inhibir la corrosión de una zona de acero descubierta a 20 cm de distancia (obviamente dependiendo de las condiciones corrosivas) pero si una zona queda descubierta, el Zn se disolverá hasta que el depósito esté a una distancia tal que dejará de proteger y se creará una zona anódica en el acero frente a una gran superficie catódica y habrá picaduras.

Los procesos clásicos para la deposición del cinc son el electrolítico, que provee depósitos compactos y uniformes pero de bajos espesores, del orden de los 20 micrones (las chapas actuales, para techar aproximadamente 10 micrones y se prevee una vida útil de 10 años). El cincado por inmersión de las piezas en baños de cinc fundido, proveen grandes espesores y en condiciones atmosféricas no demasiado agresivas, con espesores de 80-100 micrones se consigue una vida útil muy prolongada.

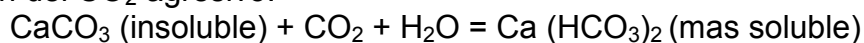
#### INHIBICIÓN CATÓDICA

La reacción catódica característica:  $O + H_2O + 2e^- = 2OH^-$  aumentará la concentración local de  $OH^-$  y el medio será alcalino, si en el electrolito existen sales poco solubles en ese medio, precipitarán cubriendo al cátodo. Las sales de calcio y magnesio en aguas neutras (aguas duras) precipitarán como bicarbonatos o carbonatos poco solubles los que posteriormente podrán reaccionar con el metal formando un depósito complejo (incrustación). Si el agua es ácida, especialmente por un exceso de dióxido de Carbono llamado "CO<sub>2</sub> agresivo" la alcalinidad catódica será neutralizada y esta precipitación no se producirá. Esta circunstancia explica que las aguas naturales sean con frecuencia menos agresivas que las aguas ablandadas para su uso en calderas, pero en este caso es inevitable eliminar las incrustaciones que producen un sobrecalentamiento localizado en las cañerías que conduce al estallido de las mismas.

Esta acción está definitivamente limitada al cátodo ya que el medio ácido del ánodo impide esta precipitación.

La adición de fosfatos estabiliza la capa de carbonatos y la hace insensible a la acción del exceso de dióxido de carbono, debido a la formación de complejos del tipo de la carboxihidroxiapatita.

Acción del CO<sub>2</sub> agresivo:



$Ca (HCO_3)_2 + 2 H_2O = Ca (OH)_2 \text{ soluble} + 2 H_2CO_3 \text{ soluble}$ , se disocia produciendo mas CO<sub>2</sub>

La acción de estos precipitados de carbonatos, que pueden proteger elementos como tanques y cañerías de agua, es bastante clara. No es tan clara ni tan eficaz la serie de inhibidores químicos que se han ensayado. El arsénico, los derivados de mercurio y los sulfuros (todos tóxicos) como el sulfuro de butilo paren inhibir la descarga del hidrógeno (catódica). Coloides del tipo del almidón (que forman micelas con carga positiva y se fijan en el cátodo).

La gran ventaja de los inhibidores catódicos es que una carencia local no produce picaduras. Desgraciadamente y en general, estos inhibidores no adhieren firmemente a la superficie metálica y no se puede conseguir una película protectora estable.

### PROTECCIÓN CATÓDICA

La protección catódica es eficiente ya que imposibilita un ataque anódico sobre el elemento protegido, lo hace sobre un elemento ajeno dispuesto a tal efecto llamado ánodo de sacrificio

Este ánodo de sacrificio consiste en un metal barato que tenga mas tendencia a disolverse que el de la instalación que se debe proteger. Debe además ser de un metal muy puro ya que las impurezas provocarán celdas electrolíticas y el ánodo se consumirá sin proteger, el cinc y menos frecuentemente el magnesio (mas caro) aleado con aluminio, son utilizados. Para evitar un ataque local es necesario proveer de una densidad de corriente adecuada a la instalación protegida, esto se consigue aplicando una fuente de fem externa de manera que la instalación proveerá los electrones y será siempre catódica respecto del ánodo de sacrificio.

El caso de cañerías enterradas parece ser la aplicación mas exitosa (ya que en muchas instalaciones es difícil ubicar el ánodo de sacrificio o la fem aplicada debería alcanzar valores antieconómicos) de este método, como regla general los ánodos se deben enterrar a tres metros de la cañería y espaciados entre sí por una distancia entre 90 y 450 m dependiendo de la conductividad del suelo. En suelos de alta conductividad o en zonas anegadizas puede no ser necesario la aplicación de una fem externa pero con suelos de alta resistividad, por encima de  $2500 \text{ ohmios/cm}^3$ , es imprescindible para asegurar que la cañería será siempre catódica. Un transformador-rectificador de corriente continua establece una diferencia de potencial constante entre la instalación a proteger y el ánodo, esta será variable según el caso pero en condiciones normales se considera del orden de un voltio.

El ataque por agentes químicos no puede ser frenado por este método pues demandaría cantidades muy grandes de costosa corriente eléctrica.