DETERIORO DE MATERIALES

PRÁCTICA
"EL FENÓMENO DE LA CORROSIÓN"

1. Introducción

Los metales son una de las familias de los materiales más empleados en la ingeniería, debido a sus propiedades mecánicas, eléctricas y térmicas. Por lo general, en la naturaleza se encuentran en su estado de mínima energía al combinarse con alguno(s) otro(s) elemento(s), formándose diferentes minerales. Sólo algunos cuantos, de naturaleza menos reactiva, como por ejemplo el oro o el cobre, pueden encontrarse directamente en estado metálico. Es por esto por lo que el hombre aprendió como reducir los minerales, obteniendo los metales y aleaciones que permitieron el desarrollo de la civilización hasta nuestros días.

Sin embargo, al encontrarse en contacto con el ambiente estos metales tienden a reaccionar y deteriorarse buscando volver a su forma mineral y de mínima energía. Este fenómeno es espontáneo e inevitable, por lo que tan sólo puede buscarse que se dé lo más lentamente posible. La presencia de este tipo de degradación hace que se pierda confiabilidad en el desempeño de cada diseño y estructura fabricada en estos materiales. A este fenómeno de deterioro se le conoce como corrosión.

Dicho deterioro producto de las reacciones de oxidación del metal, puede ser de naturaleza química, el cual se presenta a muy altas temperaturas, y de tipo electroquímico, para el cual se involucra una solución acuosa. En general para casi cualquier aleación metálica expuesta a la atmósfera se tendría que el deterioro esperado sería de naturaleza electroquímica, producto de la humedad y contaminantes del lugar. Las únicas excepciones son aquellas aleaciones que pueden encontrarse en la naturaleza en estado nativo, como el oro o el cobre. Esto se debe a su naturaleza más noble y estable, en comparación con los productos de su oxidación, de tal suerte que las reacciones que producen su deterioro se ralentizan de manera muy importante.

Dicho deterioro electroquímico de los metales y aleaciones, ya sea por efecto del medio ambiente o alguna otra fuente, es lo que se conoce como **corrosión**.

Conocer los procesos químicos y metalúrgicos que llevan al deterioro por corrosión, los cuales constituyen la llamada ciencia de la corrosión, es esencial para la formación de un ingeniero sin importar el área de conocimiento en que se especialice. Así mediante la aplicación de estos conocimientos podrá diseñar y emplear los diferentes métodos existentes para prevenirla y combatir las adversidades de su presencia, lo cual se conoce como ingeniería de la corrosión[1].

Pero, ¿Cuáles son aquellos elementos que deben juntarse para que se presente espontáneamente el fenómeno de la corrosión?

Para que se presente este fenómeno electroquímico, se necesita la transferencia de carga (electrones y iones) en una solución acuosa (electrolito) entre dos elementos metálicos, donde en uno de ellos se presenta una reacción de oxidación (ánodo) mientras que en el otro se tiene una reacción de reducción (cátodo).

Por lo que para que la corrosión suceda se deben formar iones y liberarse electrones en la superficie anódica donde la oxidación y disolución o deterioro del metal ocurre. De manera simultánea debe existir una reacción en la superficie catódica que consuma los electrones generados en el ánodo. Estos electrones pueden servir para neutralizar iones positivos, como iones de hidrógeno (H+), o crear iones negativos. Por ejemplo, el que se formen ampollas debajo de un recubrimiento de pintura, el cual ya perdió su capacidad de protección de la superficie metálica donde se depositó, se explica a partir de la reacción para neutralizar los iones de hidrógeno que da lugar a la formación de gas hidrógeno[2].

Por lo general, en la literatura esto se ilustra mediante la disolución de un metal como el zinc, en forma iónica, sumergido en una solución ácida, como puede ser el ácido clorhídrico diluido en agua, y la formación de burbujas de gas hidrógeno (figura 1), dando lugar a la siguiente reacción:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \ldots (1)$$

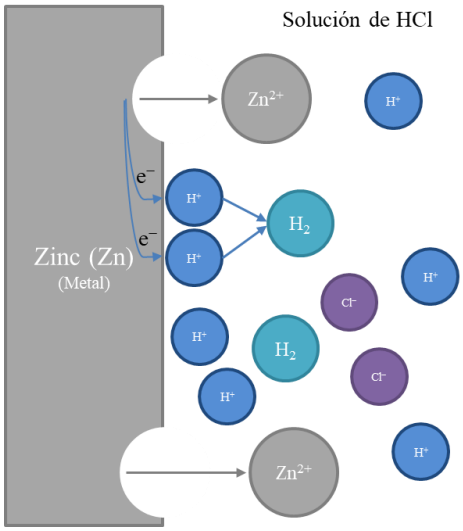

Figura 1. Auto corrosión del zinc en una solución de ácido clorhídrico en agua. Como resultado se generan burbujas de gas hidrógeno y se precipita cloruro de zinc [3]**.**

De forma iónica esta reacción es:

$$Zn + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Zn^{2+} + 2Cl^- + H_2 \ldots (2)$$

La cual se puede separar en reacciones parciales, también llamadas ecuaciones de media celda de las reacciones electroquímicas:

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^- \; Reacción\ anódica \ldots (3)$$

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \; Reacción\ catódica \ldots (4)$$

La reacción anódica es una de oxidación en la cual la valencia del zinc, o del metal involucrado, se incrementó de 0 a +2; mientras la reacción catódica se trata de una de reducción, en la cual el estado de oxidación del hidrógeno disminuye de+1 a 0, consumiendo electrones. El electrolito en el que se encuentran se requiere como portador de iones[3].

Algo muy importante a destacar es que las reacciones anódica y catódica deben suceder al mismo tiempo y en rango equivalentes. Por tal motivo, los métodos de evaluación de la corrosión alteran el rango equivalente al que se dan las reacciones, modificando así el tiempo en el que ocurren los procesos de oxidación y reducción, y de esta forma se evalúa como estos cambios alteran la velocidad con la que ocurre el fenómeno corrosivo.

Como se ha mencionado, el proceso de degradación por corrosión es un fenómeno de naturaleza electroquímica, por lo que para comprenderlo mejor se podrá relacionar con los fenómenos más básicos de esta naturaleza.

1.1. Fenómenos electroquímicos: Pilas o celdas galvánicas.

La electroquímica es la rama de la química que estudia los intercambios entre energía eléctrica y potenciales químicos (energía). Ésta se encarga del análisis de las reacciones químicas que se producen en la interfase de un conductor eléctrico (electrodo) y un electrolito. Durante la reacción química y dado que existe un flujo de corriente, se presenta una diferencia de potencial (voltaje) entre la zona donde se presentan las reacciones anódicas o de oxidación, donde se liberan los electrones que han de circular por el circuito generado por el proceso electroquímico, y la zona donde se produce la reducción, el cual hace las veces de un sumidero de electrones.

Dado que se genera una diferencia de potencial, es entonces que el llamado par galvánico (constituido por un ánodo y un cátodo, así como las reacciones asociadas entre estos) produce una celda galvánica (principio de operación de cualquier batería) y cuya reacción se puede aprovechar para el almacenamiento de energía como en cualquier batería. Dado que los electrones que se liberan en el ánodo se consumen en el cátodo, resulta entonces que cualquier fenómeno que modifique las condiciones donde se liberan o consumen los electrones, dará como consecuencia un cambio en la velocidad de proceso y por ende de corrosión.

Las reacciones químicas donde se produce una transferencia de electrones entre átomos y iones se definen como de oxidación-reducción o redox.

Las reacciones que se presentan en este tipo de fenómenos requieren la presencia de dos electrodos en contacto eléctrico a través de un electrolito, unidos externamente por un conductor, formando así la denominada *celda electroquímica*.

Si dentro de la celda electroquímica se genera una corriente eléctrica debido a la reacción química se le conoce como *pila galvánica*, pero si la corriente proviene de una fuente externa la cual provoca la reacción química, entonces se le conoce como *celda electrolítica*.

Para el estudio de las pilas galvánicas es necesario determinar dos cosas:

- La fuerza electromotriz de la pila, que es aquella que se refiere a la capacidad que tienen algunos aparatos para movilizar la carga eléctrica, por ejemplo las pilas o baterías de automóviles.
- La reacción responsable de dicha fuerza.

Si se considera una celda como se indica en la figura 2, se observa que ésta está formada por dos electrodos, uno de ellos es de zinc y se encuentra sumergido en una solución de $ZnSO_4$, mientras que el otro electrodo es de cobre el cual está sumergido en una solución de $CuSO_4$.

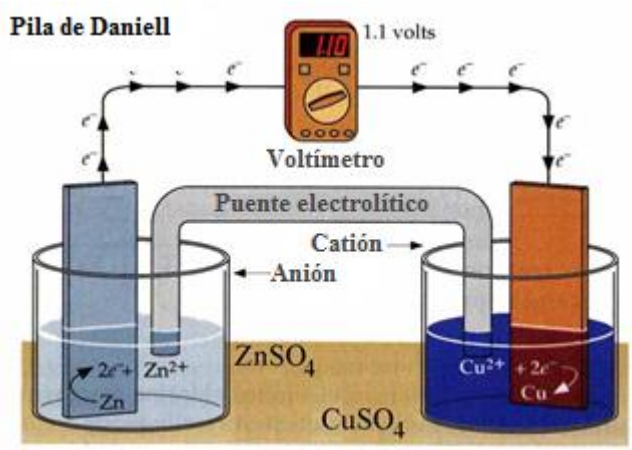

Figura 2 Pila de Daniell con puente salino. El circuito eléctrico se cierra a través del puente electrolítico mediante conductividad iónica. Las reacciones son de oxidación (Zn → Zn2+ +2e−) y de reducción (Cu2+ +2e−→ Cu0)[4]**.**

Mediante el puente electrolítico se permite el contacto eléctrico, el cual se da cuando los dos electrodos son conectados de tal forma que se permite el paso de la corriente eléctrica (electrones) de la placa de Zn a la de Cu, reacción que se debe a una diferencia de potencial entre los electrodos. De lo antes expuesto se tiene que la reacción química se puede expresar como:

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu \ldots (5)$$

La cual se descompone en:

Ánodo. Reacción de oxidación: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-} \ldots (6)$

Cátodo. Por otro lado, en el cobre se tiene una reacción de reducción puesto que consume los electrones liberados de la reacción del zinc, electrodos.

$$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu \ldots (7)$$

La fuerza electromotriz en una celda o pila galvánica analíticamente se puede definir con:

$$E = E_{cátodo} - E_{ánodo} \ldots (8)$$

La fuerza electromotriz en una celda galvánica se describe con base en la termodinámica, y será función de la naturaleza de los sistemas redox, en especial de la temperatura y la concentración de las especies que intervienen en el proceso. Estas relaciones termodinámicas ligan las variables indicando las reacciones que ocurrirán espontáneamente (se presenta una disminución de la energía) y cuáles no (para que éstas se presenten se requiere adicionar energía al sistema. Sin embargo, la termodinámica solo refiere a la dirección espontánea de reacción sin indicar la velocidad a la que éstas se presentan. Para definir la velocidad a la que se presentan las reacciones será necesario recurrir a los principios de la electrocinética (Groysman, 2010).

Cuando se inicia en el estudio de la corrosión es difícil identificar y diferenciar entre los elementos mencionados en la teoría para una pieza expuesta al ambiente. En este caso, si la pieza tiene algún depósito de humedad del ambiente, o simplemente está enterrada en el suelo o inmersa en concreto, éste se considerará como el electrolito, el cuál dependiendo de su naturaleza y de otras características, como su pH, estará a menudo asociado con el grado de corrosividad alcanzado. Considerando la microestructura, las fases y los elementos aleantes de las que se pueda componer el elemento metálico, las cuales tienen diferente energía asociada, se comportarán como ánodo y cátodo. Además, éstas están conectadas eléctricamente, al constituir a la parte en cuestión. De esta forma se constituiría una celda electroquímica de corrosión para dicho metal.

La rapidez con la que se presenta la corrosión tiene que ver con la velocidad con la que se presentan las reacciones de oxidación y reducción. Por lo que, de manera muy simple y sin entrar a detalle, primero hay que establecer que dichas reacciones electroquímicas ocurren sólo a velocidades finitas. Si se ponen electrones a disposición de la reacción de reducción o catódica, el potencial en la superficie se vuelve más negativo, lo que sugiere que el exceso de electrones con sus cargas negativas se acumula en la interfase metal/solución a la espera de la reacción. Es decir, la reacción no es lo suficientemente rápida como para dar cabida a todos los electrones disponibles. De manera similar, un déficit de electrones liberados en el metal por la reacción de oxidación, o anódica, en la interfase produce un cambio de potencial positivo que aumenta, la tendencia a la disolución anódica se incrementa y por tanto aumentará la velocidad a la que se corroe el elemento. Al potencial negativo y positivo descrito se le conoce como polarización catódica y anódica respectivamente y se retomará en otras prácticas.

Dependiendo del aspecto, desde una perspectiva a simple vista o a bajos aumentos, dentro de la literatura se ha clasificado la formación del fenómeno de corrosión. Algunos de los más básicos, y útiles de identificar para los alcances de esta práctica, son: la corrosión uniforme, la corrosión galvánica, la corrosión en grietas y la corrosión por picaduras.

La corrosión uniforme es muy común y se caracteriza por una reacción sobre la superficie entera del material y representa la mayor pérdida del material, aunque por lo general no es tan problemática al ser evidente su presencia y, por tanto, poder identificar el problema y tomar las acciones correctivas necesarias.

La corrosión galvánica se presenta cuando se tienen dos metales de diferente naturaleza, y por consiguiente una diferencia de potencial entre estos. Por tanto, se espera que se forme una pila como la descrita anteriormente, teniéndose un material que se comporta siempre de manera más noble (cátodo), mientras que el otro se corroe (ánodo). En este caso será muy útil el identificar la diferencia de potencial entre ambos elementos, lo cual se puede encontrar en una tabla de serie electromotriz.

La corrosión en grietas o hendiduras, también conocida como celda de concentración, es ligeramente más compleja. Esto ya que se presenta en una zona localizada donde el suministro de oxígeno es deficiente, generándose una aireación diferencial. Esto puede provenir de condiciones de estanco o de depósito y no necesariamente se requiere que la pieza presente alguna muesca o grieta, ya que se puede presentar debajo de un empaque, en la base de un remache o en una zona cubierta por lodos. Esto sucede ya que después de algún tiempo, el porcentaje de O2 disuelto en la grieta disminuye por la falta de flujo, de modo que la reducción de O2 y la producción de iones negativos se reduce en esta zona. Por tal motivo se produce un exceso de iones positivos metálicos en la grieta, al no reducirse la velocidad de la reacción anódica o de oxidación. Esto atrae iones negativos a la zona de la grieta, con los cuales se pueden unir los iones positivos que se desprenden del metal, y en consecuencia se tiene el aumento de la concentración de H+, y por tanto de acidez de la solución, así como un incremento en la migración de iones metálicos y de la velocidad de degradación del metal en dicha zona [1]. Debido a estas condiciones, el proceso se autoinduce sobre sí mismo.

2. Objetivo

Introducir al alumno en los conceptos básicos de la corrosión teniendo en cuenta su naturaleza electroquímica, y por consiguiente las reacciones de reducción y oxidación, al identificar éstas de manera cualitativa durante la degradación del hierro. Mediante el uso de algunas técnicas de colorimetría, el alumno será capaz de identificar a aquellos elementos que están involucrados en una reacción de oxidación, y que se estarían afectados por la corrosión, y a aquellos que están reduciéndose.

3. Materiales y equipo

- Tres tornillos de acero de aleación AISI 1010. Con un diámetro de 1.27cm. Por brigada.
- Alambre de aluminio de aleación 1100. Con un diámetro de 0.085mm. Aproximadamente 1m por tornillo.
- Lija de carburo de silicio (lija de agua) 180.
- Acetona.
- Cámara de pruebas aceleradas de corrosión atmosférica.
- Un electrodo de zinc 1x10cm.
- Un vaso de precipitados de 500ml.
- Parrilla eléctrica.
- Agitador magnético.
- Agar agar.
- Nitrato de potasio (KNO_3).
- Fenolftaleína ($C_{20}H_{14}O_4$).
- Ferrocianuro de potasio ($K_4[F(CN)_6]$
- Guantes de látex.
- Agua destilada 950 ml.
- Cuatro recipientes de tamaño adecuado para introducir los tornillos horizontalmente.

4. Desarrollo

A cada equipo, compuesto de cuatro alumnos, se les repartirán los tornillos de acero, el alambre de aluminio y el electrodo de zinc. A partir de estos materiales se armarán las probetas de prueba, las cuales se encuentran estandarizadas bajo la norma ASTM G116, y que se ocupan para evaluar en cortos periodos de tiempo, de alrededor de tres meses, la corrosividad ambiental de una zona. La preparación de dichas probetas se realiza de la siguiente manera:

1. Limpieza de tornillos. Se procederá bajo la norma ASTM G1 la cual indica que se hará uso de inmersiones en acetona y limpieza ultrasónica, lo cual se eliminarán residuos grasos de los tornillos metálicos. Previo a esta etapa se realizaría el pesaje tanto de los tornillos como del alambre con ayuda de una balanza analítica; sin embargo, esta actividad no fue realizada, ya que para los alcances de esta práctica no es necesario.
2. Lijado. Se desbastará la capa de anodizado de sólo un pedazo de alambre de aluminio a colocar en uno de los tornillos. Esto se realiza de manera mecánica, con ayuda de una lija de agua, con el fin de la eliminación la capa de óxido que cubre al alambre, generada desde su manufactura, y que le brinda contra la corrosión.
3. Limpieza del alambre. Éste se limpiará mediante un algodón humedecido con acetona.
4. Secado. Éste se realizará bajo las mismas condiciones para el alambre y los tornillos, por tanto, se hará uso de aire caliente para efectuar dicho proceso.

5. Embobinado. Éste se realizará de manera manual procurando que el alambre cubra de manera firme la región roscada del tornillo.
6. Colocación de la probeta de zinc. Esto se realizará en uno de los tornillos, empleando para tal fin el alambre de cobre.

A partir de este momento, toda la manipulación que se realice de las probetas deberá hacerse utilizando guantes de látex, para evitar cualquier incrustación de grasa o suciedad.

Cada brigada armará tres conjuntos para los cuales el alambre de aluminio se enrollará en las cuerdas de los tornillos de acero. Estos serán: 1) Tornillo con alambre de aluminio lijado, 2) Tornillo con alambre de aluminio sin lijar y 3) Tornillo conectado con el electrodo de zinc, mediante el alambre de cobre, y con el alambre de aluminio sin lijar. Como un elemento de control y comparación, también deberá colocar un tornillo de acero completamente desnudo.

Este tipo de probetas se encuentran estandarizadas bajo la norma ASTM G116. Esta norma señala las características y los posibles materiales que pueden ser empleados para su armado, como por ejemplo el calibre que debe ser empleado en el alambre en comparación con el diámetro del tornillo así como la ubicación del alambre, el cual debe ser colocado en la región roscada. El empleo de este ensayo, también conocido como técnica de alambre sobre tornillo, consiste en la formación de un par galvánico al mismo tiempo que induce otro efecto como es la corrosión por hendiduras, y se ocupa para evaluar la corrosividad de un tipo de atmósfera de exposición. Esta metodología fue introducida por los laboratorios Bell Telephone y en la actualidad es conocido como ensayo CLIMAT (por las iniciales en inglés de "*Classification of Industrial and Marine Atmospheres*"), debido a su uso para clasificar las atmósferas marinas e industriales.

Figura 3. Muestra del armado final de probetas alambre sobre tornillo listas para colocarse en una zona de estudio.

A continuación, se colocarán los armados de los tornillos en el interior de la Cámara de pruebas aceleradas de corrosión. Esta se pondrá a funcionar entre 3 y 4 ciclos, los cuales tiene una duración entre 15 y 24 minutos. En este tiempo, las probetas serán sometidas a cambios de temperatura y humedad, a la vez que se inyectan pequeñas cantidades de los gases más importantes para el fenómeno de la corrosión atmosférica como son el dióxido de azufre SO_2 y el óxido nitroso N_2O (figura 4).

Figura 4. Cámara de pruebas aceleradas de corrosión atmosférica, o de atmósfera controlada, y el rango usual de los parámetros con los que trabaja [5] .

Al interior de la cámara se colocarán las muestras, cuidando que se mantengan verticales y que no se toquen entre sí (figura 5).

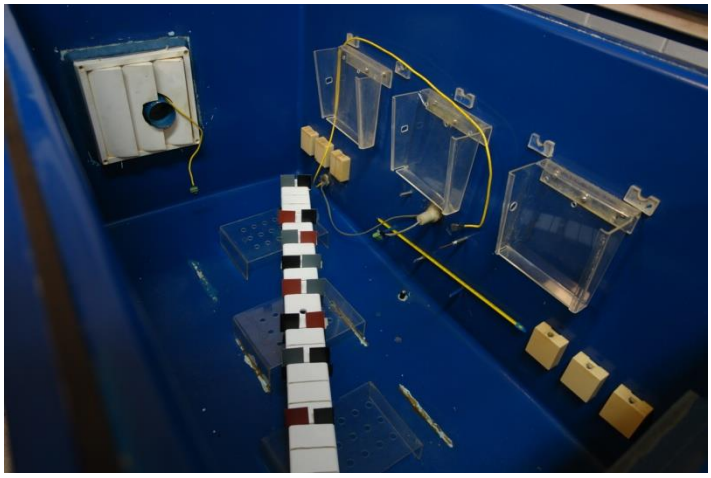

Figura 5. Colocación de probetas al interior de la cámara de atmósfera controlada.

El inicio del funcionamiento programado de la cámara, para esta prueba en particular, consiste en la activación inicial del humidificador con el que cuenta la cámara. Este libera un rocío de

agua destilada durante 10 segundos por cada ciclo con lo que se logra elevar la humedad relativa al interior de la cámara. De igual forma al inicio de la prueba se inyecta óxido nitroso, para lograr una concentración al interior de 7 ppm, así como dióxido de azufre el cual tiene que alcanzar una concentración al interior de 12 ppm; las concentraciones se miden mediante un detector de gases. Cada ciclo llegará a una temperatura máxima de 40°C y mínima de 5°C, manteniendo estas temperaturas por 3 minutos y generando ciclos con comportamiento trapezoidal (tabla 1).

Tabla 1. Condiciones de temperatura y humedad durante cada ciclo de ensayo al interior de la cámara de atmósfera controlada [5].

Variable	Estado	
	Calentamiento	Enfriamiento
Temperatura °C	T_1=40 °C ±2 °C	T_2= 5°C±2 °C
Humedad relativa (%)	30 ± 1 °%	80 ± 1 %
Tiempo para cada evento	50 %	50 %
(Relativa al tiempo total de un ciclo)	12 minutos	12 minutos

La finalidad del empleo de la cámara es la acelerar la velocidad con la que se presenta la corrosión entre los elementos metálicos de las probetas de alambre sobre tornillo.

Una vez se finalicen los ciclos de prueba, las probetas se retirarán de la cámara y se colocaran en un recipiente de tamaño adecuado para que quepan en posición horizontal y que puedan ser cubiertos en su totalidad con una solución líquida.

Por esta razón, al mismo tiempo que se realizan los ciclos de prueba en la cámara, puede iniciarse la elaboración de las soluciones de prueba, cuidando evitar su enfriamiento y solidificación antes de emplearse.

Para esta labor se empleará la parrilla eléctrica y el agitador magnético. De esta forma, en el vaso de precipitados se calentará agua destilada. Al calentarse el agua, cuidando hacerlo antes de alcanzar la temperatura de ebullición, se agregará el agar agar, el nitrato de potasio y la fenolftaleína.

Las probetas retiradas de la cámara se introducen de manera horizontal en un recipiente, y posteriormente se recubren con la solución a base del agar agar (figura 6).

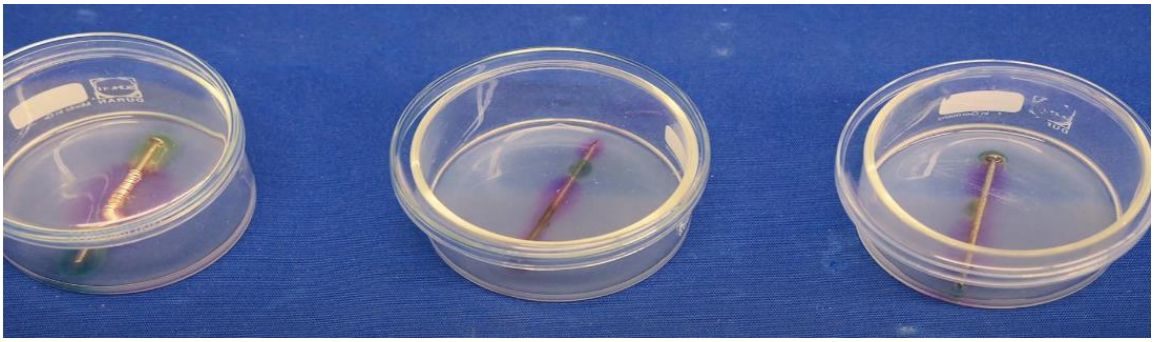

Figura 6. Ejemplo de algunos resultados obtenidos para algunas probetas mediante el uso de la técnica de colorimetría.

Al enfriarse y gelatinizarse la solución se busca evitar la difusión de coloración, lo que permitirá detectar la presencia de los iones involucrados en las reacciones de oxidación.

Debido que el proceso de corrosión se aceleró al emplearse la cámara de corrosión, la solución deberá de tornar en dos tonalidades diferentes, rosa y azul, en un lapso de 24 horas, pudiendo prolongarse como máximo hasta 48h.

5. Registro de datos

Registrar con fotografías el fenómeno que se presenta en la coloración obtenida para cada probeta y que serán adjuntadas después en el reporte de la práctica. Posteriormente, se identificará y anotarán el elemento, tornillo o alambre, y las zonas en las que se presenta la coloración rosa y la coloración azul respectivamente (tabla 2).

Tabla 2. Evaluación visual de los elementos donde se presenta la coloración debido a la presencia de las reacciones electroquímicas involucradas en la corrosión del hierro.

	Tonalidad	
	Rosa	Azul
Conjunto		
Tornillo con alambre de aluminio lijado (sin pasivación).		
Tornillo con alambre de aluminio sin lijar (pasivado).		
Tornillo conectado al zinc y con alambre de aluminio sin lijar.		
Tornillo de acero desnudo.		

A partir de los resultados obtenidos, el alumno deberá ser capaz de distinguir si el acero del tornillo sufre alguna degradación por corrosión, o no. Para realizar una evaluación donde se justifique lo ocurrido con cada una de las probetas, deberá considerar que en el caso de que se presente una coloración azul en las proximidades del tornillo se asociará ésta con una presencia de iones de hierro debidos a la corrosión. Mientras que la tonalidad rosa se asociará con la presencia de iones hidróxido (OH^-), lo cual se puede relacionar con un proceso corrosivo, así como con la modificación del pH. Estas tonalidades se deben a la inclusión del nitrato de potasio (KNO_3) y de la fenolftaleína ($C_{20}H_{14}O_4$) respectivamente. Para la solución empleada, también es posible utilizar ferrocianuro de potasio ($K_4[F(CN)_6]$ el cual, además de que se ha encontrado que es un inhibidor de la corrosión del acero de bajo contenido de carbono bajo la presencia de iones como los de zinc (Zn^{2+}) y otros agresivos en el fenómeno

corrosivo como los cloruro (Cl^-), auxilia en brindar la coloración azul en la presencia de iones Fe^{2+}.

Para fines de comparación de las diferentes tonalidades de coloración rosa que puedan obtenerse, se puede partir de alguna referencia como, por ejemplo, lo obtenido al evaluar el deterioro del concreto, o carbonatación. Esto a su vez, también puede relacionarse con el pH (figura 7).

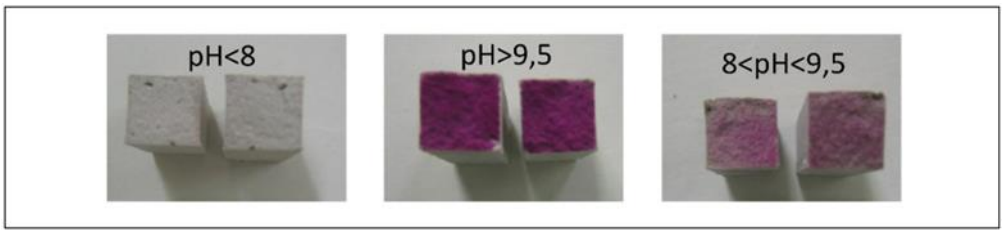

Figura 7. Tonalidades de la fenolftaleína en el concreto y el rango en el que su pH podría variar de acuerdo con la coloración obtenida[6].

6. Análisis de resultados

El alumno deberá presentar imágenes de las condiciones finales presentadas para cada configuración de probeta fundamentar en cada uno de los casos presentados que características se presentan para la corrosión del hierro en función de la tonalidad, y el lugar y extensión en el que se presenta ésta.

Además, deberá reflexionar acerca de los siguientes cuestionamientos:

1. ¿Cuál es la distribución y tonalidad de la coloración presentada en el tornillo desnudo de acero?
2. ¿La presencia de coloración es la misma en los armados donde el alambre de aluminio se lijó respecto de la que se no se lijó?
3. ¿Se presenta coloración alguna en la probeta a la que se conectó el electrodo de zinc? En caso de ser afirmativa su respuesta, ¿Cuál fue la tonalidad de la coloración presentada y en qué zona se mostró y qué tan intensa es ésta?

Con estos elementos, el alumno deberá ser capaz de determinar la(s) probeta(s) en la que el hierro se encuentra bajo condiciones más severas de degradación y en cuales las condiciones pueden proporcionarle alguna protección, en caso de existir.

El respaldo fotográfico obtenido al realizar la práctica proporcionará al alumno una herramienta eficaz para determinar en qué condiciones se presentan diferentes respuestas a la corrosión. Basado en esta evidencia y en el conocimiento de las características de la técnica de colorimetría, el alumno deberá ser capaz de justificar lo que probablemente este sucediendo en cada caso, lo cual contribuirá a la formación de su criterio como futuro ingeniero.

6.1. Conclusiones

El alumno deberá ser capaz de concluir:

- El por qué la cierta probeta presenta mayor o menor degradación que otra, argumentando a que se debe el cambio de coloración en la solución y porque es que los colores que se observan no se mezclan.
- ¿Cuál par metálico (tornillo/alambre) es el que presenta una mayor sensibilidad ante la corrosiva y por qué?
- ¿Cuál par metálico (tornillo/alambre) es el que presenta una menor sensibilidad ante la corrosiva y por qué?
- A partir de la experiencia desarrollada durante la práctica el alumno podría proponer algunos principios para llevar a cabo medidas preventivas que se puedan proponer y emplear para el control de corrosión en metales.

6.2. Referencias bibliográficas

[1] S. Cerrud Sánchez, V. Jacobo Armendariz, R. Schouwenaars Franssens, and A. Ortiz Prado, “Corrosión y Protección,” 2003.

[2] P. R. Robore, *Corrosion Engineering. Principles and Practice*. 2008.

[3] D. Jones, “Principles and Prevention of Corrosion,” *Mater Des*, vol. 14, no. 3, 1996.

[4] R. León Cabrera, *Descubre el mundo de la química 2*. Editorial Perason Prentice-Hall, 2005.

[5] A. Ortiz Prado, “Simulación acelerada de la corrosión atmosférica en equipo electrónico,” Tesis doctoral, Facultad de Ingeniería, Universidad Nacional Autónoma de México, 2004.

[6] E. Romo Martínez, “Efecto del NOx como agente de deterioro en concreto reforzado,” Tesis de licenciatura, Facultad de Ingeniería Universidad Nacional Autónoma de México, 2020.