

# CORROSIÓN EN LA INDUSTRIA QUÍMICA

## 11-1. Transcendencia económica

Según el Informe Hoar, publicado en Gran Bretaña en 1971, las pérdidas anuales causadas por la corrosión están comprendidas entre el 2 y el 4% del P.I.B. Estos resultados, que han sido refrendados posteriormente en otros estudios, se refieren únicamente a costes directos. Pero como ya sabemos, los costes indirectos exceden a los directos (pueden llegar a ser 4 ó 5 veces los costes directos), lo que supone un despilfarro intolerable de recursos.

La figura 1 ofrece las contribuciones relativas de distintos sectores al coste global. Se observa que la industria química es responsable del 13% de las pérdidas globales. Puede parecer raro que la industria química no ocupe el primer lugar en la lista de pérdidas por corrosión, ya que implica medios mucho más corrosivos que los otros sectores productivos. La explicación es sencilla: hay mucha más superficie metálica en contacto con la atmósfera (el 80% del total) que en contacto con disoluciones químicas.

FIGURA 1.  
"CORROSIÓN Y PROTECCIÓN METÁLICAS" (vol. I)  
S.Feliu, M.C. Andrade,  
CSIC, Madrid, 1991  
p.157

En todo caso, ese modesto 13% resulta una carga demasiado pesada, si se considera que muchas industrias químicas son como pequeñas ciudades de metal, de gran actividad económica y con una elevadísima tasa de pérdidas por corrosión.

## 11.2-Problemas de corrosión en las plantas químicas

*"¿Qué haría usted, querido lector, si hubiera recibido el encargo de informar en un pequeño capítulo de los problemas de corrosión en la industria química, cuando cada tipo de industria química requeriría un libro?" [1]*

La respuesta no es evidente, pero un planteamiento inicial como el que pretendemos, exigiría abordar las siguientes cuestiones:

### 1. Medios agresivos habituales en la industria química.

#### 1.1. Agua y disoluciones acuosas.

- 1.1.1. Efecto del pH.
- 1.1.2. Oxígeno y otros gases disueltos.
- 1.1.3. Dureza.
- 1.1.4. Efecto de la temperatura.
- 1.1.5. Cloruro sódico.
- 1.1.6. Otras sales disueltas.

- 1.2. Ácidos.
  - 1.2.1. Ácido sulfúrico.
  - 1.2.2. Ácido nítrico.
  - 1.2.3. Ácido clorhídrico.
  - 1.2.4. Ácido fluorhídrico.
  - 1.2.5. Ácidos orgánicos.
- 1.3. Alcalis.
  - 1.3.1. Hidróxidos cáusticos.
  - 1.3.2. Hipocloritos.
2. Selección de materiales. “Combinaciones naturales”.
3. Tipos más frecuentes de fallos por corrosión.
4. Medidas protectoras contra la corrosión
  - 4.1. Inhibidores.
  - 4.2. Protección anódica.
  - 4.3. Decisiones económicas.
    - 4.3.1. Flujo de caja rebajado.
    - 4.3.2. Ecuaciones generalizadas.
    - 4.3.3. Ejemplos.

## 1. Medios agresivos habituales en la industria química

El fallo de los materiales metálicos en la industria química puede ocurrir en muy diferentes maneras debido a la amplia gama de materiales utilizados, a la diversidad de productos químicos (y mezclas) que se manejan y al amplio espectro de condiciones experimentales que nos podemos encontrar.

A continuación pasamos a estudiar algunos de estos medios corrosivos. El propósito de esta sección es dar unas guías mínimas útiles para la selección de materiales. El ejemplo más común a lo largo de la misma, será el del acero al carbono, ya que es el material más usado en ambientes poco o moderadamente corrosivos. Se hace mención de otras aleaciones en medios más agresivos.

### 1.1. Agua y disoluciones acuosas

#### 1.1.1. Efecto del pH

La figura 2 puede considerarse como una de las más representativas de todo este tema. Muestra el comportamiento del acero al carbono frente al pH. Puede observarse que la corrosión en medios ácidos es incomparablemente más rápida que en medios neutros o alcalinos. Esto hace que sea inadmisibles el empleo de acero desnudo para estar en contacto con medios ácidos.

La reacción anódica es en todo el rango:

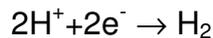


FIGURA 2.  
 “CORROSIÓN Y PROTECCIÓN  
 METÁLICAS” (vol. I)  
 S.Feliu, M.C. Andrade,  
 CSIC, Madrid, 1991  
 p. 159

pero la velocidad de corrosión varía por cambios en la reacción catódica.

Para  $\text{pH} < 4$ ; los óxidos de hierro son solubles y la corrosión se incrementa debido

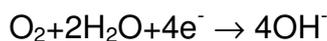
a la disponibilidad de  $H^+$  para mantener la reacción catódica:



Si además hay oxígeno disponible:



Entre pH 4 y 10, un depósito poroso de óxido ferroso débilmente adherido protege la superficie, manteniendo el pH de la disolución debajo del depósito en un valor 9,5. La corrosión está controlada por la difusión del oxígeno a través del depósito y es prácticamente constante. La reacción catódica es:



Para valores de pH por encima de 10 se observa una disminución en la velocidad de corrosión, debido a la formación de una capa pasiva de óxido férrico en presencia de oxígeno. Si no hay oxígeno presente la corrosión se incrementa para  $pH > 14$ , debido a la formación de  $HFeO_2^-$ .

La corrosión del hierro y de los diferentes aceros es muy parecida, salvo para  $pH < 4$ , donde la reacción está controlada por activación, mostrando las fases carburo un sobrevoltaje más pequeño para la descarga de hidrógeno. Por ello, los aceros altos en carbono experimentan una velocidad de corrosión mayor que los pobres en carbono en medio ácido.

Casi todos los demás metales de construcción (Al, Cu, Ni,...) experimentan una corrosión acelerada en medios ácidos por las causas descritas anteriormente. A pHs neutros también muestran una velocidad de corrosión constante y pequeña. Sin embargo, y a diferencia del hierro en disoluciones aireadas, a pHs básicos se produce un incremento de la velocidad de corrosión, muy marcado en el caso del aluminio.

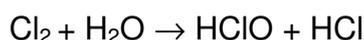
### 1.1.2. Oxígeno y otros gases disueltos

Oxígeno:

- \*Necesario para que haya corrosión (medios alcalinos y neutros).
- \*↑Agitación → aumenta la velocidad de corrosión.
- \*Diferente facilidad de acceso a diferentes puntos de la superficie → corrosión por aireación diferencial.

Cloro: muchas veces se añade intencionadamente a las aguas como biocida.

- \*No es peligroso a  $pH > 7$  para el acero. Comienza a ser peligroso a pHs ácidos por formación de productos ácidos por hidrólisis:



El cloro ataca, sin embargo al cobre, presumiblemente por reacción con el  $Cu_2O$ .

Amoniaco: resulta de adiciones de  $NH_4OH$  como un neutralizador de ácidos, de la descomposición de materia orgánica o de la degradación térmica de inhibidores o acondicionadores.

- \*Poco efecto sobre hierro o acero.
- \*Fuerte efecto sobre el cobre (formación de complejos)

Dióxido de carbono: está presente por disolución desde el aire y por ser producto de muchos procesos químicos.

\*Disminuye el pH.

\*Forma incrustaciones sobre la superficie.

\*En disolución da lugar a  $H_2CO_3$ , que es moderadamente corrosivo. Sin embargo el producto de la corrosión es  $FeCO_3$ , que forma capas protectoras sobre las superficies. Los medios con  $CO_2$  disuelto son susceptibles de sufrir corrosión/erosión.

### 1.1.3. Dureza

Las aguas duras (alto contenido en  $Ca^{2+}$  y  $Mg^{2+}$ ) son menos corrosivas porque son capaces de formar capas protectoras de carbonato sobre la superficie. El dióxido de carbono disuelto forma ácido carbónico, que reduce el pH del agua por disociación en protones e iones bicarbonato:



Un aumento del pH provoca un incremento en la concentración de bicarbonato. En presencia de  $Ca^{2+}$  ocurre:



Las incrustaciones de  $CaCO_3$  crean una barrera a la difusión del oxígeno hasta la superficie del acero, lo que disminuye la velocidad de la reacción catódica. La tendencia a la formación de esta capa protectora viene dada por el llamado índice de saturación, IS, que se define como:

$$IS = pH - pH_s$$

donde pH es el valor medido experimentalmente y  $pH_s$  es el valor del pH de agua en equilibrio con  $CaCO_3$  sólido. Si  $IS > 0$  se producirá la precipitación del carbonato cálcico y la velocidad de corrosión se verá reducida. El valor de  $pH_s$  viene dado por:

$$pH_s = (pK_2' - pK_s') + pCa + pAlc$$

$$pK_2' = -\log \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

donde

$$pK_s' = -\log [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$$

$$pCa = -\log [Ca^{2+}]$$

$$pAlc = -\log(\text{alcalinidad total})$$

La alcalinidad total es el número de equivalentes de base valorable por litro hasta el punto final del naranja de metilo, de acuerdo a:



En los sistemas de agua domésticos interesa mantener el índice de saturación por encima de cero. Se suele añadir  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  o bien  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  para disminuir pCa y pAlc. En todo caso, se ha de tener en cuenta que el IS es un índice de carácter termodinámico y no predice con qué rapidez puede formarse la incrustación o si existe la posibilidad de sobresaturación del carbonato cálcico.

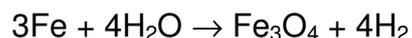
Un índice negativo indica que el agua es corrosiva, pero esto puede ser interesante en sistemas de intercambio de calor, donde las incrustaciones disminuyen la eficiencia del mismo.

#### 1.1.4. Efecto de la temperatura

La figura 3 pone de manifiesto que la velocidad de corrosión del acero varía con la temperatura de manera diferente según el sistema esté cerrado o abierto. Si el sistema está abierto, a partir de  $80^\circ\text{C}$ , se produce un descenso de la velocidad de corrosión por disminución de la solubilidad del oxígeno en agua. Sin embargo, para un sistema cerrado, la velocidad de corrosión aumenta con la temperatura, como sería de esperar para la mayoría de las reacciones químicas.

FIGURA 3.  
"CORROSIÓN Y PROTECCIÓN  
METÁLICAS" (vol. I)  
S.Feliu, M.C. Andrade,  
CSIC, Madrid, 1991  
p. 159

Si el vapor se condensa en contacto con el aire se producen células de aireación diferencial muy agresivas ( $T > 50^\circ\text{C}$ ). La corrosión toma la forma de un picado profundo. El fondo de los poros contiene magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) que tiene un color negro mientras que en los alrededores se tiene  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  de color pardo rojizo. En ausencia de oxígeno, el condensado da lugar a una película de magnetita, que es una capa protectora:



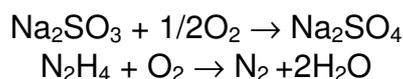
Cualquier factor que afecte a la capa protectora de magnetita, aumentará la velocidad de corrosión.

##### *Control de la corrosión en calderas*

Como es obvio para disminuir el riesgo de corrosión es importante eliminar el oxígeno disuelto, lo que se puede hacer mecánicamente o químicamente:

a) Mecánicamente: mediante calentamiento hasta ebullición (por disminución de la solubilidad) o mediante purgado con una contracorriente de gas.

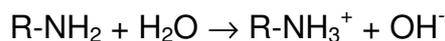
b) Químicamente: normalmente es un complemento al método mecánico y proporciona un descenso adicional de la cantidad de oxígeno disuelta, lo que es imprescindible en muchas aplicaciones. Se utilizan tanto sulfito sódico como hidracina:



Ambas reacciones pueden usarse para desoxigenar a temperatura ambiente siempre que se use algún catalizador.

El  $\text{CO}_2$  también causa un incremento en la velocidad de corrosión producida por las condensaciones de vapor, ya que disminuyen el pH del condensado. Para evitar

esta acidificación se añaden al sistema diversos tipos de aminas:



La elección del radical R depende de la basicidad de la amina, de su estabilidad térmica y de su razón de distribución (amina contenida en el vapor/amina contenida en al fase líquida). Esta razón no debe ser ni muy alta ni muy baja. Un valor demasiado bajo significaría que el vapor no lleva suficiente amina para neutralizar la acidez del condensado y uno demasiado alto supondría elevadas pérdidas de la amina en caso de pérdidas/salidas de vapor.

Uno de los primeros intentos de eliminar la corrosión en las calderas propiamente dichas fue la adición de NaOH: un pH básico favorece la formación de películas pasivas en aleaciones ferrosas. Pero al hervir se produce concentración de los solutos en las superficies de transferencia de calor, y la corrosión del hierro se acelera a altas temperaturas en presencia de sosa concentrada (fig. 4; también se muestra el efecto de la adición de HCl). Para evitar esta basificación se suele añadir  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , con lo que se controla el pH de la disolución, por alta que sea la concentración salina del concentrado.

FIGURA 4.  
 “PRINCIPLES AND PREVENTION OF CORROSION”  
 Denny A. Jones,  
 Pearson-Prentice Hall, Singapore, 1996  
 Fig. 11.6

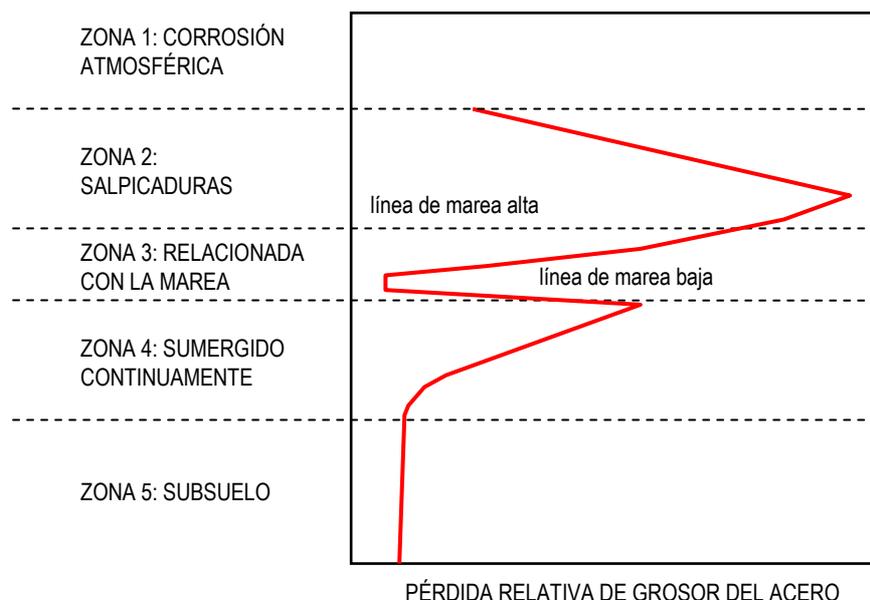
#### 1.1.5. Cloruro sódico

El efecto de la concentración de cloruro en la velocidad de corrosión puede apreciarse en la figura 5. Hasta un 3% en peso, se produce un incremento de la velocidad de corrosión debido a un aumento de la conductividad. Para concentraciones mayores del 3% en peso, la velocidad de corrosión disminuye por un descenso en la solubilidad del oxígeno. Otras sales que no cambian el pH producen un efecto parecido: KCl, LiCl,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , KI, NaBr,...

En el laboratorio se suelen usar disoluciones al 3 ó 3,5% de NaCl para simular el agua del mar, pero frecuentemente son más agresivas, debido a que el agua del mar contiene  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$ , cuyas sales forman incrustaciones sobre las superficies metálicas en medios básicos. En realidad el agua del mar es un sistema complejo cuya corrosividad viene determinada por la concentración y acceso de oxígeno a la estructura metálica, la salinidad, la concentración de otros iones minoritarios, la actividad biológica y los contaminantes. Estos factores a su vez están afectados por la temperatura, la profundidad y las corrientes oceánicas.

FIGURA 5.  
 “PRINCIPLES AND  
 PREVENTION OF CORROSION”  
 Denny A. Jones,  
 Pearson-Prentice Hall,  
 Singapore, 1996  
 Fig. 11.7

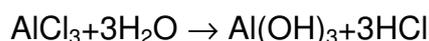
La figura 6 muestra la corrosión del acero al carbono en función de la profundidad. La corrosión se maximiza en la zona de salpicaduras, donde hay un fácil acceso del oxígeno y hay una cierta concentración del cloruro por efecto del secado de las zonas de humedad producidas por pulverizado. La corrosión es muy lenta en el subsuelo por la falta de acceso de oxígeno, salvo que el fango marino contenga bacterias reductoras de sulfato.



**FIGURA 6**

### 1.1.6. Otras sales disueltas

Hay algunas sales ( $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ) que se hidrolizan al disolverse en agua formando productos ácidos:



La corrosión de la mayoría de los metales aumenta de acuerdo con el ácido producido. Otras sales generan además pares redox ( $\text{Fe}^{3+} + e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ) que aumentan el poder oxidante de las disoluciones:  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,...

Las sales de amonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) también son ácidas, pero las velocidades de corrosión son mucho mayores de las esperadas para metales como el cobre. El amonio forma complejos con el  $\text{Cu}^{2+}$ , con lo que disminuye la actividad de los productos de corrosión, incrementándose la velocidad de oxidación. Los nitratos en medio ácido actúan como oxidantes (formación de ácido nítrico). Por esta razón, el nitrato amónico, presente en muchos fertilizantes, es más corrosivo que el cloruro o el sulfato amónicos.

Las sales que se hidrolizan para dar disoluciones alcalinas pueden considerarse inhibidores de la corrosión en el caso de acero:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; además de producir disoluciones diluidas de  $\text{NaOH}$ , algunas forman productos insolubles ferrosos o férricos, que suponen una barrera para la corrosión: fofosfos, silicatos,...

## 1.2. Ácidos

### 1.2.1. Ácido sulfúrico

El acero al carbón puede usarse en ácido sulfúrico concentrado (más del 65%) debido a la formación de una capa de sulfato. Sin embargo, esta capa se erosiona fácilmente, con lo que el uso de acero sólo es aceptable para disoluciones estáticas o con baja velocidad de flujo. Las fundiciones tienen una resistencia parecida al ácido sulfúrico concentrado y además son más resistentes a la erosión. Un incremento en el contenido en C ó Si de la fundición suele producir un aumento de la resistencia. Así una fundición con un 14,5% de Si (Duriron) es resistente al ácido sulfúrico concentrado incluso hasta la temperatura de ebullición. Otra fundición (Durimet 20) puede usarse en todo el rango de concentraciones.

El plomo puede ser usado hasta concentraciones del 85% y temperaturas de hasta 120°C, pero no tiene buenas propiedades mecánicas.

Los aceros austeníticos, no se usan para manejar ácido sulfúrico debido a que necesitan una concentración crítica de oxidante para mantener su estado pasivo. Una mala elección de oxidante o de su concentración puede dar lugar a corrosión frontera (película pasiva inestable). Los aceros inoxidable austeníticos sí que son resistentes al ácido sulfúrico si se les incorpora un sistema de protección anódica. Los aceros inoxidable que contienen Si en un 5 ó 6% son resistente a disoluciones concentradas de ácido sulfúrico, incluso sin protección anódica.

Otras aleaciones se usan ocasionalmente. Las aleaciones con un alto contenido en Ni son bastante resistentes pero desde el punto de vista económico no compiten bien con aceros y fundiciones. Sin embargo, aquellas que contienen Cr y Mo deben ser usadas en presencia de cloruros. Las aleaciones de Zr son resistentes a disoluciones diluidas de ácido sulfúrico (hasta el 50%) y hasta la temperatura de ebullición.

### 1.2.2. Ácido nítrico

Debido a su naturaleza altamente oxidante, puede usarse para manejarlo acero inoxidable austenítico (forjado o fundición) en concentraciones de hasta el 80% y en un amplio rango de temperaturas (hasta ebullición). En estructuras soldadas puede darse el fenómeno de corrosión intergranular. Para evitarla se usan aceros con un bajo contenido en C, o menos frecuentemente aceros que contienen pequeñas cantidades de Nb ó Ti. La fundición y los aceros inoxidable con un alto contenido en Si tienen buena resistencia en disoluciones muy concentradas. Finalmente, las aleaciones de Al se usan a temperaturas de hasta 40° C y concentraciones por encima del 80%.

### 1.2.3. Ácido clorhídrico

El tantalito es el único metal que es resistente al ácido clorhídrico en todo el rango de concentraciones y temperaturas. Es demasiado caro para tener una aplicación generalizada, pero su uso se hace imprescindible en el caso de líneas de conducción de vapor, para calentar el ácido puro o para proteger sondas de instrumentos.

El Mo es el elemento clave en la preparación de aleaciones resistentes al ácido HCl; la aleación níquel-Mo (Hastelloy) con un 28% en Mo es la más resistentes de las aleaciones forjadas. De la misma manera, la fundición con un alto contenido en Mo (Durichlor) es también relativamente resistente. Hay que señalar que estas aleaciones no soportan bien la presencia de impurezas de fluoruro, de  $\text{Cu}^{2+}$  o de  $\text{Fe}^{3+}$ .

En muchas ocasiones no hay más remedio que utilizar recipientes de vidrio o caucho.

#### 1.2.4. Ácido fluorhídrico

Este ácido muestra un comportamiento que contrasta con el de otros ácidos fuertes en lo relativo a corrosividad y reactividad. Por ejemplo, ataca tanto al vidrio como a la cerámica, mientras que un metal tan reactivo como el magnesio no es atacado, debido a la formación de una capa insoluble de fluoruros sobre la superficie del metal.

El acero de carbón es adecuado para el transporte de ácido fluorhídrico siempre que su concentración sea mayor del 65%. En concentraciones menores, podría darse el caso de aumento de la presión de hidrógeno de los tanques. En el caso de aceros endurecidos y soldaduras se presentan casos de fragilización por hidrógeno. Las aleaciones de Ni y Cu (Monel) son resistentes al ácido fluorhídrico (desaireado) en todo el rango de concentraciones y a temperaturas de hasta 150 °C. Los vapores húmedos de HF en presencia de aire pueden inducir corrosión bajo tensión en aleaciones Monel 400 (33% Cu). Para evitar este tipo de corrosión y en presencia de vapores calientes de HF, se puede usar aleación de Ni 600 (Ni-Cr-Fe).

#### 1.2.5. Ácidos orgánicos

Se clasifican como ácidos débiles. Todos tienen propiedades corrosivas similares. Los ácidos anhídros son bastante corrosivos, pero la adición de pequeñas cantidades de agua a los mismos incrementa la resistencia de la mayoría de aleaciones. El ácido fórmico es el que está más disociado y es, por lo tanto, el más corrosivo. El acético es el más importante y el que se encuentra con más frecuencia en la industria química. Los ácidos naftalénicos se encuentran en ciertos crudos petrolíferos y causan importantes problemas de corrosión a temperatura elevada en equipos de destilación.

Para temperaturas menores de 25 °C, el aluminio es el metal más adecuado. Presenta ciertos problemas para ácidos diluidos a alta temperatura. El cobre y el bronce también presentan una buena resistencia, mejor a temperaturas elevadas, pero son inadecuados si hay aire u otros agentes oxidantes.

Los aceros de carbón no son adecuados para el manejo de ácidos orgánicos, pero sí que lo son los aceros inoxidable austeníticos.

### *1.3. Alcalis*

#### 1.3.1. Hidróxidos cáusticos

El acero de carbón ordinario es adecuado para la sosa (NaOH) y la potasa (KOH), porque la película pasiva es estable en disoluciones alcalinas. A temperaturas elevadas puede producirse una corrosión uniforme acelerada. Su uso no está recomendado en el caso de álcalis de elevada pureza: la agitación puede romper la capa protectora de hidróxido y la sosa contaminarse con sólido en suspensión.

La resistencia de la fundición y del acero aumenta conforme lo hace el porcentaje de Ni en la aleación. Los aceros inoxidable austeníticos pueden usarse hasta 95 °C y en concentraciones de hasta el 50%, donde el acero de carbón no es adecuado. Para temperaturas y concentraciones más altas pueden darse problemas de corrosión bajo tensión. En estas condiciones extremas es conveniente utilizar aleaciones de níquel. La posible contaminación por cloruros no induce una mayor tendencia a la corrosión bajo tensión.

#### 1.3.2. Hipocloritos

El hipoclorito sódico se produce por cloración de disoluciones de NaOH y se usa

como agente blanqueante. El hipoclorito es un anión altamente corrosivo, debido a su carácter oxidante y sólo el Ti es resistente en términos generales. En el caso de que se use acero es necesario protegerlo con algún recubrimiento no metálico.

---

En la sección que ahora termina se han dado unas indicaciones generales acerca de los medios más comunes. En la práctica, cuando se plantea el problema de elección de un material para un medio dado se ha de acudir a guías o “handbooks” de corrosión como las de Rabald [2], Mellan [3], De Renzo [4] o bien a colecciones de datos de corrosión, como las de la NACE [5] o del Dechema Institut [6]. En todas estas guías se resume la experiencia acumulada, pudiéndose hacer consultas acerca de una infinidad de medios agresivos para diversas condiciones de concentración y de temperatura.

Las tablas I y II son representativas de toda la selva de datos existente. Han sido extraídas de la referencia [1], que a su vez cita las colecciones de datos anteriores. Se pretende que sean de la máxima utilidad, listando los materiales y las disoluciones más usuales de la industria química.

Aunque en cada caso debe consultarse la bibliografía original de una manera exhaustiva, la utilización de las tablas puede evitar errores graves en la etapa de diseño y orientar acerca de posibles causas de fallos por corrosión en etapas posteriores.

Como resumen de todo lo expuesto, en la siguiente sección se presentan algunas parejas material/medio corrosivo cuyo conocimiento es imprescindible.

## **2. Selección de materiales. “Combinaciones naturales”**

Muchos de los fallos por corrosión se deben a la utilización indiscriminada de acero inoxidable para cualquier estructura o construcción con la idea que es “lo mejor”. Los aceros inoxidables son una familia de materiales muy resistentes a la corrosión y de bajo coste relativo, pero su uso requiere un cierto cuidado.

A la hora de seleccionar una aleación, existen diversas “combinaciones naturales” metal/medio corrosivo. Representan la máxima resistencia a la corrosión con la mínima cantidad de dinero. Las principales son las siguientes:

1. Aceros inoxidables/ácido nítrico.
2. Níquel y sus aleaciones/hidróxidos cáusticos.
3. Monel/ácido fluorhídrico.
4. Hastelloys/ácido clorhídrico caliente.
5. Plomo/ácido sulfúrico diluido.
6. Aluminio/exposición atmosférica.
7. Estaño/agua destilada.
8. Titanio/disoluciones altamente oxidantes en caliente.
9. Tántalo/si se requiere una resistencia extrema.
10. Acero/ácido sulfúrico concentrado.

Esta lista no representa combinaciones exclusivas, se pueden encontrar materiales más baratos o más resistentes.

Unas pocas líneas sobre el Ta: es considerado como el material más resistente a la corrosión. Es resistente a la mayoría de los ácidos en todo el rango de

concentraciones y temperaturas. Se utilizan si es importante conseguir una corrosión mínima: implantes en el cuerpo humano. Curiosamente presenta una resistencia a la corrosión muy parecida a la del vidrio: ambos son resistentes a la corrosión virtualmente en todos los medios, excepto en HF y en disoluciones cáusticas.

En un intento de ayudar a los ingenieros (y también a los estudiantes) se han desarrollado una serie de reglas empíricas, que se cumplen bastante bien, sobre la resistencia de metales y aleaciones:

- 1) Para ambientes reductores y no oxidantes: ácidos desaireados (no oxidantes) y disoluciones acuosas ⇨ Ni, Cu y sus aleaciones.
- 2) Para ambientes oxidantes ⇨ aleaciones que contienen cromo.
- 3) Para medios extremadamente oxidantes ⇨ Ti y sus aleaciones.

TABLAS I y II.  
“CORROSIÓN Y PROTECCIÓN METÁLICAS” (vol. I)  
S.Feliu, M.C. Andrade,  
CSIC, Madrid, 1991  
Pags. 161 y 162

### 3. Tipos más frecuentes de fallos por corrosión

Primeramente, debemos delimitar lo que entendemos por fallo: un fallo implica que un material ha perdido su capacidad para desempeñar su función antes de lo previsto. Se refiere, pues, a una interrupción inesperada. La sustitución prevista de cualquier componente metálico no debe considerarse como un fallo.

El carácter inesperado de los fallos es responsable de su coste elevado a causa de las pérdidas de producción y rentabilidad, incumplimiento de compromisos, contaminación de productos y elevado coste de los trabajos de emergencia.

A finales de los 60 se hizo una encuesta en empresas del sector químico español (más de 900) sobre la frecuencia de aparición de cada tipo de corrosión. Los resultados se presentan en la figura 7, que da cuenta no sólo de los fallos propiamente dichos sino también de los problemas anticipados.

FIGURA 7.  
“CORROSIÓN Y PROTECCIÓN METÁLICAS” (vol I)  
S.Feliu, M.C. Andrade,  
CSIC, Madrid, 1991  
Págs. 164

### 4. Medidas protectoras contra la corrosión

Según el informe Hoar, la correcta aplicación de los conocimientos ya adquiridos en materia de protección, conseguiría reducir las pérdidas originadas por la corrosión en un 23% [2]. Se recomendaron como medidas fundamentales encaminadas a tal fin:

- a) mejor diseminación de la información sobre corrosión y protección.
- b) necesidad de una mayor formación de los técnicos en materia de corrosión.
- c) mayor toma de conciencia sobre los riesgos de la corrosión.

Recomendaciones que, desgraciadamente, conservan toda su vigencia.

Teniendo en cuenta que la corrosión es un proceso heterogéneo, se pueden clasificar los métodos de protección de la siguiente manera:

- a) Medidas que afectan al material: selección adecuada del material.
- b) Medidas que afectan al medio: eliminación del oxígeno disuelto en los sistemas de calefacción, en el agua de calderas o generadores de vapor; eliminación de compuestos sulfurados de los combustibles; aumento de la resistencia óhmica de los suelos con lechos adecuados, etc.
- c) Medidas que modifican o cambian la interfase: protección catódica, protección anódica, inhibidores de corrosión y recubrimientos protectores.

La encuesta mencionada anteriormente, también pone de manifiesto que la industria química española está sensibilizada con respecto a este problema (fig. 8). De los sistemas de protección más empleados, tanto la protección catódica como los recubrimientos han sido estudiados en temas anteriores, mientras que la elección de materiales y aleaciones resistentes a la corrosión ha constituido buena parte del presente tema.

Examinamos a continuación en forma algo más detallada los inhibidores y la protección anódica: el primero porque así lo exige su importancia y la atención que le dedican las industrias químicas españolas; el segundo por merecer que se le dedique en la industria mucha mayor atención, que se le niega por desconocimiento de sus posibilidades.

FIGURA 8.  
“CORROSIÓN Y PROTECCIÓN  
METÁLICAS” (vol. I)  
S.Feliu, M.C. Andrade,  
CSIC, Madrid, 1991  
Pág. 166

#### 4.1. Inhibidores de la corrosión

Los inhibidores de corrosión son sustancias que se introducen en pequeña proporción en el medio corrosivo y reducen la velocidad de corrosión metálica

$$\text{eficiencia} = \frac{\text{CORR}_{\text{no inhib}} - \text{CORR}_{\text{con inhib}}}{\text{CORR}_{\text{no inhib}}} 100$$

sustancialmente. Su eficiencia se puede definir como:

Se distinguen tres clases, que son las siguientes:

- a) Pasivadores.
- b) Inhibidores orgánicos (“Slushing” y “Pickling”).
- c) Inhibidores en fase vapor.

##### 4.1.1. Pasivadores

Son sustancias inorgánicas oxidantes que pasivan el metal y desplazan el potencial de corrosión varias cientos de milivoltios hacia valores más positivos. Deben dar lugar a corrientes anódicas intensas inicialmente, mayores que  $j_p$ . No basta pues un poder oxidante termodinámico, deben tener una reducción rápida. Así ni el  $\text{ClO}_4^-$  ni el  $\text{SO}_4^{2-}$  son buenos pasivadores para el hierro, ni el nitrato es buen pasivador si lo comparamos con el  $\text{NO}_2^-$ . La cantidad de pasivador presente inicialmente debe ser al

menos equivalente a la cantidad de película pasiva formada ( $\sim 0,01 \text{ C/cm}^2$ ). Una vez que se consigue la pasivación el agente oxidante sigue consumiéndose, pero a una velocidad muy pequeña,  $j_{\text{pass}} (< 0,3 \mu\text{A/cm}^2)$ . Evidentemente, la velocidad de consumo aumenta conforme lo hacen factores que incrementan  $j_{\text{pass}}$ : mayor acidez, mayor T y mayor concentración de cloruros.

Hace falta una concentración crítica por debajo de la cual se favorece la formación de picaduras. Para  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{MoO}_4^{2-}$  o  $\text{WO}_4^{2-}$ , esta concentración está comprendida entre  $10^{-3}$  y  $10^{-4} \text{ M}$ . Es importante mantener la concentración de pasivadores por encima del valor crítico en todas las partes del sistema inhibido, para lo que se usa agitación, velocidades de flujo altas, se evitan hendiduras o películas de suciedad o grasa. Es también importante mantener bajos los niveles de sulfato y cloruros.

Existen algunos compuestos alcalinos, que favorecen la pasivación del hierro en una forma indirecta:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{O} \cdot n\text{SiO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ . Son sustancias no oxidantes y para hacer su función necesitan de la presencia de oxígeno. Al parecer estos compuestos ponen las condiciones que facilitan la adsorción del oxígeno. También facilitan indirectamente la pasivación: el benzoato sódico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ ), cinnamato sódico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CHCHCOONa}$ ) y los polifosfatos sódicos ( $(\text{NaPO}_3)_n$ ). Destaquemos aquí que, de los pasivadores mencionados anteriormente, el molibdato y el tungstato también requieren la presencia de oxígeno.

Los metales que son inhibidos por los pasivadores son los que presentan un comportamiento pasivo en cierto rango de potenciales: los metales de transición. Otros metales son inhibidos en una menor extensión por el cromato: Mg, Cr, Zn, Pb,...

#### 4.1.2. Inhibidores orgánicos

**Inhibidores “Pickling”:** funcionan formando una capa (en la mayoría de los casos una monocapa), que esencialmente bloquea la descarga de  $\text{H}^+$  y la disolución del metal. Así, el yoduro y la quinoleína inhiben la corrosión del hierro en medio clorhídrico. Algunos inhibidores bloquean la reacción catódica (aumentan el sobrevoltaje de hidrógeno) más que la reacción anódica, pero ambas son retardadas. Es por eso, que la adición de este tipo de inhibidores no cambia apreciablemente el potencial de corrosión, aunque sí la velocidad de corrosión. Es de señalar que suelen funcionar a pHs bajos.

Estos compuestos inhibidores deben tener grupos polares que les permitan anclarse a la superficie metálica. Suelen ser grupos funcionales conteniendo N, O ó S. Factores como el tamaño, la orientación, la forma y la carga eléctrica de la molécula juegan un papel en la efectividad de la inhibición. Estas interacciones pueden ser específicas desde el punto de vista químico, con lo que un inhibidor puede ser bueno para el hierro pero no para el zinc. Los inhibidores que se adsorben a potenciales más negativos que el potencial de carga cero proporcionan muy buena protección si se combinan con protección catódica. Hay que tener en cuenta que además, los aniones presentes en el electrolito juegan un papel importante en la formación de la capa del compuesto orgánico adsorbido.

En ocasiones moléculas pequeñas también funcionan como buenos inhibidores; parece que las interacciones específicas son más importantes que los factores estéricos. Así tanto el yodo como el CO son buenos inhibidores para el hierro o acero, por su fuerte quimisorción sobre las superficies metálicas.

Para el acero son buenos inhibidores la o- y p-toliltiurea, el sulfuro de propilo, la

diamilamina, el formaldehído, p-tiocresol,...

Otro grupo de inhibidores está constituido por el S, P y As: son efectivos, pero pueden producir fragilización por hidrógeno.

**Inhibidores “Slushing”:** estos inhibidores protegen las estructuras metálicas durante el transporte y almacenamiento. Son principalmente aceites, grasas y ceras con pequeñas cantidades de aditivos orgánicos. Estos últimos son compuestos polares que forman capas compactas sobre la superficie. El mecanismo es, pues, similar al de los “pickling” pero funcionan mejor a pHs neutros.

El uso de aceites o ceras depende del tiempo de protección necesario: los aceites protegen durante menos tiempo que las ceras, y de la facilidad con que se puede eliminar el inhibidor cuando la pieza se va a poner en servicio: el aceite se elimina con más facilidad que las ceras.

Los aditivos orgánicos son: aminas, productos de oxidación del petróleo, sales alcalinas o alcalinotérreas de aceites sulfonados,... también se ha usado durante mucho tiempo lanolina (sustancia natural proveniente de la lana).

En la figura 9 se muestran las curvas potencial-corriente ( y diagramas de Evans) que ilustran el efecto de los inhibidores catódicos y anódicos.

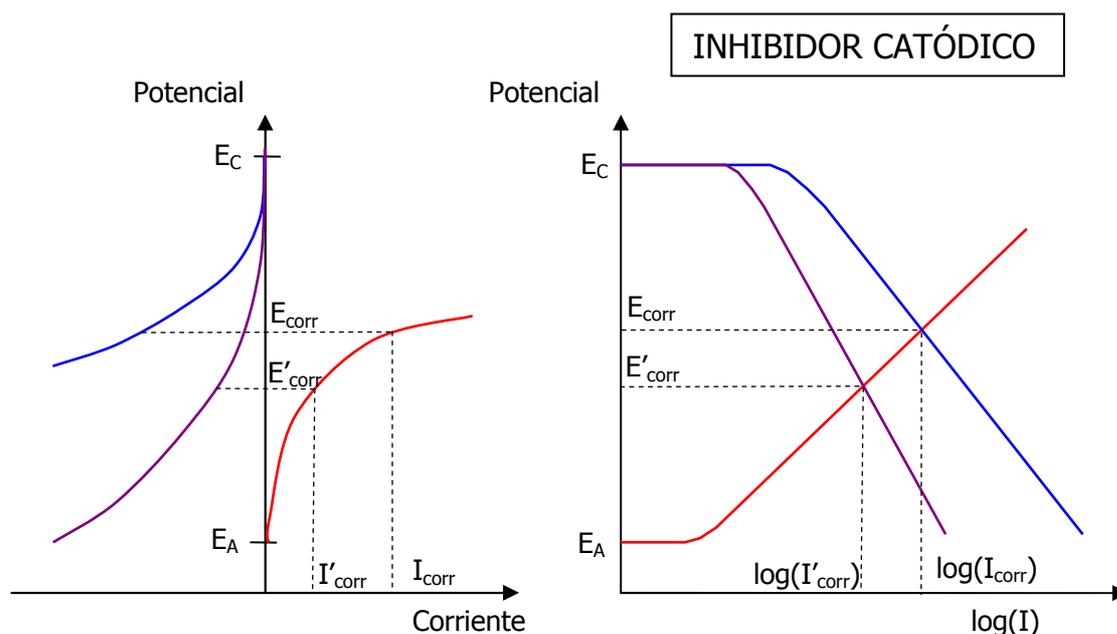


FIGURA 9A

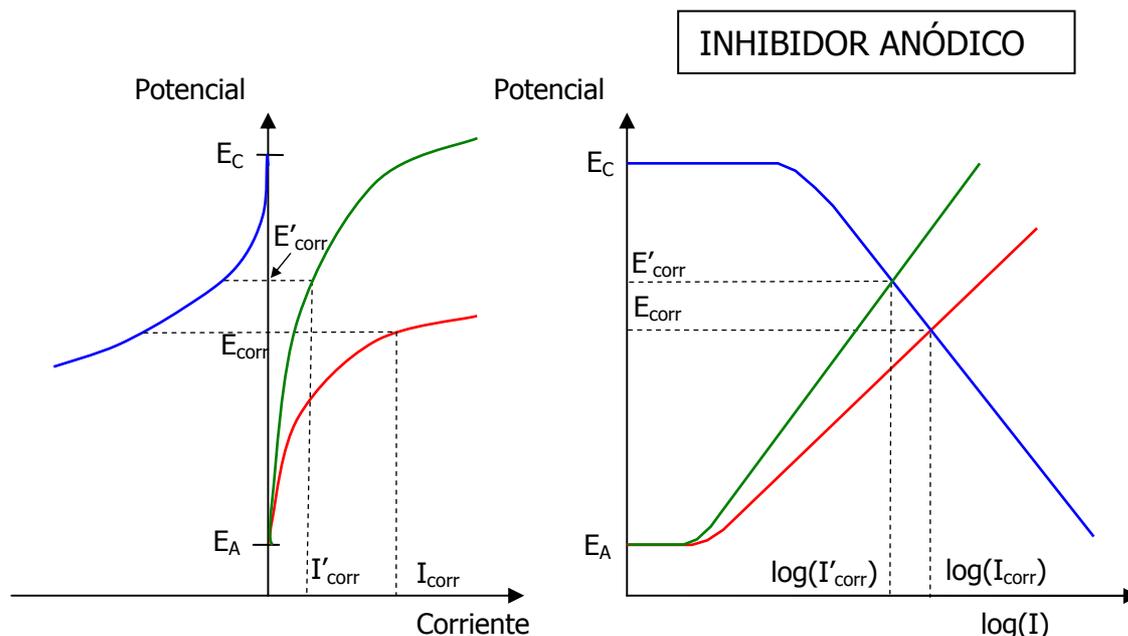


FIGURA 9B

#### 4.1.3. Inhibidores de fase vapor

Son sustancias de presión de vapor baja pero significativa, cuyo vapor posee propiedades inhibitorias de la corrosión. También se usan para protección temporal durante almacenamiento y transporte. Tienen una ventaja principal sobre las ceras y grasas, y es que la pieza protegida puede ser usada inmediatamente. Dan algunos problemas: aceleran la corrosión de los metales no ferrosos, decoloran algunos plásticos y requieren un empaquetamiento sellado de la pieza para evitar la pérdida de los vapores.

Se han usado varios. Los dos más importantes son:

\*Nitrito de dicitohexilamonio: blanco, cristalino, inodoro y no especialmente tóxico. Tiene una presión de vapor de 0,0001 mmHg a 21 °C. Hay que tener en cuenta que la corrosión del Zn, Mg y Cd es acelerada.

\*Carbonato de ciclohexilamina:  $P_v=0,4$  mmHg a 25 °C. También reduce la corrosión del Al y Zn, pero incrementa la corrosión del cobre, bronce y magnesio.

#### 4.1.4. Aplicaciones

Los inhibidores tienen un uso importante en sistemas de recirculación en los que no se pierde el inhibidor. Hay tres tipos de ambientes en donde este sistema de protección tiene una gran aplicación:

- Aguas naturales y de enfriamiento industrial en un rango de pH de 5 a 9.
- En disoluciones ácidas de baños de limpieza para ácidos.
- En la industria petroquímica.

En la tabla III se da una relación más o menos completa de los inhibidores más conocidos y de su campo de aplicación.

TABLA III.  
“CORROSIÓN Y PROTECCIÓN METÁLICAS” (vol. I)  
S.Feliu, M.C. Andrade,  
CSIC, Madrid, 1991  
Págs. 168 y 169

#### 4.2. Protección anódica

En contraste con la protección catódica, introducida por Sir Humphrey Davy ya en 1824, mucho antes de que se estableciese la teoría moderna de la corrosión electroquímica, la protección anódica es un método de lucha contra la corrosión nuevo, sugerido por Edeleanu en 1954.

Si una aleación presenta un carácter activo/pasivo y conseguimos fijar su potencial en la región pasiva tendremos una velocidad de corrosión tan baja como  $j_{\text{pass}}$ . Si este procedimiento se escala hasta el tamaño de planta hablamos de protección anódica. Hay que señalar que el material eléctrico y electrónico necesario es caro y complejo tanto en su adquisición como en su instalación. Además, si se pierde el control del potencial temporalmente, las consecuencias pueden ser catastróficas. Estas desventajas han hecho que este sistema de protección no esté tan extendido como el de protección catódica o los recubrimientos. Tiene sin embargo una virtud única: puede usarse en ambientes agresivos, donde otros sistemas son inviables, por lo que su aplicación más importante y con más futuro está en la industria química.

Un sistema de protección anódica para un tanque se muestra en la figura 10. Hay dos electrodos, un equipo de control del potencial y una fuente de corriente continua, así como una conexión al tanque. El cátodo (o varios en paralelo para tanques grandes) se conectan al polo negativo de la fuente de corriente. El polo positivo se conecta a la pared del tanque. El controlador de potencial comprueba el potencial entre la pared y el electrodo de referencia y lo mantiene constante, ajustando la salida de potencia de la fuente de corriente continua. La protección anódica encuentra su principal aplicación en los tanques de almacenamiento de ácido, donde el diseño se facilita por la simplicidad de la geometría. De esta manera pueden construirse con acero dulce, en lugar de emplear aceros inoxidable más caros. Además se están empleando últimamente en la protección de intercambiadores de calor de plantas de fabricación de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Muchos medios han sido considerados para protección anódica: ácido sulfúrico, ácido fosfórico, ácido nítrico, disoluciones de nitrato, disoluciones de amoníaco, ácidos orgánicos, disoluciones cáusticas. Entre los metales y aleaciones que son susceptibles de proteger tendríamos el acero, el acero inoxidable, el níquel y sus aleaciones y el titanio. Una limitación importante es que no puede usarse en presencia de cloruros, dada la capacidad de este anión para romper las películas pasivas. Por ahora la aplicación industrial sistemática de este método sólo se realiza en EE.UU.

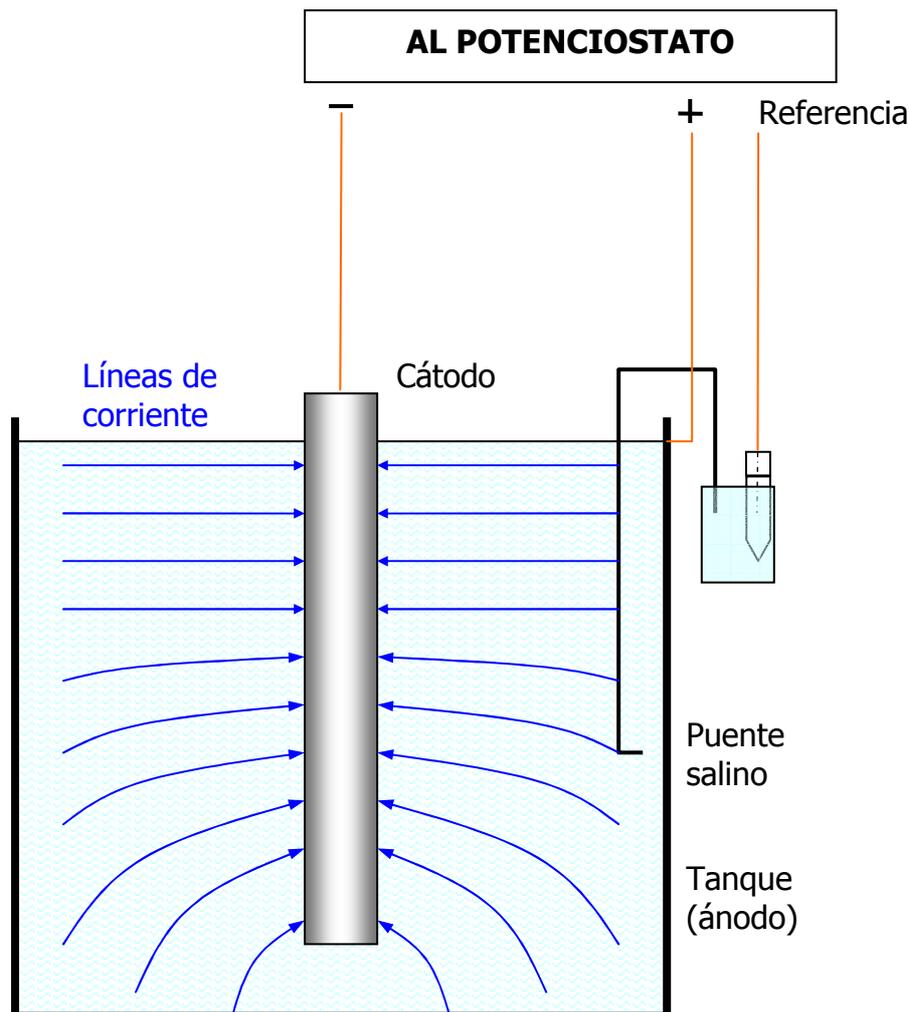


FIGURA 10

La primera etapa en el diseño de un sistema de protección anódica es la investigación en el laboratorio de las características electroquímicas de la aleación que va a ser empleada: debe tener un amplio rango de pasividad y una baja  $j_{\text{pass}}$  en el medio de trabajo.

La segunda etapa sería el establecimiento de dos parámetros básicos: el rango de potencial de protección y el requerimiento de corriente.

Dentro del rango de pasividad se elegirá como potencial óptimo el correspondiente al mínimo de la demanda de corriente. Este valor se puede leer sobre la curva de polarización y, afortunadamente, aplicar directamente en las instalaciones reales.

Acto seguido debemos considerar la corriente necesaria para conseguir y mantener la protección. La primera es en principio igual a  $j_p$  y la segunda es igual a  $j_{\text{pass}}$  en el potencial óptimo. Sin embargo, los valores son altamente dependientes del tiempo. Se ha comprobado que los valores resultantes del laboratorio son algo más altos que los necesarios en la planta industrial, pero la diferencia puede considerarse como un buen factor de seguridad. La fuente de corriente debe proporcionar suficiente corriente para proporcionar pasividad.

La tercera etapa del diseño se centra en los electrodos de referencia. Mucho de los electrodos de referencia convencionales a escala laboratorio han sido usados en sistemas de protección anódica. Además se han usado con cierto éxito electrodos de metales inertes y de metales corroibles. Estos últimos presentan, sin embargo, ciertos problemas, los primeros pueden tener su potencial afectado por pares redox extraños y los segundos contaminan la disolución. Encontrar electrodos de referencia estables de larga vida es uno de los problemas importantes en la operatividad de la protección anódica. A continuación se tabulan algunos electrodos de referencia empleados en la práctica.

#### Electrodos de referencia utilizados en protección anódica

Electrodo	Disolución
Calomelanos	cido sulfúrico
Ag/AgCl	Ácido sulfúrico, Disoluciones de fertilizantes
Mo/MoO <sub>3</sub>	Disoluciones de carbonato sódico
Bismuto	Disoluciones de hidróxido amónico
Acero inoxidable 316	Disoluciones de fertilizantes
Hg/HgSO <sub>4</sub>	Ácido sulfúrico Sulfato de hidroxilamina
Pt/PtO	cido sulfúrico

El cuarto punto del diseño se refiere a los cátodos y a la distribución de potencial. La elección del material catódico está basado en su estabilidad en el ambiente en el que se aplica la protección. Deben ser inertes o estar catódicamente protegidos por la corriente impresa usada. El coste del material también es importante. Los costes de potencia de la instalación están fuertemente influenciados por el área del cátodo, porque la resistencia del circuito está básicamente controlada por la resistencia óhmica de contacto con el cátodo. Se procurará una superficie máxima limitada por consideraciones económicas, ya que se disminuirá de esta manera el consumo de potencia. En los primeros sistemas se usaron cátodos de latón recubiertos de platino, para asegurar la estabilidad. Ahora se consideran otros metales:

#### Materiales catódicos para protección anódica

Material catódico	Medio
Platino sobre latón	Varios
Acero	Líquido digestor de Kraft
Fe/Si	Ácido sulfúrico (89-105%)
Cu	Sulfato de hidroxilamina
Acero Inoxidable	Fertilizantes líquidos (Disoluciones de nitrato)
Níquel sobre acero	Disoluciones para niquelado
Hastelloy C	Fertilizantes líquidos (Disoluciones de nitrato) Ácido sulfúrico Líquido digestor de Kraft

En el caso de protección anódica, la distribución de potencial a lo largo de la estructura protegida es buena debido a que se usan corrientes pequeñas y los medios son buenos conductores. Sin embargo en estructuras complejas (intercambiadores de calor) los cátodos deben estar distribuidos para conseguir una protección uniforme así como para minimizar la resistencia del circuito.

Uno de los problemas principales de esta metodología es la falta de protección en el fondo de las hendiduras. Existe una caída óhmica considerable a lo largo de la misma con lo que el potencial del fondo puede estar fuera del rango de protección. Las hendiduras sumergidas deben evitarse a toda costa. Si no hay más remedio deben usarse juntas soldadas. En todo caso hay que significar la dificultad de proteger estructuras complejas desde el punto de vista geométrico.

Para decidir el tamaño y números de los cátodos se ha de proceder de manera análoga a como se hace en protección catódica. La resistencia de contacto para los

$$R_c = \rho \frac{\log(r_2/r_1)}{1,97\pi h}$$

cátodos puede predecirse para electrodos cilíndricos mediante la siguiente ecuación: donde  $R_c$  es la resistencia cátodo/disolución ( $\Omega$ ),  $\rho$  es la resistividad de la disolución ( $\Omega \cdot \text{cm}$ ),  $r_1$  el radio del cátodo (cm),  $r_2$  la distancia desde el eje del cátodo a la pared del tanque (cm) y  $h$  la longitud del cátodo en cm. La ecuación tiene buen comportamiento para cátodos cortos (a partir de 2,5 cm). Si  $R_c < 0,04 \Omega$ , se tomará la resistencia del circuito igual a  $0,04 \Omega$ .

La siguiente decisión implica la elección del equipamiento electrónico: se necesita un controlador del potencial (potenciostato) ya que el potencial de la estructura protegida se ha de mantener en un valor predeterminado. El controlador regula la salida de corriente de la fuente para conseguir esta constancia. Esta etapa no representa grandes problemas.

Finalmente deben tomarse decisiones acerca de las fuentes de corriente continua: la capacidad de corriente de la fuente se establece en base a la corriente necesaria para pasivar en equipamiento que se va a proteger. En algunas ocasiones se recurre a fuentes auxiliares que proporcionan esta corriente para pasar después a otra fuente permanente de menor capacidad que se encarga de asegurar el mantenimiento de la capacidad. La corriente necesaria para alcanzar la pasivación depende del tiempo de pasivación estimado. Así con un tiempo de pasivación de 30-60 min la corriente requerida es 10 veces menor que si pasivamos la estructura en 1 s. Hay que tener que la velocidad de corrosión aumenta durante la pasivación por lo que sólo nos podemos permitir tiempos de pasivación largos si la repasivación es una operación infrecuente y la velocidad de corrosión de la estructura no protegida es lenta.

La tabla que sigue da valores típicos de la corriente requerida para pasivar y mantener la pasivación para diversos medios. Los valores que se dan se han obtenido en el laboratorio por lo que son algo altos, especialmente para tiempos grandes.

**Requerimientos de corriente en protección anódica**

Disolución	Concentración/%	Temperatura/°C	Metal		Densidad de corriente/ mA·cm <sup>-2</sup>			
					Pasivar	Mantener		
Ácido sulfúrico	1 M	24	316SS		2,3	0,012		
	15	24	304		0,42	0,072		
	30	24	304	0,54	178	0,024		
							304	0,89
							304	0,0039
	Puro	25	Acero dulce	2,6	316	0,0010		
					317	0,0020		
					Acero dulce	0,040		
Acero dulce					0,0038			
Ácido fosfórico	75	24	Acero dulce		41	20		
NaOH	20	24	304SS		4,7	0,010		
NH <sub>4</sub> OH	25	25	Acero dulce		2,0	0,00024		

El otro valor que hay que considerar en el diseño es el valor del voltaje de salida de la fuente ( $\Delta V$ ). Está constituido por una serie aditiva de resistencias en el circuito: cable, pared del tanque ( $R_{ma}$ ), disolución ( $R_d$ ), cátodo ( $R_{mc}$ ) y resistencia de contacto cátodo/disolución ( $R_c$ ), además de la diferencia de potencial entre ánodo y cátodo. El último factor es el que podemos considerar crítico. Las fuentes de potencial suministran una diferencia de potencial de entre 10 a 20 V y corrientes de hasta 750 A. Es decir:

$$\Delta V = I_{prot}(R_{ma} + R_d + R_{mc} + R_c) + E_a - E_c$$

**.3. Decisiones económicas**

La corrosión se trata en ocasiones como un problema de mantenimiento, con lo que a la hora del diseño se elige el material más económico y se hacen reparaciones y cambios conforme se requiere. Ésta es una posición extrema, pero existe otra: la de realizar un diseño con el propósito de minimizar la corrosión a cualquier coste. Se utilizaría el material más resistente a la corrosión y toda la tecnología de prevención disponible, sin reparar en gastos. En esta sección se trata de mostrar la manera en que podemos optimizar desde un punto de vista económico el coste de la corrosión. Normalmente la solución más adecuada nos colocará en una posición intermedia.

El ingeniero que trata problemas de corrosión debe estar al tanto de algunos principios económicos, de manera que pueda convencer a la dirección de que algunas medidas preventivas contra la corrosión reducen costes de producción y aumentan los beneficios. "No se debe olvidar que las compañías están en el mercado para generar beneficios, sin los cuales no hay justificación para producir productos químicos, coches, electrodomésticos, etc., o *para dar empleo a ingenieros.*" [3].

La aleación más resistente no es siempre la elección más adecuada. Supone en muchas ocasiones un alto coste inicial que supere los gastos de reparación y mantenimiento. Muchas veces los procesos se convierten en obsoletos y no tiene sentido un equipamiento con un largo tiempo de vida. Ese dinero ocupado en la compra de la aleación más resistente podría estar generando más dinero en otra parte (cuenta a plazo fijo o cualquier otro tipo de inversión). Obviamente, las tasas de interés influyen en las decisiones. También se han de considerar las tasas fiscales así como los calendarios de depreciación que influyen en la recuperación y reinversión del dinero ligado al equipamiento.

### 4.3.1. Flujo de caja rebajado

El flujo de caja rebajado (Discounted cash flow, DCF) sirve para estudiar el valor del dinero a lo largo del tiempo. El dinero disponible en una fecha futura tiene menos valor que en el momento presente y debe ser rebajado por el interés para obtener su valor actual (present worth, PW).

Una suma de dinero actual, P, es una cantidad de dinero o de recursos disponible. Las decisiones económicas se basan en considerar cómo se va a emplear ese dinero en el futuro. Entre las opciones a considerar tenemos: la adquisición de nuevo equipamiento, mantenimiento o reparación de daños causados por la corrosión, prevención de la corrosión en instalaciones existentes, reparto de dividendos, inversiones financieras, etc. Por consiguiente, cualquier gasto, incluyendo los causados por las medidas preventivas contra la corrosión se justificará si en el futuro producirá más ingresos que cualquier otra forma de inversión (depósitos ordinarios).

Una suma de dinero futura, F, es la cantidad de dinero o recursos disponible en el futuro tras haber invertido P. Mil euros invertidos hoy al 10% de interés se convertirán en 1100 € al principio del segundo año, en 1210 € al principio del tercer año, etc. Este crecimiento se representa por la fórmula del interés compuesto, que relaciona F en n años (o n periodos de pago de interés) con P como sigue:

$$F=P(1+i)^n$$

donde i es la tasa de interés en tanto por uno. El factor (P/F) se define como el factor de valor presente de simple pago (single payment present worth factor). De esta manera una suma F puede ser rebajada hasta su valor presente si se multiplica por este factor.

El flujo de caja anual en una serie uniforme de n ingresos (flujo positivo) o desembolsos (flujo negativo) se define con el término A. Esa serie se compone por lo general de ingresos regulares (honorarios y ventas) y de gastos también regulares (mantenimiento y alquiler). El valor presente de A, corregido según la tasa de interés viene dado por:

$$P = A \left[ \frac{(1+i)^n - 1}{i(1+i)^n} \right]$$

El término (P/A) se conoce como el factor de valor presente de serie uniforme (uniform-series present-worth factor).

La amortización es una rebaja anual de impuestos resultado del uso y desgaste, corrosión, deterioro químico y biológico o por caída en desuso funcional. Los repuestos mejorados técnicamente pueden comportarse mejor desde el punto de vista de la eficiencia y de la economía, con lo que las propiedades viejas se pueden convertir en funcionalmente obsoletas. La amortización total es la diferencia P-S entre el valor actual, P, y el salvado, S, tras una amortización de N años (normalmente el tiempo de vida). La fracción deducible en un año será  $\Phi=1/N$ . Se considera que  $\Phi$  es el mismo a lo largo de todos los años (lo que es una simplificación).  $\Phi(P/A)$  nos da el valor de la fracción de depreciación anual rebajada. La depreciación anual es:

$$D= \Phi \cdot (P-S)$$

### 4.3.2. Ecuaciones generalizadas

Se ha desarrollado una ecuación para la evaluación económica de varias situaciones de diseño mediante el cálculo de valores presentes:

$$PW = -P + t \cdot \Phi \cdot (P - S)(P/A) - X(1 - t)(P/A) + S(P/F)$$

donde P es el valor del dinero que se invertirá inicialmente, t es la tasa impositiva aplicable a los beneficios netos de corporaciones (en tanto por uno), S es el valor salvado y X es la suma de gastos, excluyendo la depreciación. (P/A) y (P/F) son funciones de la tasa de interés y del tiempo de vida proyectado.

El primer término se refiere a un valor de dinero a tiempo cero y no precisa ser corregido para obtener el valor presente. Como es un gasto, tendrá un signo negativo según nuestro convenio. El segundo término es un ahorro fiscal que debe ser corregido para pasarlo a su valor presente. El tercer término, X son gastos y es por tanto negativo, mientras que el subtérmino X·t es un ahorro fiscal y por tanto positivo. El tercer término también debe ser corregido para obtener su valor presente. Finalmente el cuarto estima el valor presente de un futuro valor salvado (estimado) multiplicando por (P/F) dado que se trató de un pago único.

El valor PW dado por la ecuación anterior puede ser convertido en coste anual (flujo de caja anual):

$$A = (PW) \cdot (P/A)^{-1}$$

El análisis de las diversas posibilidades de diseño se hace de acuerdo con el flujo de caja anual cuando el tiempo de vida implicado en las distintas posibilidades de diseño es diferente.

### 4.3.3. Ejemplos

---

**Ejemplo 1.** En una industria química, se requiere un nuevo reactor, junto con un rearrreglo de las instalaciones actuales. Debido a la corrosión el tiempo de vida de un reactor de acero dulce es de 5 años. El coste de instalación es de 22.000 €. Un intercambiador de calor de acero inoxidable tiene un coste de instalación de 60.000 € con una vida estimada de 15 años, pero que se da por amortizado totalmente tras 11 años. La tasa de interés es del 10% y la tasa impositiva del 48%. Se pide determinar qué intercambiador es más económico basándose en costes anuales.

---

Dado que la vida de los dos reactores no es igual, la elección económica no puede basarse meramente en el flujo de caja sobre la vida de cada uno de ellos. En lugar de esto, la comparación ha de hacerse en base a los costes anuales. En este ejemplo sólo se dan datos que se aplican a los dos primeros términos de la ecuación generalizada con lo que tanto el tercero (que implica gastos de mantenimiento) como el cuarto (valor salvado) se consideran cero.

Calculemos el valor presente a lo largo de la vida de cada una de las alternativas y el flujo de caja anual:

$$PW = -P + t \cdot \Phi \cdot (P)(P/A)_{10\%,n}$$

Para el acero dulce: P=22.000 €, n=5,  $\Phi=1/5=0,2$ .

$$PW_{ad} = -22.000 + (0,2)(0,48)(22.000)(3,791) = -14.000 \text{ €}.$$

$$A_{ad}=(PW)(P/A)^{-1}=(-14.000)(0,2638)=-3.690 \text{ €}.$$

Para el acero inoxidable:  $P=60.000 \text{ €}$ ,  $n=11$ ,  $\Phi=1/11=0,0909$ .

$$PW_{ad}=-60.000+(0,0909)(0,48)(60.000)(6,495)=-43.000 \text{ €}.$$

$$A_{ad}=(PW)(P/A)^{-1}_{10\%,15\text{años}}=(-43.000)(0,1315)=-5.650 \text{ €}.$$

Por consiguiente, el reactor de acero dulce tiene un coste anual más bajo y es la alternativa más económica bajo las condiciones dadas. Este ejemplo ilustra la situación, no inusual para el acero inoxidable, en la que el tiempo de vida útil del equipo, 15 años, es más grande que el periodo de amortización, 11 años.

**Ejemplo 2.** Un conjunto de tuberías de una planta química requieren o bien (a) reemplazamiento para durar 5 años sin ningún tipo de mantenimiento, con un coste de 3.000 € bien (b) un revestimiento de la instalación existente para conseguir la misma vida. ¿Cuánto puede ser invertido ahora en un recubrimiento si los costes de mantenimiento anuales son el 10% de los costes de instalación, la tasa impositiva es del 21% y el interés es de un 6%?

(a) Para reemplazamiento:  $P=3.000 \text{ €}$ ,  $n=5$ ,  $\Phi=1/5=0,20$ .

$$PW=-P+t\cdot\Phi\cdot(P)(P/A)_{10\%,n}$$

$$PW_r=-3.000+(0,20)(0,21)(3.000)(4,212)=-2.469 \text{ €}.$$

(b) Aplicación del revestimiento:

$$PW=-P+t\cdot\Phi\cdot(P)(P/A)-X(1-t)(P/A)$$

$$-2.469=-P+(0,20)(0,21)(P)(4,212)-(5)(0,1P)(0,79)(4,212)$$

De aquí podemos despejar  $P$ , que es la suma máxima de dinero que podemos gastar en el recubrimiento. En este caso  $P=993 \text{ €}$ .

**REFERENCIAS** (las referencias en negrita son las fundamentales)

- [1] **“Corrosión y protección metálicas”, S. Feliu, M.C. Andrade, C.S.I.C., Madrid, 1991.**
- [2] “Report of the Committee on Corrosion and Protection (presidido por T.P. Hoar)”, Dept. of Trade and Industry, Ed. HMSO, London, 1971.
- [3] **“Principles and Prevention of Corrosion”, 2<sup>nd</sup> Ed., D.A. Jones, Pearson-Prentice Hall, Singapore, 1996.**
- [4] E. Rabald, Corrosion guide (2<sup>nd</sup> Ed.), Elsevier Publishing Company, Amsterdam-London, 1968.
- [5] I. Mellan, Corrosion Resistant Materials Handbook (3<sup>a</sup> Ed.), Ed. Pub. Noyes Data Corporation, New Jersey.
- [6] D.J. Renzo, Corrosion Resistant Materials Handbook (4<sup>a</sup> Ed.), Ed. Pub. Noyes Data Corporation, New Jersey.
- [7] “Corrosion Data Survey. Metals Section” (6<sup>a</sup> Ed.), Ed. NACE Houston, Texas, (EE.UU.)
- [8] “Dechema Corrosion Handbook”, Ed. D. Behrens, VCH Publishers (UK), Ltd., Cambridge (Reino Unido), 1986.
- [9] **“Corrosion Engineering”, M.G. Fontana, McGraw-Hill, New York, 1986.**
- [10] **“Corrosion and Corrosion Control”, H.H. Uhlig, R.W. Revie, John Wiley and sons, New York, 1985.**
- [11] **“Anodic Protection”, O.L. Riggs, C.E. Locke, Plenum Press, New York, 1981.**