

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA

**INSTITUTO DE INGENIERIA
MAESTRÍA Y DOCTORADO EN CIENCIAS E INGENIERÍA**



“Corrosión de aleaciones de cobre sin plomo”

TESIS

Que para obtener el grado de:
Maestro en Ingeniería

Presenta:
Joaquín Díaz Algara

Director:
M. Sc. Michael Schorr Wiener

Co-Director
Dr. Benjamín Valdez Salas

Mexicali, Baja California

Octubre de 2009

TABLA DE CONTENIDOS

	Página
CAPÍTULO 1. Antecedentes.....	1
1.1 Introducción.....	1
1.2 Datos históricos sobre el cobre.....	2
1.3 Objetivo general.....	2
CAPÍTULO 2. Marco teórico.....	3
2.1 El cobre y sus aleaciones.....	3
2.2 Clasificación y composición química de aleaciones tradicionales de cobre.....	4
2.3 Desarrollo de nuevas aleaciones de cobre.....	4
2.4 Aleaciones de cobre con otros elementos de aleación como sustitutos del plomo.....	5
2.5 Perspectiva futura de aleaciones de cobre libres de plomo.....	6
2.6 Sistema de agua potable en Mexicali.....	7
2.7 Composición química del agua potable y sus propiedades.....	8
2.8 Propiedades del agua potable de Mexicali.....	9
2.9 Generalidades de corrosión.....	13
2.10 Formas de corrosión.....	14
2.11 Corrosión atmosférica.....	18
2.12 Comportamiento electroquímico del agua en fenómenos de corrosión.....	19
2.13 El agua como agente oxidante.....	20
2.14 El agua como agente reductor.....	21
2.15 Ensayos metalográficos.....	23
2.15.1 Procedimiento para realizar metalografías de un metal o aleación.....	25
2.16 Diagrama de equilibrio termodinámico de Pourbaix.....	27
2.17 Curvas de polarización.....	29

	Página
CAPÍTULO 3. Método experimental	31
3.1. Preparación e identificación de muestras de aleaciones de cobre que se utilizarán para realizar las experimentaciones.....	31
3.2. Análisis metalográfico de aleaciones de cobre en molde permanente y moldeo en arena silica.....	31
3.3. Exposición de muestras de aleaciones de cobre en cámara salina, en una solución al 5% de NaCl, como referencia.....	33
3.4. Evaluación del potencial de corrosión en circuito abierto para cada aleación de cobre en agua de red municipal de Mexicali.....	36
3.5. Evaluación de la corrosión para aleaciones de cobre por polarización anódica y catódica en agua de la red municipal de Mexicali.....	38
 CAPÍTULO 4. Resultados	 39
4.1. Influencia del tamaño de grano y fases de solidificación de aleaciones de cobre en la corrosión por agua potable de Mexicali.....	39
4.2. Evaluación de la corrosión superficial de aleaciones de cobre en medio salino	39
4.3 Medición del potencial de corrosión para cada aleación de cobre en agua potable de la red municipal de Mexicali.....	40
4.4 Determinación de la susceptibilidad de la aleación de cobre a la corrosión en agua potable de la red municipal de Mexicali.....	41
4.5. Determinación del tipo o tipos de óxidos formados en la superficie de cada aleación después de la exposición en agua potable.....	43
 Conclusiones	 47
 Bibliografía	 48

LISTA DE TABLAS		Página
Tabla 1. Composición química de aleaciones tradicionales de cobre.....		4
Tabla 2. Composición química de aleaciones de cobre con bismuto y selenio, con pequeñas trazas de plomo.....		6
Tabla 3. Composición química de las aleaciones ECO BRASS (C69310 y C69320).....		7
Tabla 4. Plantas potabilizadoras de abastecimiento de agua en la ciudad y valle de Mexicali.....		8
Tabla 5. Análisis químico del agua potable de Mexicali (Planta Potabilizadora No. 1).....		8
Tabla 6. Interpretación de los valores de dureza (CaCO ₃) (mg/litro).....		12
Tabla 7. Interpretación de potenciales estándares del electrodo.....		20
Tabla 8. Reactivos de ataque utilizados para análisis metalográfico.....		26
Tabla 9. Potencial en circuito abierto en agua de la red municipal para cada aleación de cobre.....		37

LISTA DE FIGURAS	Página
Figura 1 Nivel de pH del agua potable de planta potabilizadora No.1.....	10
Figura 2 Conductividad eléctrica del agua potable de Mexicali.....	10
Figura 3 Temperatura del agua potable de planta potabilizadora No. 1.....	11
Figura 4 Total de sólidos disueltos en agua potable de planta potabilizadora No. 1.....	12
Figura 5 Concentración de sulfatos (SO_4^-) en agua potable de planta potabilizadora No.1.....	13
Figura. 6 Representación esquemática de la corrosión galvánica.....	15
Figura.7 Representación esquemática de la corrosión por fisuras.....	16
Figura.8 Representación esquemática de corrosión intergranular.....	17
Figura.9 Representación esquemática de corrosión por esfuerzo.....	18
Figura 10 Rango de estabilidad del agua.....	21
Figura 11 Ejemplo de micro estructura de una aleación de cobre-zinc (latón).....	24
Figura 12 Diagrama de Pourbaix (E/V vs pH).....	28
Figura 13 Curva de polarización anódica/catódica.....	30
Figura 14 Microestructura de muestra A.- aleación de cobre C 37700.....	31
Figura. 15 Microestructura de muestra B.- aleación de cobre clase II.....	32
Figura 16 Microestructura de muestra C.- aleación de cobre C 84400.....	32
Figura 17 Microestructura de muestra D. aleación de cobre Bi-Se.....	33
Figura 18 Muestra A, aleación de cobre C 37700.....	34
Figura 19 Muestra B.- aleación de cobre clase II.....	34
Figura 20 Muestra C, aleación de cobre C 84400.....	35
Figura 21 Muestra D, aleación de cobre libre en plomo tipo 3 (Bi-Se).....	35
Figura 22 Preparación y montaje de electrodos para un circuito abierto.....	36
Figura 23 Potencial en un circuito abierto en agua de la red municipal, para cada aleación de cobre muestra (A,B,C, y D).....	37
Figura 24 Curvas de polarización para aleación A (7 días de exposición en agua de la red municipal).....	41
Figura 25 Curvas de polarización para aleación B (7 días de exposición en agua de la red municipal).....	42

LISTA DE FIGURAS

	Página
Figura 26 Curvas de polarización para aleación C (7 días de exposición en agua de la red municipal).....	42
Figura 27 Curvas de polarización para aleación D (7 días de exposición en agua de la red municipal).....	43
Figura 28 Análisis de SEM – EDX en punto de corrosión por picadura de muestra A.....	44
Figura 29 Análisis de SEM y EDS para la muestra B expuesta en agua de la red municipal durante 7 días.....	45
Figura 30 Análisis de SEM y EDS para la muestra C expuesta en agua de la red municipal durante 7 días.....	45
Figura 31. Análisis de SEM y EDS para la muestra D expuesta en agua de la red municipal durante 7 días.....	46

CAPITULO 1

ANTECEDENTES

1.1 Introducción.

La corrosión es el deterioro de un metal o aleación al interactuar con el medio ambiente al que está expuesto. Este deterioro se debe al contacto directo con elementos corrosivos tales como el agua, el aire o alguna otra sustancia corrosiva. La corrosión se puede evaluar por el deterioro de la superficie que sufren los metales y aleaciones en función de sus propiedades químicas y físicas. Por medio de estas características se clasifica el tipo de corrosión y el mecanismo que gobierna este comportamiento físico-químico.

La corrosión se puede identificar por la capa formada en la superficie de metales y aleaciones, la cual puede ser de un color diferente al metal o aleación, así como de la aparición de pequeñas manchas ajenas a la superficie metálica. A este tipo de corrosión se le llama corrosión localizada, y está en función de la concentración de los elementos de aleación o la pureza del metal, la temperatura, el pH del medio y la velocidad con que interactúan el medio con los metales y aleaciones. La corrosión localizada ocurre como picadura, grietas, glóbulos, erosiones y capas de óxidos metálicos.

Los principales tipos de corrosión que se presentan en aleaciones base cobre són:

Corrosión localizada

Corrosión galvánica

Corrosión intergranular

La corrosión localizada en las aleaciones base cobre, inician en zonas de los defectos estructurales tales como las inclusiones no metálicas, límites de grano, dislocaciones, precipitados de segunda fase o en zonas expuestas a altos esfuerzos mecánicos. Las aleaciones base cobre generalmente tienen buena resistencia a la corrosión en diferentes medios, incluyendo el agua potable o de la red. Para mejorar estas propiedades, se han desarrollado

nuevas aleaciones que proveen mayor resistencia a la corrosión, así como beneficios a la salud y el medio ambiente.

La calidad del agua influye en el comportamiento electroquímico de las aleaciones de cobre, tales como el pH, dureza total, cloruros y sulfuros, principalmente.

1.2 Datos históricos sobre el cobre.

El cobre es el primer metal procesado por el mundo antiguo, aproximadamente hacia el año 7000 A.C; éste metal se utilizó ampliamente para la elaboración de armas, encerres domésticos, ornamentos religiosos y personales, así como modo de trueque. Los fenicios extraían cobre de las minas de Andalucía, España. Junto con los hebreos construyeron el templo de Jehová, en el que utilizaron una gran cantidad de cobre, que no se pudo contabilizar (2 Crónicas 4:18). Los egipcios y los hebreos extraían mineral de cobre de las minas del Rey Salomón en el valle de Timna, desierto del Negev, Israel. Esta mina fue adquirida por Altos Hornos de México S.A (AHMSA).

1.3 Objetivo general.

Evaluar la tendencia a la corrosión de aleaciones de cobre tradicionales (con contenido de plomo) con las aleaciones de cobre libres de plomo, expuestas en agua potable de la red municipal de Mexicali. Para llevar a cabo esta evaluación se utilizaran procedimientos estandarizados por ASTM G3 y ASTM G5.

CAPÍTULO 2

MARCO TEÓRICO

2.1 El cobre y sus aleaciones.

El cobre se encuentra en forma nativa principalmente en EUA, Bolivia, Chile y Japón. Los principales minerales de los cuales se extrae el cobre son la Azurita ($2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$), la Cuprita (Cu_2O) y la Calcopirita (S_2CuFe), este último es el principal mineral utilizado en la obtención del cobre. Los métodos básicos para la extracción de cobre en la industria minera, son: vía seca y vía húmeda. El más importante es por la vía seca, que se basa en proceso de tostación y fusión del mineral, mientras que el proceso por vía húmeda (lixiviación) se está usando ampliamente en la industria minera moderna.

El cobre es un material de color rojizo. Es blando, maleable y tenaz. No se oxida al contacto con el aire seco, pero al aire húmedo en presencia de anhídrido carbónico, lo ataca, formando una capa de sulfato de color verde azulado. Es un excelente conductor de la electricidad. También expide un olor desagradable cuando se le frota. Las principales cualidades del cobre para ser utilizado en diferentes aplicaciones son:

Conductividad eléctrica, resistencia a la corrosión, transmisión de calor, propiedades mecánicas y por su apariencia estética.

El 90% de las reservas mundiales están concentradas en cinco áreas; la cuenca de las Montañas Rocosas en EUA, la prolongación de la cadena en Canadá, los Andes de Perú y Chile, Indonesia y Zambia en la cuenca centro-sur de África. Las principales aleaciones de cobre fueron empleadas para la producción de artículos decorativos; posteriormente se utilizaron en la industria como una alternativa en sustitución de algunos aceros y fundiciones de hierro. El principal beneficio del cobre y sus aleaciones fue la facilidad de obtener piezas de fundición de diferentes formas y tamaños así como la facilidad para ser forjados, laminados y maquinados. También llamó mucho la atención su resistencia a la corrosión en diferentes medios corrosivos. Para lograr estas características físico-químicas, se adicionó al cobre, elementos de aleación como el estaño, zinc y plomo, entre otros. El plomo le brinda al cobre y sus aleaciones propiedades de fluidez, maquinabilidad, resistencia mecánica y hasta

cierto grado resistencia a la corrosión. De esta forma, surgieron aleaciones de cobre que hasta la fecha se siguen usando en diferentes aplicaciones industriales y domésticas.

2.2 Clasificación y composición química de aleaciones tradicionales de cobre.

Las aleaciones de cobre se conocieron durante mucho tiempo como latones rojos con plomo, latones semirojos con plomo, bronce al estaño con plomo y bronce al estaño con alto contenido de plomo. Actualmente las aleaciones de cobre se conocen por un alfanumérico, proporcionado por la Unión de Sistema Numérico (UNS), asignando la letra C para aleaciones de cobre. Esta designación facilita la identificación de la aleación de cobre con todas las características que se asocian a ésta, incluyendo su composición química y propiedades físicas y mecánicas. Las aleaciones de cobre se pueden agrupar en las siguientes familias, tomando como base al elemento de aleación del sistema Cu-Sn-Pb-Zn.

2.3 Desarrollo de nuevas aleaciones de cobre.

En años más recientes, la tecnología actual ha desarrollado nuevas aleaciones que permiten sustituir el plomo por elementos con propiedades similares, tales como el bismuto y el selenio, así como otros elementos de aleación como el níquel, aluminio, manganeso y titanio principalmente. Generando así una industria e investigación que permita obtener aleaciones de cobre que satisfagan necesidades industriales, de la comunidad y el medio ambiente (Tabla 1).

Tabla 1 Composición química de aleaciones tradicionales de cobre.

Aleaciones con alto contenido de zinc.	Aleaciones con alto contenido de estaño.	Aleaciones con alto contenido de plomo.
C83800 (83- 4- 6 -7) C84400(81-3-7-9) C84800(76-2 ½-1½-15)	C90500(88-10-0-2) C92600(87-10-1-2) C90300(88-8-0-4) C92300(87-8-1 -4) C92200(88-6-1 ½ -4 ½)	C93200(83-7-7-3) C93700(80-10-10-0) C93800(78-7-15-0) C94100(71-6-22-0)

La idea de usar una combinación de bismuto-selenio como sustitutos del plomo, fue llevada a cabo originalmente por **ASARCO (American Smelting and Refining Company)**

Technical Center, Salt Lake City, Utah. Este proyecto fue apoyado durante varios años por diferentes grupos de investigación: Copper Development Association Inc. (CDA), American Foundrymen's Society (AFS), Brass and Bronze Ingot Manufacturers (BBIM), Materials Technology de CANMET (Canadian Metal Technology), otras fundiciones y compañías relacionadas con manejo de agua (potable, pluvial y tratada).

2.4 Aleaciones de cobre con otros elementos como sustitutos del plomo.

Partiendo de las aleaciones comerciales tales como los latones amarillos y los bronce rojos, se desarrollaron nuevas aleaciones a las cuales se le dio el nombre de EnviroBrass I (SeBiLOY-I) y EnviroBrass II (SeBiLOY-II), a los cuales se les ha asignado una clasificación UNS (Unified Numbering System of metals and alloys) C89510 y C89520 respectivamente. Estas aleaciones pueden ser usadas por cualquier fundición en el mundo, sin restricción. Estas aleaciones de base cobre, se pueden encontrar con los nombres de EnviroBrass, SeBiLOY, o por el número UNS. El nombre EnviroBrass fue escogido por ser una aleación sin plomo que protegía al medio ambiente, incluyendo la salud, posteriormente cambio a SeBiLOY, por los principales elementos de aleación que sustituyen al plomo.

Posteriormente se desarrolló otra aleación que es ampliamente usada en la plomería, principalmente como llaves para agua o grifos. Esta aleación lleva el nombre de SeBiLOY III. La composición química nominal de estas aleaciones se describe en la Tabla 2. Estas aleaciones han sido aceptadas por razones de salud, impuestas por asociaciones gubernamentales y ambientales de varios países en todo el mundo (EPA-USA).

Las aleaciones de cobre llamadas ambientales o ecológicas, tienen porcentajes de plomo menores a 0.01% las cuales han sido aceptadas ampliamente en EUA y Europa, por lo que las aleaciones con plomo se han descontinuado en estos países.

Tabla 2 Composición química de aleaciones de cobre con bismuto y selenio, con pequeñas trazas de plomo.

Composición de las aleaciones en % peso			
Elemento	EnviroBrass I	EnviroBrass II	EnviroBrass III
Cobre	86.0-88.0	85.0-87.0	58.0-64.0
Estaño	4.0-6.0	5.0-6.0	0.1-1.2
Plomo	0.25	0.25	0.1
Zinc	4.0-6.0	4.0-6.0	32.0-38.0
Bismuto	0.5-1.5	1.6-2.2	0.6-1.2
Selenio	0.35-0.75	0.8-1.1	0.01-0.1
Niquel	1	1	1.0.
Hierro	0.2	0.2	0.5
Antimonio	0.25	0.25	0.05
Azufre	0.08	0.08	0.05
Fosforo	0.05	0.05	0.01
Aluminio	0.005	0.005	0.1-0.6
Silicio	0.005	0.005	0.25

2.5 Perspectiva futura de aleaciones de cobre libres de plomo.

ECO BRASS es una aleación de cobre libre de plomo (latón amarillo), desarrollada por Sambo Copper Alloy Co., Ltd. Esta nueva aleación tiene excelentes propiedades de maquinabilidad, forjabilidad y alta resistencia mecánica, equivalente al acero inoxidable. ECO BRASS reduce los problemas de corrosión por estrés, agrietamiento y corrosión por dezincificación, también tiene buenas propiedades de fluidez en molde permanente. Estas compañías tienen como principal propósito, eliminar el plomo en estas aleaciones, sin alterar las propiedades mecánicas y químicas de los bronce y latones tradicionales. La composición típica de esta aleación se muestra en la Tabla 3.

En abril del 2005 Sambo Copper Alloy Co., Ltd. llevó a cabo un convenio con Chase Brass & Copper Co., Inc. Esta compañía tendrá los derechos exclusivos de distribuir en EUA, Canadá y América Latina la aleación ECO BRASS. La composición química de esta aleación se describe en la Tabla 3. Esta aleación no se incluye el presente estudio.

Tabla 3 Composición química de las aleaciones ECO BRASS (C69310 y C69320)

UNS No.	Composición Química (%)								
	Cu	Bi	Si	Sn	P	Pb	Zn	Fe	Otros
C68010	57.0~64.0	0.5~4.0	-	0.2~2.5	0.2Max.	0.01Max.	Rem.	0.5Max.	
C68020	57.0~64.0	0.5~4.0	-	0.2~2.5	0.2Max.	0.01< 0.1Max.	Rem.	0.7Max.	
C68030	57.0~64.0	0.5~4.0	-	0.2~2.5	0.2Max.	0.01Max.	Rem.	0.5Max.	Se+Al+Sb+Te 0.02~0.6
C68040	57.0~64.0	0.5~4.0	-	0.2~2.5	0.2Max.	0.01< 0.1Max.	Rem.	0.7Max.	Se+Al+Sb+Te 0.02~0.6
C69310	69.0~80.0	-	2.0~4.0	0.2Max.	0.02~0.15	0.01Max.	Rem.	0.3Max.	Mg 0.1Max.
C69320	69.0~80.0	-	2.0~4.0	-	0.02~0.15	0.01< 0.1Max.	Rem.	0.3Max.	Mg 0.1Max.

2.6 Sistema de agua potable en Mexicali.

Mexicali se abastece de agua del Río Colorado de acuerdo a un tratado sobre la distribución de aguas internacionales entre los Estados Unidos Mexicanos y los Estados Unidos de América, relativo a la utilización de las aguas del Río Colorado, Tijuana y Bravo (Río Grande) en forma racional; firmado en Washington D.C., el 3 de Febrero de 1944. El Río Colorado nace al norte del estado de Colorado, EUA y se origina por deshielo de las montañas Rocallosas a una altura de 4276 metros sobre el nivel del mar y recorre 2735 kilómetros hasta llegar al Golfo de California en México. Se recibe el agua en la presa derivadora Morelos (ubicada en Los Algodones B.C, México) y fluye por los canales de Distrito de Riego No. 14 del Valle de Mexicali y finalmente al canal Benassini que entrega su agua a las dos principales plantas de agua potabilizadoras en Mexicali. La Comisión Estatal de Servicios Públicos de Mexicali (CESPM) opera tres plantas potabilizadoras con las que abastece la ciudad y su valle (Tabla 4), así como San Felipe B.C. Con estas tres plantas, la CESPM abastece de agua potable a 61 localidades. Las plantas potabilizadoras cuentan con tanques sedimentadores de agua cruda, clarificadores, filtros de grava-arena-antracita, desinfección con gas cloro, tanques reguladores y estación de bombeo a la red municipal, también cuenta con laboratorio de análisis químicos.

Tabla 4 Plantas potabilizadoras de abastecimiento de agua en la ciudad y valle de Mexicali.

Planta Potabilizadora	Ubicación	Capacidad de Tratamiento
No. 1	Colonia Pro-Hogar	1800 litros/segundo
No.2	Colonia Calles	2000 litros/segundo
No.3	Colonia Xochimilco	250 litros/segundo

2.7 Composición química y propiedades del agua potable de Mexicali.

La CESPM considera la importancia de conocer la calidad del agua que abastece a la ciudad y el valle de Mexicali, por lo que realiza análisis químicos mensuales, para conocer las propiedades del agua, así como los elementos y compuestos que la contienen, mostrándose en la Tabla 5.

Tabla 5 Análisis químico del agua potable de Mexicali (Planta Potabilizadora # 1).

Año 2008	pH	Conduct. µS/cm	Temp. °C	Turbiedad U.T.N	Fluoruros	Sulfatos	Dureza	Cloruros	Sólidos
					(F ⁻) mg/litro	SO ₄ ⁻² mg/litro	Total CaCO ₃ mg/litro	Cl ⁻ mg/litro	Disueltos Totales mg/litro
Enero	8.26	1466	13.7	0.6	0.93	379	407	191	1006
Febrero	8.11	1428	16.9	0.5	0.21	386	377	163	958
Marzo	8.11	1318	19.2	0.4	0.84	364	365	160	870
Abril	7.87	1344	21.6	0.4	0.72	362	363	150	858
Mayo	7.86	1492	26.2	0.4	0.96	371	385	168	974
Junio	8.01	1446	28.5	0.6	1.04	394	377	164	956
Julio	7.91	1406	31.2	0.4	NA	374	356	170	919
Agosto	8.08	1521	31.6	0.4	NA	395	363	182	970
Sept.	7.75	1470	24.8	0.8	NA	400	375	194	963

U.T.N. (Unidades de Turbidez Nefelométricas).

NA (No Aplica)

2.8 Propiedades del agua potable de Mexicali.

a) Grado de acidez/alcalinidad (pH) (potencial de iones ^+H). El pH y la alcalinidad son las principales propiedades que influyen en la calidad del agua potable, las cuales determinan el efecto corrosivo y disolución en los metales por los cuales se conduce. Otros parámetros de interés, son la temperatura, calcio, cloro residual, sulfatos y materia orgánica natural (Natural Organic Matter, (NOM)). Por ejemplo, desde el punto termodinámico, la solubilidad del plomo por fenómenos corrosivos, disminuye al incrementar el pH (Britton and Richards,1981; Schock and Gardels,1983; De Mora and Harrison,1984; Boffardy,1988; Schock,1989; U.S EPA,1992; Singley,1994; Schock *et al.*,1996).

Los modelos de solubilidad demuestran que los niveles más bajos de plomo ocurren cuando el agua tiene un pH de 9.8. (Schock and Gardels, 1983; Schock 1989'U.S EPA, 1992; Schock et al, 1996). Otros estudios demostraron claramente que manteniendo un pH mínimo de 8 controla los niveles de plomo disueltos en el agua potable (<10µg/L) (Karalekas *et al*, 1983). El pH del agua está determinado principalmente por las sales disueltas en el agua, así como los reactivos químicos usados para la neutralización de la misma. El pH del agua de Mexicali, tendrá una tendencia alcalina, debido al recorrido que hace el Rio Colorado entre montañas, disolviendo diferentes minerales (Figura 1). Algunos autores han relacionado el pH con el grado de incrustación o corrosión del agua, pero éste parámetro no determina el poder corrosivo del agua, ya que la corrosión es electroquímica y no selectiva.

b) Conductividad eléctrica. La conductividad es una medida de la capacidad que tiene el agua para conducir la corriente eléctrica (Figura 2). La conductividad está relacionada por un parámetro llamado fuerza iónica, que está determinado por la concentración y la carga de los iones presentes en el agua, y se representa por:

$$\mu = \frac{1}{2} \sum C_i * Z_i$$

En donde C_i = La concentración de los iones presente en el agua

Z_i = La carga de los iones presentes en el agua

Los valores de conductividad vienen expresados por µS/cm. (micro Siemens por centímetro).

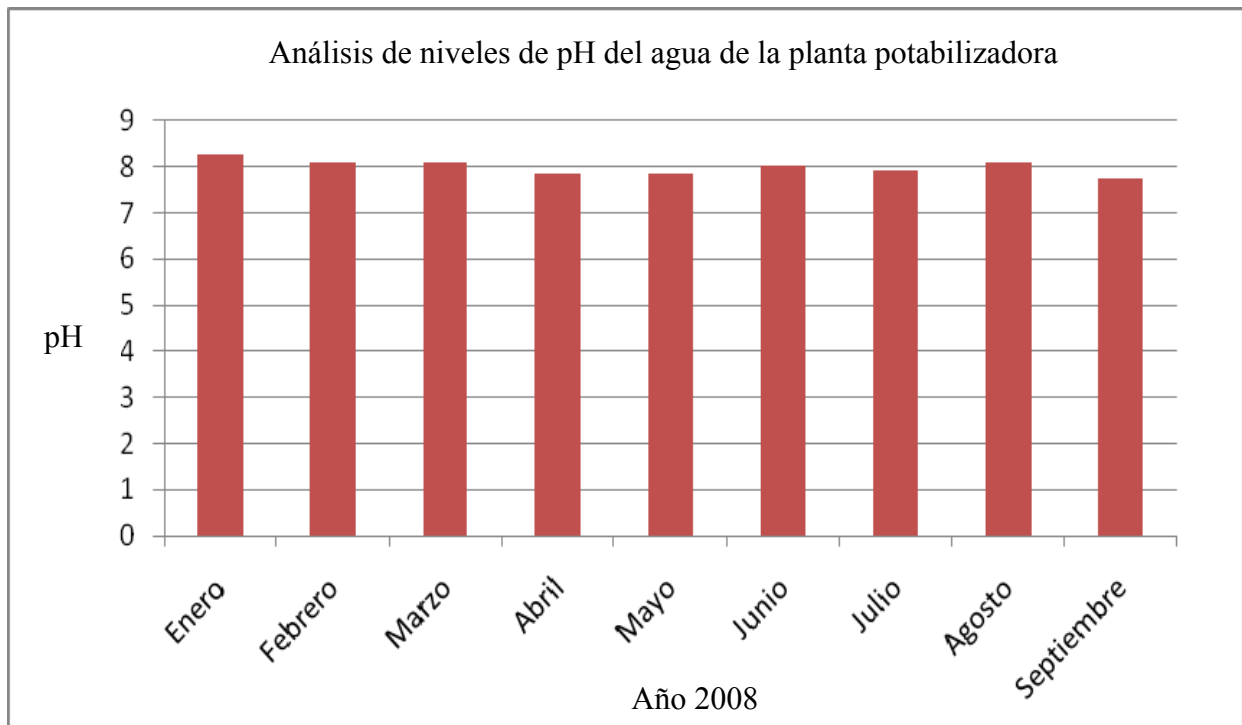


Figura 1 Nivel de pH del agua potable de planta potabilizadora No.1.

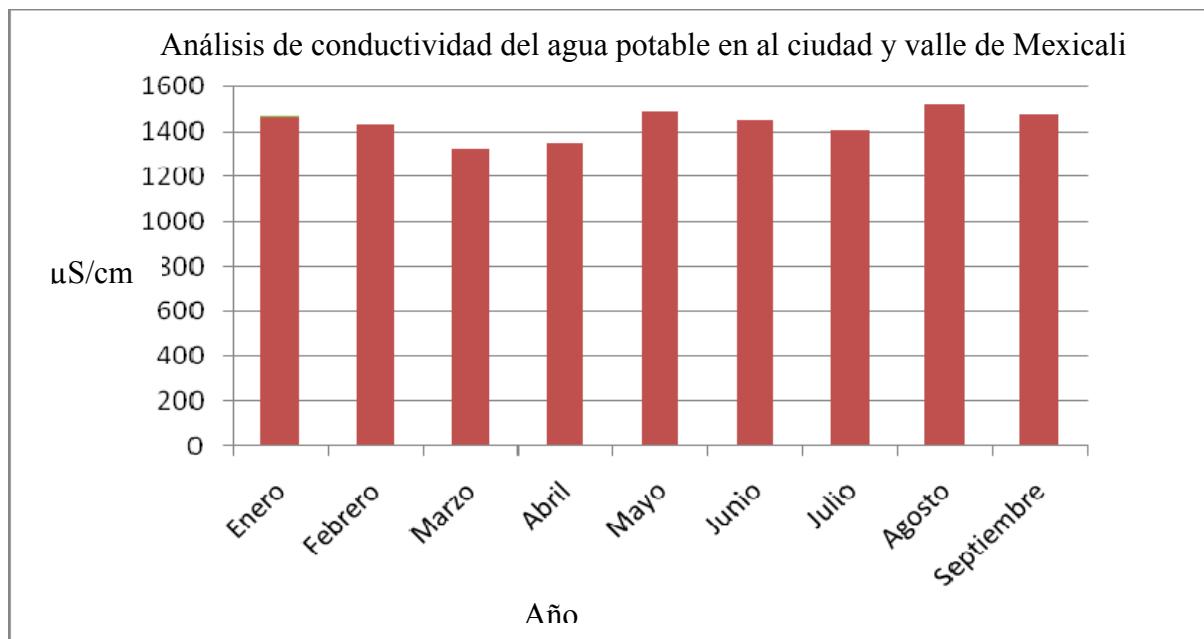


Figura 2 Conductividad eléctrica del agua potable de Mexicali.

c) Temperatura. La temperatura influye directamente en la calidad del agua y en los procesos de corrosión, los parámetros que son alterados son: La solubilidad del oxígeno en el agua, grados de difusión, coeficiente de actividad, entalpía de reacción, solubilidad de compuestos, grado de oxidación y actividad biológica (McNeil and Edwards, 2002). En el verano, se alcanzan temperaturas elevadas, provocando que la solubilidad aumente, por ejemplo, con temperaturas templadas de los meses de verano, se incrementa la concentración de plomo (Britton and Richards, 1981; Karalekas *et al.*, 1983; Colling *et al.*, 1987,1992; Douglas *et al.*, 2004). La temperatura está dada en grados centígrados, y es de vital importancia, ya que en Mexicali se alcanzan temperaturas ambiente hasta de 50 °C y esto ocasiona que se disuelvan las sales con mayor facilidad, y los procesos de filtración sean insuficientes (Figura 3). Se puede tener agua con mayor concentración de sales en verano y por ende mayor incrustación de las mismas.

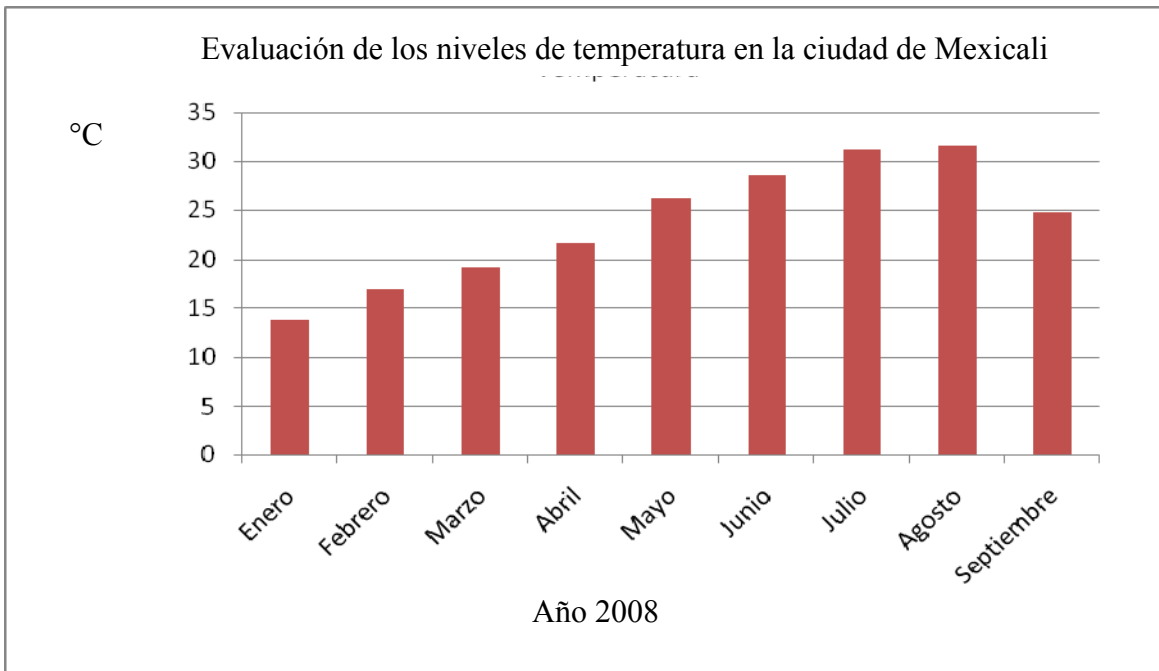


Figura 3 Temperatura del agua potable de planta potabilizadora No. 1

d) Sólidos totales disueltos (TDS). Los sólidos totales disueltos comprenden la suma de los sólidos sedimentados, sólidos en suspensión y sólidos disueltos. La presencia de estos sólidos no es recomendable, ya que aumentan la turbidez del agua y disminuyen la calidad de la misma (Figura 4). La cantidad de sólidos totales disueltos aceptados por la norma LMP NOM 127 SSA-1 1994 es de 1000 mg/litro.

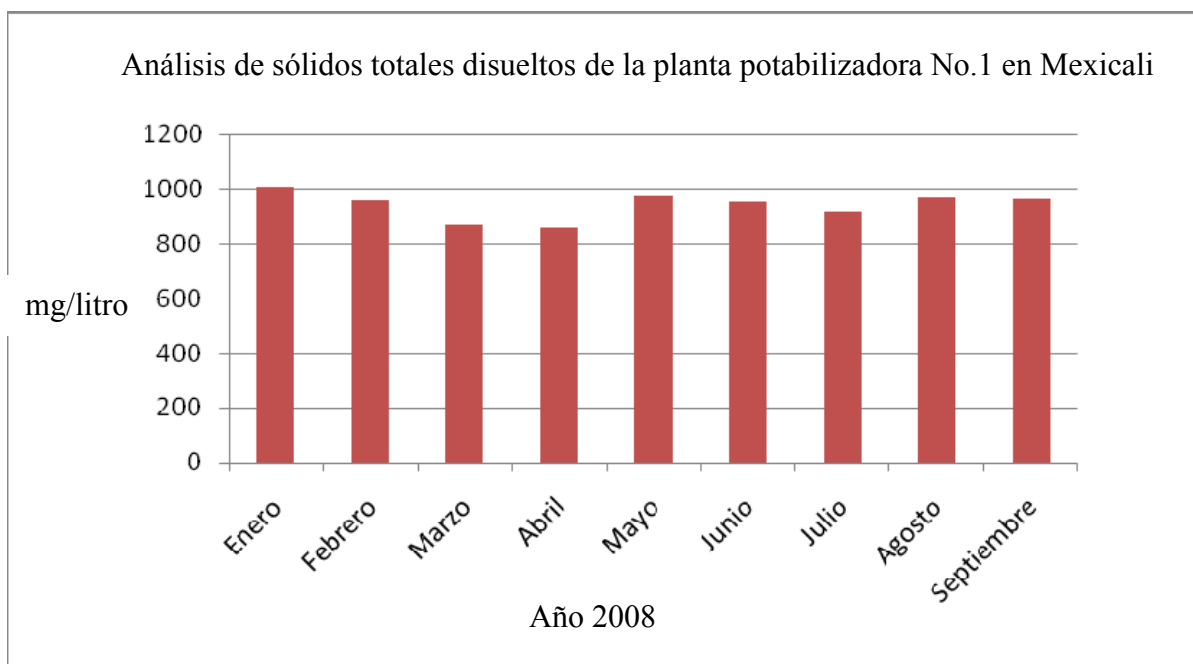


Figura 4 Sólidos totales disueltos en el agua potable de planta potabilizadora No.1

e) **Dureza del agua (CO_3^{-2})**. La dureza es una característica química del agua que está determinada por el contenido de carbonatos, bicarbonatos, sulfatos y ocasionalmente nitratos de calcio y magnesio. La dureza total se obtiene de la suma de iones calcio e iones magnesio, expresada como carbonato de calcio equivalente (Tabla 6).

Tabla 6 Interpretación de los valores de dureza del agua de Mexicali (CO_3^{-2}) (mg/litro).

Partes por millón (mg/litro CaCO_3)	Clasificación del agua respecto a su dureza
0 - 75	Agua suave
76 - 150	Agua semidura
151 - 300	Agua dura
>300	Agua muy dura

La mayoría de los suministros de agua potable tienen un promedio de 250 mg/litro de dureza total, el límite máximo permisible por la Organización Mundial de la Salud (OMS) es de 300 mg/litro de dureza total. Niveles superiores a 500 mg/litro no son recomendables para uso doméstico.

f) Concentración de sulfatos. El sulfato (SO_4^{-2}) se encuentra en el agua subterránea, en los ríos y mares. La concentración de los sulfatos se origina por la reacción química entre el agua natural y los minerales existentes en la corteza terrestre. Otra fuente de sulfatos es la que genera la industria y la combustión de materiales fósiles. Los sulfatos son un fuerte catalizador que influye en la corrosión del cobre por picadura (Schock, 1990b; Edwards *et al.*, 1994b; Ferguson *et al.*, 1996; Berghult *et al.*, 1999). Altas concentraciones de sulfatos resulta en altas concentraciones de cobre en el agua (Edwards *et al.*, 2002). Una alta concentración de sulfato en agua potable tiene un efecto laxante cuando se combina con calcio y magnesio, los dos componentes de la dureza del agua (Figura 5). El nivel máximo de sulfato sugerido por la OMS para la calidad del agua potable es de 500 mg/litro, mientras que en la Unión Europea son de 250 mg/litro. Los altos niveles de sulfato tienen una tendencia a la corrosión de metales que conforman las tuberías y los grifos, por lo que se requieren de materiales con mayor resistencia a la corrosión.

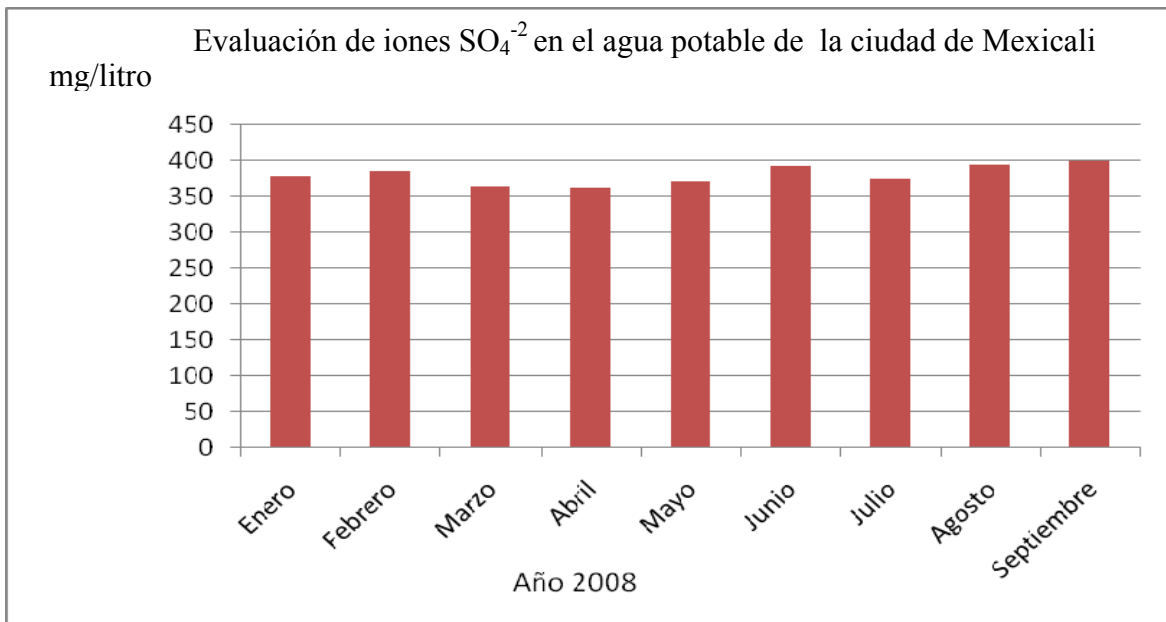


Figura 5 Concentración de sulfatos (SO_4^{-2}) en agua potable de planta potabilizadora No. 1.

2.9 Generalidades de corrosión.

Se entiende por corrosión la interacción de un metal con el medio que lo rodea, produciendo el deterioro en sus propiedades tanto físicas como químicas. Las características fundamental de este fenómeno, es que sólo ocurre en presencia de un electrólito, ocasionando regiones plenamente

identificadas, llamadas estas anódicas y catódicas. Una reacción de oxidación es una reacción anódica, en la cual los electrones son liberados dirigiéndose a otras regiones catódicas. En la región anódica se producirá la disolución del metal (corrosión) y, consecuentemente en la región catódica la inmunidad del metal. Los enlaces metálicos tienden a convertirse en enlaces iónicos, lo favorece que el material pueda en cierto momento transferir y recibir electrones, creando zonas catódicas y zonas anódicas en su estructura. La velocidad a que un material se corroe puede ser lenta o rápida, y además continua, dependiendo del ambiente donde se exponga el metal que se va a corroer. A medida que pasa el tiempo se va creando una capa fina de material en la superficie, que van formándose inicialmente como manchas hasta que llegan a aparecer imperfecciones en la superficie del metal. Este mecanismo que es analizado desde un punto de vista termodinámico electroquímico, indica que el metal tiende a retornar al estado primitivo o de mínima energía, siendo la corrosión por lo tanto la causante de grandes perjuicios económicos en instalaciones enterradas. Por esta razón, es necesaria la oportuna utilización de la técnica de protección catódica.

2.10 Formas de corrosión.

Existen varios tipos de formas de corrosión, dependiendo del mecanismo que ocurra en los metales expuestos a ambientes corrosivos, que se presentan en estructuras metálicas de cobre.

A continuación se mencionan las tres principales tipos con sus características:

a) Corrosión general o uniforme. Donde la corrosión química o electroquímica actúa uniformemente sobre toda la superficie del metal. Se genera con el adelgazamiento uniforme producto de la pérdida regular del metal superficial.

b) Corrosión localizada. La segunda forma de corrosión, en donde la pérdida de metal ocurre en áreas discretas o localizadas. Se divide en:

i) Corrosión galvánica. La corrosión galvánica es una de las más comunes que se pueden encontrar (Figura 6). Es una forma de corrosión acelerada que puede ocurrir cuando metales distintos (con distinto par redox) se unen eléctricamente en presencia de un electrolito (por ejemplo, una solución conductiva). Esta forma de corrosión es la que producen las celdas galvánicas. Sucede que cuando la reacción de oxidación en el ánodo

se lleva a cabo, se generan electrones en la superficie del metal que actúa como polo positivo de la pila (ánodo) desprendiendo iones del metal hacia la solución. Los electrones viajan a través del metal hacia otra zona (cátodo) donde son ganados por otra especie que se reduce. Este caso ilustra la corrosión en una de sus formas más simples; el zinc se oxida corroyéndose en el ánodo, mientras que el protón H^+ se reduce y genera H_2 gaseoso en el cátodo.

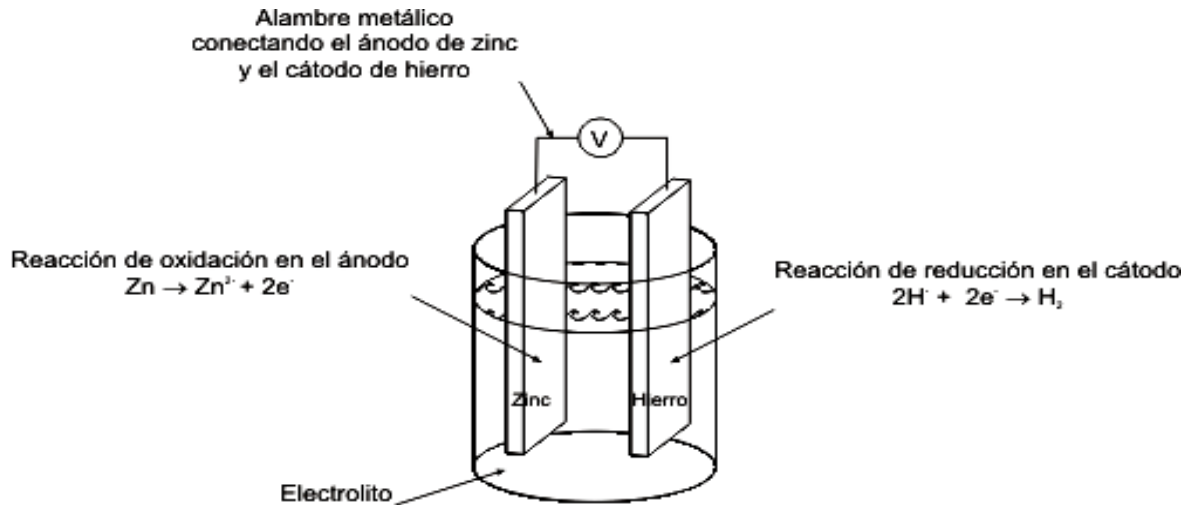


Figura 6 Representación esquemática de la corrosión galvánica.

- ii) **Corrosión por picaduras (*pitting*)**. Ocurre como un proceso de disolución anódica local donde la pérdida de metal es acelerada por la presencia de un ánodo pequeño y un cátodo mucho mayor. Esta clase de corrosión posee algunas otras formas derivadas:
- **Corrosión por fricción (*fretting*)**. Es la que se produce por el movimiento relativamente pequeño (como una vibración) de 2 superficies en contacto, de las que una o ambas son metales. Este movimiento genera una serie de picaduras en la superficie del metal, y son ocultadas por los productos de la corrosión y sólo son visibles cuando ésta es removida.
 - **Corrosión por cavitación:** Es la producida por la formación y colapso de burbujas en la superficie del metal (en contacto con un líquido). Es un fenómeno semejante al

que le ocurre a las caras posteriores de las hélices de los barcos. Genera una serie de picaduras en forma de panal.

- **Corrosión selectiva:** Es semejante a la llamada corrosión por deszincado, en donde piezas construidas de aleaciones de zinc se corroen de manera preferencial por ataques al zinc. Quizá la parte más nociva de esta clase de ataques está en que la corrosión del metal involucrado genera una capa que recubre las picaduras y hace parecer al metal corroído como si no lo estuviera, por lo que es muy fácil que se produzcan daños en el metal al someterlo a una fuerza mecánica.

iii). Corrosión por hendiduras (*crevice*). La corrosión por hendiduras es la que se produce en pequeñas cavidades o huecos formados por el contacto entre una pieza de metal igual o diferente a la primera, o más comúnmente con un elemento no-metálico. En las hendiduras de ambos metales, se filtra la solución que generara la corrosión del metal o metales. Se dice, en estos casos, que es una corrosión con ánodo estancado, ya que esa solución, a menos que sea removida, nunca podrá salir de la hendidura. Además, esta cavidad se incrementa de forma natural por la interacción iónica entre los óxidos formados (Figura 7).

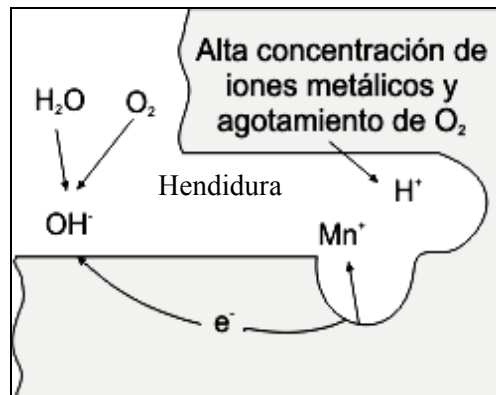


Figura 7 Representación esquemática de la corrosión por hendiduras.

Algunas formas de prevenir esta clase de corrosión son las siguientes:

- Rediseño del equipo o pieza afectada para eliminar hendiduras.
- Cerrar las hendiduras con materiales no-absorbentes o incorporar una barrera para prevenir la humedad.
- Prevenir o remover la formación de óxidos en la superficie del metal.

iv) Corrosión intergranular. Es un ataque de corrosión localizada y/o adyacente a los límites de grano de una aleación. Se encuentra en los límites de grano, lo que origina pérdidas en la resistencia que desintegran los bordes de los granos. En condiciones ordinarias si un metal se corroe uniformemente, los límites de grano serán sólo ligeramente más reactivos que la matriz. Pero bajo otras condiciones las regiones de límites de grano pueden ser muy reactivas, dando lugar a una corrosión intergranular que cause pérdidas de resistencia en la aleación e incluso una disgregación en los límites de grano. Este tipo de corrosión ocurre como resultado de tratamientos térmicos (recocido o relevado de tensiones) incorrectos, exposición térmica en ese rango de temperaturas y por realización de soldaduras (Figura 8).



Figura 8 Representación esquemática de corrosión intergranular.

v) Corrosión por esfuerzo. Se refiere a las tensiones internas luego de una deformación en frío. Se representa por el ataque de un material por la acción conjunta de dos causas: química (agresivo químico) y física (tensión mecánica). Por separado, ninguna ataca al material. La progresión de la corrosión bajo tensión es de tipo arbóreo (Figura 9). Sigue los límites de grano de los cristales (corrosión por límite de grano o corrosión intergranular).

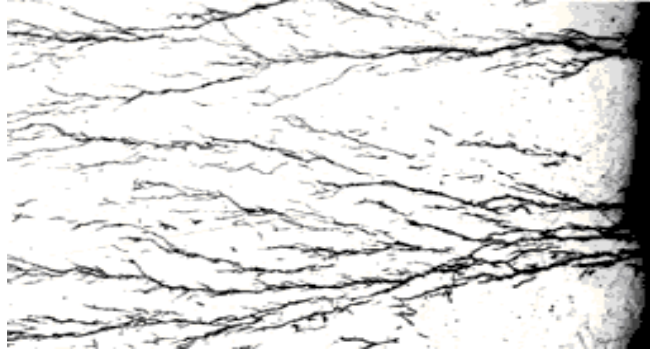


Figura 9 Representación esquemática de corrosión por esfuerzo.

vi) Corrosión microbiológicamente inducida (CMI). Es aquella corrosión en la cual organismos biológicos son la causa única de la falla o actúan como aceleradores del proceso corrosivo localizado. La MIC se produce generalmente en medios acuosos en donde los metales están sumergidos o flotantes. Los organismos biológicos presentes en el agua actúan en la superficie del metal, acelerando el transporte del oxígeno a la superficie del metal, y originando la corrosión.

2.11 Corrosión atmosférica.

De todas las formas de corrosión, la atmosférica es la que produce mayor cantidad de daños en el material y en mayor proporción. Grandes cantidades de metales de automóviles, puentes o edificios están expuestas a la atmósfera y por lo mismo se ven atacados por oxígeno y agua. La severidad de esta clase de corrosión se incrementa cuando la sal, los compuestos como sulfuros y otros contaminantes atmosféricos están presentes. El mecanismo de corrosión es de naturaleza electroquímica. El electrolito está constituido por una capa de humedad que algunas veces es extremadamente delgada e invisible y otras moja perceptiblemente el metal. La corrosión depende del tiempo en que esta capa permanece sobre la superficie metálica que es conocido como tiempo de humectación (Time of Wetness, TOW, por sus siglas en inglés).

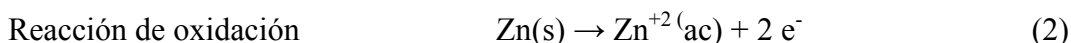
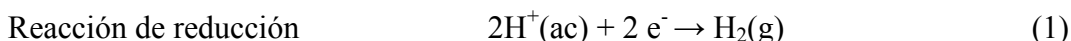
Los contaminantes gaseosos y sólidos potencian el efecto corrosivo de los factores meteorológicos. Así, el proceso de corrosión depende fundamentalmente de la humedad relativa

del aire y de los contaminantes presentes en el mismo. El cloruro de sodio (NaCl) y el dióxido de azufre (SO₂) son los principales contaminantes corrosivos en la atmósfera. El primero es un contaminante "natural" y llega a la atmósfera proveniente del mar (atmósfera marina). El SO₂ se encuentra en el aire, y es originado principalmente por la combustión de combustibles fósiles. Los niveles más altos de contaminación sulfurosa se registran en las áreas industriales (atmósfera industrial) y en las grandes ciudades (atmósfera urbana).

2.12 Comportamiento electroquímico del fenómeno de corrosión.

Existe una familia muy amplia de reacciones que se producen con la pérdida formal de electrones de un átomo y su ganancia por otro átomo. Como la ganancia de electrones recibe el nombre de *reducción* y la pérdida de electrones es una *oxidación*, el proceso global se denomina *reacción redox*. Debe destacarse que la separación de un proceso redox en dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción, es solamente conceptual y no corresponde, necesariamente, a una separación física real de los dos procesos.

La especie oxidada y la especie reducida de una semirreacción redox forman lo que se llama un *par redox*. El par se escribe colocando primero la especie oxidada y, a continuación, la especie reducida y se suele adoptar el criterio de escribir los pares como semirreacciones de reducción (ox/red). Por ejemplo, para las siguientes semirreacciones:



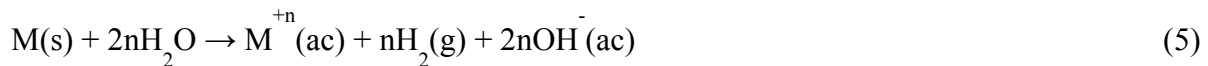
La primera correspondería al par H⁺/H₂ donde H⁺ es la especie oxidada y H₂ es la especie reducida y la segunda al par Zn⁺²/Zn donde Zn⁺² es la especie oxidada y Zn es la especie reducida. En la reacción global, la especie que suministra los electrones (se oxida) es el *agente reductor* (Zn) y la que gana electrones (se reduce) es el *agente oxidante* (H⁺). El potencial estándar de reducción de un par, *E*^o (ox/red), que corresponde a una semirreacción determinada constituye una herramienta útil para evaluar la facilidad con la cual una especie química se oxida o se reduce. El ordenamiento de los pares redox según su *E*^o se denomina *serie electroquímica*. En la Tabla 7 se encuentran valores de *E*^o a 25°C para algunos pares seleccionados.

Tabla 7 Interpretación de potenciales estándares del electrodo.

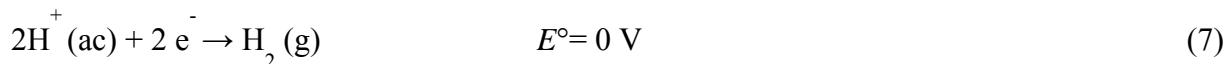
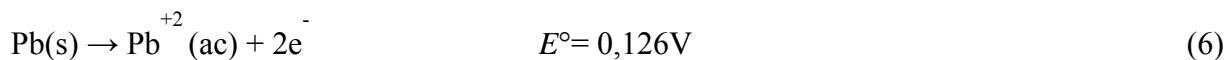
Potenciales estándar de electrodo en agua a 25°C	
Potencial estándar (V)	Semi-reacción de reducción
2.87	$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(ac)$
1.51	$MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$
1.36	$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(ac)$
1.33	$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)$
1.23	$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$
1.06	$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(ac)$
0.96	$NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O(l)$
0.80	$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$
0.77	$Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$
0.68	$O_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2O_2(ac)$
0.59	$MnO_4^-(ac) + 2H_2O(l) + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(ac)$
0.54	$I_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2I^-(ac)$
0.40	$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(ac)$
0.34	$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$
0	$2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$
-0.28	$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$
-0.44	$Fe^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$
-0.76	$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$
-0.83	$2H_2O(l) + 2e^- \longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(ac)$
-1.66	$Al^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Al(s)$
-2.71	$Na^+(ac) + e^- \longrightarrow Na(s)$
-3.05	$Li^+(ac) + e^- \longrightarrow Li(s)$

2.13 El agua como agente oxidante.

El agua puede actuar como agente oxidante, reduciéndose a hidrógeno, o como agente reductor, cuando es oxidada a oxígeno. Como se detallará a continuación, las especies químicas termodinámicamente estables en agua, deberán tener potenciales de reducción que se encuentren entre los correspondientes a los pares (H_2O/H_2) y (O_2/H_2O). La reacción de los metales con agua o con una solución acuosa ácida implica la oxidación del metal ya sea por el agua o por los protones, según el pH de la solución. Las reacciones que pueden ocurrir son:

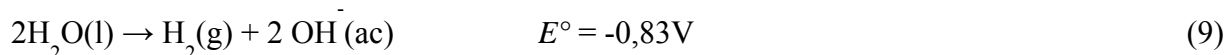
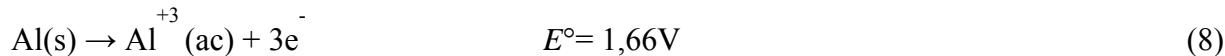


En medio ácido 1M, cuando el potencial de reducción, $E^\circ(M^{+n}/M)$, es negativo, el metal se oxida con desprendimiento de hidrógeno según la reacción 4. Por ejemplo, el Pb se oxida espontáneamente a Pb^{+2} según:



Por otra parte, si trabajamos en medio básico ($[\text{OH}^-] = 1\text{M}$) y el $E^\circ(\text{M}^{+n}/\text{M})$ es menor que el potencial del par $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ (-0,83V), el metal debería oxidarse según la reacción 5. Por ejemplo

el aluminio se oxida a Al^{+3} según:



2.14 El agua como agente reductor.

El agua puede actuar como agente reductor según la siguiente reacción:



El potencial estándar de reducción del par $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ es $E^\circ = 1,23\text{V}$. La oxidación del agua tiene, por lo tanto, un potencial negativo lo que muestra que el agua acidificada es un pobre agente reductor y solo podrá reaccionar frente a agentes fuertemente oxidantes.

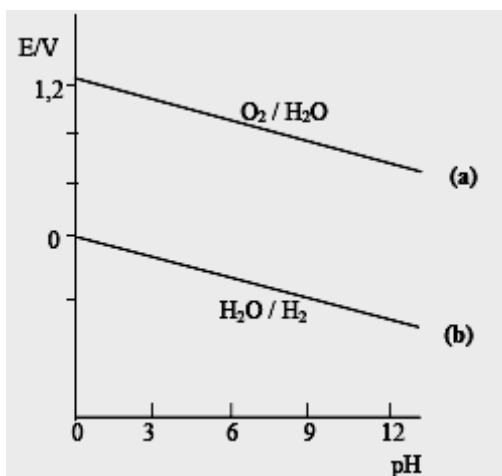


Figura 10 Rango de estabilidad del agua.

La reducción y la oxidación por el agua son de considerable interés industrial y bioquímico.

En particular estos procesos están involucrados en la fotosíntesis y en la generación electrolítica de hidrógeno y oxígeno. Un agente reductor que pueda reducir al agua a hidrógeno o un agente oxidante que pueda oxidarla a oxígeno, no podrá existir como tal en solución acuosa.

El rango de estabilidad del agua consiste en los valores de potencial de reducción y pH para los cuales el agua es termodinámicamente estable frente a la oxidación y la reducción por parte de los solutos disueltos. En el diagrama de la Figura 10 podemos observar la zona de estabilidad delimitada por la dependencia del potencial con el pH de las reacciones de óxido-reducción del agua.

En el eje vertical se representan potenciales de reducción para aquellos pares cuyos potenciales estén por encima de la línea superior que pueden oxidar al agua y aquellos cuyos potenciales se encuentren por debajo de la línea inferior pueden reducirla.

La recta (a) de la Figura 10 representa la variación del potencial del agua en la siguiente reacción a una temperatura de 25°C:



La ecuación de dicha recta puede deducirse utilizando la ecuación de Nernst:

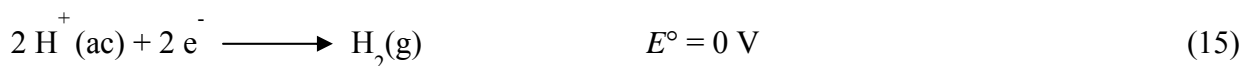
$$E = 1,23 - 0,01475 \log (1/[\text{H}^+]^4 \cdot p\text{O}_2) \quad (12)$$

Para una presión parcial de oxígeno de 1 atm,

$$E = 1,23 - 0,01475 \log (1/[\text{H}^+]^4) \quad (13)$$

$$E = 1,23 - 0,059 \text{ pH} \quad (14)$$

Cualquier sustancia con un potencial de reducción mayor que el determinado por la ecuación de la recta de la Figura 10 puede ser reducida por el agua con desprendimiento de oxígeno. Por lo tanto esta expresión define el límite superior de la zona de estabilidad. De la misma manera, la reducción del agua a hidrógeno ocurre según la siguiente reacción:



Y según la ecuación de Nernst (para una presión parcial de hidrógeno de 1 atm y 25°C) la variación del potencial de la misma con el pH es:

$$E = - 0,059 \text{ pH} \quad (16)$$

La especie oxidada de cualquier par redox con un potencial de reducción menor que el determinado por la ecuación de la recta es termodinámicamente capaz de reducir el agua a hidrógeno. Por lo tanto esta expresión define el límite inferior de la zona de estabilidad.

Las especies de pares redox cuyos potenciales de reducción caen en la zona definida por las rectas **a** y **b** y son termodinámicamente estables en agua desde el punto de vista redox. Un par cuyo potencial caiga fuera de esta zona, es inestable. En dicho par, habrá un agente reductor demasiado energético (por debajo de la recta **b**) o un oxidante demasiado energético (por encima de la recta **a**) y por lo tanto estas especies no existirán como tales en solución acuosa.

2.15 Ensayos metalográficos.

Puede definirse la metalografía como la técnica que revela la distribución de las fases en que solidifica un metal o aleación, así como las inclusiones no metálicas. A partir de su propia definición, la metalografía puede revelar:

- a) Los diversos compuestos y fases.
- b) Las diferentes formas y tamaños que adoptan en la estructura.
- c) Las diversas configuraciones entre las fases y compuestos.

El campo de aplicación de la metalografía es amplísimo. No sólo es una herramienta básica requerida para la caracterización de los metales y aleaciones sino también lo es para materiales compuestos de matriz metálica o de fibras metálicas; así como en los materiales cerámicos, compuestos o no. Dentro de los sólidos podemos distinguir sólidos cristalinos y sólidos amorfos. Los sólidos cristalinos están constituidos por átomos ordenados, o sea que están dispuestos de tal forma que su ordenamiento se repite en las tres dimensiones (X, Y, Z), formando un sólido con una estructura interna ordenada. Si esta estructura es regular en todo el material se denomina monocristal. Sin embargo, o más habitual es que la estructura sea regular por zonas del material, cambiando la orientación cristalina de una zona a otra, pero no la estructura. Se dice entonces que el material es policristalino, integrado por numerosos granos que poseen la misma estructura cristalina, pero que cambian de orientación de unos a otros.

La región donde se unen los granos se denomina límite de grano (Figura 11).

La organización de esos granos genera la microestructura del material, que contempla:

- La forma y tamaño de los granos
- Si hay varias fases presentes: granos de diferentes fases
- La configuración de dichas fases

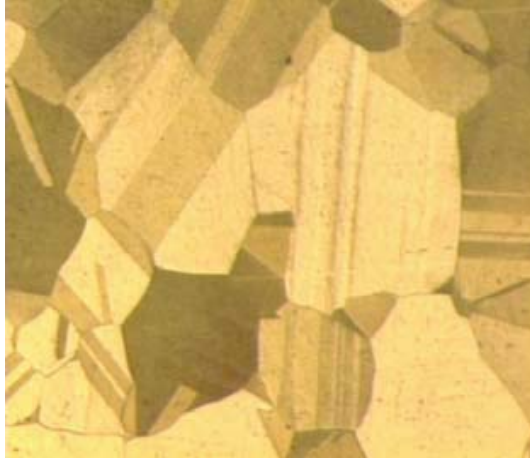


Figura 11 Micro estructura de una aleación de cobre-zinc (latón).

El instrumento que nos permite determinar la microestructura de los materiales es el microscopio, que puede ser óptico o electrónico. En nuestro caso nos centraremos en el óptico.

En aquellos materiales que son opacos a la luz visible sólo la superficie es susceptible de ser observada, y la luz del microscopio se debe usar en reflexión (microscopio metalográfico). Para lograr el objetivo de visualizar la microestructura de un material es necesaria una cuidadosa preparación de la superficie. Ésta debe desbastarse y pulirse hasta que quede como un espejo. Esta condición se consigue utilizando papeles abrasivos y polvos cada vez más finos. Se revela la microestructura tratando la superficie con un reactivo químico (ataque químico). El tipo de reactivo y el tiempo de tratamiento dependerán de la naturaleza del material.

2.15.1 Procedimiento para realizar metalografías de un metal o aleación.

Los ensayos metalográficos requieren la ejecución de las etapas siguientes:

- a) Selección de la muestra.
- b) Preparación de las probetas.
- c) Observación de las probetas.

a) Selección de la muestra. La muestra escogida debe satisfacer las condiciones de amplitud y representatividad estadística, más cuando la dimensión de la probeta unitaria se reduce a unos pocos milímetros. Si corresponde a un control rutinario, la selección es por métodos aleatorios.

Si, por el contrario, se investiga la causa de una falla, la probeta debe ser tan próxima como se pueda a su hipotético origen. La probeta puede tener cualquier forma y dimensiones equivalentes a un paralelepípedo de 5 a 15 mm de lado. La extracción de la probeta desde la pieza, o producto a ensayar, se realiza mediante el corte con una sierra de disco con refrigeración evitando cualquier posible calentamiento pues podría modificar el estado del material a ensayar.

b) Preparación de la muestra. El primer objetivo es obtener una superficie lisa y exenta de irregularidades mediante un proceso de desbaste. Para ello se utiliza una serie de papeles de esmeril, ordenados de mayor a menor tamaño de grano, con los que se actúa secuencialmente sobre la superficie. El tamaño de grano del papel se relaciona con la numeración de éste, que da cuenta del número de partículas por pulgada cuadrada, de manera que la secuencia será: 320, 800, 1000, 1200. Las partículas abrasivas del papel suelen ser de carburo de silicio (SiC). La técnica consiste en actuar sobre dos direcciones perpendiculares consecutivamente, durante un cierto tiempo. El operador deberá decidir cuando el proceso es suficiente, en función del acabado de la superficie, en la medida que el rayado generado con el desbaste elimine rayados anteriores. Cada vez que se cambie el papel de esmeril se debe conseguir eliminar las líneas de rayado del papel anterior, así como cada vez que se gire la muestra 90°. En esta etapa es fundamental obtener una superficie plana homogénea. Durante el desbaste es importante tener en cuenta que cada vez que se cambie el papel de esmeril se debe lavar la muestra, para no introducir partículas de tamaño mayor al papel que se va a usar. Y también se ha de tener precaución con el calentamiento de la muestra. Una vez desbastada la muestra con el papel esmeril más fino (de mayor numeración), se pasa al pulido de la muestra. Este se hace sobre una superficie

relativamente blanda (caucho, corcho, fieltro) y no abrasiva, sobre la que se impregna una suspensión de polvos abrasivos. En nuestro caso utilizaremos suspensión de alúmina (Al_2O_3) de tamaño de partícula conocido: 5 y 1 μm . Para el pulido es altamente recomendable el uso de la pulidora. Mediante el pulido se debe conseguir llevar la superficie de la muestra hasta brillo especular acabado (a espejo). Se observa entonces al microscopio con el fin de evaluar la calidad del pulido y proceder al ataque químico para revelar estructuras.

c) Ataque químico. El ataque químico se realiza utilizando los siguientes reactivos y tiempos de ataque, dependiendo del material en estudio y de lo que se desea observar o analizar. En la Tabla 8 se describen los principales reactivos y lo que cada uno de ellos revela:

Tabla 8 Reactivos de ataque utilizados para análisis metalográfico

Material	Reactivo	Tiempo de ataque	Objetivo
Cobre	FeCl ₃ 5 grs. HCl 2 ml. Etanol 95 ml.	1 minuto	Tamaño de grano, fases, límites de grano, precipitaciones de segunda fase.
Latón	FeCl ₃ 10 grs. HCl 20 ml. H ₂ O 80 ml.	30 segundos	Límites de grano, precipitaciones de segunda fase.
Bronce	HNO ₃ 50ml CH ₃ COOH 10ml H ₃ PO ₄ 10ml	5 segundos	Fases, límites de grano, precipitaciones de segunda fase y tamaño de grano

Atacada la pieza, se procede a observar áreas de importancia con el microscopio metalográfico, El reactivo de ataque revela la forma y el tamaño de los granos, así como las fases que constituyen a la aleación. El microscopio tiene lentes para magnificar la imagen observada, esta puede ser de 10x, 20x y 50x. Si se desea, se pueden obtener fotografías de las imágenes que se desean analizar. Las metalografías son de gran importancia para evaluar las propiedades mecánicas de los metales y aleaciones.

2.16 Diagramas de equilibrio termodinámico de Pourbaix.

La disolución metálica ocurre a través de diferentes reacciones entre el metal y el electrolito. Si la disolución ocurre a través de la formación de óxidos o hidróxidos, el potencial de equilibrio correspondiente depende del pH de la solución. La formación de productos solubles favorece la disolución metálica mientras que los productos insolubles pueden llegar a proteger al metal pasivándolo. Los diagramas de Pourbaix de potencial vs pH, reúnen esta información en forma ingeniosa. Consisten en líneas horizontales, verticales y oblicuas. Las primeras corresponden a reacciones que no dependen del pH, tal como por ejemplo un metal que se oxida perdiendo dos electrones:



Las líneas verticales corresponden a reacciones que dependen del pH pero que son independientes del potencial tales como:



Las líneas inclinadas se relacionan con reacciones en las cuales hay un intercambio de electrones y cambio de pH por ejemplo:



El plano Potencial E/pH queda por lo tanto dividido en zonas en la que son termodinámicamente estables distintos productos de corrosión. No debe olvidarse que estos diagramas no informan sobre la velocidad a la cual tendrán lugar dichos procesos.

En la Figura 12 se representa un diagrama de Pourbaix (E/V vs pH). Las líneas horizontales, verticales y oblicuas delimitan zonas de estabilidad para el metal, sus iones e hidróxidos.

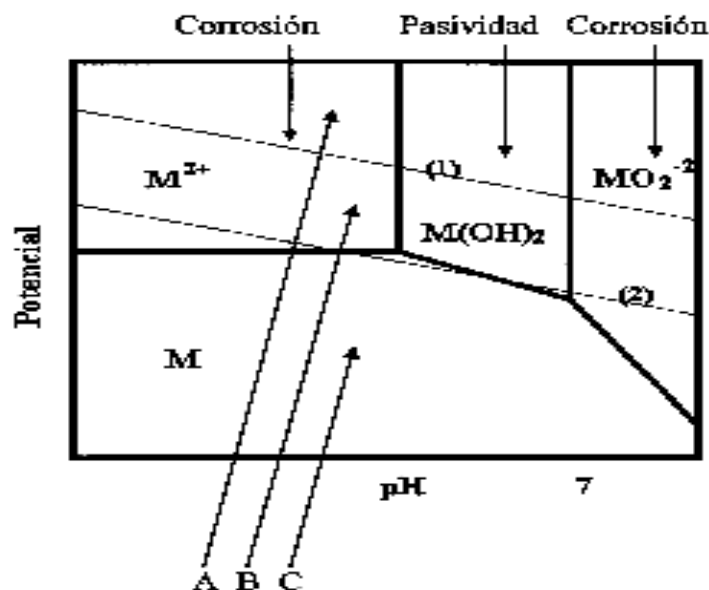


Figura 12 Diagrama de Pourbaix (E/V vs pH)

La zona M es la de inmunidad a la corrosión, las zonas M^{2+} y MO_2^{-2} es donde los productos disueltos son estables, y la zona donde los productos formados son insolubles y dificultan la disolución posterior es la zona de pasividad. Además en las soluciones la estabilidad termodinámica del agua define tres regiones (A, B y C) en el diagrama E/pH limitadas por las líneas punteadas 1 y 2. La zona intermedia B es donde el agua es termodinámicamente estable.

Estos diagramas indican entonces para una dada condición de potencial/pH que existe una tendencia termodinámica a; i) ser inmune a la corrosión, ii) disolverse o iii) formar un óxido. En este último caso, si ese óxido es estable, diremos que nos encontramos en una zona de pasividad termodinámica. También pueden formarse productos oxigenados que sean solubles, ejemplo: MO_2^{-2} , que indican que en esa región existirá corrosión. Por otra parte las líneas 1 y 2 marcan las zonas donde de acuerdo al potencial y al pH la reacción de corrosión causará la reducción de los protones del agua (región A) o la reducción del oxígeno disuelto (región C).

a). Potencial de corrosión. Potencial Mixto. El potencial de equilibrio E_q de un electrodo está determinado por la velocidad de los dos procesos asociados con el equilibrio de una reacción redox global ($Me \Leftrightarrow Me^{+z} + ze^-$). Si circula corriente por el electrodo decimos que éste se polariza y su potencial cambia a un valor E' que depende de la corriente que circula por el electrodo. La diferencia $E' - E_q = \eta$ se denomina sobre potencial. El sobre potencial es el cambio del potencial desde el valor de equilibrio hasta el valor E' causado por la reacción superficial de

la celda anódica (η_a) o catódica (η_c). En una polarización catódica los electrones son depositados en la superficie y el potencial superficial se hará más negativo $\eta_c < 0$.

En una polarización anódica los electrones son removidos de la superficie resultando en un aumento del potencial $\eta_a > 0$.

La reacción de disolución del metal tiene asociada una corriente anódica (i_a) y la reducción del hidrógeno, una corriente catódica (i_c). El potencial definido por el proceso de corrosión espontáneo se denomina potencial de corrosión E_{corr} . En el potencial de corrosión espontáneo la velocidad de corrosión anódica i_a es igual a la de corrosión catódica i_c .

$$i_a = i_c = i_{corr} \text{ (corriente de corrosión)} \quad (20)$$

por lo que $i_t = i_a - i_c = 0$

pero no constituye una condición de equilibrio.

El potencial de corrosión se puede medir experimentalmente utilizando un electrodo de referencia que mantiene un potencial constante y un voltímetro de alta resistencia interna. Es importante tener siempre en cuenta que el potencial de corrosión E_{corr} corresponde a un potencial mixto en el que las dos reacciones anódica y catódica ocurren a la misma velocidad, por lo cual la corriente neta es cero. Sin embargo esto no significa que estemos en una condición de equilibrio pues el sistema está cambiando, el metal se va disolviendo y pierde masa. Lamentablemente si queremos conocer a qué velocidad ocurre la reacción catódica y la reacción anódica, no se tiene información de cómo ocurre.

2.17 Curvas de polarización.

Las curvas de polarización nos permiten determinar si un metal es susceptible a la corrosión uniforme o al ataque localizado. Si polarizamos un electrodo primero en sentido anódico y luego en sentido catódico podemos obtener pares de valores de corriente y potencial. Si en el eje de las abscisas se grafica el valor absoluto de la corriente y en el de las ordenadas el valor del potencial E obtendremos el diagrama de Evans. Observamos que existe un valor para el cual la corriente

anódica es igual que la corriente catódica que se denomina i_{corr} y que corresponde a un potencial E_{corr} . E_a es el potencial del ánodo y E_c el potencial del cátodo, E_a y E_c son los potenciales medidos cuando circula una corriente i . E_a^0 y E_c^0 son los potenciales de estándares de equilibrio de las reacciones anódica y catódica respectivamente. $E_a^0 - E_{\text{corr}}$ es igual al sobrepotencial η_a y $E_c^0 - E_{\text{corr}}$ es igual al sobrepotencial η_c . El sobrepotencial η nos muestra entonces cuánto se aparta el potencial del ánodo o del cátodo del valor de E_{corr} . Cuando apartamos el valor del potencial del electrodo del valor de E_{corr} decimos que estamos polarizando el electrodo, por eso la curva se denomina curva de polarización (anódica o catódica). Obtendremos una curva de polarización anódica cuando aplicamos un sobrepotencial anódico, y una curva de polarización catódica cuando nos desplazamos en sentido catódico respecto del E_{corr} . El análisis de la curva de polarización anódica juntamente con el de la curva de polarización catódica nos permitirá deducir la condición espontánea del sistema, es decir cuando no se aplique polarización sobre el mismo, que corresponde al potencial de circuito abierto E_{corr} . La velocidad de oxidación de los metales es muy importante desde el punto de vista de la ingeniería ya que la velocidad de oxidación en muchos casos está relacionada con la vida útil de un equipamiento (Figura 13).

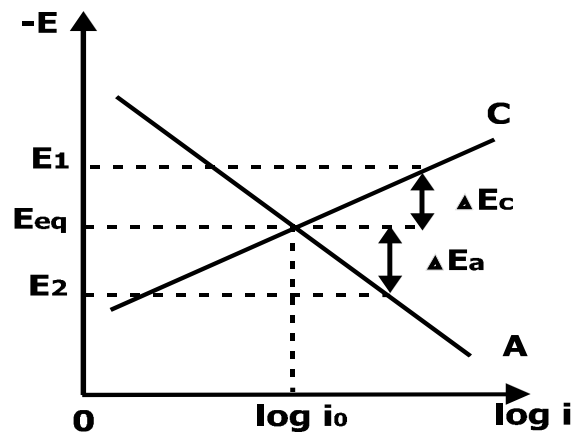


Figura 13 Curva de polarización anódica/catódica.

CAPÍTULO 3

MÉTODO EXPERIMENTAL

3.1 Preparación e identificación de muestras de aleaciones de cobre que se utilizarán para realizar las experimentaciones.

Muestra A.- aleación de cobre C 37700 por LOTA BRASS, molde permanente, código de identificación 26994-0200.

Muestra B.- aleación de cobre clase II, grado A, tipo 1, ES10020, moldeado en arena, código de identificación 23078-0000

Muestra C.- aleación de cobre C 84400, modificado por ASTM B584, código de identificación 17196-0100.

Muestra D.- aleación de cobre libre en plomo tipo 3 (Bi-Se), molde permanente grado D, código de identificación 24796-01XX.

3.2 Análisis metalográfico de aleaciones de cobre en molde permanente y moldeo en arena sílica.

A cada una de estas aleaciones se realizó análisis metalográfico, con la finalidad de identificar el tamaño de grano y las fases presentes en la estructura metálica.



Figura 14 Microestructura de muestra A.- aleación de cobre C 37700 por LOTA BRASS, molde permanente, código de identificación 26994-0200. Grano fino. Esta microestructura presenta dendrita en una matriz alfa, debido a un enfriamiento rápido, por ser obtenida en molde permanente, atacada con $\text{HNO}_3\text{-CH}_3\text{COOH-H}_3\text{PO}_4$ (100X).

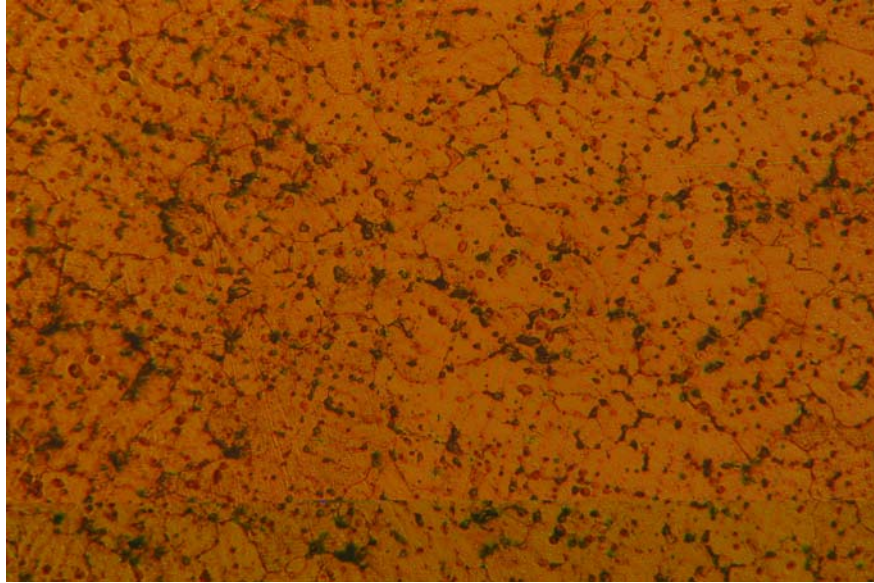


Figura 15 Microestructura de muestra B.- aleación de cobre clase II, grado A, tipo 1, ES10020, moldeado en arena, código de identificación 23078-0000. El tamaño de grano es característico de piezas moldeadas en arena sílica, creando un efecto conocido como “coring” en una matriz alfa-beta, atacada con $\text{HNO}_3\text{-CH}_3\text{COOH-H}_3\text{PO}_4$ (100X).

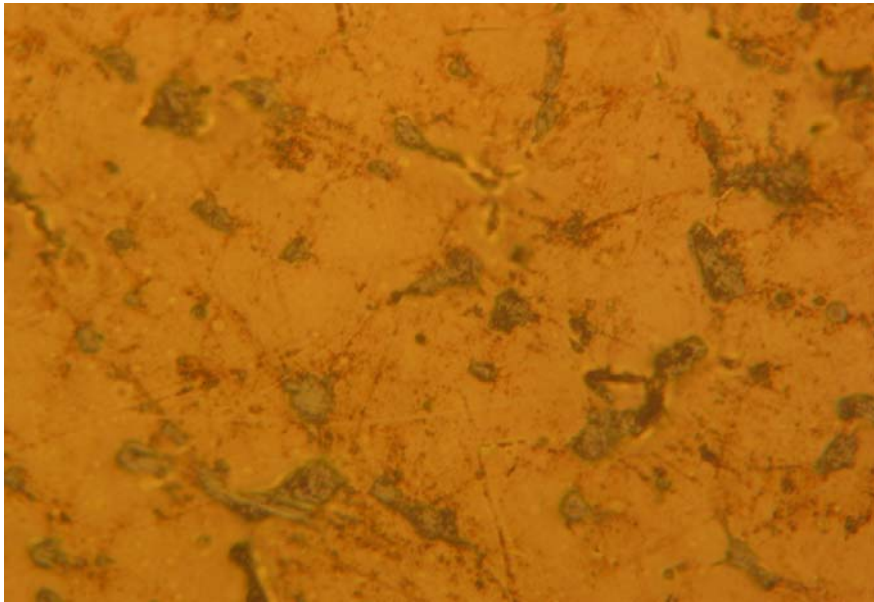


Figura 16 Microestructura de muestra C.- aleación de cobre C 84400, modificado por ASTM B584, código de identificación 17196-0100. Esta microestructura es característica de piezas moldeadas en arena sílica, mostrando pequeñas zonas de la fase beta, y partículas de plomo insolubles en la matriz alfa, atacada con $\text{HNO}_3\text{-CH}_3\text{COOH-H}_3\text{PO}_4$ (500X)



Figura 17 Microestructura de muestra D. aleación de cobre Bi-Se, en molde permanente, Clase 1, grado D, Tipo 3: Microestructura de grano fino distribuido homogéneamente, característico de piezas moldeadas en molde permanente, matriz alfa con zonas de la fase beta, obsérvese que no se aprecia plomo en los límites de grano, reactivo de ataque $\text{HNO}_3\text{-CH}_3\text{COOH-H}_3\text{PO}_4$ (100X).

3.3 Exposición de muestras de aleaciones de cobre en cámara salina, en una solución al 5% de NaCl, como referencia.

Las mediciones en la cámara salina están basadas en el estándar ASTM B-117, con las siguientes variables de operación.

- Temperatura de la torre salina 38.2 – 40.5 °C.
- Temperatura en el interior de la cámara salina 39.8 °C.
- Tiempo de exposición 10 días.

Preparación de las muestras. Cada muestra se identifico como A, B, C y D; seccionándolas por la mitad y se colocaron en una raca horizontal en las guías de la cámara salina. La cámara salina fue monitoreada diariamente con la finalidad de mantener constantes las variables de operación. A los 10 días, se sacaron las muestras, enjuagándolas con agua destilada y se dejaron a la intemperie para eliminar la humedad. Cada muestra fue fotografiada para mostrar la corrosión y posteriormente analizar el tipo de corrosión y la composición química del óxido formado.



Figura 18 Muestra A, aleación de cobre C 37700 por LOTA BRASS, molde permanente, código de identificación 26994-0200.



Figura 19 Muestra B.- aleación de cobre clase II, grado A, tipo 1, ES10020, moldeado en arena, código de identificación 23078-0000.



Figura 20 Muestra C, aleación de cobre C 84400, modificada por ASTM B584, moldeada en arena código de identificación 17196-0100.



Figura 21 Muestra D, aleación de cobre libre en plomo tipo 3 (Bi-Se), molde permanente grado D, código de identificación 24796-01XX.

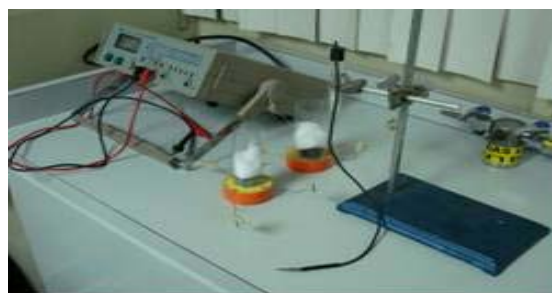
Cada muestra presenta un grado de corrosión, el cual está en función de la composición química y de la estructura cristalina.

3.4 Evaluación del potencial de corrosión en circuito abierto para cada aleación de cobre en agua de la red municipal de Mexicali.

Se prepararon electrodos para cada muestra (A, B, C y D) según el estandar ASTM E3 para obtener el potencial de corrosión para cada aleación en agua de la red municipal. Para llevar a cabo estas experimentaciones, se utilizó un electrodo de referencia de Clomenlano - (Hg_2Cl_2 saturado, KCl (xM)) - | Hg, en donde xM representa la concentración molar del cloruro de potasio en solución. Se montaron las cuatro muestras en resina, para después pulirlas hasta la lija 1200, cada una con sus conexiones para el sistema de medición de potencial de circuito abierto para cada solución. Las mediciones de potencial se llevaron a cabo con un multímetro digital cada hora durante 8 días, para cada circuito, alternando el electrodo de referencia para cada celda, los datos obtenidos se muestran en laTabla 9.



Montaje de muestras de cada aleación



Preparación del sistema de medición de potencial de circuito abierto para agua de la red municipal de Mexicali



Multímetro utilizado para la medición de potencial

Figura 22 Preparación y montaje de electrodos para medición de potencial de circuito abierto

Tabla 9 Potencial de circuito abierto en agua de la red municipal para cada aleación de cobre.

Tiempo hrs.	Muestra A Voltios	Muestra B Voltios	Muestra C Voltios	Muestra D Voltios
0-5	0.082	0.0648	0.0715	0.1575
6-10	0.0675	0.0451	0.1042	0.1445
11-16	0.0797	0.0425	0.1382	0.1159
17-22	0.0452	0.0413	0.1142	0.1386
23-28	0.0608	0.0433	0.0794	0.0787
29-35	0.0626	0.0412	0.0806	0.1768
36-41	0.0646	0.0345	0.0768	0.1864
42-47	0.0711	0.0318	0.0802	0.175
48-54	0.0684	0.0236	0.0694	0.1605
55-60	0.0692	0.0299	0.0802	0.1469
61-66	0.0751	0.0283	0.0727	0.1587

Los valores de potencial se graficaron en función del tiempo, para obtener la información que corrobora la oxidación en todas las muestras, tanto aleaciones con plomo como en aleaciones sin plomo, así mismo moldeadas en arena y en molde permanente, las gráficas demuestran la formación de una capa de óxido (CuOH-CuCl_2), la cual es estable durante un tiempo y con el tiempo cede nuevamente a la oxidación, formando Cu_2O lo cual demuestra la tendencia a la formación de una capa de óxido más estable.

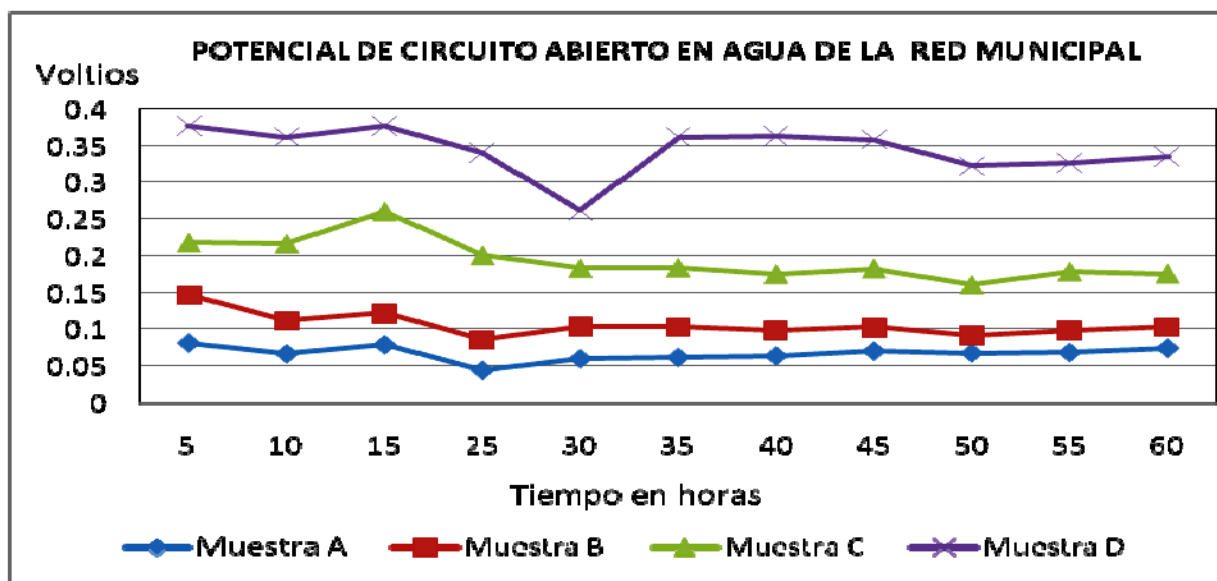
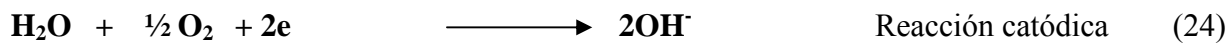


Figura 23 Potencial en un circuito abierto en agua de la red municipal, para cada aleación de cobre A, B, C y D.

3.5 Evaluación de la tendencia a la corrosión para cada aleación de cobre por medio de polarización anódica y catódica, en agua de la red municipal de Mexicali.

Se llevaron a cabo mediciones de polarización anódica y catódica para cada muestra en agua del sistema, basada en los estándares ASTM-G3 y G5, el cual nos indica la preparación de las muestras por analizar, así como las variables a considerar para llevar a cabo las mediciones electroquímicas en pruebas de corrosión. Se utilizó un electrodo de calomelano saturado con referencia (calomel) (3 μ l/h). Este tipo de electrodo es durable, fácil de manejar y ampliamente recomendado para estos estudios. Los electrodos de trabajo se constituyeron con las aleaciones a evaluar con un área de 3 mm², como electrodo auxiliar se utilizó grafito y el rango de barrido de potencial fue de -0.6 a 1.6 V y un rango de corriente anódica de 1.0 a 10⁵ μ A. El esquema de circuito de polarización anódica se presenta en el estándar ASTM G5. Para el registro y análisis de las curvas de polarización, se empleó un software, CMS 100. Este software nos permitió obtener la información necesaria para evaluar la velocidad de corrosión de cada probeta analizada, así como la gráfica representativa del proceso de corrosión electroquímica.

Para obtener las curvas de polarización anódica, se emplearon las muestras de cada aleación A, B, C y D, y se expusieron en agua de la red municipal a una temperatura ambiente de 25 °C en periodos de tiempo de 0 h, 24 h, 48h, 72 h, 120 h, 168h y 216 h. Para cada periodo de tiempo y cada muestra se obtuvo una gráfica de polarización, la cual nos indica la velocidad de corrosión electroquímica en función del tiempo, ya que los valores de voltaje y corriente se mantuvieron constantes. Los valores para E/i (potencial del electrodo (volts)/densidad de corriente (μ amp/cm²)) se representan en las Figuras 22 a la 25. Las principales reacciones de corrosión electroquímica en función de la composición química de la aleación, es la siguiente:



CAPÍTULO 4

RESULTADOS

4 Resultados.

4.1 Influencia del tamaño de grano y las fases de solidificación de las aleaciones de cobre en propiedades de corrosión en agua potable de la red municipal de Mexicali.

El tamaño de grano está directamente influenciado por la velocidad de solidificación de las piezas fabricadas con estas aleaciones, así como el efecto de los refinadores de grano a base de 0.05% Zr-0.02% B o por tierras raras. La velocidad de solidificación está ligada al tipo de molde en que se obtienen las piezas de fundición, siendo éstas en molde de arena sílica y molde permanente (Molde metálico Cu-Be). La velocidad de enfriamiento en molde permanente es cuatro veces más rápida que el molde en arena sílica, originando que se obtenga una estructura con grano fino en piezas de fundición, mientras que las moldeadas en arena el tamaño de grano será mayor, ver Figuras. 15 y 16. En éste estudio se determinó que las propiedades de corrosión de las aleaciones base cobre están influenciadas por la microestructura de solidificación, a mayor tamaño de grano, la corrosión en éstas piezas es más severa ¹

4.2 Evaluación de la corrosión superficial de aleaciones de cobre en medio salino.

Como se observa en las Figuras 19 y 20 la corrosión es más severa debido a que son piezas de fundición obtenidas en molde de arena sílica, mientras que las moldeadas en molde permanente presentan menor corrosión, ver Fig. 16. El proceso de oxidación es muy semejante a como lo explica Feng ² hasta obtener una capa de óxido estable como el Cu₂O (Cuprita). Uno de los factores que influyen en la formación de la capa de óxido, es como lo explica en punto anterior.

4.3 Medición del potencial de corrosión para cada aleación de cobre en agua potable de la red municipal de Mexicali.

El potencial de corrosión para cada aleación se obtuvo experimentalmente por el método de circuito abierto y los datos se presentan en la Tabla 9 y el comportamiento con el tiempo se ilustra en la Figura 23. Los potenciales obtenidos experimentalmente para cada aleación son:

Aleación A = 0.07 V

Aleación B= 0.10 V

Aleación C= 0.18 V

Aleación D= 0.33 V

Comparando los datos anteriores con los obtenidos experimentalmente por polarización anódica /catódica se observa lo siguiente:

Aleación A = 0.8 E-01V

Aleación B= 1.0 E-01V

Aleación C= 1.6 E-01V

Aleación D= 3.0 E-01V

Los datos obtenidos por diferente técnica de evaluación de corrosión, indican que las aleaciones con menor potencial son más susceptibles a la corrosión por picadura. Estos datos demuestran nuevamente que las aleaciones moldeadas en arena sílica son las que se corroen con mayor facilidad.

4.4 Determinación de la susceptibilidad a la corrosión de aleaciones de cobre en agua potable de la red municipal de Mexicali.

Las aleaciones de cobre con mayor susceptibilidad a la corrosión, después de ser expuestas en cámara salina, circuito abierto y polarización anódica/catódica son las moldeadas en arena sílica, ver Figuras 19 y 20. En las Figuras 24 a 27 se presentan las curvas de polarización anódica y catódica, para cada una de las aleaciones de cobre que se expusieron durante 7 días en agua de la red municipal de Mexicali.

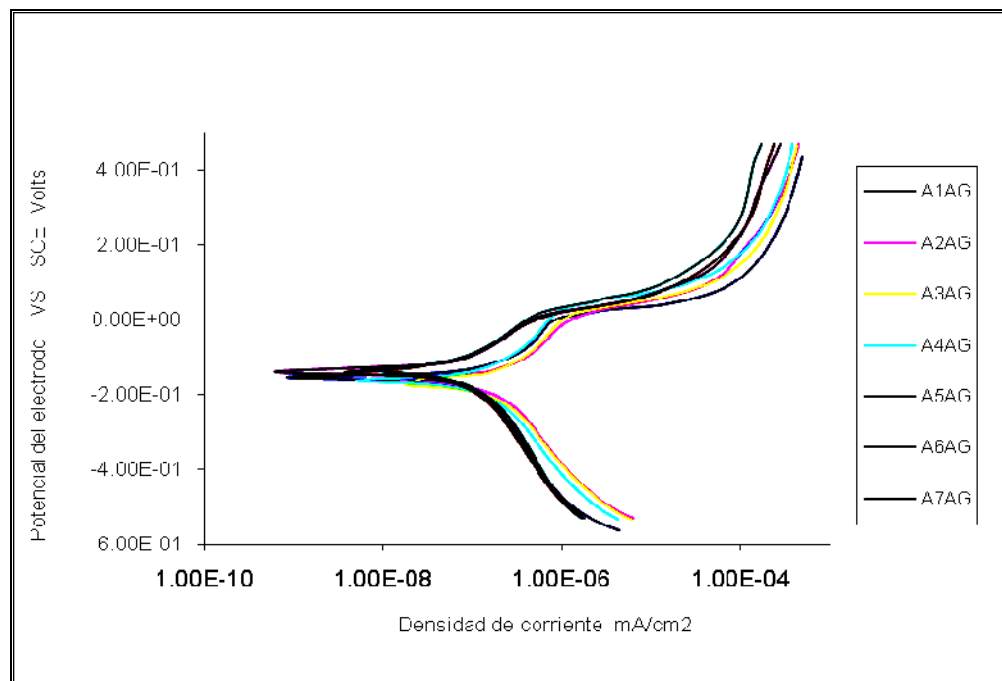


Figura 24 Curvas de polarización para aleación A durante 7 días de exposición a agua de la red municipal.

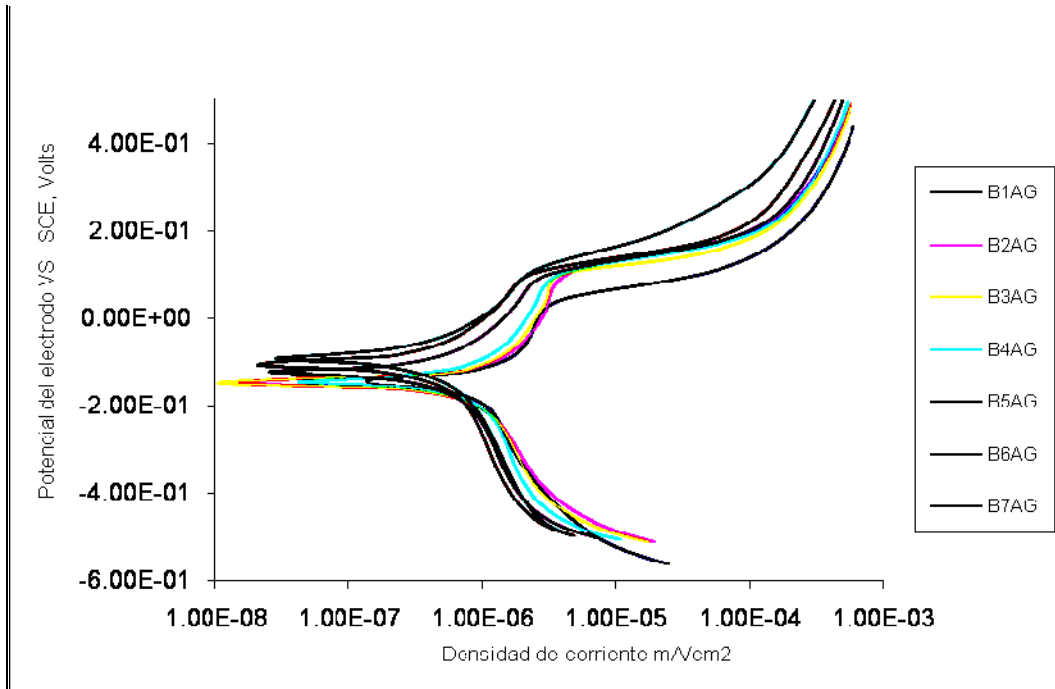


Figura 25 Curvas de polarización para aleación B durante 7 días de exposición en agua de la red municipal

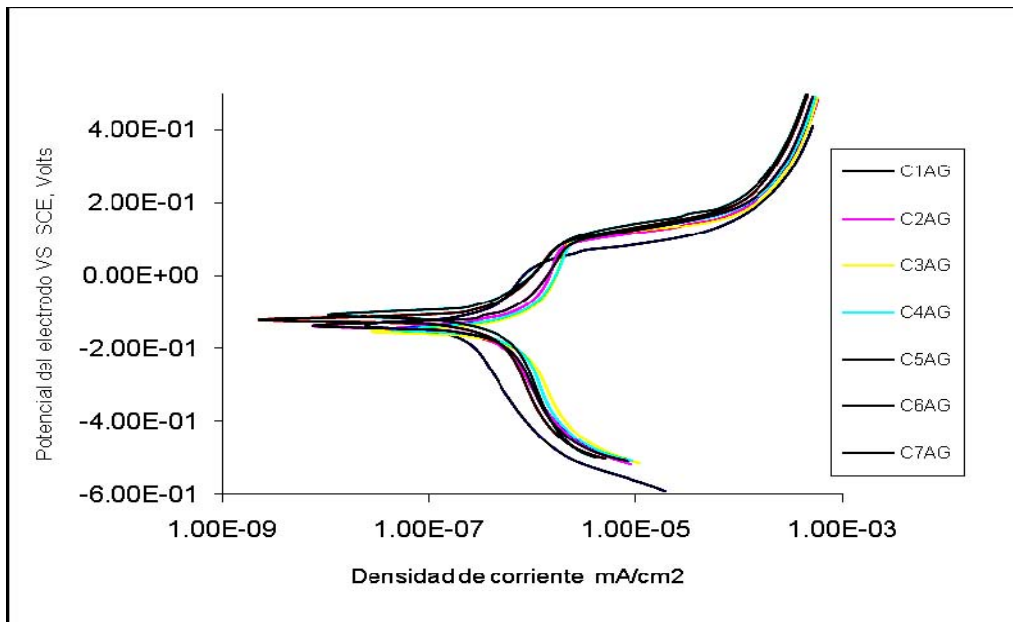


Figura 26 Curvas de polarización para aleación C durante 7 días de exposición en agua de la red municipal.

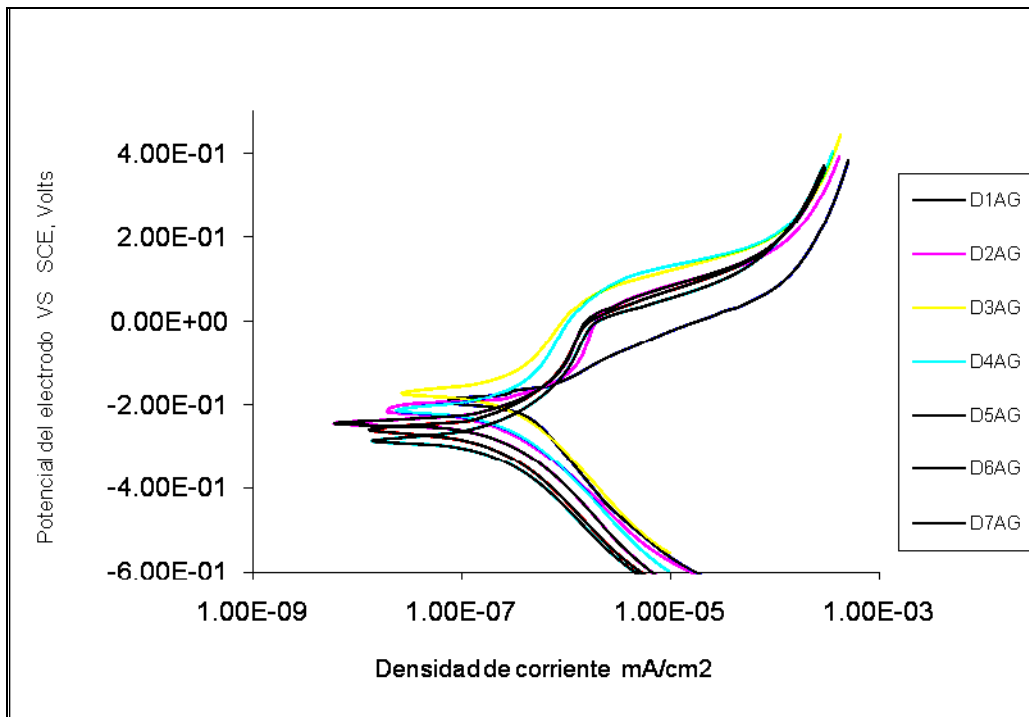
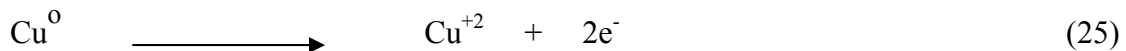


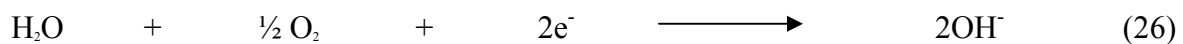
Figura 27 Curvas de polarización para aleación D durante 7 días de exposición en agua de la red municipal.

4.5 Determinación de los productos de corrosión formados en la superficie de cada aleación después de la exposición en agua potable.

En las Figuras 24 a la 27 se presentan las curvas de polarización anódica y catódica, para cada una de las aleaciones de cobre que se expusieron durante 7 días en agua de la red municipal de Mexicali. La curva anódica expresa la oxidación de cada una de las aleaciones de cobre según la siguiente reacción:



La parte superior de las curvas, muestran un ennoblecimiento del potencial, indicando la formación de una capa de óxido que cubre la superficie del metal. La curva catódica expresa la reducción del oxígeno disuelto en el agua, según la reacción:



De éstas dos reacciones se obtiene la formación de hidróxido de cobre ($\text{Cu}(\text{OH})_2$), en la superficie de cada aleación, la cual con el tiempo se convierte en óxido de cobre, según la reacción:



Esta formación de óxido genera corrosión localizada en forma de picaduras (pitting corrosión), tal como se muestra en la Figura 28.

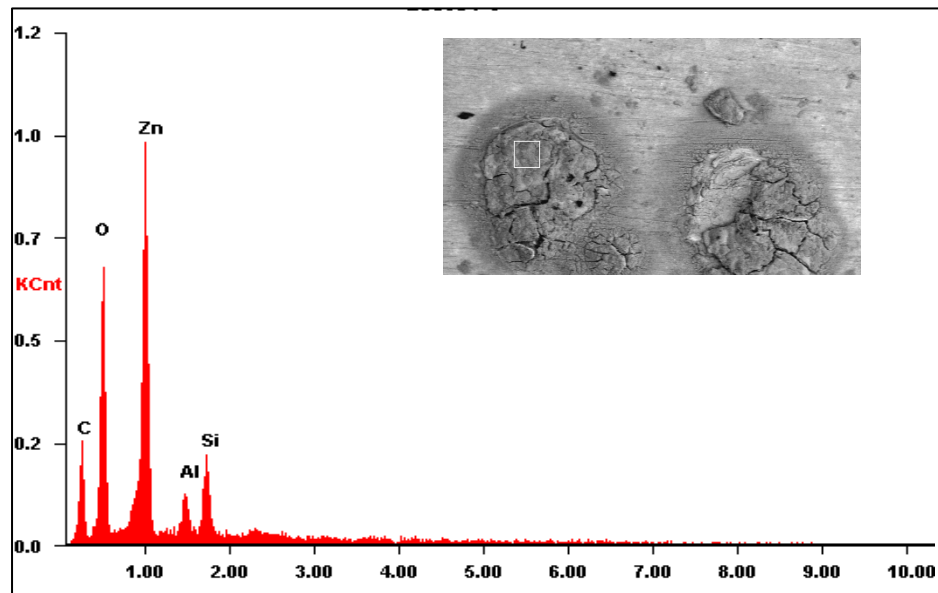


Figura 28 Análisis de SEM – EDX en punto de corrosión por picadura de muestra A.

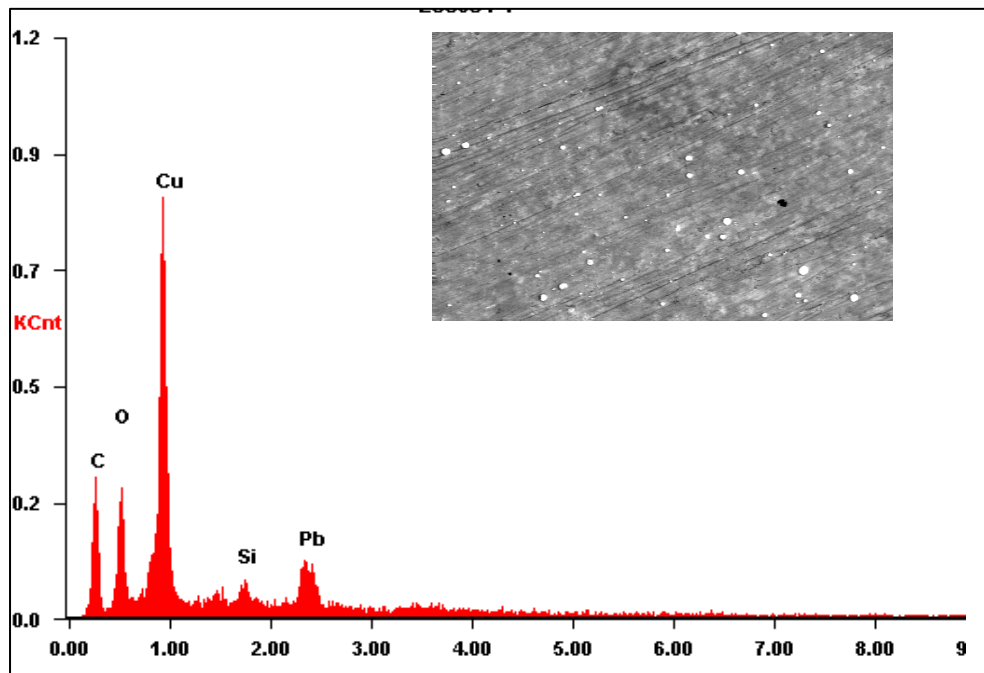


Figura 29 Análisis de SEM-EDX para la muestra B expuesta en agua de la red municipal durante 7 días.

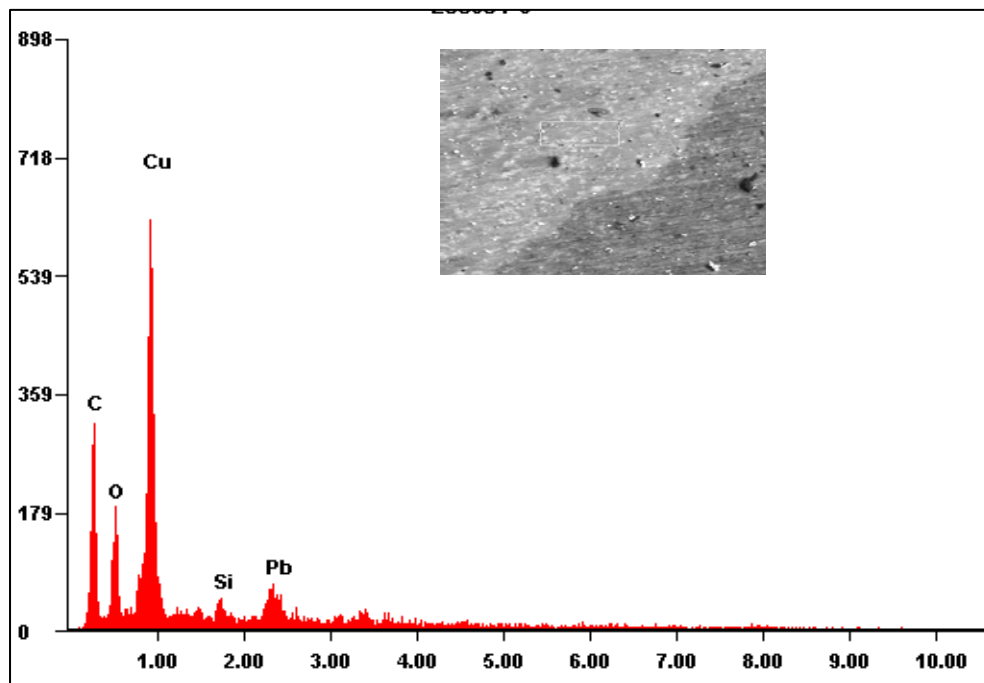


Figura 30 Análisis de SEM –EDX para la muestra C expuesta en agua de la red municipal durante 7 días.

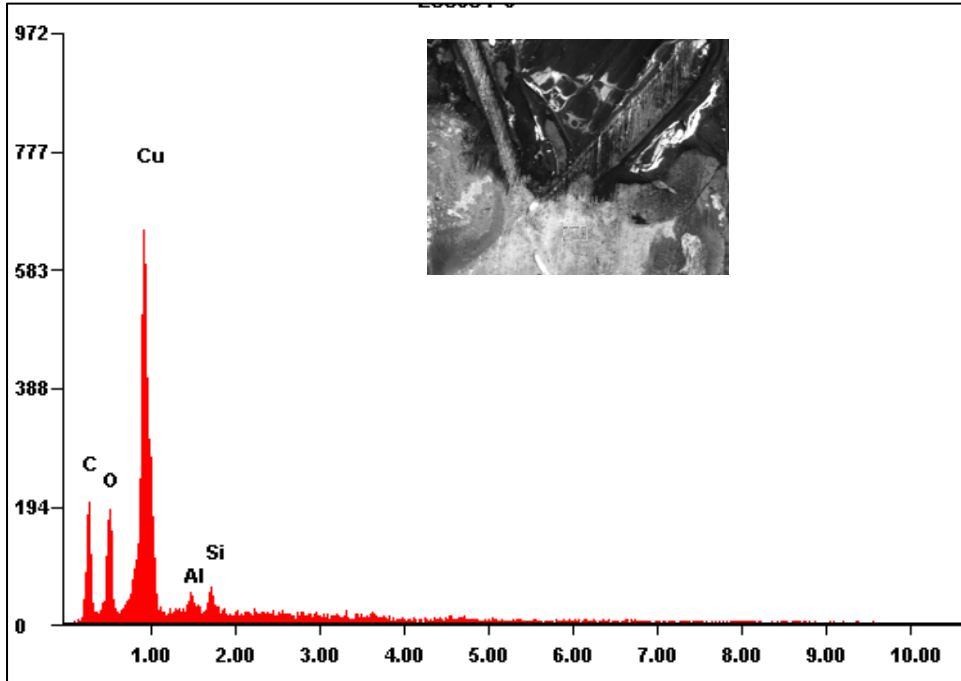


Figura 31 Análisis de SEM-EDX para la muestra D expuesta en agua de la red municipal durante 7 días.

CONCLUSIONES

Las aleaciones de cobre que se analizaron presentan corrosión localizada por picadura, que aumenta con el tiempo, formando óxidos estables como el Cu_2O . Estos óxidos deterioran la funcionalidad de los artículos fabricados con estas aleaciones. Las aleaciones de cobre con estructura de solidificación en molde de arena (Muestra B: aleación de cobre clase II, grado A, tipo 1, ES10020, moldeado en arena, código de identificación 23078-0000 y Muestra C: aleación de cobre C 84400, modificado por ASTM B584, código de identificación 17196-0100) son más susceptibles a la corrosión que las estructuras de solidificación en molde permanente (Muestra A, aleación de cobre C 37700 por LOTA BRASS, molde permanente, código de identificación 26994-0200. Grano fino y Muestra D: aleación de cobre Bi-Se, en molde permanente, Clase 1, grado D, Tipo 3). El análisis químico del agua de la red de Mexicali indica que contiene elementos que aceleran la corrosión de las aleaciones de cobre, principalmente bronce, latón y cobre. La dureza del agua es una característica química determinada por el contenido de carbonatos, sulfatos y ocasionalmente nitratos de calcio y magnesio, esta propiedad le da una característica incrustante al agua. La temperatura en el rango de 15 a 30 °C es un factor determinante en el efecto corrosivo del agua de Mexicali al aumentar la solubilidad de oxígeno y la concentración de sulfatos. El potencial de circuito abierto y polarización anódica/catódica demuestran la corrosividad del agua de Mexicali. El principal objetivo de eliminar el plomo en estas aleaciones es por razones de salud y ambientales, sin influir directamente en las propiedades de corrosión de las aleaciones SeBilloy III, EnviroBrass III y ECO.Brass. El plomo contenido en las aleaciones SeBilloy III, EnviroBrass III y ECO.Brass, no está en solución sólida, por lo que es fácilmente disuelto por los componentes agresivos en el agua de Mexicali. En éste estudio no se evaluó la cantidad de plomo que disuelve el agua de Mexicali, por lo que es recomendable hacer estudios para evaluar la cantidad de plomo en el agua que se destina para beber.

BIBLIOGRAFIA.

Fontana Mars G., Corrosion Engineering, Mc Graw-Hill, Inc., Ano.

Sastri V.S., Corrosion of Permanent Mould Cast Copper Alloys in Aqueous Solutions, 2006
Corrosion Engineering Science and Technology Vol.40, March 2005.

ASTM Standard G9 ; Standard Reference Test Method for Making Potentiodynamic Anodic Polarization measurements.

ASTM Standard G3; Practice for Conventions Applicable to Electrochemical Measurements in Corrosion Testing.

Selvaraj S. &Ponmariappan S., Dezincification of Brass and its Control an Overview, M.Natesan and N.Palaniswamy, Corrosion Reviews Vol. 21 No.1.2003

Merkel T.H. and Pehkonen S.O., General Corrosion of Copper in Domestic Drinking Water Installations: Scientific Background and Mechanistic Understanding, , Corrosion Engineering, Science and Technology.

V.S. Sastri, Dezincification Studies of some Copper Based Alloys, Corrosion Engineering, Science and Technology, Vol. 40 No.2 2005.

K.Ravichadran and T.S.N Sankara Narayan, Corrosion in Brass in Cooling Water Systems, Corrosion Reviews Vol.22 No.1, 2004.

Corrosion Control in Drinking Water Distribution System, consultado en: <http://www.hc-sc.gc.ca/ewh-semtpubs/water-eau/consultation/corrosion>, 2008.

Y. Feng,W.K. Teo, K. S.Siow, K. L Tom and A. K. Hsieh: Corros. Sci.,1996, 38, 364-385 and 387-395.

Referencias.

1. Sastri V.S., Corrosion of Permanent Mould Cast Copper Alloys in Aqueous Solutions, 2006
Corrosion Engineering Science and Technology Vol.40, March 2005.

2. Y. Feng,W.K. Teo, K. S.Siow, K. L Tom and A. K. Hsieh: Corros. Sci.,1996, 38, 364-385 and 387-395.

