

100
2e;



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA
DE MEXICO**

FACULTAD DE QUIMICA

**PROPUESTA DE UN MANUAL PARA LA
PREVENCION DE LA CORROSION EN
TUBERIAS DE AGUA POTABLE**

T E S I S
QUE PARA OBTENER EL TITULO DE
INGENIERO QUIMICO
P R E S E N T A :
CARLOS MANUEL MONTOYA NAFARRATE

Ciudad Universitaria, D. F.

1993

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas Tesis Digitales Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS © PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis está protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

INDICE

	PAG
Prologo	1
Introducción	3
CAPITULO I.- La corrosión en los metales.	
La celda de corrosión.	7
Corrosión electroquímica.	9
Celdas de corrosión.	11
Celda galvánica.	13
La serie galvánica.	16
Reacciones de corrosión en tuberías	18
Influencia de la velocidad del agua.	21
Influencia de la temperatura.	21
CAPITULO II.- Clasificación del agua.	
Tendencia a la corrosión o incrustación del agua.	23
Indice de Langelier y pH de saturación.	28
Indice de estabilidad de Ryznar.	30
Clasificación de las aguas.	31
Correcciones de temperatura.	34
Ejemplos de aplicación.	35
Normas para agua potable.	38
Análisis químico y físico del agua (Toma de muestras de agua).	41
Realización de los análisis.	43

Determinación de la temperatura.	43
Determinación del pH.	44
Determinación de sólidos disueltos totales.	46
Determinación de alcalinidad.	48
Determinación de calcio.	49

CAPITULO III.- Corrosión en acero al carbon,
cobre y acero galvanizado.

Acero.	51
Efecto del pH.	53
Efecto del oxígeno disuelto.	56
Efecto de la temperatura.	59
Efecto de las sales disueltas.	62
Efecto de la velocidad de flujo.	66
Tablas de los factores principales que gobiernan a la corrosión del acero al carbón en agua.	69
Cobre.	70
Corrosión en aguas naturales.	72
Corrosión en agua potable.	73
Efecto de ácidos.	75
Efecto de bases.	75
Efecto de sales.	76
Efecto del NaHCO_3 .	80
Efecto de la velocidad de flujo.	80

Factores principales que gobiernan a la 81
corrosión del cobre en agua.

Acero galvanizado. 82

Corrosión del acero galvanizado. 84

Corrosión en agua destilada. 88

Corrosión en aguas naturales. 90

Corrosión en agua doméstica. 93

Efecto del pH. 96

Efecto del CO₂. 97

Efecto de la temperatura. 97

Efecto de sales. 99

CAPITULO IV.-

Tabla comparativa de los efectos del pH, 100
temperatura, velocidad y solutos en la velocidad
de corrosión para acero al carbón, cobre y acero
galvanizado.

Recomendaciones y conclusiones, sobre la 102
corrosión en tuberías.

Glosario 107

Apéndice: Unidades 115

Bibliografía 116

PROLOGO

La palabra corrosión evoca en muchas personas la imagen tan conocida de la "herrumbre", propia de los metales ferrosos, como si sólo el hierro fuera susceptible de presentar este fenómeno.

En realidad, la corrosión es la causa general de la alteración y destrucción de la mayor parte de los materiales naturales o fabricados por el hombre. Si bien esta fuerza destructiva ha existido siempre, no se le ha prestado atención hasta los tiempos modernos, como efecto de los avances de la civilización en general y de la tecnología en particular.

En la naturaleza existen metales nobles tales como el oro y el platino, que se encuentran usualmente como metales libres y no como compuestos. Por otro lado, existen los llamados metales activos o base, tales como el sodio, aluminio y magnesio, los cuales jamás se podrán encontrar como metales libres en nuestra atmósfera terrestre porque reaccionan con otros elementos para formar compuestos.

Un pedazo de metal puede permanecer estable y no dañarse por un período indefinido, si es que se le mantiene en el vacío, es decir, en donde el metal no entre en contacto con ningún medio o sustancia, incluyendo el aire. Parece ser que la gran mayoría de los metales adquieren esa estabilidad tan deseada sólo cuando se les aísla del medio ambiente terrestre. Si este aislamiento no ocurre, los metales pueden reaccionar con el medio ambiente y formar

compuestos. Estos compuestos permanecen sobre la superficie del metal y son por lo general frágiles, de mal aspecto y fácilmente desprendibles, por ejemplo los óxidos de hierro, lo que origina una transformación continua del metal al repetirse periódicamente el proceso de oxidación. Sin embargo, esta forma de degradación metálica no es la única. Existen muy diversas formas por las cuales un metal o aleación deja de ser útil a consecuencia de su inestabilidad frente al medio. El metal bien puede disolverse lentamente y llegar a transformarse totalmente en otra especie.

Asimismo, los metales, bajo ciertas condiciones, pueden formar grietas y romperse catastrófica y súbitamente al estar sujetos simultáneamente a un medio agresivo y a un esfuerzo mecánico moderado. También pueden ser atacados muy localizadamente en forma de pequeños agujeros profundos que avanzan rápidamente llegando a perforar gruesas secciones de estructuras metálicas, haciendo a estas deficientes en sus propiedades mecánicas e inutilizándolas por completo. Es entonces precisamente cuando los conocimientos que se tienen de la lucha contra la corrosión deben ser aplicados para que un metal o aleación perdure más años en servicio, sin transformarse rápidamente en formas combinadas (óxidos, sulfuros, etc.) o sistemas degradados localizadamente que no cumplan con los requisitos exigidos a los metales o aleaciones originales, tales como resistencia, dureza, lustre, apariencia, etc.

INTRODUCCION

Los metales, salvo alguna que otra rara excepción, como los metales nobles (oro, platino, etc., que se encuentran en estado nativo en la Tierra) no existen como tales en la naturaleza, sino combinados con otros elementos químicos formando los minerales, como los óxidos, sulfuros, carbonatos, etc.

La tendencia de un metal de regresar a su estado original no nos debe extrañar. Si después de milenios el hierro se encuentra en los yacimientos bajo la forma de óxido, es que este compuesto representa el estado más estable del hierro respecto al medio ambiente. El mineral de hierro más común, la hematita, es un óxido de hierro, Fe_2O_3 . El producto más común de la corrosión del hierro, la herrumbre, tiene la misma composición química. Un metal susceptible a la corrosión como el acero, resulta que proviene de óxidos metálicos, a los cuales se les somete a un tratamiento determinado para obtener precisamente hierro. La tendencia del hierro a volver a su estado natural de óxido metálico es tanto más fuerte, cuanto que la energía necesaria para extraer el metal del mineral es mayor.

De las diversas operaciones que deben realizarse para extraer el metal del mineral, la primordial se puede resumir en una sola palabra: reducción, que implica la ganancia de uno o más electrones por parte de un átomo, ion o molécula. Inversamente, las transformaciones sufridas por el metal que retorna a su estado original, también pueden resumirse en

oxidación, donde un átomo, ion o molécula pierde uno o más electrones.

Según esto, la corrosión puede describirse en primer término como una reacción de oxidación, semejante por tanto a cualquier oxidación química. Por esto mismo, debe y puede ser regida por las leyes establecidas por la física y química. Un metal sólo podrá corroerse, o sea pasar a un estado más oxidado, por si solo, cuando sea inestable con respecto a los productos formados por su corrosión.

La corrosión se manifiesta en las actividades que diariamente realizamos. Desgraciadamente, no sufrimos sus efectos hasta que estos se hacen visibles.

Un ejemplo común lo constituye la rotura de una tubería de agua. Inicialmente, al abrir el grifo, el agua, en vez de presentar su claridad habitual tiene una cierta tonalidad o coloración castaña. Al probarla, nos parece percibir un sabor a hierro. Ha empezado a atacarse el material base de la tubería galvanizada: el acero de la red de distribución de agua potable.

Al cabo de poco tiempo, al abrir el grifo del agua caliente del lavado, especialmente al aumentar la salida del agua, empieza a salir ésta turbia y rojiza, con gran cantidad de partículas. Algunas de éstas parecen ser de arcilla que estarían en forma de sedimento sobre la pared de las tuberías de conducción y distribución, y que se han incorporado al agua debido al aumento de velocidad. Otras partículas tienen un aspecto gelatinoso y una coloración

pardo rojiza (característica del hidróxido férrico, $Fe(OH)_3$). A continuación hacemos la misma comprobación con el grifo del agua fría. El agua sale limpia, incolora. Sólo cuando la velocidad es alta se observa una cierta turbiedad y algunas partículas que parecen provenir del sedimento que pudiera existir ya en el interior de la tubería de conducción de agua; las partículas rojizas, gelatinosas, no se observan en esta ocasión. La aparición de humedades y goteras en las paredes de una casa es una consecuencia que no se deja esperar, debido a la perforación de la tubería.

Existen, sin embargo, muchos otros tipos y formas de corrosión que afectan por ejemplo a la industria y el transporte, y que son muy específicos de cada actividad.

Mediante estos conocimientos se pueden afrontar con mayores garantías los problemas que origina la corrosión, y si muchas veces no se podrá lograr evitarla, sí al menos se tendrán las bases para un efectivo control o prevención de la corrosión.

El fundamento de éste trabajo, tiene por objeto dar un conocimiento basado en la corrosión que se presenta, en las tuberías para agua. Para prevenir la corrosión es necesario conocer los factores que influyen en la degradación de las mismas, factores tales como la velocidad del agua y el tipo de material utilizado, son presentados en esta obra.

Al terminar de estudiar el capítulo I, el lector comprenderá porque ocurre la corrosión en una tubería. Por medio de capítulo II, podrá determinar si el agua que

transporta la tubería actuá en forma agresiva o contiene compuestos que se puedan incrustar en ella. En el capítulo III, se estudián algunos factores que influyen en la velocidad de corrosión en tuberías para agua. Para una mejor comprensión de los capítulos se anexa al trabajo, un glosario que contiene las definiciones de los términos que se relacionan con la materia de corrosión.

C A P I T U L O I

Objetivos:

Definir los conceptos de oxidación y reducción.

Identificar las partes que componen una celda de corrosión y conocer el proceso de corrosión que se efectúa en el ánodo.

Comprender lo que es una celda galvánica y la corrosión de un metal por la formación de pequeñas celdas de corrosión.

Identificar a los metales activos y nobles a partir de la serie galvánica.

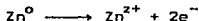
Identificar las reacciones de corrosión que ocurren en una tubería.

Conocer como influyen en la velocidad de corrosión, la velocidad del agua y la temperatura.

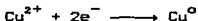
LA CELDA DE CORROSION

En una celda (fig. 1.1) ocurren reacciones en que se transfieren electrones de un átomo, ion o molécula, a otro átomo, ion o molécula. A éste tipo de reacciones se les conoce como reacciones de oxidación - reducción.

La oxidación es el proceso en que un átomo, ion o molécula pierde uno o más electrones, por ejemplo:



La reducción implica ganancia de uno o más electrones por parte de un átomo, ion o molécula, por ejemplo:



Para que se produzca la corrosión, se requiere la presencia de todos los componentes de una celda electroquímica. Estos componentes son un ánodo, electrodo en el que se efectúa la oxidación, un cátodo, electrodo en el cual se produce la reducción, un circuito externo o conexión entre el ánodo y el cátodo y un circuito interno o solución conductora (electrólito) entre el ánodo y el cátodo. El electrólito es una sustancia que existe en forma iónica en solución acuosa. Si falta alguno de estos componentes, no existe una celda electroquímica y no se produce este fenómeno.

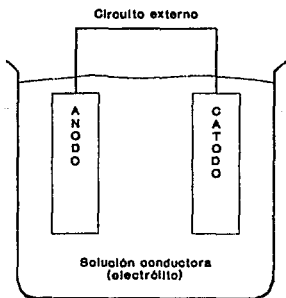


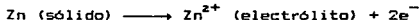
Fig. 1.1. Celda electroquímica.

CORROSION ELECTROQUIMICA

En presencia de un medio acuoso, la corrosión es de naturaleza electroquímica. Tal corrosión es un proceso que ocurre naturalmente y que denota la existencia de una zona anódica (que sufre la corrosión), una zona catódica y un electrólito, siendo imprescindible la presencia de estos tres elementos para que este tipo de corrosión pueda existir (se requiere asimismo de contacto eléctrico entre la zona anódica y la catódica).

Debe quedar claro que un proceso de corrosión involucra tanto la reacción anódica como la catódica, y que si una de las dos reacciones falta, el proceso de corrosión se detiene.

El término ánodo se emplea para describir aquella porción de una superficie metálica en la que tiene lugar la corrosión (disolución) y en la cual se liberan electrones como consecuencia del paso del metal en forma de iones, al electrólito. La reacción que sucede en el ánodo, por ejemplo para el caso del cinc, es:

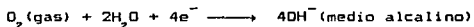


o sea una reacción de oxidación.

Cuando se liberan electrones en el ánodo viajan por el mismo metal hacia el circuito externo, para después pasar al cátodo; éste tipo de movimiento se conoce como conducción electrónica. En la solución electrolítica, la corriente es transportada por el movimiento de iones positivos y negativos. En consecuencia, el paso de la corriente va

acompañado de un transporte de materia (conducción iónica).

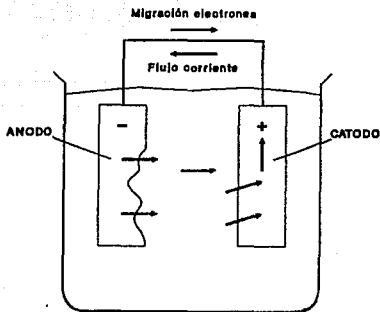
En el ánodo la corriente eléctrica sale del metal para entrar a la solución (fig. 1.2). El término cátodo se aplica a la porción de una superficie metálica en la cual los electrones producidos en el ánodo se combinan con determinados iones presentes en el electrólito. Las reacciones catódicas más comunes en presencia de agua y que dependen de la disponibilidad del oxígeno presente son:



o sea, reacciones de reducción.

La corriente eléctrica sale del electrólito para entrar al cátodo (fig. 1.2), cerrándose el circuito eléctrico a través de un conductor metálico externo.

Los componentes esenciales se presentan en la fig. 1.2. Las flechas representan la dirección de la corriente eléctrica (no electrones) fluyendo a la solución desde el ánodo (-) al cátodo (+) y regresando desde el cátodo al ánodo a través de un hilo metálico conductor (cobre por ejemplo).



Dirección del flujo de corriente entre un ánodo y un cátodo en una celda de corrosión. Fig. 1.2.

CELIDAS DE CORROSION

La corrosión más frecuente es de naturaleza electroquímica y resulta de la formación de multitud de zonas anódicas y catódicas sobre la superficie metálica. Al cambiar continuamente de posición estas zonas anódicas y catódicas, llega un momento en que el metal se disuelve continuamente. Este tipo de corrosión se caracteriza porque casi siempre es más pronunciada en una zona que en otras, y su forma de manifestarse más característica es la aparición de picaduras.

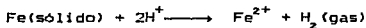
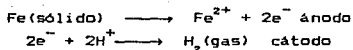
Las celdas de corrosión pueden producirse por interacción de pequeños ánodos y cátodos locales, adyacentes sobre el mismo trozo de metal. Estas "celdas de acción local", como se les llama, se forman porque la superficie

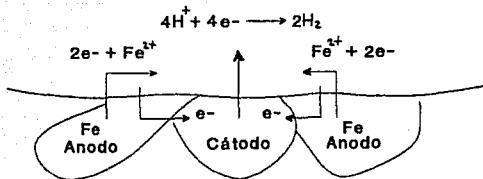
del metal no es uniforme o porque presenta impurezas, por ejemplo: un diminuto cristal de un metal menos activo, cobre o estaño, incluido en una superficie de hierro actúa como cátodo en el cual se reducen moléculas de oxígeno. El hierro que se encuentra en la vecindad de estas impurezas es anódico y se oxida en iones Fe^{2+} . Por tanto, un trozo de hierro presenta muchas celdas de corrosión diminutas.

Las diferencias en el medio externo (como es la cantidad de humedad, temperatura, concentración de oxígeno) también pueden producir celdas de corrosión sobre el mismo metal.

Se puede observar la corrosión del hierro si se sumerge un trozo de hierro en una solución diluida de HCl. El gas que burbujea de la superficie de hierro es hidrógeno que se produce en los pequeños cátodos locales. (fig. 1.3).

Las reacciones anódica, catódica y total (que es la suma de las otras dos), son:





Corrosión de hierro en solución ácida.

Fig. 1.3.

CELDA GALVANICA

Cuando dos metales diferentes, que tienen, por lo tanto reactividades diferentes, son sumergidos en una misma solución conductora, a la cual llamamos electrólito, y son conectados eléctricamente entre sí, tendremos un flujo de electrones del metal más activo o anódico hacia el metal más noble o catódico, dejando al material anódico con una deficiencia de electrones (fig. 1.4). Esto trae como consecuencia que el metal más activo o ánodo se disuelva, es decir, se corroa.

A la actividad electroquímica de esta naturaleza se le conoce como acción galvánica, base de cualquier reacción de corrosión.

En la figura 1.4, el material anódico (el hierro) cede electrones al circuito eléctrico externo (alambre de cobre) debido a la diferencia de potencial creado por el par hierro-cobre; al entrar en contacto el hierro y el cobre se

crea una diferencia de potencial eléctrico entre los dos metales, que hace que se mueva un flujo de electrones entre ellos. Las partículas metálicas sobre la superficie de la lámina de hierro (que en un principio eran neutras) ceden electrones y se convierten en átomos cargados positivamente (iones Fe^{2+}) los cuales al interactuar con las moléculas de agua pasan a la solución como especies solubles hidratadas. Reacciones químicas posteriores harán que estos iones Fe^{2+} se transformen en óxido rojizo o herrumbre.

Debido a la diferencia de potencial creada, los electrones viajan a lo largo del circuito conductor externo hacia el cátodo (la lámina de cobre). Ahí, los electrones en exceso, presentes sobre la superficie catódica, se combinan con otras especies en solución con el fin de balancear la reacción química de corrosión. El oxígeno del aire disuelto en la solución es una de las especies que tienen afinidad por los electrones y que en combinación con el agua se transforma en especies oxicidrilas (OH^-). Por lo tanto, el metal anódico se desintegra, mientras que el material catódico, la lámina de cobre, permanece casi sin ser afectada.

La figura 1.5, ilustra la características de otra celda galvánica indicando la dirección de corriente y el flujo de electrones.

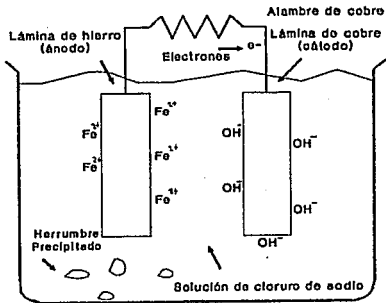
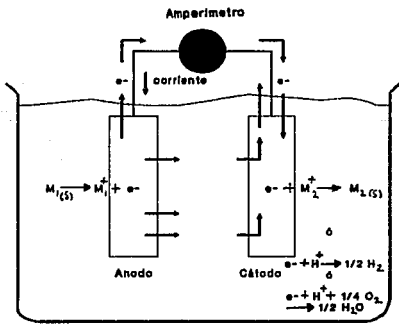


Fig. 1.4.



Características de una celda galvánica.
Fig. 1.5.

LA SERIE GALVANICA

A través de mediciones de laboratorio, es posible construir una tabla de metales y aleaciones de acuerdo a su tendencia relativa a corroerse. Estas mediciones están basadas en el principio de acción galvánica que existe entre dos metales cuando se sumergen en un electrólito común. Lo que se necesita para hacer la tabla es medir la diferencia de potencial entre pares de distintos metales y aleaciones, en una solución electrolítica.

El voltaje estándar E° que aparece en la tabla 1.1, para determinada reacción de una celda, será el que se obtenga cuando todos los iones o moléculas en solución estén en concentración de una mol por litro y todos los gases a la presión de una atmósfera. La diferencia de potencial será la suma del potencial estándar de la reacción de reducción y del potencial estándar de la reacción de oxidación.

Por experiencia, se ha observado que aquellos metales que poseen un potencial de reducción más positivo no sufren tanto por la corrosión y se les conoce como metales nobles. Ejemplo: el oro, el acero inoxidable pasivo, el cobre, etc. Por otro lado, sabemos que aquellos metales con potenciales más negativos se corroen rápidamente y se les conoce como metales base. Como ejemplo tenemos al cinc, al magnesio y al aluminio. En la tabla 1.1, se observa que algunos metales o aleaciones aparecen dos veces, dependiendo de la condición en que se encuentra su superficie, es decir, activa o pasiva. El término pasivo se refiere a una superficie

metálica que contiene alguna película de óxido protector. El termino activo se refiere a la superficie metálica desprovista de tal película. Las superficies activas siempre están asociadas con potenciales más activos o base que las superficies pasivas.

Serie galvánica. tabla 1.1.

Anodo	Reacciones en el ánodo	Potencial E° (volts)
Magnesio	$Mg^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Mg(s)$	-2.37
Aluminio	$Al^{3+} + 3e^{-} \longrightarrow Al(s)$	-1.68
Cinc	$Zn^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Zn(s)$	-0.76
Cadmio	$Cd^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Cd(s)$	-0.40
Aceros o hierro	$Fe^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Fe(s)$	-0.44
Hierro colado	$Fe^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Fe(s)$	-0.44
Cromo (activo)	$Cr^{3+} + 3e^{-} \longrightarrow Cr(s)$	-0.74
Aceros inoxidable (act)	$Fe^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Fe(s)$	-0.44
Soldadura blanda		
Estaño	$Sn^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Sn(s)$	-0.136
Plomo	$Pb^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Pb(s)$	-0.126
Níquel	$Ni^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Ni(s)$	-0.25
Latón		
Bronce		
Cobre	$Cu^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Cu(s)$	+0.345
Soldadura de plata		
Cromo (pasivo)	$Cr^{3+} + 3e^{-} \longrightarrow Cr(s)$	-0.74
Aceros inoxidable (pas)	$Fe^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Fe(s)$	-0.44
Plata	$Ag^{+} + e^{-} \longrightarrow Ag(s)$	+0.80
Oro	$Au^{3+} + 3e^{-} \longrightarrow Au(s)$	+1.50
Platino	$Pt^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Pt(s)$	+1.42

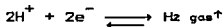
REACCIONES DE CORROSION EN TUBERIAS

Considerando la corrosión de un trozo de tubería de hierro. La celda galvánica básica aparece en la figura 1.6.

En las áreas anódicas una reacción de oxidación libera iones Fe^{2+} a la solución, deja electrones en el metal y produce una carga negativa sobre éste:

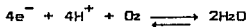


Los electrones viajan en el circuito externo del ánodo hacia el cátodo; en el cátodo pueden reaccionar con los iones H^{+} en solución para formar gas hidrógeno que se desprende de ésta:

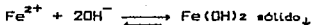


Esta es la reacción que se mencionó antes cuando se habló de la corrosión del hierro en una solución diluida de HCl. Se conoce como "corrosión con desprendimiento de hidrógeno".

Cuando hay oxígeno en la solución que rodea el cátodo, existe otra alternativa, la reacción en el cátodo puede formar agua:



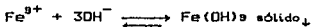
En ambas reacciones catódicas, se consume H^{+} de modo que el pH (otra forma de expresar la concentración de iones H^{+} . $pH = -\log [H^{+}]$) se eleva y aparecen cantidades importantes de iones OH^{-} . Estos migran a través del electrólito hacia el ánodo, conduciendo la corriente por la solución. En el ánodo, si no hay oxígeno presente y el pH es lo suficientemente alto, se precipita el hidróxido ferroso:



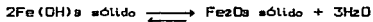
O bien los iones Fe^{2+} en presencia de ox\u00edgeno, se oxidan a Fe^{3+} :



que a su vez puede precipitar como hidr\u00f3xido ferrico en el \u00e1nodo:

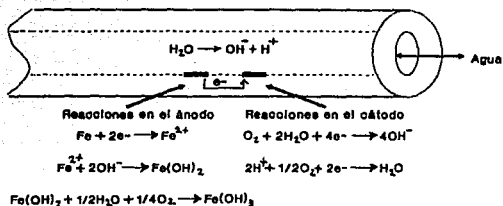


El $\text{Fe}(\text{OH})_3$ s\u00f3lido es ligeramente soluble en las aguas donde los valores de pH son superiores de 5 \u00f3 6 mientras que el $\text{Fe}(\text{OH})_2$ s\u00f3lido es mucho m\u00e1s soluble. El precipitado $\text{Fe}(\text{OH})_3$ s\u00f3lido se deshidrata para formar \u00f3xido ferrico, Fe_2O_3 , que tiene el conocido color rojo del herrumbre:



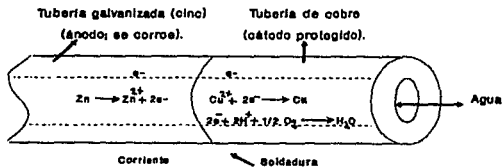
Si el precipitado de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ s\u00f3lido o el $\text{Fe}(\text{OH})_2$ s\u00f3lido que se oxida a $\text{Fe}(\text{OH})_3$, se desprende de la tuber\u00eda al agua, se produce el agua roja.

Este tipo de reacciones ocurren a lo largo de una tuber\u00eda como consecuencia, de la formaci\u00f3n de una multitud de zonas an\u00f3dicas y cat\u00f3dicas que disuelven continuamente al metal.



Reacciones que ocurren en una tubería de hierro. Fig. 1.6.

Quando una tubería para agua hecha de cobre se conecta a otra tubería galvanizada (acero cubierto de cinc) como se ve en la figura 1.7, la tubería galvanizada es el ánodo y la de cobre es el cátodo. El electrolito es el agua que fluye a través de la tubería. El circuito externo es el material de la misma tubería y se requiere haya contacto entre el cinc y el cobre.



Celda de corrosión entre tubos galvanizados y de cobre unidos entre sí. Fig. 1.7.

INFLUENCIA DE LA VELOCIDAD DEL AGUA

Al aumentar la velocidad de circulación del agua, se incrementa no sólo el aporte de oxígeno, sino también su facilidad de llegada a la superficie metálica por disminución de la capa estacionaria de agua adyacente a ella. Por otra parte, si la velocidad es suficientemente elevada, podrán arrastrarse las capas de productos de corrosión formados, así como los depósitos de lodos que pasarán a situarse en la parte inferior de tramos horizontales o en otros puntos bajos de régimen de circulación tranquilo.

De este modo, quedarán unas zonas de tubería en contacto directo con el agua, sin ninguna otra barrera física adicional que dificulte la llegada de O_2 , en tanto que las áreas situadas bajo los depósitos pueden sufrir procesos de corrosión por aireación diferencial, que es debida a diferencias en la concentración de oxígeno a lo largo de la superficie del metal en un electrólito.

INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA

Normalmente la velocidad de corrosión, aumenta con la temperatura debido a que la movilidad iónica crece con ella y la resistencia disminuye. Bajo las condiciones de control catódico, normalmente impuestas por la llegada de O_2 a la superficie metálica, la velocidad de corrosión para una concentración dada de O_2 , se duplica, por cada $30^{\circ}C$ que aumente la temperatura hasta la proximidad de $80^{\circ}C$,

comenzando entonces a disminuir hasta alcanzar valores muy bajos en el punto de ebullición (fig. 1.8). La disminución de la corrosión que tiene lugar en este caso al sobrepasar los 80°C está asociada con el marcado descenso de la solubilidad del O₂ en el agua a medida que aumenta la temperatura, efecto que, al superar los 80°C, predomina sobre la acción aceleradora propia del aumento de temperatura. En los sistemas cerrados, en los que el oxígeno no puede escapar, la velocidad de corrosión continúa aumentando con la temperatura hasta que se agota el O₂, quedando a partir de este momento prácticamente detenida la corrosión.

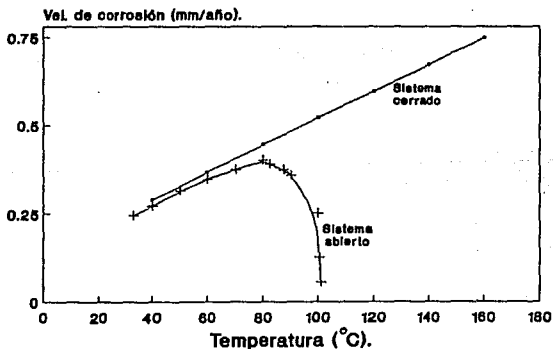


Fig. 1.8. [3].

C A P I T U L O I I

Objetivos:

- Conocer la importancia del CaCO_3 disuelto en el agua.
- Calcular el pH ideal y el pH de saturación por medio de la alcalinidad y dureza que presenta el agua
- Determinar si el agua es incrustante o agresiva.
- Conocer las máximas concentraciones de dureza que debe presentar el agua potable.
- Poder realizar análisis relacionados con la dureza del agua.

TENDENCIA A LA CORROSION O INCRUSTACION DEL AGUA

Según su procedencia las aguas a utilizar en abastecimientos de poblaciones pueden clasificarse en superficiales y subterráneas.

En las superficiales quedan comprendidas las circulantes por ríos, arroyos, etcétera, y las contenidas en depósitos artificiales o naturales.

Con el nombre general de subterráneas se denominan las que están bajo la superficie de la tierra.

Las aguas naturales no son puras y contienen diferentes elementos químicos disueltos, entre los cuales el más frecuente es el bicarbonato de calcio $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

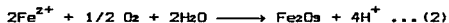
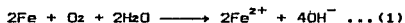
El bicarbonato de calcio, se encuentra de forma inestable en solución acuosa, tiende a perder ácido carbónico y a precipitar carbonato de calcio:



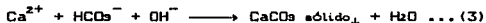
Un agua natural puede contener CO_2 libre en cantidad superior al CO_2 en equilibrio que se observa en la reacción, ésto evita que precipite el carbonato de calcio y que se mantenga el bicarbonato de calcio en solución, el agua adquiere entonces una característica agresiva. Pero si el CO_2 libre es inferior al CO_2 en el equilibrio, tendera a precipitar el CaCO_3 , resultando un agua incrustante.

Las especies químicas disueltas en el agua pueden formar películas protectoras o ser corrosivas. Las aguas que contienen una gran cantidad de sales de calcio (aguas duras) pueden depositar una capa calcárea sobre la superficie interior de las tuberías e inhibir o frenar la corrosión.

El oxígeno, que es el gas disuelto predominante de las aguas potables unas 10 ppm (partes por millón; son los miligramos en un litro de solución acuosa) en muchas de ellas, es necesario para la corrosión del hierro a la temperatura ambiente en aguas con un pH próximo a la neutralidad. El proceso de oxidación se puede dividir en las siguientes etapas:



los iones OH^- que se originan en la reacción (1) dan lugar a que el CaCO_3 precipite en la interfase hierro-agua según:



La capa de protección se produce por el óxido de hierro, Fe_2O_3 , asociado con el CaCO_3 . La formación de una

capa protectora natural sobre los materiales férricos se basa en el equilibrio existente entre el CaCO_3 y el CO_2 en las aguas potables.

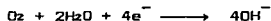
Los factores del equilibrio calco-carbónico (CaCO_3) son los iones CO_3^{2-} , HCO_3^- y Ca^{2+} , así como el pH y el CO_2 libre, los cuales intervienen conjuntamente en el proceso de formación del depósito de incrustación. El CO_2 en el agua puede formar H_2CO_3 , lo cual podría aumentar la acidez de la solución, al disolver las capas calcáreas protectoras y acelerar la corrosión. El agua que contiene un exceso de CO_2 comparado con las condiciones de equilibrio, tiene un "Índice de Saturación" (IS) negativo (como se verá más adelante) que impide la formación de capas protectoras.

El método más económico para controlar este tipo de corrosión es sobresaturar ligeramente el agua con CaCO_3 para provocar el depósito de una fina película protectora que frena la difusión de agentes corrosivos a la superficie metálica. El nivel deseado de sobresaturación de CaCO_3 puede alcanzarse al añadir un agente alcalino para elevar el pH del agua a su valor correcto. El pH adecuado puede determinarse mediante la fórmula de Langelier, como se verá más adelante.

El carácter agresivo de las aguas naturales depende de numerosos factores y no basta uno solo para definir su agresividad. Sin embargo, desde hace tiempo se sabe que las aguas blandas son por lo general más corrosivas que las duras, porque es común recurrir a la dureza para realizar

estimaciones de la corrosividad. Las aguas duras se consideran poco agresivas, dado que sobre la superficie metálica pueden depositarse películas calcáreas continuas y compactas que dificultan el ataque del metal subyacente.

El Ca^{2+} y el Mg^{2+} tienden a precipitar carbonatos e hidróxidos de baja solubilidad sobre las áreas catódicas, en las que, como se sabe, tiene lugar una alcalinización del electrólito, como consecuencia de la reacción catódica por la reducción del oxígeno:



Esta precipitación dificulta el proceso catódico de reducción del O_2 y con ello el proceso global de corrosión.

Es frecuente que las aguas de dureza intermedia contengan otros componentes y presenten una tendencia a formar capas escasamente adheridas bajo las que puede producirse un ataque de forma irregular.

En el tabla 2.1, se presenta una de las clasificaciones existentes de las aguas en función de su dureza.

Puesto que sólo las aguas sobresaturadas y aquéllas cuya concentración en CaCO_3 es casi la de saturación tienden a formar capas protectoras, se intenta calcular la corrosividad mediante el criterio analítico del grado de saturación en CaCO_3 . Como parámetro determinativo de tal estimación se ha tomado, como ya se mencionó, el Índice de Saturación (IS) definido como:

$$\text{IS} = \text{pH} - \text{pH}_s$$

donde: pH es el del agua y pH_s , el pH de saturación.

Con base en el IS, pueden suceder tres casos:

$$\text{IS} = \begin{cases} > 0 \text{ precipitación del CaCO}_3 \\ = 0 \text{ equilibrio} \\ < 0 \text{ disolución del CaCO}_3 \end{cases}$$

Por lo tanto, es importante conocer la capacidad del agua para formar este depósito o, al contrario, su tendencia a redisolver un eventual depósito preexistente.

La tendencia de las aguas a precipitar CaCO_3 ha sido objeto de numerosos trabajos, siendo los más conocidos y aplicados a la práctica: el índice de Langelier (1936), y el índice de estabilidad de Ryznar (1944), ambos asignan un número que muestra la tendencia a la agresividad o a la incrustación de un agua en particular y están calculados para determinar el pH al cual el agua estará saturada con CaCO_3 , para un cierto contenido de Ca^{2+} y de alcalinidad.

Escala de dureza	CaCO_3 ppm
Muy blanda	< 30
Blanda	31-60
Dura media	61-120
Dura	120-180
Muy dura	> 180

Tabla 2.1. (c).

INDICE DE LANGELIER Y pH DE SATURACION

El conocimiento del pH de saturación (pH_s) del agua permite prever la aptitud de la misma a ser incrustante o agresiva (corrosiva). Muchas aguas tienen dureza cálcica y son alcalinas. Para establecer cuándo un líquido de estas características podrá ser incrustante o agresivo frente al hierro o el acero, se determina si el producto de las concentraciones de los iones Ca^{2+} y CO_3^{2-} en el agua estudiada es menor o mayor, respectivamente, al producto de solubilidad del CaCO_3 .

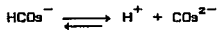
La alcalinidad total (Alc) del agua, se debe a los iones OH^- , CO_3^{2-} , y HCO_3^- , tal que:

$$[\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] = \text{Alc}$$

Este parámetro se determina por medio de la valoración (ver la determinación de alcalinidad) con un ácido fuerte de concentración conocida, utilizando como detector del punto final el indicador anaranjado de metilo. El resultado en los análisis comunes de agua se expresa como ppm o mg/l de CaCO_3 . Para aguas de $\text{pH} < 8.5$ se tiene:

$$\text{Alc} = [\text{HCO}_3^-]$$

La concentración de CO_3^{2-} puede ser muy pequeña para determinarla mediante la valoración ácida. Sin embargo, y debido a la disociación de los iones bicarbonato, HCO_3^- , se establece siempre el equilibrio:



Esta reacción de equilibrio en unión con la alcalinidad total del agua, bastaron para que Langelier, basándose en

estudios de solubilidad estableciera una expresión matemática que relaciona el pH de saturación en el cual el CaCO_3 está en equilibrio (es decir, no tiende a precipitar ni a disolverse), con el contenido de CO_2 , carbonato y bicarbonato de calcio.

La forma más simple de tal ecuación es:

$$\text{pH}_s = \text{pCa} + \text{pAlc} + (\text{pK}_2 - \text{pK}_s)$$

donde:

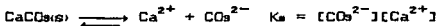
Ca = Concentración de Ca^{2+} expresada en ppm de CaCO_3 .

Alc = Alcalinidad total o alcalinidad frente al naranja de metilo, expresada en ppm de CaCO_3 .

K_2 = Constante de disociación del HCO_3^- ; que es la constante de equilibrio para la reacción:



K_s = Constante del producto de solubilidad del CaCO_3 ; que es la constante de equilibrio para la reacción:



INDICE DE ESTABILIDAD DE RYZNAR

En la práctica, puede conocerse la probabilidad de que se forme la capa protectora por el cálculo del índice de estabilidad de Ryznar.

Este índice, se ha establecido experimentalmente con aguas bicarbonatadas cálcicas, y permite como anteriormente se explicó definir empíricamente la tendencia a la corrosión o a la formación de incrustaciones de un agua aireada.

Su definición es la siguiente:

$$\text{Índice de Estabilidad (IE)} = 2pH_s - pH$$

donde:

pH_s = pH teórico de saturación (ver, correcciones de temperatura).

pH = pH medido a la temperatura considerada (pH del agua).

La tabla 2.2, aplicable a temperaturas comprendidas entre 0 y 60°C, indica la correspondencia entre los diferentes valores del índice, siempre positivo, y las tendencias del agua:

Índice	Tendencia
4 a 5	incrustaciones importantes
5 a 6	pequeñas incrustaciones
6 a 7	equilibrio
7 a 7.5	ligera corrosividad
7.5 a 8.5	corrosividad notable

Tabla 2.2. (5).

El método que se propone está basado en el índice de estabilidad de Ryznar, con base en el cálculo de un pH ideal (pHi). El pHi es aquel valor del pH que produce un índice de estabilidad de Ryznar igual a 6.0, según :

$$pHi = 2pH_s - 6.0$$

donde pH_s es el pH de saturación del $CaCO_3$.

La comparación del pHi con el pH del agua indica cuándo este causará incrustación o corrosión. El pHi depende tanto del contenido en calcio como de la alcalinidad del agua.

El método propuesto predice incrustaciones y corrosión debidas a $CaCO_3$ y $Ca(HCO_3^-)_2$, pero no se tiene en cuenta los efectos de los iones Cl^- o SO_4^{2-} . Para determinar la actividad de dichos iones es necesario realizar ensayos químicos y de corrosión por separado. En esta aproximación, las aguas se han dividido o clasificado en tres categorías y los sólidos disueltos se han eliminado como variable.

CLASIFICACION DE LAS AGUAS

Las aguas subterráneas y superficiales se han clasificado teniendo en cuenta los parámetros de alcalinidad, concentración de calcio y el contenido de sólidos disueltos totales (SDT), ver la tabla 2.3.

Categoría	Alc, mg/l como $CaCO_3$	Calcio, mg/l como $CaCO_3$	Sólidos Disueltos Totales mg/l
I	200-500	100-300	300-1000
II	50-200	25-100	100-300
III	20-50	10-25	<100

Tabla 2.3. 161.

Se ha encontrado que las aguas subterráneas y superficiales, comúnmente tienen una alcalinidad (como CaCO_3) de menos de 500 mg/l, una concentración de calcio menor de 120 mg/l y una concentración de sólidos disueltos totales menor que 1000 mg/l. Las características que afectan la tendencia de un agua a la incrustación o a la corrosión son:

- 1- La alcalinidad (medida con anaranjado de metilo). Es una medida de la alcalinidad total del agua que incluye CO_3^{2-} , HCO_3^- y OH^- .
- 2- La concentración del calcio.
- 3- El pH.
- 4- La temperatura.
- 5- Los sólidos disueltos.

De acuerdo con los indicadores mencionados (alcalinidad, contenido de calcio y SDT), la variación en el contenido de sólidos disueltos tiene un efecto mínimo en la tendencia a la incrustación o a la corrosión de un agua. Entonces, si las otras variables se toman como constantes, sólo un cambio sustancial en la concentración de los sólidos disueltos afectará notablemente el comportamiento de un agua en relación con la tendencia a la incrustación o corrosión. A partir de lo anterior se ha tomado un solo valor de concentración de SDT para cada una de las categorías establecidas, los valores que se consideran como representativos son:

Categoría I 650 mg/l

Categoría II 200 mg/l

Categoría III 50 mg/l

En cada categoría se han calculado los valores del pH para varias combinaciones de calcio y alcalinidad. Dichos valores se basan en el promedio propuesto de sólidos disueltos totales a una temperatura de 10°C (50°F). La gráfica 2.1, permite determinar el valor del pH de un agua a partir de la concentración de calcio, alcalinidad y SDT (categoría).

Determinación del pH, del agua, a partir del contenido de SDT, Ca y alcalinidad frente al anaranjado de metilo.
Temperatura: 10°C (50°F)

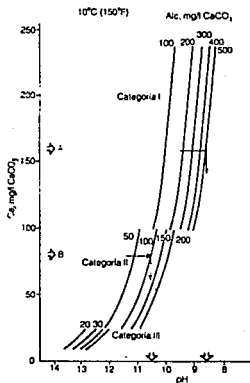


Fig. 2. 1. (d).

CORRECCIONES DE TEMPERATURA

Si la temperatura del agua no es de 10°C, deben hacerse correcciones, el valor del pH_t a una determinada temperatura se obtiene al multiplicar la diferencia de temperatura $pH_m = (T - 50^\circ F) * (-0.0167)$ y añadir este producto al valor de pH_t determinado gráficamente. Cuanto mayor es la temperatura, más bajo es el valor de pH_t para una determinada calidad de agua. En el caso de tratarse de un agua con una alcalinidad o concentración de calcio mayor que las presentadas en la gráfica, el valor del pH_t puede encontrarse extrapolando las curvas o bien mediante las siguientes ecuaciones:

$$pH_t = 12.65 - 0.0142T - \log [Ca^{2+}] - \log Alc + [(\log SDT)]/10$$

para $T < 77^\circ F$. $25^\circ C$.

$$pH_t = 12.27 - 0.00915T - \log [Ca^{2+}] - \log Alc + [(\log SDT)]/10$$

para $T > 77^\circ F$. $25^\circ C$.

De esta forma, si solo se conocen el contenido en calcio y la alcalinidad y se establece la categoría del agua, se podrá determinar el valor del pH_t, que se compara con el del pH del agua. Si este último es mayor que el pH_t, el agua tiene tendencia a formar incrustación, si es menor, el agua es agresiva. Cuanto mayor sea la diferencia entre ambos pH más severa será la tendencia a la incrustación o a la agresividad. La tabla 2.4, presenta un análisis cualitativo de lo anterior.

pH agua - pH _r	Calidad del agua.
a) 0 a 0.5	pequeña o no incrustante
0.5 a 1.0	pequeña o ligeramente incrustante
1.0 a 2.0	pequeña o significativa
> 2.0	significativa o grande
b) 0 a -0.5	pequeña o no corrosiva
-0.5 a -1.0	pequeña o ligeramente corrosiva
-1.0 a -2.0	ligera o significativa
< -2.0	significativa o grande

Tabla 2.4.10). Indicación numérica de la tendencia.
a) a la incrustación, o b) corrosión de un agua.

EJEMPLOS DE APLICACION

Para determinar si estas aguas serán corrosivas o presentarán tendencia a la corrosión, se puede partir de los resultados de los análisis siguientes:

	<u>Agua A</u>	<u>Agua B</u>
Alcalinidad frente al anaranjado de metilo, mg/l CaCO ₃ .	500	100
Ca, mg/l CaCO ₃ .	160	80
Sólidos disueltos totales mg/l.	950	250
Temperatura °C.	10	10
pH.	9	9

Agua A: Por el contenido en sólidos disueltos totales, según la tabla anterior, se trata de un agua de categoría I. A partir de la figura 2.1 se obtiene el valor del pH_r para la dureza cálcica y la alcalinidad correspondientes.

$$\text{pH}_r = 8.6$$

$$\text{pH}_{\text{actual}} - \text{pH}_r = 9 - 8.6 = 0.4$$

Según la clasificación propuesta en la tabla 2.4, se trata de un agua no incrustante o de pequeña incrustación.

Para $T < 77^{\circ}\text{F}$, utilizando el índice de estabilidad de Ryznar.

$$\text{pH}_s = 12.65 - 0.0142[50^{\circ}\text{F}] - \log [160] - \log [500] + \log [950]/10$$

$$\text{pH}_s = 7.33$$

$$\text{Índice de Estabilidad} = 2\text{pH}_s - \text{pH} = 2(7.33) - 9 = 5.67$$

En la tabla 2.2, se trata de un agua de pequeñas incrustaciones.

Agua B: Por el contenido en SDT se trata de un agua de categoría II. Con los datos de la figura 2.1 y los proporcionados por el análisis (Ca y alcalinidad) se obtiene el valor del pH.

$$\text{pH} = 10.5$$

$$\text{pH}_{\text{actual}} - \text{pH} = 9 - 10.5 = -1.5$$

En la tabla 2.4, se observa que se trata de un agua ligera o de corrosividad significativa.

Para $T < 77^{\circ}\text{F}$, por medio del índice de estabilidad de Ryznar.

$$\text{pH}_s = 12.65 - 0.0142[50^{\circ}\text{F}] - \log [80] - \log [100] + \log [250]/10$$

$$\text{pH}_s = 8.28$$

$$\text{Índice de Estabilidad} = 2\text{pH}_s - \text{pH} = 2(8.28) - 9 = 7.56$$

En la tabla 2.2, se observa que se trata de un agua de corrosividad significativa.

En el siguiente ejemplo de aplicación, se estudian los resultados del análisis químico y físico del agua potable de un laboratorio de la facultad de química (Laboratorio de Corrosión. Edif. "D").

Alcalinidad frente al anaranjado de metilo, mg/l CaCO ₃ .	200.00
Ca, mg/l CaCO ₃ .	52.21
Sólidos disueltos totales mg/l.	385.00
Temperatura °C.	20.00
pH.	7.45

Por el contenido de calcio y de alcalinidad se puede observar que se trata de un agua categoría II; se obtiene el valor del pH_t para la dureza cálcica y la alcalinidad correspondientes. pH_t = 10.3 a 10°C.

$$\text{Corrección de temperatura: } (68 - 50)^{\circ}\text{F} * (-0.0167) = -0.3$$

$$\text{pH}_t = 10.3 - 0.3 = 10.0 \text{ a } 20^{\circ}\text{C}$$

$$\text{pH}_{\text{actual}} - \text{pH}_t = 7.45 - 10.0 = -2.55$$

Por la clasificación propuesta en la tabla 2.4 se trata de un agua de corrosividad significativa o grande.

Utilizando el índice de estabilidad de Ryznar; para T < 77°F.

$$\text{pH}_s = 12.65 - 0.0142[68^{\circ}\text{F}] - \log [52.21] - \log [200] + \log [385]/10$$

$$\text{pH}_s = 7.93$$

$$\text{Índice de Estabilidad} = 2\text{pH}_s - \text{pH} = 2(7.93) - 7.45 = 8.41$$

En la tabla 2.2; se trata de un agua de corrosividad notable.

NORMAS PARA AGUA POTABLE

Es importante señalar que para el agua destinada al consumo humano se han fijado Normas que deben cumplirse las cuales están elaboradas por diferentes organizaciones.

Las tablas presentan los valores requeridos de concentración, se apuntaron datos relacionados nada más con la dureza. Además se anexa otra tabla donde se recomienda el tratamiento a seguir cuando se tiene concentración alta de dureza.

Estas tablas aparecen dentro de las Normas y Recomendaciones de la Organización Mundial de la Salud y de la Comunidad Económica Europea.

Parámetro	Unidad	LSN	LSD	De preferencia
Temperatura	°C	25		12
Conductividad	$\mu\text{s}/\text{cm}(20^{\circ})$	1300	400	
Dureza total	mg/l	7		2
Alcalinidad	mg/l HCO_3^-			120
Calcio	mg/l	100		40
Magnesio	mg/l	50	30	
Sodio	mg/l	130	65	
Sulfatos	mg/l SO_4^{2-}	250	100	
Cloruros	mg/l Cl^-	200	100	
Oxígeno disuelto	%Sat.			70

Tabla 2.6. (4). Recomendaciones sobre concentración de sustancias no reducibles en los procesos de tratamiento (OMS). 1980. LSN. Límite superior normal. LSD. Límite superior deseable.

Norma Europea (1980).

Parámetros	Unidad	NP	CMA	De preferencia
Temperatura	°C	12	25	
Conductividad	µs/cm (20°)	400		
Cloruros	mg/l Cl ⁻	25		
Dureza total	mg/l			60 conc min
Alcalinidad	mg/l HCO ₃ ⁻			30 conc min
Calcio	mg/l	100		
Magnesio	mg/l	30	50	
Sodio	mg/l	20	175	
Sulfatos	mg/l	25	250	
Oxígeno disuelto	%Sat.			70

Tabla 2.6. (4). NP. Nivel patrón. CMA. Concentración máxima admisible.

Características	Concentración (mg/l)	Tratamiento
Turbiedad	0-50	Filtración lenta
	250-500	Filtración rápida Filtración lenta
	100-2500	Coagulación-sedimentación Filtración rápida
Dureza carbonatada en CaCO ₃	>200	Ablandamiento Coagulación-sedimentación Filtración rápida Tratamientos químicos específicos
Cloruros (en ion Cl ⁻)	0-250	
	250-500	Desalinización
	>500	Desalinización
Olores y sabores		Carbón activado
Materiales finos sedimentables		Sedimentación Sedimentación con coagulación
Materiales finos no sedimentables		Rejilla-Microfiltración Filtración lenta Filtración rápida

Tabla 2.7. (4). Tratamientos que se recomiendan cuando se presentan concentraciones altas de dureza. La eliminación de la dureza previene la incrustación en tuberías.

ANÁLISIS QUÍMICO Y FÍSICO DEL AGUA

Toma de Muestras de Aguas; cuando se pretende conocer las características físicas, químicas y organolépticas de un agua, para un posterior aprovechamiento o vertido, es necesario proceder a su análisis en un laboratorio de aguas. Para la realización de dichos ensayos es imprescindible tomar muestras de agua, en recipientes que cumplan con condiciones determinadas.

La toma de una muestra de agua es una operación delicada, que debe llevarse a cabo con el mayor cuidado; esto condiciona los resultados analíticos y la interpretación que nos será dada. De una manera general, la muestra debe ser homogénea y representativa y no modificar las características fisicoquímicas del agua (gases disueltos, materias en suspensión, etc.)

El sistema de la toma de muestras variará según el origen del agua; se han de tomar el número preciso, en los lugares idóneos, a la profundidad conveniente, y en el momento más representativo del ciclo horario que se quiere conocer.

Se recomienda que para la muestra tomada del grifo, se deje correr el agua durante 10 minutos como mínimo.

La cantidad necesaria para hacer el análisis físico y químico del agua es de 2000cc y el tiempo máximo para la llegada de la muestra al laboratorio es de 72 horas para agua no contaminada y 48 horas para ligeramente contaminada.

Se deben tener frascos de 1000 cc de vidrio, con tapón

esmerilado que precisan una esterilización anterior a su uso. El proceso de esterilización podría ser el siguiente:

a) Tratar con 20 ml, de permanganato potásico y luego vaciar.

b) Se agregan 10 ml, de ácido sulfúrico comercial con un tiempo de retención de 10 minutos.

c) Enjuagar con cuidado y probar hasta que el frasco no de reacción con el papel tornasol (cambio de color).

Al tomar una muestra de cualquier agua en estos recipientes, es fundamental que no queden gotas de aire ocluidas en el frasco, para conseguirlo es suficiente llenar a tope e introducir el tapón con cuidado muy lentamente.

REALIZACION DE LOS ANALISIS

El análisis de la muestra de agua, se puede realizar por medio de los procedimientos, aparatos y equipos que se recomiendan en la Norma Oficial Mexicana. (1980).

Determinación de la temperatura.

Esta Norma Oficial establece el método de prueba para determinar la temperatura en aguas.

Fundamento.

La temperatura se mide con un instrumento apropiado, debidamente calibrado y debe efectuarse en el lugar de muestreo.

Instrumentos medidores de temperatura.

Se permite el empleo de instrumentos medidores de temperatura siempre y cuando se ajusten a las Normas Oficiales Mexicanas. "Termómetros industriales de vidrio".

Procedimiento.

Inmersión directa del instrumento medidor de temperatura, esperar el tiempo suficiente para obtener mediciones constantes.

Interpretación de resultados.

Las lecturas se obtienen directamente de la escala del aparato medidor de temperatura, y se informan en grados Kelvin (K) con aproximación de 0.1 K.

Determinación de pH.

Esta Norma Oficial establece el método para determinar el valor del pH de las aguas residuales y naturales (superficiales y marinas).

Fundamento.

El método se basa en que al poner en contacto dos soluciones de diferente concentración de iones hidrógeno, se establece una fuerza electromotriz. Si una de las soluciones tiene una concentración de iones conocida (pH), por medio de la fuerza electromotriz producida, se puede conocer el pH de la otra solución (solución problema), ya que esta fuerza electromotriz es proporcional al pH de la solución problema.

Definición.

pH, es el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno en una solución acuosa o el logaritmo del recíproco de la concentración de iones hidrógeno.

Aparatos y equipo.

Medidor de pH. El medidor de pH debe ser capaz de medir el pH de un agua en el intervalo de 0 a 14 por medio del empleo de un electrodo de vidrio y otro de referencia, o bien, un electrodo combinado.

El medidor de pH debe calibrarse con una solución reguladora patrón cuyo pH se encuentre cerca de aquel que se desea medir, y comprobarse usando cuando menos otras dos soluciones de pH diferente, uno menor y otro mayor de aquel en que se hizo la calibración. La diferencia entre cualquier de tres lecturas y el pH propio de la solución patrón, no

debe exceder de 0.1 unidades de pH.

Para fines de calibración, se permite el empleo de soluciones preparadas o semipreparadas, siendo responsabilidad del usuario de las mismas su correcta concentración.

Cada división sobre la escala de la carátula del aparato debe representar no más de 0.1 unidades de pH.

Muestreo y almacenamiento.

Colectar las muestras de laboratorio en frascos de plástico y cierre hermético. Transportarlas con refrigeración, y analizarlas inmediatamente al llegar al laboratorio.

Procedimiento.

Ajustar y calibrar el aparato siguiendo el procedimiento indicado en el manual del mismo, retirar el recipiente con la solución patrón y lavar los electrodos con agua quitando el exceso con un material adecuado de acuerdo a las instrucciones del fabricante del aparato, evitando friccionar la superficie de los electrodos.

Efectuar la determinación del pH en la muestra a la temperatura de 298 K (25°C) o a la que fue calibrado con las soluciones patrón, de acuerdo con las indicaciones del manual del aparato.

Cálculo y resultados.

No se requiere hacer cálculos, el resultado se lee directamente en la carátula del aparato.

Determinación de sólidos disueltos totales.

Esta Norma Oficial establece el método para la determinación de sólidos disueltos totales, abarca a cualquier tipo de aguas de origen natural, industrial, agropecuario y municipal a fin de obtener la cantidad de sustancias sólidas disueltas en ellas.

Definición.

Sólidos disueltos totales son las sustancias orgánicas e inorgánicas solubles presentes en agua.

Resumen.

Los sólidos disueltos son parte del total de los sólidos contenidos en cualquier efluente ya que se tienen sólidos suspendidos, sedimentables, flotantes y disueltos. La determinación puede realizarse por diferencia o directamente, según convenga. Los datos se obtienen en peso por unidad de volumen.

Aparatos y equipo.

Bomba de vacío (lab).

Estufa eléctrica 373 K, 393 K (100°C, 120°C)

Balanza analítica con capacidad de 100 g (\pm 0.0001 g).

Mufla eléctrica.

Materiales y reactivos.

Cápsulas de porcelana con capacidad de 50 cm³.

Crisol gooch poro fino.

Matraz de kitasato de 1 a 2 dm³ (litros) de capacidad.

Filtro de fibra de vidrio.

Pinzas para crisol.

Desecador.

Preparación de la muestra.

Mezclar uniformemente la muestra extraída y filtrar a través de un crisol gooch, el cual previamente se ha preparado con un filtro de vidrio, hasta completar un volumen de 100 a 200 cm³ de filtrado.

Procedimiento.

En la cápsula de porcelana a la que previamente se le ha determinado su masa, verter 50 cm³ de la muestra filtrada y evaporar casi a sequedad.

La cápsula con la muestra someterla a sequedad en la estufa eléctrica a 376 K ó 388 K (103°C, 115°C), durante 30 minutos.

Emplear pinzas para pasar la cápsula al desecador y llevar a masa constante, por diferencia de masa entre la cápsula con la muestra evaporada y la masa original de la cápsula, se conoce el contenido de los sólidos disueltos por unidad de volumen.

Cálculos e interpretación de resultados.

$$S_{DT} = (P_2 - P_1) * 1000 / V_0$$

En donde:

P₁ = masa de la cápsula, en mg.

P₂ = masa de la cápsula más el residuo de la muestra evaporada en mg.

V₀ = volumen de la muestra filtrada que se colocó en la capsula, en cm³.

S_{DT} = sólidos disueltos totales en mg/dm³ (mg/l).

Determinación de alcalinidad.

La presente Norma establece el método volumétrico para la determinación de alcalinidad en agua.

Esta norma es aplicable a aguas naturales, residuales y superficiales, que tengan una concentración de 0 - 500 (mg/dm³) de alcalinidad expresada como carbonato de calcio. Para mayores concentraciones, deben emplearse soluciones valoradas de mayor concentración.

Resumen del método.

La alcalinidad presente en el agua por titulación con una solución valorada de ácido, y depende de la concentración de los iones hidroxilos (OH⁻), carbonato (CO₃²⁻) y bicarbonato (HCO₃⁻).

Definición; alcalinidad.

Es la capacidad cuantitativa del agua para reaccionar con los iones hidrógeno.

Conservación de la muestra.

La muestra debe ser colectada en frascos de vidrio o de polietileno y ser analizada inmediatamente después de su toma, en caso contrario, debe conservarse en refrigeración a 277 K - 278 K (4°C - 5°C), durante un período que no exceda de 24 horas.

Reactivos.

Acido clorhídrico 0.1 N.

Disolver 50 mg de anaranjado de metilo en 100 cm³ de agua.

Procedimiento.

Añadir 3 gotas del indicador anaranjado de metilo a la muestra. Titular con la solución ácida valorada hasta un vire a color canela, el cual indica un pH = 4.5.

Cálculos.

Alcalinidad total como CaCO_3 , en $\text{mg/dm}^3 = (V_1 \times N / V) \times 50 \times 1000$

En donde:

V = volumen de la muestra tomada, en cm^3 .

V_1 = volumen total gastado en la titulación, (del pH inicial de la muestra hasta el pH de 4.5).

Determinación de calcio.

No hay Norma para la determinación de Ca^{2+} . Se puede realizar el análisis por medio del método complejométrico (EDTA).

Principio.

La determinación se hace a pH elevado (12 - 13), dado que el magnesio precipita en forma de hidróxido y no interviene en la reacción.

Reactivos.

Solución de EDTA 0.01M. Disolver 3.723g de la sal disódica dihidratada del ácido etilendiaminotetraacético y diluir a un litro con agua destilada, en un matraz aforado.

Solución reguladora: Se disuelven 8 g de versanato disódico, 1 g de hidróxido de sodio y 0.2 g de $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ en 750 ml de agua destilada y se afora a 1 litro con agua

destilada.

Indicador eriocromo negro T.

Solución de NaOH al 20%.

Valoración: Titular con una solución tipo de carbonato de calcio O.P., previamente secado, en un vaso tapado con un vidrio de reloj; con HCl 1:1 el cual se añade poco a poco para evitar proyecciones, se afora a 1 litro con agua destilada.

1 ml de solución contiene 1 mg de CaCO_3

En un matraz se colocan 25 ml de la solución tipo de carbonato de calcio, se agrega 1 ml de la solución reguladora y el indicador de eriocromo negro T, se titula con la solución de EDTA hasta que la solución se torne azul.

Factor del EDTA = 25 ml / ml de EDTA gastados.

Procedimiento.

Tomar una muestra de agua de un volumen de 50 ml, añadir 1 ml de la solución de NaOH al 20% (hasta alcanzar un pH de 13). Agregar a la solución cantidad suficiente del indicador. Titular con la solución de EDTA hasta el vire del indicador del rosa pálido al morado pálido.

Expresión de resultados.

mg de Ca^{2+} / l como CaCO_3 = ml de EDTA gastados * factor *
1000 / ml de muestra.

C A P I T U L O I I I

Objetivos:

Conocer los efectos en el agua, tales como el pH, temperatura, sales disueltas, concentración de oxígeno y velocidad de flujo, en la velocidad de corrosión del acero, cobre y acero galvanizado.

Resumir los efectos en la velocidad de corrosión en función del pH, temperatura, sales disueltas y velocidad de flujo para cada uno de los tres metales por medio de tablas.

Conocer las reglas encaminadas a disminuir el proceso de corrosión en las tuberías.

ACERO

Aparte de la resistencia a la corrosión, la selección para muchas aplicaciones es un acero al carbón. El acero tiene una resistencia a la corrosión pequeña, pero aislandolo se tiene el medio de combinar lo económico del acero con otros materiales que son relativamente costosos.

Actualmente tubos de acero se están utilizando poco en servicio doméstico de agua potable, recipientes de acero son usados para casa habitación, para agua industrial o en sistemas de distribución y tuberías junto con capas protectoras de cinc, cemento, pintura, etc.

Este estudio examina la corrosión de varias formas de acero al carbón, además de los factores claves que gobiernan su severidad. El acero al carbón descrito aquí contiene no más de 0.35% de carbón. Como una regla, el único control que ellos tienen es adicionar manganeso y silicio; impurezas de

sulfuro y fosforo están dentro de un máximo permisible. Típicos ejemplos de estas aleaciones son ASTM (Standard para materiales) A-36 o A-285 para platos de acero y ASTM A-53 o A-285 para tuberías de acero.

ACERO: EFECTO DEL pH

Las soluciones ácidas que tienen pH menor de 5, son de alta corrosividad para el acero al carbón.

El factor clave que afecta la rapidez de corrosión del acero al carbón en agua es la acidez de la solución. Muchos ácidos, son altamente corrosivos para el acero porque la reacción catódica evoluciona hidrógeno, posibilitando a proceder rápidamente.

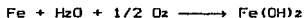
La fig. 3.1, muestra efectos del pH sobre la velocidad de corrosión, para acero inmerso en agua a 25°C, en aire saturado con 6 ml de oxígeno/l (aprox, 9 ppm de O₂). Hidróxido de sodio, ácido clorhídrico o CO₂, son usados para ajustar el pH. Cuando el HCl es adicionado, la velocidad de corrosión para un pH de 4 a 10 permanece constante en alrededor de 12 mpy (milipulgadas por año). En pH menor que 4, la velocidad asciende rápidamente.

Cuando se adiciona CO₂, la velocidad de corrosión comienza en un pH alrededor de 6. El ácido carbónico formado por el CO₂ es solo parcialmente disociado. La fuerza del ácido es grande en el estudio del pH.

La evolución de hidrógeno empieza en un pH de 5.4 en soluciones de ácido carbónico, comparado con un pH de 4.1 para disociación completa de soluciones de HCl. En soluciones de HCl, la velocidad de corrosión alcanza 30 mpy alrededor de pH 2.9. En soluciones de CO₂, esta velocidad ocurre alrededor de pH 4.7. Las mediciones para CO₂, concuerdan con los resultados de Tice's [21], que demuestra

la alta velocidad de corrosión para el acero expuesto en soluciones de caliza que contienen CO_2 y O_2 a pH ácido no mayor de 5. Para soluciones de CO_2/O_2 a 60°C , Skaperdas y Uhlig [22] reportaron velocidades de corrosión de 30 hasta 50 mpy en valores de pH de 5 a 7.

La reacción catódica para soluciones alcalinas o neutras es lenta, pero la cinética depende principalmente en la disponibilidad de oxígeno. La reacción general es:



Para valores de pH mayores de 4, una capa de hidróxido ferroso forma una barrera contra la difusión en la superficie del hierro. Para la reacción catódica completa, el oxígeno debe difundirse a través de esta película.

El pH para la saturación con Fe(OH)_2 es alrededor de 9.5; debido a esta capa de Fe(OH)_2 , la superficie del acero en el rango de pH de 4 a 10 (ajustado usando HCl y NaOH) es siempre alcalina. Esto explica la constante baja de velocidad de corrosión.

Exponer el Fe(OH)_2 a más oxígeno produce un hidróxido férrico:



El hidróxido férrico, es el constituyente principal en la herrumbre ordinaria, en color naranja o castaño rojizo.

Las siguientes conclusiones pueden conducir con respecto a los efectos del pH:

Una razonable velocidad de corrosión para el rango de pH de 4 a 10 en agua a velocidad baja y temperatura ambiente es 12 mpy (aire saturado). Para alto contenido de CO_2 , este

rango es menor, hasta pH de 6 a 10.

Para acidez con HCl, la velocidad de corrosión es 30 mpy a pH 2.9. Para acidez con CO₂, la velocidad de corrosión es 30 mpy a pH 4.7.

Valores de pH alrededor de 10 deben dar velocidades abajo de 12 mpy.

En ácidos disociados débiles evoluciona hidrógeno junto con un concurrente incremento en la velocidad de corrosión, puede empezar a valores de pH menos ácidos alrededor de 5.4.

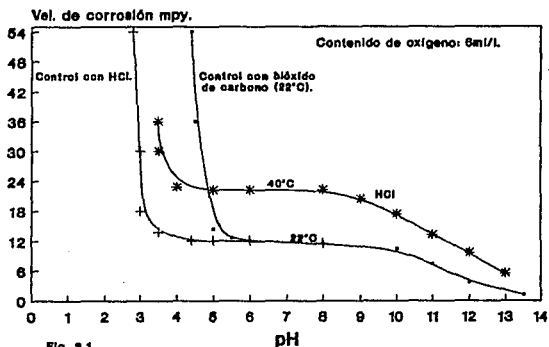


Fig. 3.1.

En la figura 3.1, se observa que soluciones con pH menor de 5 para CO₂ y pH menor de 4 para HCl a 22°C, son altamente corrosivas para el acero al carbón, y cuando se aumenta la temperatura a las soluciones de HCl a 40°C, aumenta considerablemente la velocidad de corrosión.

EFFECTO DEL OXIGENO DISUELTO

A temperatura ambiente con soluciones cercanas a la neutralidad, la velocidad de corrosión generalmente es proporcional a la concentración de oxígeno, hasta la saturación del aire.

En ausencia de oxígeno disuelto, la velocidad de corrosión del acero al carbón en agua a temperatura ambiente llega a ser insignificante. Cuando el contenido de oxígeno es incrementado hasta la saturación del aire (aprox, 6 ml de O_2/l), la velocidad de corrosión asciende casi linealmente. Fig 3.2a.

Con aire saturado, la velocidad de corrosión inicial puede ser tan alta como 18 mpy, aun cuando menor cantidad de sal adicionada este presente. La fig. 3.2a, muestra la velocidad con aire saturado hasta alrededor de 16.4 mpy después de 48 h en una solución que contiene 165 ppm de $CaCl_2$.

En agua destilada fig. 3.2b, la velocidad con aire saturado es 9.3 mpy. Esta velocidad disminuye después de varios días de formación de herrumbre hasta alcanzar un estado constante de alrededor de 2 a 5 mpy. Varios trabajos [28] demuestran la importancia de desaerar el agua para bajar la velocidad de corrosión.

La fig. 3.2b, demuestra como un incremento del nivel de oxígeno despues de la saturación del aire en agua destilada, debe acelerar la corrosión para concentraciones de hasta 12 ml de O_2/l . De cualquier modo, cuando el nivel de oxígeno

asciende desde 12 a 25 ml de O_2/l , la velocidad de corrosión decrece. Esto es debido a una pasivación del hierro, que resulta de la química de adsorción por exceso de oxígeno sobre la superficie del hierro o de la formación de una película protectora de óxido.

En la práctica es difícil lograr una pasivación por esta vía, la presencia de cloruros localizados abajo hace que se descomponga la película. Además el oxígeno depende de áreas encontradas en grietas donde no hay protección.

De estas observaciones se puede concluir:

Se puede esperar que la velocidad de corrosión por agua saturada con aire a bajas velocidades de flujo y temperatura ambiente sea de 12 mpy.

Aumento hasta el punto de saturación del aire: La velocidad de corrosión (milipulgadas por año) a temperatura ambiente es aproximadamente el doble para el doble del contenido de oxígeno (ml/l) en agua de pH aproximadamente neutro.

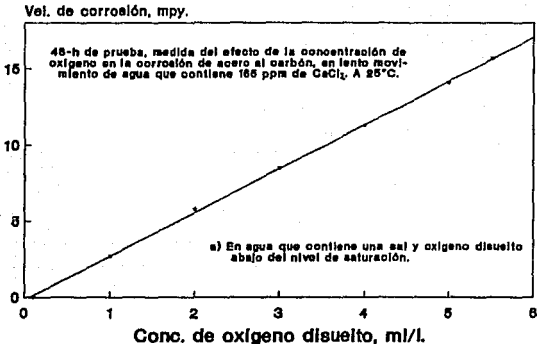
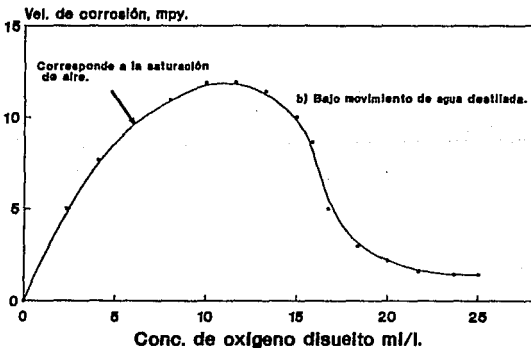


Fig. 3.2a. [39].



Efecto de la concentración de oxígeno en la corrosión de acero al carbón en lento movimiento de agua destilada, a 25°C . El decrecimiento en la velocidad de corrosión por alto contenido de oxígeno (pasivación) no ocurre en presencia de apreciable contenido de cloruros.

Fig. 3.2b. [39].

EFFECTO DE LA TEMPERATURA

Temperaturas altas incrementan la velocidad de corrosión por acelerar la difusión de oxígeno a través del cátodo separando en capas el óxido de hierro hidratado.

La tabla 3.1, resume los resultados de mediciones de corrosión tomadas a varias temperaturas. Los resultados de Speller's [23]. fig. 3.3, sugieren que la velocidad de corrosión es proporcional a la temperatura.

Skarpedas y Uhlig [22] estudiaron la corrosión del acero al carbón a diferentes temperaturas, con dos temperaturas 60°C y 90°C, determinaron que la proporción en la velocidad de corrosión de 90°C a 60°C es alrededor de 2. El contenido de oxígeno es bajo en estos experimentos, y el rango de pH es de 4.75 a 7.6, ajustado con CO₂.

Literatura referencia.	Temperatura inicial, °C	Vel. de corrosión a la temperatura, inicial. mpy.	Cambio de temp que debe doblar la velocidad.
[22]	60	8	30°C
	90	16	
[23]	40	19	42°C
	70	27	
[30]	22	12	20°C
	40	22	
[28]	32	5	16°C
	54	14	18°C
	65	18	17°C

tabla. 3.1. Incremento de temperatura que debe doblar la velocidad de corrosión en agua.

Para la comparación, los datos en la tabla 3.1, son ajustados para producir el cambio de temperatura que debe inducir un doble en la velocidad de corrosión. Se puede calcular el incremento de temperaturas que se necesita para aumentar al doble la velocidad de corrosión, de la siguientes manera:

Velocidad de corrosión a 22°C = 12 mpy

Velocidad de corrosión a 40°C = 22 mpy

Razón de velocidad de corrosión = $22/12 = 1.83$

Cambio para el doble de la velocidad de corrosión = $(2/1.83)18^{\circ}\text{C} = 20^{\circ}\text{C}$

El resultado indica que cuando cambia la temperatura de 22 a 42°C la velocidad de corrosión se duplica.

Speller's [23] distingue entre sistemas cerrados y abiertos. En un recipiente abierto, en donde el oxígeno escapa libre, la velocidad de corrosión se incrementa hasta una temperatura aproximadamente de 80°C fig. 3.3, pero cuando la temperatura se incrementa más, un marcado descenso en la velocidad ocurre. En un sistema cerrado, el oxígeno no puede escapar, y la velocidad de corrosión se incrementa con la temperatura hasta que todo el oxígeno es consumido.

Se puede concluir:

Desde la temperatura ambiente hasta la temperatura de 80°C la velocidad de corrosión se duplica para cada elevación de temperatura. La elevación es aproximadamente de 15°C a 30°C .

En un sistema abierto, la velocidad de corrosión decrece

después de los 80°C, debido a un decrecimiento en el oxígeno soluble.

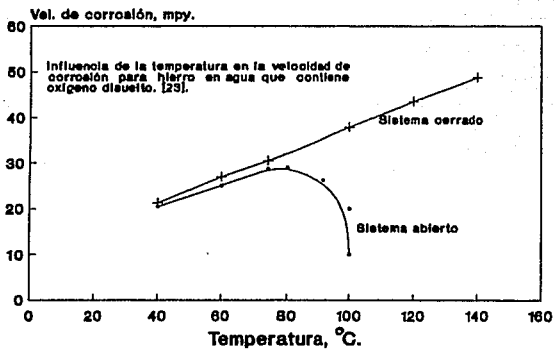


Fig. 8.3.

EFFECTO DE LAS SALES DISUELTAS

Cuando NaCl es adicionado en agua saturada con aire fig. 3.4, la velocidad de corrosión se incrementa hasta una concentración alrededor del 3% (El agua de mar contiene 3.4% de NaCl). Después la velocidad de corrosión decrece más o menos linealmente, hasta que se satura el agua (26% NaCl), la velocidad cae debajo de la velocidad para agua destilada.

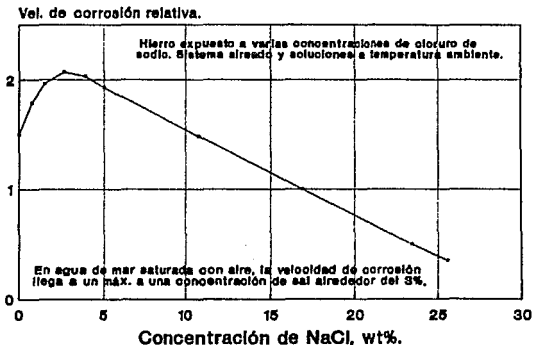


Fig. 3.4. [28].

Este comportamiento se debe al efecto de la conductividad creciente de la solución, que incrementa la velocidad de corrosión. Sin embargo la alta conductividad fomenta una gran separación física entre las áreas anódicas y catódicas, que permite la formación del producto catódico Fe(OH)_2 . Como el Fe(OH)_2 formado no puede proveer totalmente la capa protectora, la corrosión no se inhibe.

Fontana y Greene [24] sugieren una velocidad de corrosión alrededor de 16 mpy para acero al carbón expuesto a la "zona salpicada" por encima del agua de mar (3.4 NaCl, pH 8). Abajo de la superficie, en donde el agua de mar esta tranquila, la velocidad de corrosión es de 5 a 7.5 mpy.

De cualquier modo, considerando cualquier uso para el acero al carbón en agua de mar se debe tener una velocidad de corrosión para tubos de 15 a 40 mpy.

La referencia [29] muestra una velocidad de corrosión de 4 a 15 mpy en agua de mar tranquila. A 50°C o mayor temperatura, la velocidad de corrosión para acero en agua de mar agitada es grande (50 mpy).

En general, se puede asumir que una razonable velocidad de corrosión para acero al carbón a temperatura ambiente en agua de mar es 15 mpy. Saturando el agua (26% NaCl) debe producirse muy baja velocidad de corrosión.

Otras sales varían en corrosividad, dependiendo de su poder oxidante, y de como esto afecta la formación de la película por el hierro oxidado en el cátodo.

Sales metálicas alcalinas: KCl, LiCl, KI, NaBr, Na₂SO₄, etc, poseen un efecto similar al inducido por el NaCl. Uhlig [25,26] reporta que los efectos corrosivos de cloruros se incrementan en el orden de Li, Na y K.

Sales alcalinotérreas: CaCl₂, SrCl₂, son de escasa o baja corrosividad comparadas con las sales metálicas alcalinas. A bajas concentraciones, los nitratos son de baja corrosividad comparados con cloruros o sulfatos.

Sales ácidas: hidrolizan en forma de soluciones ácidas, con el acompañamiento elevado en la velocidad de corrosión, tabla 3.2.

Sales oxidantes: pueden ser extremadamente corrosivas, o pueden actuar como inhibidores. Ejemplo de sales oxidantes que son inhibidores incluyen al Na_2CrO_4 , NaNO_2 , KMnO_4 y K_2FeO_4 (tabla 3.2).

Sales alcalinas: hidrolizan para producir un pH básico. Este puede actuar como inhibidor de la corrosión. Ejemplo de estas sales incluyen al fosfato trisódico (Na_3PO_4), tetraborato de sodio ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$), silicato de sodio (Na_2SiO_3) y carbonato de sodio (Na_2CO_3).

Sales de calcio: requieren un estudio especial. Las aguas naturales y duras contienen gran cantidad de sales de calcio que bajan la corrosividad, y son menos corrosivas que las aguas blandas, que tienen menor cantidad de calcio. Sales de calcio depositadas promueven una película protectora de carbonato de calcio, que retarda la corrosión protegiendo del oxígeno a las áreas catódicas.

El CaCO_3 que precipita del agua natural depende de los factores a seguir: Contenido de calcio (ppm CaCO_3), alcalinidad o acidez del agua, sólidos totales disueltos (ppm), y temperatura. Estos factores pueden ser combinados para calcular un Índice de saturación que si bien es positivo, significa que el CaCO_3 debe precipitar para proteger. Si el Índice es negativo el agua es corrosiva.

La protección por CaCO_3 no debe suceder si el agua

contiene sílica coloidal o algas, porque atacan al CaCO_3 precipitado. Del mismo modo, un alto contenido de NaCl puede impedir la protección por causar penetración en la película. Agua químicamente tratada o altas temperaturas pueden también interferir en la precipitación.

En equipo químico, protección por precipitación de CaCO_3 puede provocar un indeseable, dado que obstruye el equipo disminuyendo la transferencia de calor.

tabla. 3.2. Algunas soluciones acuosas que son especialmente corrosivas para acero al carbón.

Categoría	Ejemplo
Acidos	Acido clorhídrico
	Acido nítrico
	Acido sulfúrico (diluido)
	Acido acético
	Acido cítrico
Sales oxidantes	Cloruro férrico
	Cloruro cúprico
	Cloruro mercurico
	Hipoclorito de sodio
Sales acidas	Cloruro de aluminio
	Cloruro ferroso
	Sulfato de níquel
	Bromuro de amonio
	Cloruro de amonio

Nota: Otras sales oxidantes semejantes a cromatos deben inhibir la corrosión.

EFFECTO DE LA VELOCIDAD DE FLUJO

En general, incrementando el paso de velocidad de la solución aumenta la velocidad de corrosión, especialmente si NaCl esta presente.

En aguas naturales, el efecto de velocidad sobre la velocidad de corrosión debe ser agrupada dentro cinco categorías, de acuerdo al rango de velocidad:

1- Escaso movimiento (menor de 1 ft/s) debe detener el ataque localizado en picaduras.

2- Alrededor de 1 ft/s, el flujo debe incrementar el suministro de oxígeno hacia un nivel que levante mucho la velocidad de corrosión hasta 40 mpy (fig. 3.5). Incrementando el flujo también se acelera la reducción de la reacción catódica por la escasa película líquida en la superficie del acero.

3- Altas velocidades deben entonces promover bastante oxígeno para poner el acero en un estado pasivo, de esta manera aquel es protegido por una película de óxido u oxígeno adsorbido. La velocidad de corrosión debe ser sobre de 10 a 30 mpy dependiendo de la superficie acabada.

4- Con velocidades sobre 15 ft/s, la turbulencia debe acelerar grandemente la velocidad de corrosión, por erosionar siempre la película protectora. Esto ocurre frecuentemente en cambiadores de calor, tuberías, tubos en forma de U y codos.

5- A velocidades más extremas, erosión - corrosión debe ocurrir; por ejemplo la figura 3.6, muestra una velocidad de

corrosión sobre 200 mpy a 39 ft/s.

En agua de mar no ocurre pasivación, porque los cloruros tienden a destruir la película protectora. Así que, en este ambiente, la velocidad de corrosión se incrementa continuamente con la velocidad. Con 10 ft/s la velocidad de corrosión es 28 mpy [27].

La referencia [24] da datos de flujo para acero al carbón expuesto a movimiento de agua de mar.

Velocidad ft/s	1	4	27
Velocidad de corrosión, mpy	6.2	13.1	46.4

La referencia [28] reporta una velocidad de corrosión de 47 mpy en alta turbulencia de agua de mar a 80°F (aire saturado con 8 ppm de oxígeno).

En ambientes donde es significativo el movimiento del fluido, éstas generalidades son aplicables:

Chorros de agua por alrededor de 8 ft/seg deben causar una velocidad de corrosión de 10-30 mpy, dependiendo del acabado de la superficie.

Agua de mar a 10 ft/seg debe resultar en una velocidad de 30 a 50 mpy, dependiendo de el aumento de turbulencia.

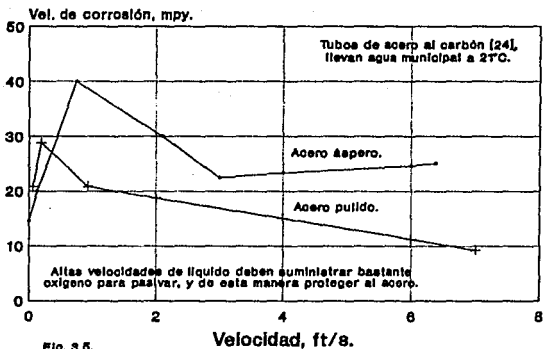
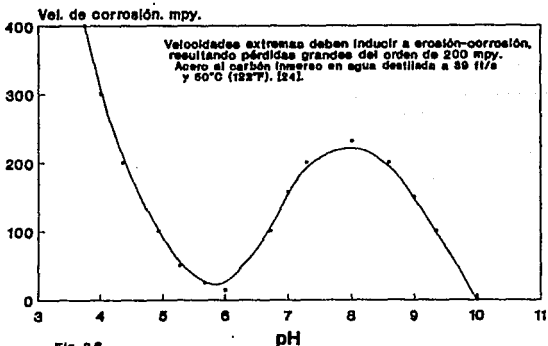


Fig. 3.5.



Factores principales (tablas 3.2.1, 3.2.2, 3.2.3) que generalmente gobiernan la corrosión del acero al carbón en agua: el pH, oxígeno disuelto, temperatura, sales disueltas y velocidad del agua.

Efecto de la velocidad		Efecto del pH	
6 ml O ₂ /l; pH 5-10, 20°C		2-6 ml O ₂ /l; 20°C	
40 ft/s	2-8 ft/s	pH 5-10	pH=2
<200 mpy	12-30 mpy	4-12 mpy	>50 mpy

Tabla. 3.2.1

Efecto de la temperatura		
pH 5-10; oxígeno saturado		
20°C	50°C	80°C
12 mpy	20-50 mpy	40-50 mpy y alta

Tabla. 3.2.2

Efecto del soluto adicionado			
Sales alcalinas	Acidos y sales ácidas	Sales oxidantes	Alto CO ₂ y O ₂
Baja corrosión	Corrosivas	Corrosivas	Corrosivos

Tabla. 3.2.3. Las tablas resumen los efectos del pH, temperatura, velocidad y solutos en la velocidad de corrosión.

COBRE

Comúnmente la tubería de cobre es usada satisfactoriamente para el transporte de agua de mar y agua blanda o dura, sea caliente o fría.

Actualmente se distinguen dos tipos de picaduras, ocasionadas por la corrosión que se presenta en la superficie interior de las tuberías de cobre para agua.

El tipo 1 está asociada con aguas de pozos profundos de dureza moderada o media, y afecta con mayor frecuencia a las tuberías de agua fría que a las de agua caliente. Se caracteriza por la formación de picaduras de contorno algo grande, redondeado y bien definido, albergando normalmente en su interior óxido cuproso Cu_2O poco consistente y cloruro cuproso $CuCl$, bajo una capa verde de carbonato cálcico y carbonato básico de cobre.

Como se ha indicado, este tipo de ataque se presenta con agua procedente de pozos profundos o de otras fuentes subterráneas, en tanto que no tiene lugar con aguas superficiales, por ejemplo: de lagos o ríos. Tal fenómeno se atribuye a que las aguas superficiales contienen generalmente materia orgánica que influye en la formación del óxido cuproso por acción del agua sobre el cobre. En ausencia de esta materia orgánica, la capa de óxido formado es poco consistente y no proporciona protección al cobre subyacente, en tanto que en presencia de dicha materia orgánica, la capa de óxido es adherente y protectora. Se habla por ello de un "inhibidor natural" de tipo orgánico,

que todavía no ha podido ser aislado, pero cuya presencia o ausencia puede ponerse de manifiesto mediante diversos ensayos. Si el agua procedente de ríos o lagos se purifica mediante tratamientos de floculación para eliminar la materia orgánica, se torna capaz de promover el citado ataque, lo que cabe interpretar como una prueba más de la influencia del ya mencionado inhibidor natural de tipo orgánico.

El ataque del tipo 2 tiene lugar solamente en ciertas aguas blandas, y es prácticamente desconocido si la temperatura del agua es inferior a 60°C. Se caracteriza por la formación de profundas picaduras, de pequeña sección transversal, que contienen en su interior óxido cuproso cristalino muy duro y compacto, recubierto por una capa negra o verde oscura de óxido cuproso y sulfato básico de cobre. Algunas aguas blandas que contienen pequeñas cantidades de manganeso, pueden producir este ataque, originando picaduras de mayor tamaño.

La información existente sobre el tipo 2 de ataque del cobre por el agua, es notablemente más escasa que la del tipo 1, pero como contrapartida, existe un mayor acuerdo al respecto. Parece estar claro que las aguas con pH inferior a 7.4 y una relación de bicarbonato a sulfato inferior a la unidad ($\text{HCO}_3^- / \text{SO}_4^{2-} < 1$), promueven este tipo de ataque.

CORROSION EN AGUAS NATURALES

El cobre es resistente al agua de mar, la velocidad de corrosión a temperatura ambiente es alrededor de 0.5-1.0 g/(m²)(d) [1-2 mpy] en agua quieta y algo alta para agua en movimiento. En agua de mar y agua dulce, la resistencia a la corrosión depende de la presencia de una película de óxido en la superficie por la cual el oxígeno debe difundirse en orden para que la corrosión continúe. Cuando se sumerge cobre en agua destilada, se forma una película de óxido que es fundamentalmente una mezcla de Cu₂O y CuO. La película es fácilmente distribuida por la velocidad del agua o es disuelta por el ácido carbónico o los ácidos orgánicos que son fundamentales en algunas aguas dulces o suelos, estos ácidos promueven un apreciable aumento en la velocidad de corrosión. Por ejemplo un agua que es ablandada y que resulta con una alta concentración de NaHCO₃, puede perforar tubos de cobre para agua dentro de 6 a 30 meses. La misma agua sin ablandar comparada con la otra no es tan corrosiva porque una película protectora de CaCO₃ es depositada sobre la superficie del metal.

CORROSION EN AGUA POTABLE

Bajo condición práctica, la tubería de cobre usada para agua potable es corroida bajo dos condiciones:

1- Un agua que no forma incrustaciones a pH bajo debe producir un ataque uniforme.

2- Una alta concentración de CO_2 en conjunción con oxígeno disuelto produce rápido deterioro en los tubos de la tubería. La corrosión del cobre en sistemas de distribución de agua caliente es en gran parte causada por el oxígeno disuelto.

Aunque la velocidad de corrosión no es excesiva y el cobre es durable, un agua que contiene ácido carbónico o otros ácidos debe ser suficientemente corrosiva para causar manchas en la instalación fija del cuarto de baño y provocar un incremento en la velocidad de corrosión en las superficies de acero, acero galvanizado o aluminio con que tal agua llega a estar en contacto. La acelerada corrosión en este instante es causada por una reacción de reposición en la que ion Cu^{2+} se deposita en la base metálica, formando numerosas y pequeñas celdas galvánicas. El tratamiento de aguas ácidas o aguas de índice de saturación negativo con cal o con silicato de sodio reducen la velocidad de corrosión para superar las manchas.

Hatch [16], presenta un estudio en donde la velocidad de corrosión es asociada con la destrucción por varios medios de la película protectora de Cu_2O . Donde prácticamente, el control de la corrosión del cobre en

sistemas de circulación de agua debe ser obtenido por desaireación y por control del pH.

Schafer [17], investigó la corrosión de cobre en agua potable y concluyó que el metal presenta resistencia a la corrosión. La velocidad de corrosión para cobre bajo alguna condición típica es:

Agua superficial saturada con O ₂ , 10 - 20°C	Usualmente menor que 3 mg/(dm ²)(d)
Agua de pozo, pH bajo, CO ₂ alto, casi 1 ppm de O ₂ , 10 - 20°C	Arriba de 93 mg/(dm ²)(d)
Toda agua, sin O ₂ , 10 - 20°C	Corrosión insignificante

EFEECTO DE ACIDOS

En general, aleaciones de cobre no exhiben buena resistencia a la corrosión en ácidos. Datos para cobre y su comportamiento en HCl, H₂SO₄, H₃PO₄ y ácido acético son presentados en la tabla 3.3.

Cu	Zn	Si	Sn	Pb	6% HCl	10% HCl	5% H ₂ SO ₄	10% H ₂ SO ₄	5% H ₃ PO ₄
89	4		7		1365		375		310
85	9		6		1240		435		155
86	4		10		1305		685		280
82			10	1	1180		810		280
84			9.5	6	1740		1180		310
83			10	7	1615		1055		310
99.1	0.78					1240		2795	
97.3	2.12					685		1305	
95.8	3.04					685		1055	
94.6	4.01					745		870	

Tabla. 3.3. (a2). Velocidad de corrosión en mg/(dm²)(d), para algunas aleaciones de cobre. Temperatura ambiente.

EFEECTO DE BASES

Cobre y aleaciones altas en cobre son útiles en contacto con soluciones de NaOH o KOH. La velocidad de corrosión en solución estancada a temperatura ambiente es en el rango de 1- 12 mg/(dm²)(d), pero es de corrosividad significativa o grande cuando aireación, agitación y altas temperaturas son incluidas.

Hidróxido de Amonio: cobre y aleaciones son rápidamente atacadas por soluciones de amonio en presencia de oxígeno pero el ataque es bajo en ausencia de este. Muchas aleaciones de cobre son propensas a sufrir corrosión en presencia de NH_3 , se debe tener cuidado en el uso de aleaciones de cobre bajo situaciones en donde NH_3 este presente.

Velocidades de corrosión para varias aleaciones de Cobre en una solución 0.8% de NH_3 a 40° son dadas en la tabla 3.4.

Aleación	Vel. de corrosión. mg/(dm ²)(d)
Cu	85
70% Cu, 30% Zn	43
88% Cu, 10% Sn, 2% Zn	30
95% Cu, 5% Mn	9

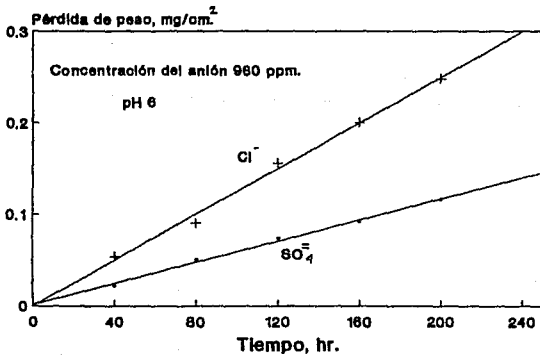
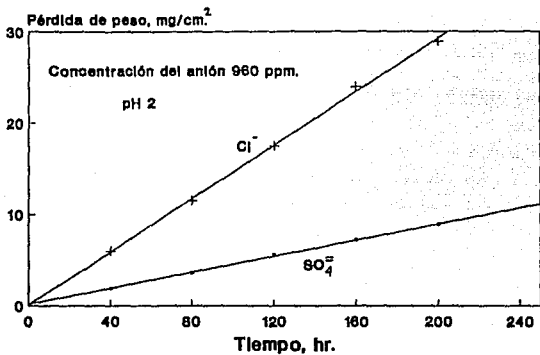
Tabla. 3.4. [18].

EFFECTO DE SALES

Roberston [19], realizó un estudio básico de la corrosión de cobre como una función del tiempo, concentración del ion H^+ o temperatura.

Los resultados de estos estudios son resumidos en las figuras 3.7, 3.8, 3.9. La velocidad de corrosión es una función lineal del pH para cada uno de los tres aniones pero no es una simple función para la concentración del anión. El

Velocidad de corrosión para cobre a 20°C como una función del tiempo en soluciones de Cl^- y $\text{SO}_4^{=}$. En aire saturado a pH 2 y 6.



Figuras 3.7. [19]

Velocidad de corrosión de cobre como una función de la temperatura, en soluciones de cloruro y sulfato a pH 6.

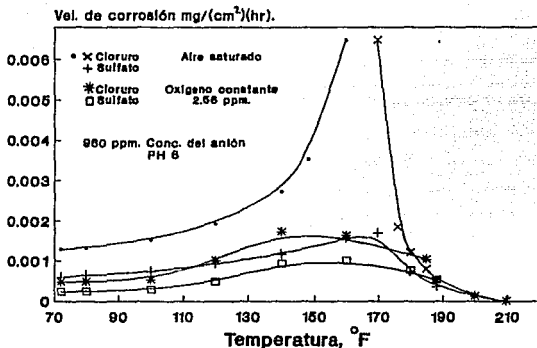


Fig. 3.8. [10].

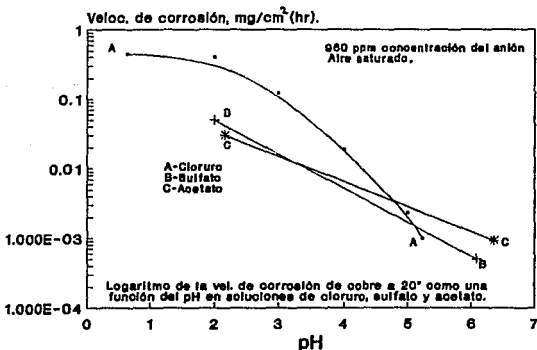


Fig. 3.9. [10].

efecto de CO_2 es insignificante. La velocidad depende de la temperatura a una concentración constante de oxígeno. La velocidad de corrosión para cobre en soluciones destapadas saturadas con aire pasa por un máximo a $71 - 77^\circ\text{C}$.

Datos de Asselin y Rohrman [20], sobre la velocidad de corrosión de cobre en tres soluciones a 0.1 y 1N como una función de la temperatura son dadas en la fig. 3.10.

En agua aireada, el ataque se incrementa con la concentración de Cl^- y con la disminución del pH.

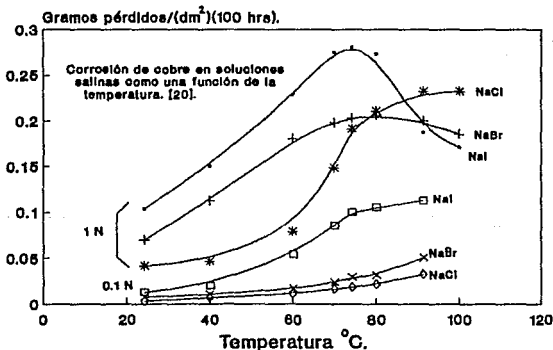


Fig. 3.10.

EFFECTO DE NaHCO_3

El comportamiento de cobre en soluciones de NaHCO_3 es de corrosividad insignificante, con 0.032 - 0.1M prácticamente no es corrosivo, y a 0.10 - 0.32M presenta corrosividad insignificante. La condición de pasivación a 0.032 - 0.1M es atribuida a la formación de carbonato básico, malaquita. Con la concentración alta, los iones cupricarbonicos son estables y la malaquita es disuelta.

EFFECTO DE LA VELOCIDAD DE FLUJO

El cobre es también caracterizado por ser susceptible a corrosión por velocidad alta en agua o soluciones acuosas. La velocidad incrementa el contenido de oxígeno disuelto.

La velocidad de corrosión para cobre, latón y bronce en solución al 3% de NaCl incrementa con la velocidad de flujo como muestra la fig. 3.11.

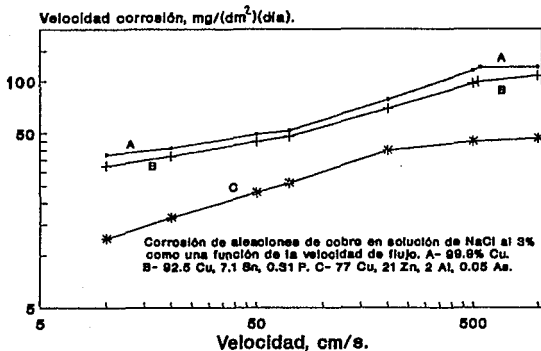


Fig. 3.11. [S1].

En resumen, el cobre es resistente a:

- 1- Agua de mar
- 2- Aguas dulces, caliente o fría. El cobre es especialmente útil para transportar aguas blandas, aireadas, con bajo contenido en ácido carbónico y otros ácidos.
- 3- Soluciones diluidas desaireadas de H_2SO_4 , H_3PO_4 , CH_3COOH y otros ácidos no oxidantes.

El cobre no es resistente a:

- 1- A ácidos oxidantes como el HNO_3 , H_2SO_4 conc caliente y soluciones aireadas de ácidos no oxidantes (incluyendo ácido carbónico).
- 2- NH_4OH (más O_2). Forma el ion complejo $Cu(NH_3)_4^{2+}$.
- 3- Alta velocidad en agua aireada y soluciones acuosas. En aguas corrosivas (alto contenido en O_2 y CO_2 y bajo contenido en Ca^{2+} y Mg^{2+}) la velocidad debe ser mantenida a 1.2 m/s (4 ft/s); en aguas menos corrosivas a temperatura menor de $65^\circ C$ la velocidad debe ser mantenida abajo de 2.4 m/s (8 ft/s).
- 4- Sales de metales pesados oxidantes, por ejemplo: $FeCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$.

ACERO GALVANIZADO

La capa de galvanizado protege al acero de la corrosión, de dos maneras: como barrera de protección y como protección catódica.

La barrera de protección, es suministrada por la capa de galvanizado. Esta barrera se incrementa más por la formación de una delgada y apretada capa adherente de productos de corrosión del cinc en la superficie recubierta. Inicialmente sobre la nueva superficie galvanizada se forma ZnO , y es convertida en $Zn(OH)_2$ con la presencia de humedad. Posteriormente la reacción con CO_2 resulta en la formación de una delgada capa básica de $ZnCO_3$, que es relativamente insoluble e impide más corrosión.

La protección catódica es suministrada al acero por el hecho de que el cinc es anódico para el acero en muchos ambientes. Pequeña discontinuidad o pequeñas áreas expuestas del acero, donde se puedan formar hoyos provocando posteriormente una perforación, son protegidos de la corrosión por el sacrificio que proporciona el cinc. Los productos de corrosión que resultan de ésta acción proveen más protección.

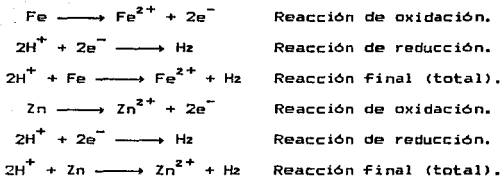
Si bien casi cualquier acero puede ser galvanizado, la química del acero debe tener un marcado efecto en la capa, estructura y aspecto del recubrimiento galvanizado. Silicio, fosforo, carbón y manganeso pueden estar presentes en el acero y deben influir en el mecanismo de reacción Hierro-Cinc, dependiendo de su concentración. En general, acero con

el siguiente nivel máximo de impurezas, satisfacen mejor para el galvanizado: 0.05% Si, 0.05% P, 0.25% C y 1.3% Mn.

Algunos aceros que son comunmente usados para producir galvanizados son: ASTM, A 36 (con < 0.05% Si especificado) para formar estructuras, A 120 para tubos, A 569 para lámina y A 615 para barras reforzadas.

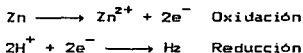
CORROSION DEL ACERO GALVANIZADO

La fig. 3.12a, muestra a los metales hierro y cinc separados e inmersos en un ácido mineral débil. Las reacciones químicas que ocurren en la figura son:



Los dos metales se corroen, y las dos reacciones de corrosión (oxidación), son balanceadas por una reacción de reducción igual que en los dos casos involucra la liberación de hidrógeno gaseoso del ambiente ácido. Las dos reacciones de corrosión son independientes una de la otra y son determinadas por la corrosividad del ácido clorhídrico en los dos metales.

Si los dos metales son inmersos en el mismo ácido y son conectados eléctricamente fig. 3.12b, las reacciones para cinc deben ser entonces:



Casi toda la reacción de oxidación (corrosión del cinc) está concentrada en el electrodo de cinc (ánodo), y casi toda la reacción de reducción (liberación de hidrógeno) está concentrada en el electrodo de hierro (cátodo). La oxidación del ánodo de cinc fig. 3.12b, es más rápida que en la fig.

3.12a. En el mismo tiempo, la corrosión que se presenta en el hierro fig. 3.12a es bloqueada en la fig 3.12b. Como se muestra esquemáticamente, el ánodo de cinc en la fig.3.12b es usado como protección catódica para el cátodo de hierro.

En el transcurso puede presentarse de todos modos corrosión en el hierro esto depende del tamaño relativo de los electrodos de cinc y hierro. El ánodo es el electrodo en el que ocurre una reacción de oxidación neta, mientras que una reacción de reducción neta ocurre en los electrodos catódicos. Con un diseño apropiado, la rapidez de oxidación en el cátodo debe ser contenida hasta el punto en que llega a ser insignificante.

De esta manera, en las tuberías cuando los iones metálicos del cinc entran en solución, una corrosión sacrificada del ánodo ocurre y el cátodo acero es protegido. Las áreas corroidas en una superficie metálica están en el ánodo, donde un flujo de corriente eléctrica sale del metal, y las áreas protegidas están en el cátodo, donde un flujo de corriente entra al metal. Esto que ocurre es un sistema de protección catódica (galvánica). Este tipo de sacrificio o protección catódica también ocurre cuando contenido de cinc sobre superficie de acero es expuesto a daños mecánicos, en donde la continuidad del contenido de cinc es rota o quebrada y la superficie de acero es expuesta.

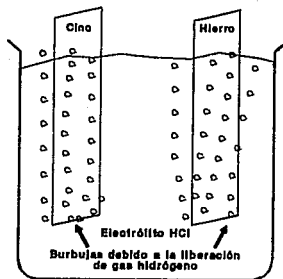
Una capa metálica de cinc es generalmente apreciable porque la mayor economía, implica la protección del acero contra la corrosión. El cinc ofrece triple protección en

aquel sí:

Provee una dureza, una vaina perdurable sella al metal subyacente y evita el contacto con la corrosividad del ambiente.

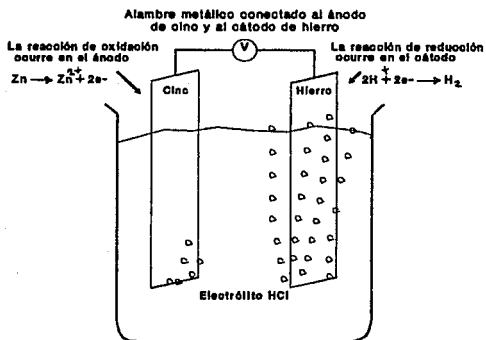
Provee protección galvánica (sacrificio), cuando la capa del cinc y el acero son sujetas a daños mecánicos, y el metal base es consecuentemente expuesto al ambiente.

Provee más acción protectora a menor continuidad en la capa como un resultado de la disolución selectiva de la misma; porque productos voluminosos de corrosión acumulados en el área dañada tienden a formar una barrera contra más acción electroquímica.



Corrosión de zinc y hierro en ácido clorhídrico.

Fig. 3.12a.



Protección catódica para hierro por zinc en HCl. Fig. 3.12b.

CORROSION EN AGUA DESTILADA

La reacción de corrosión en agua destilada es:



Si oxígeno está presente, la combinación con el hidrógeno evolucionado forma agua. Esto despolariza y acelera la reacción de corrosión, de esta manera la velocidad de corrosión en una solución saturada con oxígeno depende en la difusión de oxígeno.

Bajo condiciones en que el contenido de oxígeno no puede ser suspendido, tan rápidamente como es consumido por el proceso de corrosión; ésto provoca que el cinc sea atacado rápidamente en áreas locales causando picaduras. Cuando más oxígeno es hecho disponible, la corrosión llega a ser más uniforme. Con el incremento en el contenido de oxígeno en el agua, se incrementa también la velocidad de corrosión. Por ejemplo, cuando una película delgada de humedad condensa en una superficie de cinc, rápidamente suministra de oxígeno a la superficie corroída esto tiene un acelerado efecto en la velocidad de corrosión.

Efectos de la concentración de oxígeno disuelto y temperatura de corrosión en agua destilada son mostrados en la tabla 3.5. La presencia de oxígeno en el agua acelera la corrosión por despolarización de las áreas catódicas. La velocidad de corrosión es entonces controlada por la difusión de oxígeno a través de la película de Zn(OH)_2 (producto de corrosión).

Condición	Temperatura		Vel. de corrosión	
	°C	°F	mg/(dm ²) (d)	mpy
A	Ambiente		5.0	1.0
A	40	104	9.4	1.9
A	65	149	16.5	3.3
B	Ambiente		43.0	8.6
B	40	104	68.6	13.7
B	65	149	62.0	12.4
A- Agua destilada hervida, especímenes inmersos en un matraz cerrado.				
B- Oxígeno burbujeado a través del agua.				

Tabla. 3.5. (15).

Especímenes de cinc de alta calidad, en duplicado inmersos por 7 días. La velocidad de corrosión se calcula después de remover los productos de corrosión.

CORROSION EN AGUAS NATURALES

La corrosión del cinc en agua es en gran parte controlada por las impurezas en el agua. Regularmente el agua de lluvia que es destilada por naturaleza, contiene nitrógeno, oxígeno, CO_2 y otros gases, como también polvo y partículas provenientes de humos. El agua que corre sobre la tierra transporta junto con la erosión del suelo vegetación podrida, microorganismos vivos, sales disueltas coloides y materia suspendida. El agua de mar contiene muchas de estas sales en adición al alto contenido de $NaCl$.

Todas estas sustancias no ajenas en aguas naturales afectan a los productos de corrosión en la superficie y a la estructura y composición de la película resultante, cambiando el control de la corrosión en cinc. En adición a estas sustancias factores semejantes como pH, tiempo de exposición, temperatura, movimiento y agitación influyen en la corrosión acuosa del cinc.

Como en la atmósfera la resistencia a la corrosión de un recubrimiento de cinc en agua, depende de la habilidad inicial para formar una capa protectora por reaccionar con el ambiente. En agua, destilada no puede formar una incrustación protectora para reducir el exceso de oxígeno hacia la superficie de cinc, el ataque es más severo que en otro tipo de aguas (doméstica o de río), que cumplen con mayor contenido de sal para formar la incrustación.

La habilidad del agua para formar la incrustación depende de un número de variables, tal como el pH del agua,

dureza, alcalinidad total y sólidos disueltos totales.

Si el valor del pH es bajo, el agua debe tender a disolver bastante la incrustación depositada. Aguas con un alto contenido de CO_2 (debe estar en equilibrio con el carbonato de calcio) también tienden a ser agresivas para el cinc.

La dureza del agua es una importante variable en la corrosión del cinc. La velocidad de corrosión del cinc en agua dura debe ser 0.6 mpy (milipulgadas por año), pero en agua blanda la velocidad de corrosión debe ser 6 mpy. Aguas duras son usualmente menos corrosivas para el cinc, estas depositan incrustaciones protectoras en la superficie metálica. El agua de mar es comparable en corrosividad con el agua blanda.

Aguas blandas, con alto contenido de oxígeno disuelto y CO_2 , generalmente atacan al cinc más vigorosamente que las aguas duras. Aguas de río, forman una incrustación protectora más fácilmente que aguas blandas.

La baja velocidad de corrosión observada en agua dura, es por la presencia de sales de calcio y magnesio que deben actuar como inhibidores catódicos. Sus hidróxidos casi insolubles precipitan sobre regiones catódicas y estos retardan la reducción de oxígeno. Además el CO_2 en el agua reacciona con Zn(OH)_2 para formar ZnCO_3 .

Otra velocidad de corrosión típica en agua dura es $0.25 \text{ mg}/(\text{dm}^2)(\text{d})$, pero en agua blanda con incrustaciones no protectoras, se debe corroer al cinc en un tiempo diez veces

más rápido.

La tabla 3.6, da la aproximada velocidad de corrosión para cinc en varias aguas.

La tabla 3.7. demuestra el efecto de varias aguas con la relativa velocidad de corrosión.

Tipo de agua	Pérdida de material	
	$\mu\text{m/yr}$	mpy
Agua de mar		
Océanos del Globo, promedio	15-25	0.6-1.0
Mar del Norte	12	0.5
Mar Báltico y Golfo de Bothnia	10	0.4
Agua dulce		
Dura	2.5-5	0.1-0.2
Agua blanda de río	20	0.8
Agua blanda de grifo	5-10	0.2-0.4
Agua destilada	50-200	2.0-8.0

Tabla. 3.6. (1991). Corrosión de cinc en varias aguas.

Tipo de agua	Substancias atacantes	Propiedades de los productos de corrosión		Relativa velocidad de corrosión
		Solubilidad	Adhesión	
Agua dura	O ₂ , CO ₂	muy baja	muy buena	muy baja
Agua de mar	O ₂ , CO ₂ , Cl ⁻	baja	muy buena	moderada
Blanda	O ₂ , CO ₂	alta	buena	alta
Blanda o destilada	O ₂	muy alta	muy pobre	muy alta

tabla. 3.7. (23). Corrosión de cinc en diferentes tipos de aguas. En el caso de agua dura o destilada se suministra poca cantidad de aire.

CORROSION EN AGUA DOMESTICA

Agua fría. El tubo galvanizado es muy usado en el suministro de agua doméstica, y el resultado es satisfactorio. Por lo tanto, cuantitativamente la velocidad de corrosión no es de interés primario, y muy pocos datos son encontrados en la literatura.

Aguas duras contienen sales disueltas que deben afectar la corrosión del cinc. Carbonatos y bicarbonatos tienden a depositar película protectora que sofoca la corrosión, y generalmente coinciden que aguas blandas o destiladas son más corrosivas que las aguas duras. Por ejemplo, la velocidad de corrosión de dos calidades de cinc en agua destilada y de grifo de dureza moderada son dadas en la tabla 3.8.

Aleación	Agua destilada		Agua de grifo	
	mg/(dm ²)(d)	mpy	mg/(dm ²)(d)	mpy
Cinc puro	27	5.4	3.5	0.7
1%Cu, 4%Al, 95%Zn	28.5	5.7	11.5	2.3

Tabla. 3.6. (15). Corrosión de cinc en agua destilada y agua de grifo.

Agua caliente. En sistemas de agua doméstica, el cinc es muy adoptado como una capa protectora. La disolución de cinc sacrificado por discontinuidad en la capa, en presencia de bicarbonato de calcio (un constituyente normal del agua dura suministrada) conduce a la depositación de una capa insoluble de CaCO₃ en la superficie expuesta. Como esta capa es insensible al paso de iones y electrones, inhibe más cualquier acción corrosiva. Esta reacción que depende de la presencia del bicarbonato de calcio disuelto en el agua, no puede ocurrir en sistemas de agua blanda o destilada, que son más corrosivas que el agua dura. Otros constituyentes en aguas naturales, tales como nitratos, sulfatos y cloruros, deben tender a incrementar la corrosión, pero este efecto es usualmente superado por los carbonatos que forman películas de relativa baja solubilidad en contacto con la superficie de cinc.

El cambio de temperatura de una solución debe influir en la tendencia corrosiva. Por ejemplo, históricamente en casas y establecimientos el agua era calentada en tanques

hechos de acero galvanizado. La capa de cinc sobre la base de acero al carbón ofrece más protección catódica hacia el acero subyacente, y el servicio de vida, usualmente evaluado cuando produce rojo o óxido el agua, debe considerarse el adecuado. Los tanques para agua eran operados alrededor de 60°C (140°C), pero con el desarrollo de lavaplatos automáticos y equipo de lavandería automática, el promedio de temperatura en el agua se incrementa y temperaturas de aproximadamente 80°C (175°F) son comunes en tanques de casas habitación. Mediciones electroquímicas muestran que en muchos casos el hierro es anódico para cinc a 77°C (170°F), pero el cinc es anódico para hierro a temperaturas abajo de 60°C (140°F). Esto explica porque el cinc no ofrece protección catódica a 77°C (170°), y porque agua roja y prematura perforación de tanques de acero galvanizado para agua puede ocurrir. El problema debe reducirse con el uso de ánodos de magnesio y capas protectoras así como también con el desarrollo de nuevas aleaciones.

En 1974, una organización internacional conducida a la investigación del cinc (ILZRO), patenta un método para proteger acero galvanizado usado en la fabricación de sistemas domésticos de agua caliente, calentadores eléctricos de agua y redes de distribución (tuberías), [38]. Este método se basa en la formación de una capa pasivadora de pirofosfato de cinc ($\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$), que es por lo general formada a expensas de la capa de cinc. La capa debe ser aplicada por un químico o un método electroquímico

dependiendo de la utilización del acero galvanizado.

EFECTO DEL pH

El cinc es un metal atmosférico con la capacidad de pasivarse por medio de una capa protectora. La velocidad de corrosión del cinc en agua decrece con el incremento del pH y llega a un mínimo alrededor de pH 12. Muchas aguas están en el rango de pH de 6 a 8, la habilidad de formar incrustación del agua y la concentración de iones disueltos en el agua, son las mayores influencias en la velocidad de corrosión, que el pH en este práctico rango de exposición.

La tabla 3.9, da la pérdida en por ciento de peso de galvanizado en función del pH. [34].

pH	5	7	9	11
Recubrimiento pérdida de peso, %.	45	41	40	33

Tabla. 3.9. Pérdida en peso de recubrimiento galvanizado en acero. A los 90 días de inmersión en agua destilada.

La corrosión del cinc se incrementa en soluciones acuosas químicas sobre cualquiera de los dos lados del rango de 6 a 12 de pH. Esto no debe ser considerado una regla fija porque muchos otros factores, tales como agitación, aireación, temperatura polarización y en algunos casos la presencia de inhibidores deben tener una considerable influencia en la corrosión.

EFFECTO DEL CO₂

El bióxido de carbono generalmente tiene un efecto acelerado en la corrosión, en aguas duras y blandas (mucho más en aguas blandas).

La tabla 3.10, [35], ilustra el resultado del incremento de CO₂ en la velocidad de corrosión en acero galvanizado. También se muestran los resultados cuando la cubierta de cinc es removida y capas subyacentes de aleación son expuestas directamente. Aunque las velocidades de corrosión de las capas de aleación no son muy diferentes de la velocidad de corrosión del cinc puro, las capas no cumplen con suministrar el mismo grado de protección galvánica para el acero expuesto.

Contenido de CO ₂ ppm	Velocidad de corrosión, mg/(dm ²)(d)		
	Capas		
	Cinc	Zn-4.8Fe	Zn-7.6Fe
0	1.0	—	1.1
5	2.3	2.6	2.6
18	3.3	7.0	5.4
37	4.2	11.3	9.1

Tabla. 3.10. (35). Corrosión para acero galvanizado en agua con diferentes contenidos en CO₂.

EFFECTO DE LA TEMPERATURA

La velocidad de corrosión del cinc en agua, y por lo tanto la de recubrimiento galvanizado, aumenta con la

temperatura entre 65 y 70°C (150 y 160°F), punto en que la velocidad empieza a decrecer fig. 3.13.

En aguas naturales la velocidad de corrosión debe incrementarse con la temperatura a un máximo cerca de 70°C (160°F). Por encima de los 60°C tiende a formarse sobre el Zn una película compacta de ZnO, eléctricamente conductora y cÁTODICA respecto al Fe. Por lo tanto el cinc, ya no debe proveer protección galvánica a altas temperaturas al acero.

La tabla 3.11, muestra el efecto de la temperatura en la corrosión del cinc en agua destilada.

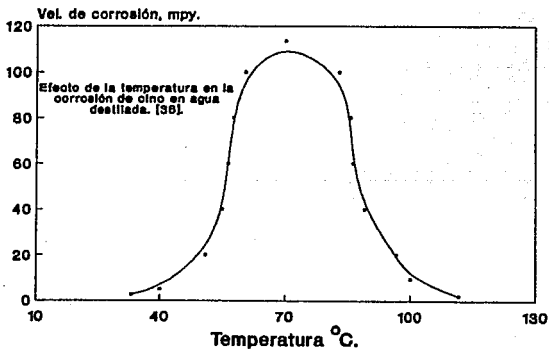


Fig. 3.13.

Temperatura		Velocidad de corrosión		Apariencia de la película de corrosión.
°C	°F	mg/(dm ²)(d)	mpy	
20	68	3.9	0.78	Gelatinosa, muy adherente.
50	122	13.7	2.74	Menos gelatinosa, adherente.
55	131	76.2	15.2	En su mayor parte granular, no adherente.
65	149	577.0	115.4	Granular a escamosa, no adherente.
75	167	460.0	92.0	Granular, escamosa, no adherente.
95	203	58.7	11.7	Compacta, densa, no adherente.
100	212	23.5	4.7	Muy densa y adherente.

Tabla. 3.11. (97). Cinc inmerso por 15 días en agua aireada (aire burbujeado).

EFFECTO DE SALES

Aceros recubiertos con cinc, son utilizados en refrigeradores que contienen salmueras, en este caso, la velocidad de corrosión es mantenida bajo control por adición suficiente de alcali, para llevar el pH dentro del rango alcalino suave y por la adición de inhibidores, tal como el cromato de sodio (Na₂CrO₄). Ciertas sales, tales como dicromatos, boratos y silicatos, actúan como inhibidores para la corrosión acuosa del cinc.

C A P I T U L O I V

Las tablas resumen los efectos del pH, temperatura, velocidad de flujo y solutos en la velocidad de corrosión, para acero al carbón, cobre y acero galvanizado.

Efecto del pH		
2-6 ml O ₂ /l, 20°C		
Acero	Cobre	Acero Galv.
pH 5-9	pH 6-9	pH 6-9
< 15 mpy	< 10 mg/(dm ²)(d)	< 4.8 mg/d

Velocidades máximas de corrosión que puede tener el agua potable. Si se presenta pasivación los valores son más bajos.

Efecto de la temperatura			
pH 6-9, 6 ml O ₂ /l			
Acero		Cobre	Acero Galv.
20-80°C	80-120°C	20-120°C	20-55°C
12-30 mpy	< 30 mpy	< 5 mg/(dm ²)(d)	< 76.2 mg/(dm ²)(d)
			< 15.2 mpy

El galvanizado no presenta protección al acero a temperaturas arriba de 55°C.

Efecto del soluto adicionado			
	Acero	Cobre	Acero Galv.
Sales alcalinas	Baja corrosión	Baja corrosión	Baja corrosión
Acidos y sales			
Acidas	Corrosivas	Corrosivas	Corrosivas
Sales oxidantes	Corrosivas	Corrosivas	Corrosivas
Alto contenido en CO ₂ y O ₂	Corrosivos	Corrosivos	Corrosivos

Efecto de la velocidad			
6 ml O ₂ /l, pH 6-9, 20 C ^o			
Acero		Cobre	
2-8 ft/s	40 ft/s	2-8 ft/s	16.4 ft/s
12-30 mpy	>220 mpy	45-70 mg/(dm ²)(d)	110 mg/(dm ²)(d)

Para los tres metales las velocidades de flujo deben mantenerse en el orden de 2 a 8 ft/s.

RECOMENDACIONES Y CONCLUSIONES

Tras lo anteriormente escrito, parecería lógico pensar que el conocimiento de la dureza, resistividad, contenido en O_2 disuelto presencia o ausencia de iones Cl^- , etcétera, y el tipo de material de las conducciones, podría hacerse una aceptable predicción del futuro comportamiento de éstas frente a la corrosión. Sin embargo, en las redes de distribución de agua, ésta circula a presión, con régimen de flujo muy variable, por el interior de conductos muy estrechos en comparación con su longitud y en los que existen numerosos puntos singulares (ramificaciones, estrechamientos, ensanchamientos, y curvas etc.).

Además, el agua que sale de los depósitos de distribución, no tiene generalmente la misma composición que el agua de captación, sino que tendrá una cierta concentración en productos bactericidas, floculantes, etc., con los que se trató dicha agua. Por otro lado, y aunque el agua raramente recibe tratamiento desde los depósitos de distribución hasta los puntos de consumo, el paso a través de las conducciones puede modificar su composición y con ello sus propiedades corrosivas. Así, el agotamiento de algunos constituyentes, por ejemplo el CO_2 , puede reducir su corrosividad, en tanto que la incorporación de otros, por ejemplo el Cu, puede acentuarla.

Como resultado de todo ello, la acción mutua entre el agua y la pared metálica es función de numerosos parámetros cuya forma de acción es difícilmente previsible, ya que

estos parámetros son variables a lo largo del circuito y prácticamente incontrolables. Las paredes internas de las conducciones son, según los casos, solicitadas de forma muy diferente y puede ocurrir que en agua, cuyo análisis nos la ofrezca deprovista de caracteres corrosivos por sí misma, adquiera en ciertas zonas de la red dichos caracteres agresivos y pueda ocasionar fenómenos de corrosión debidos a efectos secundarios de tipo físico, químico, electroquímico o biológico.

No basta que un agua sea capaz de precipitar un depósito carbonatado sobre un metal para que éste no se corroa. Esta condición, que sería suficiente si el depósito formado estuviese perfectamente cristalizado y fuese compacto y adherente, a menudo sólo se cumple en parte. Los depósitos porosos, inconsistentes y poco adherentes, por desgracia se dan con frecuencia, y lejos de asegurar una protección eficaz, ellos mismos son una causa agravante de la corrosión, debido, principalmente, a los fenómenos de aireación diferencial que provocan. Además, incluso en los casos más favorables, la calidad de un depósito puede ser excelente en ciertos puntos de la red y deficiente en otros, lo que dificulta el estudio de estos problemas a escala de laboratorio, donde las probetas, normalmente, son de reducido tamaño y por tanto es difícil que reflejen las múltiples peculiaridades que pueden darse en un circuito real.

Como consecuencia de todos estos factores, en la

mayoría de los casos no puede formularse un juicio certero sobre el futuro comportamiento frente a la corrosión interna de conducciones, no pudiendo darse unas recomendaciones que garanticen, de seguir las, la ausencia total de problemas de corrosión. Sin embargo, no deben desdeñarse una serie de reglas encaminadas a disminuir los citados procesos de corrosión:

1- Evitar en lo posible los tramos totalmente horizontales mediante un diseño adecuado que facilite el desplazamiento de los gases y su purga en los puntos altos.

2- Suprimir el empleo de bombas capaces de introducir aire en el circuito.

3- Evitar o reducir al mínimo la coexistencia de materiales disimilares, por ejemplo, piezas de cobre o latón en redes de acero desnudo o galvanizado.

4- Cuando la anterior recomendación no sea posible, recurrir a un eficaz aislamiento entre ambos materiales.

5- En conducciones de acero galvanizado, procurar que la temperatura del agua no sobrepase los 60°C.

6- De ser posible, disponer pozos de decantación para recogida y eliminación de lodos y productos de corrosión.

7- Hacer uso de inhibidores adecuados.

Respecto a esta recomendación, se debe indicar que el número de inhibidores disponibles para el agua potable es muy restringido, debido, precisamente, a la condición de potabilidad, así como también son limitadas las concentraciones permisibles para los mismos. Entre los

inhibidores utilizados desde hace tiempo con éxito se encuentran los silicatos, polifosfatos y sales de cinc.

En la fabricación de tubos de cobre se emplea, tanto el cobre electrolítico sin desoxidar como el desoxidado con arsénico o fósforo. En circunstancias adversas, todos ellos pueden sufrir ataque, existiendo sin embargo diferencias apreciables en su susceptibilidad a la corrosión por picaduras. El cobre desoxidado con fósforo ofrece un comportamiento algo mejor que el desoxidado con arsénico, que a su vez se comporta notablemente mejor que el cobre electrolítico sin desoxidar.

Las tuberías de cobre para agua se suministran en estados duro, semiduro y blando. Los tubos en estado blando son más propensos al ataque del Tipo 1 que los tubos duros, debido a la posible presencia en los primeros de capas carbonosas. Pero independientemente de este factor, se ha comprobado que los tratamientos térmicos también afectan a la susceptibilidad al ataque. Partiendo de tubos de cobre desoxidados con fósforo, a todos los cuales se les proporcionó una contaminación carbonosa aproximadamente igual, pero con diferentes tratamientos térmicos, se ha podido observar que los tubos en estado duro son menos susceptibles a la corrosión por picaduras que los tubos semiduros, diferencia que es aún mucho mayor respecto a los tubos blandos.

De lo hasta aquí expuesto se derivan algunas consideraciones a tener en cuenta para disminuir el riesgo

de ataque por picaduras en las conducciones de cobre:

1- Siempre que sea posible, hacer uso de tubo de cobre en estado duro.

2- Exigir tubos de cobre desoxidado con fósforo.

3- Exigir tubos exentos de películas carbonosas sobre su superficie interna.

4- También se recomienda la protección catódica con ánodos de sacrificio de aluminio. El procedimiento se ha aplicado con éxito a recipientes de cobre y no a tuberías, por razones geométricas evidentes. Sin embargo, quizás fuese factible la protección de las mismas mediante el tendido de un hilo de aluminio por su interior. Los ánodos de aluminio favorecen la formación de una capa protectora durante el período inicial de vida en servicio, no siendo necesario reemplazarlos una vez consumidos.

5- Dentro del campo de tratamiento del agua, parece que la incorporación a ésta de silicatos, en concentraciones similares a las usadas para acero desnudo y galvanizado, proporcionan una eficaz inhibición de la corrosión del cobre.

GLOSARIO

acidez, alcalinidad.- la acidez y la alcalinidad dependen de la proporciones respectivas de iones positivos de hidrógeno (H^+) y negativos del oxhidrilo (OH^-), y se expresan mediante un índice llamado pH. La acidez (ácido) es la calidad característica de las sustancias que tienen un pH inferior de 7, mientras que las sustancias alcalinas (bases) más pobres en iones H^+ , tienen un pH superior a 7.

adsorción.- retención, adhesión o concentración en la superficie de un sólido, de sustancias disueltas o dispersas en un líquido.

agente oxidante.- especie que acepta electrones de otra especie. Ejemplo: en la reacción $Fe(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + H_2(g)$, el ion H^+ es el agente oxidante.

agente reductor.- especie que aporta electrones a otra especie. Ejemplo: en la reacción $Zn(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + H_2(g)$, el cinc metálico, $Zn(s)$, es el agente reductor.

agua blanda.- agua que contiene poca cantidad de sales disueltas.

agua dura.- agua que contiene iones Ca^{2+} o Mg^{2+} , por exceso de sales, especialmente calcáreas.

aireación.- ventilación por simple exposición al aire o por medio de un ventilador.

anaranjado de metilo.- colorante que se usa como indicador en una valoración. Vira de amarillo a rojo, es decir, su color natural que es amarillo en medio alcalino, cambia a rojo en

presencia de disolución ácida, cuando se llega a un pH de 4.5.

anión.- especie que tiene carga negativa. Ejemplos: Cl^- , CO_3^{2-} , H_2PO_4^- .

ánodo.- electrodo en el que se efectúa la oxidación. Ejemplo: si en un electrodo de cobre se produce la siguiente reacción: $\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^-$, el metal cinc se comporta como ánodo.

base.- substancia que al disolverse en agua produce una solución en la cual la concentración de iones $[\text{OH}^-]$ es mayor de 10^{-7} M. Ejemplos: NaOH , Na_2CO_3 , NH_3 .

catión.- ion que tiene carga positiva. Ejemplo: Fe^{2+} , K^+ , NH_4^+ son cationes.

cátodo.- electrodo en el cual se produce la reducción. Ejemplo: si se efectúa la reacción $\text{Ag}^+_{(\text{ac})} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag(s)}$ en un electrodo de plata, entonces, el metal plata está actuando como cátodo.

conductividad.- inversa de la resistividad; la conductividad se calcula por medio de la expresión $\gamma = 1/\delta$ en la cual δ representa la resistividad, y se expresa en mhos o siemens por centímetro de cuerpo conductor.

constante de disociación ácida, K_a .- constante de equilibrio para la siguiente reacción de un ácido HA: $\text{HA}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{ac})}$.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

constante del producto de solubilidad, K_{ps} .- constante de equilibrio para la reacción de solución de un compuesto

iónico relativamente insoluble. Ejemplo: para la reacción $\text{Ca(OH)}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$, $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2$.

corrosión.- la reacción química o electroquímica entre un material y un medio, usualmente, un metal y el medio ambiente que produce un deterioro del material y de sus propiedades.

débil.- aplicado a ácidos y bases, significa que se ionizan parcialmente en solución acuosa. Ejemplo: el ácido acético, CH_3COOH , es ácido débil porque en solución acuosa se ioniza débilmente en iones H^+ y CH_3COO^- .

difusión.- si en un electrólito hay diferencias de concentración de los iones, el gradiente de concentración resultante producirá un flujo de iones en la dirección en donde se presente la menor concentración de iones. Para los gases, por ejemplo, el oxígeno se difundirá a donde hay menor concentración de oxígeno.

disociación.- separación en dos o más especies; generalmente se aplica a ácidos o bases débiles, o iones complejos. Ejemplo: la disociación de ácido acético en agua para formar iones H^+ y iones de acetato, es muy débil.

disolución.- acción y efecto de disolver o disolverse. Una sustancia sólida, líquida o gaseosa se disuelve en un líquido cuando desaparece en su masa y forma con el mismo una mezcla homogénea. Ejemplo: la disolución del azúcar en el agua.

despolarización.- disminución o eliminación de la polarización de un electrodo por medios físicos o químicos,

puede implicar un aumento de la corrosión. Ejemplo: cuando la superficie del electrodo se cubre con hidrógeno gaseoso, éste impide el contacto del metal con el electrolito, entonces la despolarización o eliminación del hidrógeno permite que la reacción continúe.

ecuación química.- expresión que describe en forma cualitativa y cuantitativa los reaccionantes y los productos de una reacción química en naturaleza y cantidad. Ejemplo: $N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$, ecuación química que dice un mol de nitrógeno gaseoso reacciona con tres moles de hidrógeno gaseoso para formar dos moles de amoníaco gaseoso.

electrodo.- nombre general que se utiliza para el ánodo o el cátodo.

electrolito.- sustancia que existe en forma iónica en solución acuosa. Ejemplo: NaCl (en solución acuosa existe como Na^+ y Cl^-).

electrón.- el componente de los átomos con carga negativa; se encuentra en una nube, en forma aproximadamente esférica, en torno al núcleo atómico; posee una unidad de carga negativa.

elemento.- nombre general que se da a cada uno de los 106 átomos que existen. Ejemplo: el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , contiene tres elementos, hidrógeno, azufre y oxígeno; esto equivale a decir que en el H_2SO_4 hay tres tipos distintos de átomos, H, S y O.

fuerte.- aplicado a ácidos, bases y electrolitos, indica que se disocian completamente en iones al ser puestos en

solución acuosa. Ejemplo: el HCl es un ácido fuerte, porque en solución acuosa existe como iones H^+ y iones Cl^- .

galvanizado.- cubierto con una capa de cinc. Ejemplo: hierro galvanizado, acero galvanizado.

indicador ácido-básico.- sustancia química cuyo color cambia según el pH; generalmente el cambio de color se produce en un límite aproximado de dos unidades de pH.

ion.- especie con carga eléctrica. Ejemplo: Na^+ , OH^- , o Cl^- .

metal.- cuerpo simple, sólido a las temperaturas ordinarias (exceptuando el mercurio), buen conductor del calor y de la electricidad, dotado de un brillo característico (llamado brillo metálico) y que tiene la propiedad de formar óxidos con el oxígeno y aleaciones con los demás metales.

mol.- unidad química de masa de gran utilidad; se define como la cantidad que contiene $6.022 \cdot 10^{23}$ moléculas, átomos u otras unidades; la masa de 1 mol es igual al peso por fórmula gramo de la sustancia. Ejemplos: un mol de NH_3 contiene $6.022 \cdot 10^{23}$ moléculas y su masa es aproximadamente de 17 g; un mol de Cu contiene $6.022 \cdot 10^{23}$ átomos y su masa es de 63.54 g; un mol de KNO_3 tiene una masa de 101.1 g.

molaridad.- unidad de concentración, que se define como el número de moles de soluto dividido por el número de litros de solución. Ejemplo: en el ácido clorhídrico 0.1 molar, HCl 0.1 M, hay 0.1 moles de HCl en un litro de solución.

normalidad.- unidad de concentración, que se define como número de equivalentes de soluto por litro de solución.

oxidación.- semireacción en la cual hay pérdida de electrones, o de manera más general, un aumento en el número de oxidación. Ejemplo: si se efectúa la siguiente reacción en un electrodo, $\text{Ag}_{(s)} \longrightarrow \text{Ag}_{(ac)}^{+} + e^{-}$, la plata está experimentando una oxidación aumento de 0 a +1.

partes por millón, ppm.- son miligramos en un litro de solución acuosa. Ejemplo: 6 ppm de NaCl, 6 miligramos de NaCl por litro de agua.

pH.- otra forma de expresar la concentración de iones H^{+} . $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^{+}]$.

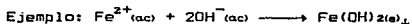
polarización.- variación del potencial de un electrodo como una consecuencia del paso de corriente eléctrica, debido a causas como: transferencia electrónica, transporte, etc. Ejemplo: cuando un electrodo se cubre de sustancias que dificultan y hasta llegan a impedir el paso de corriente. Este fenómeno se retarda con el uso de sustancias despolarizantes.

potencial estándar de oxidación, E°_{oxi} .- voltaje asociado con una reacción de oxidación en un electrodo, cuando todos los solutos son 1 molares (hablando estrictamente, cuando la actividad es igual a la unidad) y todos los gases se encuentran a una atmósfera.

potencial estándar de reducción, E°_{red} .- voltaje asociado con una reacción de reducción en un electrodo, cuando todos los solutos son 1 molar y todos los gases se encuentran a una atmósfera. Cuando se conoce el E°_{red} para una reacción de electrodo, el voltaje para la reacción en dirección

opuesta será igual a $-E^{\circ}_{\text{red}}$, y es el E°_{oxi} de esta última reacción. Ejemplo: para la reacción $\text{Cu}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$, $E^{\circ}_{\text{red}} = 0.34 \text{ V}$.

precipitado.- sólido que se forma al mezclar dos soluciones.



producto.- substancia que se forma como resultado de una reacción química. Ejemplo: en la reacción, $\text{Fe}^{3+}_{(\text{ac})} + 3\text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$, el producto es $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

reacción.- cambio químico en el cual se forman nuevas substancias. Ejemplo: cuando se sumerge cinc en agua y se forman hidróxido de cinc e hidrógeno, la reacción química que se describe mediante la ecuación: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_{2(\text{s})} + \text{H}_2$.

reducción.- cambio de estado en el cual una especie gana electrones, o, para decirlo de manera más general, disminuye el número de oxidación. Ejemplo: en la reacción $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}^{+}_{(\text{ac})} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$, iones H^{+} (número de oxidación = +1) se reducen a H_2 (número de oxidación = 0).

resistencia, resistividad.- para un conductor de longitud L y área de la sección transversal A . La resistencia depende de la geometría del conductor según la relación $R = \rho L/A$, donde ρ es la resistividad de la substancia, cuyas unidades son ohm-centímetro.

sal.- compuesto iónico sólido formado por un catión distinto del H^{+} y un anión distinto del OH^{-} o del O^{2-} . Ejemplos: NaCl , CuSO_4 , NH_4NO_3 .

saturación. - estado de la disolución que ya no admite más sustancia disuelta. La disolución saturada es la que tiene disuelta la máxima cantidad posible de soluto.

soluto, solvente. - sustancia generalmente líquida, en la cual se disuelve otra sustancia, denominada soluto.

valoración. - suele practicarse esta operación como sigue: se agrega a la solución un colorante llamado indicador y luego se vierte en la misma, poco a poco, una solución ácida (por ejemplo, de HCl) de concentración conocida hasta que cambie de color el indicador. La cantidad de solución básica que reacciona, se calcula conociendo el volumen de solución ácida que se ha utilizado.

velocidad de corrosión. - el aumento de corrosión que ocurre en unidad de tiempo. Ejemplo: cambio de masa por unidad de área por unidad de tiempo; penetración por unidad de tiempo (milipulgadas por año).

voltaje. - potencial eléctrico; de la tendencia de una celda u otro aparato a forzar a los electrones a viajar a través de un circuito exterior.

voltaje estándar. - E° ; voltaje de una celda en la cual todas las especies se encuentran en estado estándar (los sólidos y los líquidos son puros y los solutos tienen actividad unitaria que suele considerarse 1 molar, y los gases están a presión de una atmósfera).

APENDICE

Unidades utilizadas:

mg/l, miligramos por litro.

mg/dm³, miligramos por decímetro cúbico.

ml/l, mililitros por litro.

ppm, partes por millón.

M, molar. N, normal.

cm/s, centímetros por segundo.

mm/año, milímetros por año.

μe/cm, micromho por centímetro.

mg/d, miligramos por día.

mg/(dm²)(d), miligramos por decímetro cuadrado-día.

mg/(dm²)(hr), miligramos por decímetro cuadrado-hora.

g/(m²)(d), gramos por metro cuadrado-día.

wt%, por ciento en peso.

ft/s, pies por segundo.

μm/yr, micrómetros por año.

mpy, milipulgadas por año.

BIBLIOGRAFIA

[1] Vernon L. Snoeyink. David Jenkins. Química del agua. Ed Limusa. Primera edición. México. 1987.

[2] Joan Genescá . Javier Avila M. Más allá de la herrumbre. Secretaría de Educación Pública. Fondo de cultura económica. La ciencia /9. México. 1986.

[3] Cerezo Díaz. Corrosión y tratamiento de agua en instalaciones de fontanería, calefacción y aire acondicionado. Ed. Index. España. 1980.

[4] Hernandez Muñoz. Abastecimiento y distribución de agua. Ed. Paracinfo S.A. Primera edición. España. 1987.

[5] Degromount. Manual Técnico del Agua. Ed. Artes Gráficas Grijelmo S.A. España. 1979.

[6] Josefina de Gives Marciniak. Joan Genescá Llongueras. Determinación de la tendencia a la incrustación o corrosión del agua. Ingeniería Hidráulica en México. Mayo - Agosto de 1990.

[7] Krishna V. Mayenkar. Quick way to determine scaling or corrosive tendencies of water. Chen Eng. May 30. 1983.

[8] Xochitlquetzal Roman Zuffiga. Determinación de la agresividad del agua potable por metodos electroquímicos. Tesis. Universidad Nacional Autonoma de México. Facultad de Química. México. 1992.

[9] Secretaría Nacional de Ecología. Normas Oficiales Mexicanas. Dirección: Col. Cuauhtemoc. Calle Río Elba No.20.

[10] S.B. Adeloju and H.C. Hughes. The corrosion of copper pipes in high chloride-low carbonate mains water. Corrosion

Science Vol. 26, No. 10, pp. 851-870. Printed in Great Britain. 1986.

[11] Gery N. Kirby. Corrosion performance of carbon steel. Chem Eng. March 12, 1979.

[12] Herbert. H Uhlig. R. Winston. Revie. Corrosion and Corrosion Control A Wiley-Interscience. Publication Jhon Wiley and Sons. Third Edition. USA. 1985.

[13] Metals Handbook. Ninth Edition. Volume 1. Properties and Selection: Irons and Steels. Prepared under the direction of the ASM Handbook Committee. USA. 1978.

[14] Henry Leidheiser, Jr. The corrosion of copper, tin and thier alloys. Sponsored by. The Electrochemical Society. INC. New York, N.Y. USA. 1971.

[15] Metals Handbook. Ninth Edition. Volume 13. Corrosion. American Society for Metals. USA. 1987.

[16] G. B. Hatch, J. Amer. Water Works Assocn. 53, 1417 (1961).

[17] G. J. Schafer. New Zealand J. Sci. 5, 475 (1962).

[18] J. A. Radley, J. S. Stanley, and G. E. Moss, Corrosion Technol. 6, 229 (1959).

[19] W. D. Robertson, V. F. Nole, W. H. Davenport, and F. P. Talboom, Jr., J. Electrochem. Soc. 105, 569 (1958).

[20] F. J. Asselin and F. A. Rohrman, Ind. Eng. Chem. 32, 1015 (1940).

[21] Tice E. A., "Corrosion Tests in Flue Gas Desulfurization Processes", Materials Performance. Vol. 13, No. 4, April 1974, p. 26.

- [22] Skaperdas, G. T., and Uhlig, H. H., Corrosion of Steel by Dissolved Carbon Dioxide and Oxygen, Ind. and Eng. Chem., Vol. 34, June 1942, p. 748.
- [23] Speller, F. N., "Corrosion, Causes and Prevention", p. 168, Mc Graw-Hill, New York, 1951.
- [24] Fontana, M. G., and Greene, N. D., "Corrosion Engineering", Mc Graw-Hill, New York, 1967, p. 268, 76.
- [25] Uhlig, H. H., "Corrosion and Corrosion Control", 2nd ed., Chap. 6, John Wiley and Sons, New York, 1971.
- [26] Uhlig, H. H., "Corrosion Handbook", John Wiley and Sons, New York 1948, p. 131.
- [27] La Que, F. L., Corrosion by Sea Water. "Corrosion Handbook", ed. by H. H. Uhlig. John Wiley and Sons, New York, 1948. p.391.
- [28] Matson, M. E., and Fuller, R. M., "A Study of Materials of Construction in Distillation Plants 1962-1963" Office of Saline Water and International Nickel Co., Inc, U.S. Dept of Interior, October 1965.
- [29] "Guidelines for Selection of Marine Materials", 2nd ed., The International Nickel Co., May 1972, p. 7.
- [30] Russell, R. P., Chappell, E. L., and White, A., Effect of Steel Under Water, Ind. and Eng. Chem., January 1927, p. 65.
- [31] J. Venzcel, L. Knutsson, and G. Wranglen, Corrosión Sci. 4, 1 (1965).
- [32] Data summarized from: P. R. Kesting and C. Heins, Ind. Eng. 23, 140 (1931).

[33] C. J. Sunder and W. K. Boyd, Zinc: Its Corrosion Resistance, 2nd ed., International Lead Zinc Research Organization, 1983, p 113- 150.

[34] S. A. Kriner, unpublished research, 1985.

[35] L. Kenworthy and M. D. Smith. Corrosion of Galvanized Coatings and Zinc by Waters Containing Free Carbon Dioxide, J Iron Steel Inst., Vol 70, 1944. p 463- 489.

[36] H. Grubitsch and O. Illi, The Hot Water Corrosion of Zinc II, Korros. Metall., Vol 14, 1940, p 197.

[37] H. Grubitsch and H. Huener, Scanning Electron Microscope Studies of the Hot Water Corrosion of Zinc, Werkst, Korros., Vol 24 (No 1) 1973, p 17.

[38] R. Rosset and A. Jardy. Protection of Galvanized Steel Against Cold and Hot Water Corrosion by a Pyrophosphate Coating, in Proceedings of Intergalva/82, May 1982; French patent 7402178, 1974, French patent 7637425, 1976.

[39] Uhlig, H.H., Triadis. D. N., and Stern, M., Effect of Oxygen, Chlorides, and Calcium ion on Corrosion Inhibition of Iron by Polyphosphates, J. of the Electrochemical Soc. February 1955, p. 59.