

Universidad de La Laguna  
ESCUELA POLITÉCNICA SUPERIOR DE INGENIERÍA  
Sección Náutica, Máquinas y Radioelectrónica Naval



**Proyecto de Fin de Grado  
en Náutica y Transporte Marítimo**

## **PROTECCIÓN CATÓDICA: Ánodos de Sacrificio**

Adonay Méndez Pérez

Presentado en Septiembre 2016

**ULL** | Universidad  
de La Laguna



D. Beatriz Añorbe Díaz, Profesor perteneciente al área de Química Orgánica del *departamento de Química Orgánica* de la Universidad de La Laguna certifica que:

D. Adonay Méndez Pérez, ha realizado bajo mi dirección el trabajo de fin de grado titulado: *Protección Catódica: Ánodos de Sacrificio*

Revisado dicho trabajo, estimo que reúne los requisitos para ser juzgado por el tribunal que le sea designado.

Para que conste y surta los efectos oportunos, expido y firmo el presente Certificado en Santa Cruz de Tenerife, a 19, Septiembre de 2016.

Fdo. Beatriz Añorbe Díaz  
Tutor del trabajo



# Resumen

La protección catódica tiene como objeto minimizar o anular la velocidad de corrosión de un material obligar a la estructura a funcionar como un cátodo en una celda de corrosión, mediante la alteración de su potencial electroquímico espontáneo, con respecto al medio electrolítico corrosivo en el cual se encuentra. Un ánodo galvánico, también llamado ánodo de sacrificio, si se conecta eléctricamente a una estructura sumergida descargará una corriente que fluirá a través del electrolito hasta la estructura que se pretende proteger. Para cumplir con este objetivo, los ánodos deben cumplir con ciertas características de peso, dimensiones, forma geométrica. Este trabajo pretende ser un breve repaso de la corrosión de metales, y explicar la protección mediante ánodos de sacrificio usada para proteger el casco metálico de los buques.

**Palabras clave:** Corrosión, protección catódica, ánodo de sacrificio, casco del buque.

# Abstract

Cathodic protection is intended to minimize or cancel the corrosion rate of a material force the structure to function as a cathode in a corrosion cell, by altering the electrochemical potential spontaneous, with respect to corrosive electrolyte medium in which find. A galvanic anode, also called sacrificial anode if is electrically connected to a submerged structure to discharge a stream will flow through the electrolyte to the structure to be protected. To accomplish this goal the anodes should have certain characteristics of weight, dimensions and geometric shape. This work aims to be a brief overview of metal corrosion, and explain the sacrificial anodes protection used to protect the metal hull of ships.

**Keywords:** Corrosion, cathodic protection, sacrificial anode, ship's hull.

# Índice general

1. Introducción.....	10
2. Principios de Corrosión.....	11
2.1. Reacciones de Oxidación – Reducción.....	12
2.2 Serie electromotriz de potenciales estándar de electrodo.....	13
2.3 Tipos de corrosión.....	15
2.3.1 Corrosión Química.....	15
2.3.2 Corrosión Electroquímica (Galvánica).....	15
2.4 Cómo combatir la corrosión.....	16
3. Protección catódica.....	18
3.1 Densidad de corriente mínima para la protección catódica.....	19
3.2. Corriente impresa.....	20
3.3. Ánodos de sacrificio.....	21
4. Ánodos de Sacrificio.....	23
4.1 Características fundamentales de los ánodos de sacrificio.....	25
4.2 Aleaciones para ánodos de sacrificio.....	25
4.2.1 Composición química de los ánodos de sacrificio.....	26
4.2.1.1 Ánodos de Cinc.....	26
4.2.1.2 Ánodos de Aluminio.....	27
4.2.1.3 Ánodos de Magnesio.....	27
4.3 Diseño de ánodos de sacrificio.....	28
4.3.1 Intensidad de corriente anódica.....	29
4.3.2 Cálculo del Número de ánodos y duración.....	31
4.3.3 Radio de acción del ánodo.....	32
4.4 Métodos de fijación.....	33
4.5 Cambio de ánodos de sacrificio.....	34
Conclusión.....	36
Bibliografía.....	37
Anexo I: Ánodos instalados en B/F “Volcán de Taburiente”.....	38

# Índice de tablas

Tabla 1: Serie de fuerza electromotriz. Potencial estándar de electrodo, a 25°C y frente al electrodo normal de hidrógeno.....	14
Tabla 2: Densidad de corriente para la protección catódica del hierro y acero en variadas condiciones de servicio.....	19
Tabla 3: Serie electroquímica/galvánica de metales en agua de mar.....	24



# Simbología

W: peso total de ánodos de cinc (libras)

L: eslora de flotación (pies)

B: manga (pies)

D: calado (pies)

K: 0.165 para cascos de PRFV (plástico reforzado con fibra de vidrio);  
1.0 para barcos de acero y; 0.625 para cascos de aluminio

R: resistencia del ánodo, en Ohm ( $\Omega$ )

L: longitud del ánodo (cm)

$\rho$ : resistividad del medio ( $\Omega \cdot \text{cm}$ )

r: radio equivalente (cm)

S: sección del ánodo ( $\text{cm}^2$ )

$\Delta V$ : la diferencia de potencial entre el potencial de disolución del ánodo en el medio de que se trate y el potencial de protección

Corriente = Capacidad de corriente (Amp. Año / kg)

P = Peso (kg)

$\eta$  = rendimiento

Fu = Factor de utilización

# 1 Introducción

“Corrosión es la destrucción de un cuerpo sólido causada por un ataque no provocado, de naturaleza química o electroquímica que se inicia en la superficie”.<sup>1</sup> Esta es la definición más generalmente aceptada; en cualquier caso, la corrosión es un proceso destructivo en lo que a ingeniería se refiere, y representa una enorme pérdida económica. Es decir, aproximadamente un 25% de la producción anual de acero es destruido por la corrosión.

Dicho esto, podemos expresar como la protección catódica constituye actualmente uno de los métodos más importantes para controlar la corrosión. Los procedimientos más tradicionales utilizados para disminuir la velocidad de corrosión de metales y aleaciones expuestos a los medios agresivos se basan en la aislación del material metálico por medio de recubrimientos protectores formado por sustancias metálicas o no metálicas (plásticos, cerámicos, cementos, pinturas, resinas, etc.).

Sin embargo, la protección catódica utiliza como elemento protector a la corriente eléctrica. Como condición fundamental, las estructuras (casco del buque) componentes del objeto a proteger y del elemento de sacrificio (ánodo) deben mantenerse en contacto eléctrico e inmerso en un electrolito (agua de mar).

En medios marinos, debe citarse la experiencia de laboratorio que en 1824 realizó Sir Humphry Davy cuando informó que el cobre podía ser protegido contra la corrosión acoplándolo al hierro o al cinc e hizo así la primera recomendación de protección catódica para casco de barco, usando bloques de hierro de sacrificio unidos al casco de cobre en una relación de superficie de 1:100.

---

<sup>1</sup> Originaria del “Reichanschuss für Metallschutz”

## 2 Principios de corrosión

Entendemos por corrosión la reacción de un metal o aleación con el medio con deterioro de las propiedades metálicas. A causa de este fenómeno los metales pierden su estado elemental y vuelven a su estado combinado (estado iónico) de origen. Por tanto, la corrosión, en el sentido más amplio, es un fenómeno natural, por medio del cual los sistemas químicos expresan su tendencia hacia un estado de equilibrio estable y puede definirse de varias maneras:

- Destrucción o deterioración de un material a causa de su reacción con el medio ambiente;
- Destrucción de los materiales por medios cualesquiera, excepto mecánicos.
- Proceso inverso de la metalurgia extractiva, en virtud del cual los materiales metálicos tienden a volver al estado combinado, en el que se encuentran en la naturaleza.

Desde un punto de vista termodinámico, podemos decir que la corrosión se debe a que el estado de existencia más estable para un metal es su forma combinada, es decir, el estado de más baja energía, ya sea en forma de óxido, sulfuro, cloruro, sulfato o carbonato, etc. que es como aparecen los metales en los minerales.

## 2.1 Reacciones de Oxidación-Reducción

Las reacciones REDOX o reacciones de Oxidación – Reducción, se caracterizan por realizarse una transferencia de electrones de una sustancia a otra. A diferencia del resto de reacciones químicas, las reacciones REDOX pueden realizarse sin contacto físico entre las sustancias reaccionantes, bastando que entre ellas se produzca contacto eléctrico. La corriente de electrones fluye del ánodo al cátodo porque hay una diferencia de energía potencial eléctrica entre los electrodos<sup>2</sup>.

Oxidación: Pérdida de  $e^-$  → Ánodo

Reducción: Ganancia de  $e^-$  → Cátodo

El término reacción de Oxidación se refiere a la semi-reacción en la que hay pérdida de electrones, y se denomina reacción de Reducción a la semi-reacción en la que hay ganancia de electrones. Así, podemos determinar que la zona donde tiene lugar la oxidación recibe el nombre de ánodo, y donde ocurre la reducción, cátodo. Los ánodos y cátodos involucrados en un proceso de corrosión se conocen como electrodos.

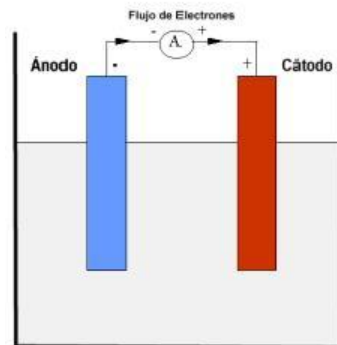


Imagen 1: Reacción REDOX en pila galvánica. Fuente: [www.ecured.cu](http://www.ecured.cu)

Es importante destacar, puesto que este es el principio básico de la protección catódica, que las reacciones REDOX pueden ser detenidas mediante la aplicación en sentido inverso de una corriente eléctrica de igual magnitud que la generada espontáneamente por la reacción.

<sup>2</sup> Electrodo: Conductor electrónico, normalmente metálico, por medio del cual se proporcionan los electrones necesarios a una reacción, o se consumen los electrones resultantes de la misma.

Las reacciones REDOX siempre ocurren espontáneamente en el sentido de generar un voltaje positivo, de modo que con una tabla de potenciales estándar de reducción es sencillo predecir el sentido que tendrá cualquier reacción de oxidación-reducción.

## 2.2 Serie electromotriz de potenciales estándar de electrodo

Mediante la experiencia, sabemos que todos los metales que conocemos poseen diferentes tendencias a corroerse. Es decir, unos serán más resistentes que otros a reaccionar frente a un mismo medio.

Por ello, para poder comparar cuantitativamente la tendencia de diferentes metales a oxidarse se utiliza una escala en donde los diversos metales se colocan en soluciones que contienen sus mismas sales. Las condiciones de medida son muy rígidas, especificando valores idénticos de temperatura, de presión y de concentración de los electrolitos (25°C, 1 atmósfera, 1 Mol). De este modo, midiendo el voltaje de la celda formada por el electrodo estándar de H<sub>2</sub> y cualquier otro electrodo, se le asigna a éste el valor del voltaje medido.

Así, entendemos serie de fuerza electromotriz a la lista de metales en equilibrio con sus propios iones junto con sus potenciales estándares de reducción obtenidos de tales mediciones.

En definitiva, la información que alberga esta serie electromotriz, representa la tendencia termodinámica (potencial) de los diversos sistemas a corroerse. Esto quiere decir, que cuanto menor sea el valor de potencial  $\varepsilon^0$  mayor será la tendencia a la corrosión.

Teniendo en cuenta las reacciones REDOX, si dos metales entran en contacto, ambos no pueden oxidarse dado que debe existir al menos una reducción. Por tanto, el metal que tenga el potencial mayor se reducirá (actuando como cátodo), obligando al restante, al de menor potencial, a oxidarse (actuando como ánodo).

Proceso catódico de reducción	Electrodo	$\epsilon^\circ$ (voltios)
$F_2 + 2e^- \leftrightarrow 2F^-$	$F^-   F_2 (Pt)$	+ 2.86
$Au^+ + e^- \leftrightarrow Au$	$Au^+   Au$	+ 1.69
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O$	$MnO_4^-, H^+, Mn^{2+}   Pt$	+ 1.51
$Cl_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Cl^-$	$Cl^-   Cl_2 (Pt)$	+ 1.3
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7 H_2O$	$Cr_2O_7^{2-}, H^+, Cr^{3+}   Pt$	+ 1.33
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow 2H_2O$	$H^+   O_2 (Pt)$	+ 1.23
$Ag^+ + e^- \leftrightarrow Ag$	$Ag^+   Ag$	+ 0.80
$Fe^{3+} + e^- \leftrightarrow Fe^{2+}$	$Fe^{3+}, Fe^{2+}   Pt$	+ 0.77
$Cu^+ + e^- \leftrightarrow Cu$	$Cu^+   Cu$	+ 0.52
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \leftrightarrow 4OH^-$	$OH^-   O_2 (Pt)$	+ 0.40
$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu$	$Cu^{2+}   Cu$	+ 0.34
$AgCl + e^- \leftrightarrow Cl^- + Ag$	$Cl^-, AgCl_{(s)}   Ag$	+ 0.22
$2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2$	$H^+   H_2 (Pt)$	+ 0.00
$Fe^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Fe$	$Fe^{3+}   Fe$	- 0.04
$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pb$	$Pb^{2+}   Pb$	- 0.13
$Sn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Sn$	$Sn^{2+}   Sn$	- 0.14
$Ni^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ni$	$Ni^{2+}   Ni$	- 0.25
$Co^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ni$	$Co^{2+}   Co$	- 0.28
$Cd^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cd$	$Cd^{2+}   Cd$	- 0.40
$Cr^{3+} + e^- \leftrightarrow Cr^{2+}$	$Cr^{3+}, Cr^{2+}   Pt$	- 0.41
$Fe^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Fe$	$Fe^{2+}   Fe$	- 0.44
$S + 2e^- \leftrightarrow S^{2-}$	$S^{2-}   S (Pt)$	- 0.48
$Cr^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Cr$	$Cr^{3+}   Cr$	- 0.74
$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn$	$Zn^{2+}   Zn$	- 0.76
$2 H_2O + 2e^- \leftrightarrow H_2 + 2OH^-$	$OH^-   H_2 (Pt)$	- 0.83
$Mn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mn$	$Mn^{2+}   Mn$	- 1.18
$Al^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Al$	$Al^{3+}   Al$	- 1.66
$Mg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mg$	$Mg^{2+}   Mg$	- 2.36
$Na^+ + e^- \leftrightarrow Na$	$Na^+   Na$	- 2.71
$Ca^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ca$	$Ca^{2+}   Ca$	- 2.87
$K^+ + e^- \leftrightarrow K$	$K^+   K$	- 2.92
$Li^+ + e^- \leftrightarrow Li$	$Li^+   Li$	- 3.04

Tabla 1: Serie de fuerza electromotriz. Potencial estándar de electrodo, a 25°C y frente al electrodo normal de hidrógeno.

## 2.3 Tipos de corrosión

Atendiendo a la forma en la que tiene el metal de reaccionar con el medio, podemos distinguir principalmente entre dos tipos de corrosión: corrosión química o corrosión electroquímica.

### 2.3.1 Corrosión Química

También conocida como corrosión seca, es la que actúa cuando el metal se combina con el medio por reacción directa; los átomos metálicos reaccionan químicamente con la sustancia agresiva, interesando el proceso a toda la superficie metálica y de una manera similar. Por tanto, la corrosión química tiene lugar en metales que están en contacto con un medio corrosivo seco (usualmente gaseoso) a elevada temperatura.



El caso más común es la interfase metal/aire.

### 2.3.2 Corrosión Electroquímica (Galvánica)

La corrosión electroquímica es el tipo de corrosión más frecuente y se produce en superficies metálicas en contacto con un medio agresivo constituido por un electrolito<sup>3</sup> (disolución acuosa de ácidos, bases o sales). Las reacciones que tienen lugar son similares a las que conocemos como reacciones electroquímicas, es decir, procesos con participación de iones y transferencia de electrones. Por tanto, responden a un mecanismo electroquímico, es decir, con ánodos y cátodos individualizados en el seno de un electrolito.

Expresado de otra manera, la corrosión electroquímica es el proceso de conversión de un metal en productos de corrosión (óxidos, cloruros, carbonatos...) que tiene lugar cuando un metal está en contacto con una disolución electrolítica. A diferencia de la

---

<sup>3</sup> Electrolito: Sustancia química o mezcla de ellas, usualmente líquida o en solución acuosa, que contiene iones que migran en un campo eléctrico. Más simplemente: conductor iónico. (Ej: Agua, aire húmedo)

corrosión química, que se produce por reacciones químicas, la corrosión electroquímica tiene lugar a través de procesos electroquímicos (reacciones de transferencia de carga en la superficie de los electrodos). En general, la corrosión electroquímica es más rápida que la química, aunque esto depende considerablemente de la naturaleza del sistema metal/medio agresivo.

Ésta será el tipo de corrosión en la que nos centraremos, y la cual pretenderemos evitar, dado que es la que tiene lugar en el acero del casco de los buques (cátodo) al estar sumergido en agua de mar (disolución electrolítica). Los ánodos de sacrificio, por tanto, serán el ánodo.

## 2.4 Cómo combatir la corrosión

En la práctica, todos los métodos que existen para lograr controlar la corrosión de los materiales metálicos, se basan en intentos para interferir con el mecanismo de corrosión, de tal manera que se pueda hacer que éste sea lo más ineficiente posible.

Como hemos explicado anteriormente, dado que para que exista un proceso de corrosión, debe formarse una pila o celda de corrosión y, por tanto, un ánodo, un cátodo, un conductor metálico y una solución conductora, además de una diferencia de potencial entre los electrodos o zonas anódicas y catódicas, la eliminación de alguno de los componentes esenciales de la mencionada pila, podría llegar a detener el proceso.

De este modo, podemos entender el control de la corrosión como el mantenimiento de la velocidad de corrosión<sup>4</sup> y de la forma de ataque en un sistema metal/medio en un nivel y morfología tolerables y a un costo aceptable.

---

<sup>4</sup> Velocidad de corrosión: Cantidad de metal o aleación deteriorada (oxidada) por unidad de tiempo. Puede expresarse en función de la penetración (mm/año); de la variación de peso por unidad de superficie (g/m<sup>2</sup>.d), etc.



En la práctica, existen tres maneras de lograr lo anterior y por tanto luchar contra la corrosión. Principalmente, podemos nombrar:

- Aislamiento eléctrico del material.

Esto puede lograrse mediante el empleo de pinturas o resinas, depósitos metálicos de espesor suficiente o por aplicación de recubrimientos diversos.

- Cambiando el sentido de la pila de corrosión. (Principio de la protección catódica)

- Polarización del mecanismo electroquímico.

### 3 Protección Catódica

La corrosión, como ya hemos explicado, es un proceso electroquímico capaz de destruir una estructura metálica por la acción de numerosas celdas galvánicas que se forman en su superficie. El resultado es que el metal se oxida, transformándose en productos de corrosión. La corrosión se detiene cuando se hace fluir una corriente eléctrica de sentido contrario y de magnitud suficiente para contrarrestar dichas celdas. Esta corriente puede obtenerse de un rectificador o generador (corriente impresa) o de un ánodo de sacrificio (corriente galvánica), que forma una pila natural con la estructura entregando la corriente suficiente para impedir su corrosión.

Teniendo en cuenta que la corrosión es sólo factible en las zonas anódicas, un método para evitar la corrosión consistirá en hacer actuar a toda la superficie metálica (en nuestro caso, el metal del casco del buque) como cátodo, mediante la imposición al metal de una corriente eléctrica externa. Este es en esencia el fundamento o mecanismo de la protección catódica.

La protección contra la corrosión puede efectuarse por diferentes vías, entre las que cabe destacar: por modificación del potencial del electrodo metal/medio corrosivo, por cambios en el medio corrosivo y por modificación de la superficie metálica.

Los métodos de modificación del potencial del electrodo metal/medio corrosivo se dividen en dos grandes grupos: la protección por ánodos de sacrificio y por corrientes impresas.

### 3.1 Densidad de corriente mínima para la protección catódica

Es la densidad de corriente<sup>5</sup> que debe aplicarse al metal para llevarlo al potencial de protección<sup>6</sup>. Depende mucho de las condiciones del medio, tales como temperatura, agitación, aireación, composición, etc., y del tipo de metal o aleación. Depende asimismo de la presencia de recubrimientos, y su estado de conservación, existencia de capas calcáreas, vitrificados, etc.

La densidad de corriente que debe suministrar cualquiera de los métodos precedentes para proteger el acero sin revestir sumergido en agua de mar es función directa de la velocidad de desplazamiento de ese metal en ese electrolito.

Es quizá el parámetro a considerar más importante a la hora de aplicar protección catódica a una estructura determinada, y su importancia reside no solamente desde el punto de vista de la protección conseguida, sino que su magnitud incide directamente en la economía del sistema.

<b>Estado superficial</b>	<b>Medio agresivo</b>	<b>Densidad de corriente (mA/m<sup>2</sup>)</b>
<b>Acero desnudo</b>	Agua de mar (velocidad 0.5 m/s)	80-200
<b>Acero desnudo</b>	Agua de mar (velocidad 1-1.5 m/s)	150-600
<b>Acero pintado (epoxi, vinílica, clorocaucho)</b>	Agua de mar	25-35
<b>Acero pintado sujeto a roces por hielos, fondos, etc.</b>	Agua de mar	50-210
<b>Acero pintado (aluminio bituminosa)</b>	Agua de mar	35-50

Tabla 2: Densidad de corriente para la protección catódica del hierro y acero en variadas condiciones de servicio.

<sup>5</sup> Densidad de corriente: Cantidad de corriente por unidad de tiempo y superficie (intensidad de corriente por unidad de superficie). Suele expresarse en A/m<sup>2</sup>, mA/m<sup>2</sup>.

<sup>6</sup> Potencial de protección: En protección catódica, el mínimo potencial catódico que es necesario alcanzar para suprimir la corrosión, forzando la inmunidad.

### 3.2 Corriente impresa

En esta técnica de protección catódica el metal se protege conectándolo eléctricamente al polo negativo de una fuente externa de corriente continua, mientras que el polo positivo se conecta a un electrodo inerte (ánodo auxiliar) que actúa como dispersor de la corriente, cerrándose el circuito a través del electrolito. De esta manera se impide que el metal a proteger actúe como fuente de corriente.

La corriente impresa se lleva a cabo utilizando un ánodo no sacrificable (como carbono, aleaciones no corroíbles o platino) suspendido en el agua, y se fuerza la conversión en cátodo del metal que se quiere proteger (casco del buque) mediante el paso por el sistema de una corriente eléctrica proporcionada por una fuente externa. La protección catódica por corriente impresa se logra aplicando una corriente externa a partir de un rectificador que suministra corriente continua de bajo voltaje.

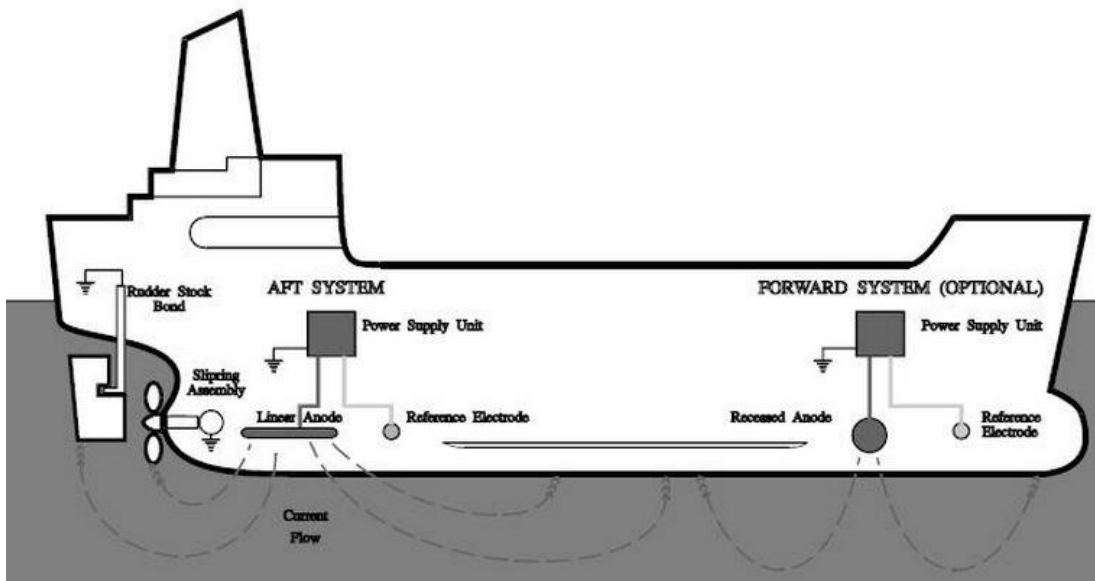


Imagen 2: Sistema estándar de corriente impresa. Fuente: <https://ingenieromarino.wordpress.com>

### 3.3 Ánodos de sacrificio

La corrosión de un metal se produce cuando éste actúa como ánodo de una pila electroquímica. La protección por ánodos de sacrificio consiste en crear otra pila electroquímica en la que el metal a proteger actúe como cátodo (el acero del casco del buque), para lo cual se ha de conectar eléctricamente este metal con uno menos noble (más activo), que se corroe: es el ánodo de sacrificio.

Los materiales que se utilizan como ánodos de sacrificio han de ser, más activos electroquímicamente que los componentes de la estructura metálica a proteger (el casco del buque) y, para que sea más rentable la protección, han de ser también más baratos. Generalmente para la protección de aceros se utilizan ánodos de magnesio, cinc y aluminio o aleaciones de estos metales entre ellos o con calcio.

El potencial y corriente de protección pueden obtenerse de la unión con metales mucho más activos que el que se pretende proteger. En estas pilas galvánicas formadas, los metales más activos actúan de ánodo, “sacrificándose” en beneficio del metal que se desea proteger y que actúa de cátodo.



Imagen 3: Ánodo de sacrificio tras dos años de corrosión. B/F “Volcán de Taburiente”. Fuente: Asbel Luis

Lorenzo

Los ánodos de sacrificio cabe considerarlos como fuentes de energía eléctrica portátiles, por lo que particularmente útiles cuando no es posible disponer fácilmente de una fuente de corriente continua (como es el caso que anteriormente comentábamos de protección catódica por corriente impresa), o cuando el tendido de una línea para tal aplicación hace antieconómica la protección catódica.



Imagen 4: Ánodo de sacrificio recién sustituido en pala de timón. B/F “Volcán de Taburiente”. Fuente propia.

Puesto que es el tema principal de este trabajo, en el siguiente capítulo ampliaremos la protección catódica por ánodos de sacrificio.

## 4 Ánodos de sacrificio

En el método del ánodo de sacrificio se coloca un metal activo (zinc, magnesio o aluminio son los más comunes) en contacto eléctrico con el metal que se quiere proteger; de éste modo, el metal “sacrificado” se convierte en ánodo, sufriendo corrosión, mientras la estructura metálica queda protegida al convertirse en cátodo.

En la serie galvánica de metales en agua de mar, se puede observar que algunos metales o aleaciones aparecen dos veces, dependiendo de la condición en que se encuentra su superficie, es decir, activa o pasiva. Brevemente, podremos decir que el término pasivo se refiere a una superficie metálica que contiene alguna película de óxido protector. El término pasivo se refiere a la superficie metálica desprovista de tal película. Las superficies activas siempre están asociadas con potenciales más activos que las superficies pasivas.

**Pasivo:** Estado que implica una reactividad muy pequeña, es decir, velocidades insignificantes de corrosión, en condiciones con fuerte tendencia termodinámica a la corrosión del electrodo.

**Activo:** Término que puede referirse a un estado de los materiales metálicos en el que éstos tienden a corroerse, o a metales o aleaciones que se sitúan en el extremo de potenciales más negativos de las series electroquímicas o galvánicas y son muy corrosibles.

Las diferencias de potencial electroquímico son el origen de que unas regiones actúen como ánodo y otras lo hagan como cátodo. Por tanto, podemos encontrar la siguiente lista, llamada serie electroquímica, según la tendencia de los metales a adoptar un carácter activo o pasivo:

<b>Activo o Anódico</b>	Magnesio
	Aleaciones de Magnesio
	Zinc
	Acero Galvanizado
	Aluminio 1100
	Aluminio 2024
	Acero
	Hierro Dulce (forjado)
	Hierro Colado (fundido)
	Acero Inoxidable 13% Cr, tipo 410 (Activo)
	Acero Inoxidable 18 – 8, tipo 304 (activo)
	Soldaduras Plomo - Estaño
	Plomo
	Estaño
	Metal Muntz
	Bronce al Manganeso
	Latón Naval
	Níquel (activo)
	Aleación 76 Ni – 16 Cr – 7 Fe (activo)
	Aleación 60 Ni – 30 Mo – 6 Fe (1Mn)
	Latón Amarillo
	Latón Admiralty
	Latón Rojo
	Cobre
	Bronce al Silicio
	Cuproníquel 70 – 30
	Bronce G.
	Soldadura de Plata
	Níquel (pasivo)
	Aleación 76 Ni – 16 Cr 7 Fe (pasiva)
	Acero Inoxidable 18 – 8. tipo 304 (pasivo)
	Plata
	Grafito
Oro	
<b>Noble o Catódico</b>	Platino

Tabla 3: Serie electroquímica/galvánica de metales en agua de mar



## 4.1 Características fundamentales de los ánodos de sacrificio

Desde el punto de vista técnico y económico, un ánodo tiene que reunir una serie de propiedades esenciales para que sean útiles:

- Tener un potencial de disolución lo suficientemente negativo para polarizar la estructura (en el caso del acero a  $-0,8\text{ V}$ ).
- Debe presentar una tendencia pequeña a la polarización, es decir, no debe desarrollar películas pasivantes u obstructoras con los productos de corrosión y tener una fuerte sobretensión de hidrógeno.
- El material debe tener un elevado rendimiento eléctrico en A/h kg.
- El ánodo deberá corroerse uniformemente.
- El metal será de fácil adquisición y deberá poder fundirse en diferentes formas y tamaños.
- El metal deberá tener un costo razonable, de modo que unido con otras características electroquímicas se pueda conseguir la protección a un costo razonable por amperio/año.

## 4.2 Aleaciones para ánodos de sacrificio

La composición química de los ánodos de sacrificio incide en el comportamiento de ellos y particularmente sobre las propiedades que los caracterizan:

- Potencial de disolución.
- Rendimiento de corriente.
- Polarización.
- Homogeneidad de la corrosión anódica.

Asimismo, la composición química ejerce influencia sobre las propiedades del producto de corrosión como:

- Porosidad.
- Adherencia.
- Dureza.
- Conductividad eléctrica.

#### 4.2.1 Composición química de los ánodos de sacrificio

La norma A.S.T.M.- B6-46 y la especificación norteamericana U.S. Mil-A 18001 H definen la composición para ánodos de aleación de zinc, magnesio

##### 4.2.1.1 Ánodos de Cinc

El cinc ha sido sin duda, hasta la actualidad, el material anódico de mayor utilización en la práctica, en particular en agua de mar. Por tanto cabe destacar que es el mayormente utilizado en el casco de los buques. El cinc debe ser de elevada pureza para evitar la polarización anódica ocasionada por la acumulación de películas densas y adherentes, que disminuyen gradualmente la eficacia del ánodo, que termina siendo totalmente inactivo. Las impurezas más perjudiciales para el ánodo de cinc son el hierro y el plomo, por lo que se especifica (MIL-A-18001) mantener el contenido del primero de aquellos elementos inferior a 14 ppm.



Imagen 5: Ánodos de cinc antes de su fijación en el B/F “Volcán de Taburiente”. Fuente propia.

Estos son los ánodos que lleva instalado el buque “Volcán de Taburiente”.

#### 4.2.1.2 Ánodos de Aluminio

Junto con el cinc se le denomina al aluminio ánodo de bajo potencial, para diferenciales del magnesio que con -1,5 a -1,7 voltios presenta un alto potencial.

A pesar de sus atractivas características electroquímicas, el Aluminio y sus aleaciones tienden a pasivarse en variados electrolitos, debido a la formación de capas compactas de óxidos sobre su superficie, por lo que su aplicación en la protección catódica ha estado más limitada que el cinc y el magnesio. Numerosas investigaciones realizadas, encaminadas a la búsqueda de nuevas aleaciones que no presentaran tal inconveniente, han dado como resultado que hoy día se disponga de diversas aleaciones útiles para protección catódica en variadas condiciones de servicio, siendo los principales elementos aleantes el Zn, Hg, Sn, In y Mg.

#### 4.2.1.3 Ánodos de Magnesio

Este material anódico presenta dos inconvenientes principales:

- a) Alto potencial de trabajo, lo que limita su empleo en medios muy conductores y donde se requiere que el potencial de protección no adquiera valores muy negativos (caso del casco de un buque). Para cumplir con tal requisito, se tendría que recurrir al control del potencial mediante tramos resistivos lo que complica extraordinariamente el diseño de protección.
- b) Gran tendencia a la auto corrosión, por formación de micropilas locales, y bajo rendimiento de corriente, aproximadamente el 50%.

Debido al primero de éstos inconvenientes, ha disminuido su utilización para la protección de carenas de buques; la alta alcalinización del entorno del ánodo y desprendimiento de gas hidrógeno exige un reforzamiento del sistema de pintura en estas zonas. El peligro de explosión ha hecho igualmente declinar su uso en la protección interior de tanques de combustible.

El magnesio sin alear no se puede utilizar en contacto con agua de mar ya que por el fenómeno citado de auto-corrosión, el consumo del ánodo progresa a gran velocidad.

### 4.3 Diseño de ánodos de sacrificio

Existe una fórmula utilizada por la firma Wood Marine Ltda. De USA basada en su experiencia para calcular el peso total de los ánodos de sacrificio que es necesario instalar en barcos que navegan permanentemente en agua de mar; ésta es:

$$W = \frac{K \cdot L(B + 2 \cdot D)}{15,6}$$

Dónde: W: es el peso total de ánodos de cinc expresado en libras

L: eslora de flotación expresada en pies

B: manga expresada en pies

D: calado en pies

K: 0.165 para cascos de PRFV (plástico reforzado con fibra de vidrio);  
1.0 para barcos de acero y; 0.625 para cascos de aluminio

Es necesario decidir sobre el tamaño de los ánodos que darán la corriente eléctrica requerida.

El diseño de ánodos de sacrificio para proteger estructuras, estructuras sumergidas, así como submarinos y barcos requiere el conocimiento de la resistencia ohmica de éstos, aplicando la Ley de Ohm, estimando la corriente de salida y evaluando el número de ánodos requerido en la fase de diseño y más tarde, verificando si los ánodos instalados son los más adecuados.

### 4.3.1 Intensidad de corriente anódica

Es sabido que a partir de las leyes de Faraday se puede calcular la intensidad de corriente que es capaz de suministrar 1 kg de metal en un tiempo conocido. Ahora bien, este valor está muy lejos de ser significativo, ya que no tiene en cuenta que: La intensidad que es capaz de producir un metal en su actuación anódica es función de su forma geométrica. Por otra parte, hay que tener en cuenta que cualquiera que sea su superficie, ésta va disminuyendo a medida que el ánodo se va desgastando, lo cual es un factor que habrá que tener en cuenta en el cálculo real de la intensidad. Como se indicó, el valor obtenido a partir de las leyes de Faraday equivale a un rendimiento electroquímico del 100%. La pila formada por el ánodo galvánico y su estructura darán un valor máximo de corriente en el instante de iniciar su funcionamiento, el cual luego decrece por los procesos de polarización que tienen lugar en los electrodos.

La intensidad que es capaz de suministrar un material anódico depende entre otras variables, del tipo de metal, superficie expuesta y resistencia eléctrica, dependiente ésta a su vez de la resistividad del medio, longitud del ánodo y radio eficaz medio ( $r$ ). Así, si el ánodo es cilíndrico y está colocado horizontalmente, su resistencia  $R$  vendrá dada aproximadamente por la fórmula.

$$R = \frac{\rho}{2\pi L} [2,3 \log \left( \frac{2L}{r} \right) - 1]$$

dónde:  $R$ : resistencia del ánodo, en Ohm ( $\Omega$ )

$L$ : longitud del ánodo, en centímetros (cm)

$\rho$ : resistividad del medio, ( $\Omega \cdot \text{cm}$ )

$r$ : radio equivalente, (cm)

El radio eficaz medio o radio equivalente, es el radio de un cilindro de igual superficie transversal que el ánodo, después de haberse consumido un 40%.

$$r = \sqrt{\frac{S}{\pi}} \times 0,6$$

Dónde: S: sección del ánodo (cm<sup>2</sup>)

La intensidad teórica anódica máxima que podrá suministrar el ánodo vendrá fijada por la Ley de Ohm:

$$I = \frac{\Delta V}{R}$$

Dónde:

$\Delta V$ : es la diferencia de potencial entre el potencial de disolución del ánodo en el medio de que se trate y el potencial de protección

R: la resistencia del ánodo calculada por la fórmula anterior

A la hora de conocer la intensidad real habrá que tener en cuenta, además, el porcentaje de corriente del ánodo destinado a su auto-corrosión y que no se invierte en el proceso de protección catódica y la disminución que con el tiempo experimente la corriente de salida del ánodo debido a procesos de polarización, factores ambos que inciden en el rendimiento electroquímico de un material anódico.

Por último, conviene señalar que los ánodos deben renovarse cuando se han consumido en un 80-85% (factor de utilización) estado en el cual no son capaces de suministrar la corriente de protección requerida.

### 4.3.2 Cálculo del Número de ánodos y duración

Para conocer el número de ánodos que se van a necesitar para llevar a efecto la protección catódica, es fundamental determinar la intensidad total de corriente necesaria, la superficie a proteger y conocer la densidad de corriente de protección

Es conveniente, cuando se calcula la superficie de la estructura a proteger, observar si existe en ella posibles zonas de «sombra», motivadas por refuerzos o cualquier otra circunstancia, ya que hay que tener muy en cuenta estas zonas en el momento de hacer la distribución de los ánodos, de lo contrario estarán sometidas a la acción de la corrosión. La intensidad total necesaria para protegerla está dada por:

$$I_{total} = d_{corriente} \times \text{área a proteger}$$

Con la finalidad de conocer el número de ánodos que se necesitan para llevar a efecto la protección catódica es necesario determinar la superficie a proteger y calcular la densidad de corriente de protección. Como expresa la ecuación anterior, el producto del área de la superficie a proteger (en m<sup>2</sup>) por la densidad de corriente de protección (en mA/m<sup>2</sup>) da la intensidad total necesaria para la protección catódica. Por otra parte, como se conoce la intensidad que es capaz de suministrar un ánodo, el número N de ánodos es:

$$N_{\text{ánodos}} = \frac{I_{total}}{I_a}$$

Otro factor a tener en cuenta es la vida de los ánodos. La vida para cada valor de I será en función del peso del ánodo y no del número que pudiera ser colocado. Así, pues, si conocemos la intensidad que es capaz de suministrar un ánodo  $I_a$ , su peso (kg), teniendo en cuenta su capacidad de corriente calculada teóricamente así como su rendimiento y su factor de utilización, se calcula la vida del ánodo. El factor de utilización  $F_u$  puede ser el 85%, ya que cuando un ánodo se ha consumido en ese

porcentaje debe sustituirse porque el material restante es insuficiente para mantener un porcentaje razonable de la intensidad de corriente que inicialmente era capaz de suministrar. El cálculo es el siguiente:

$$Vida = \frac{\text{Corriente} \times P \times \eta \times Fu}{I_a}$$

Donde:

Corriente = Capacidad de corriente = Amp. Año / kg

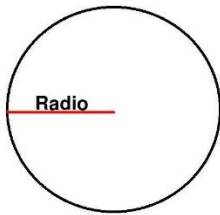
P = Peso (kg)

$\eta$  = rendimiento

Fu = Factor de utilización

### 4.3.3 Radio de acción del ánodo

Cada ánodo protege un área determinada que se determina por la relación:



$$\text{Área de control} = \frac{I_a}{\delta_{\text{corriente}}}$$

$$\text{Área} = \pi \cdot r^2 \quad \rightarrow \quad r = \sqrt{\frac{\text{Área}}{\pi}}$$

El radio de acción se considera con el ánodo en el centro, y desde ahí hasta la periferia de la circunferencia se determinará el alcance de la actividad del ánodo.



#### 4.4 Métodos de fijación

Los ánodos se pueden colocar en la estructura a proteger de diferentes maneras, pero siempre con ayuda del alma que los atraviesa y la cual suele ser redonda y de acero. Los extremos que sobresalen del alma pueden doblarse ligeramente y soldarse, que es el caso más común según se muestra en la figura. Con frecuencia también se utilizan sistemas de grapas o espárragos, o simplemente se atornillan.

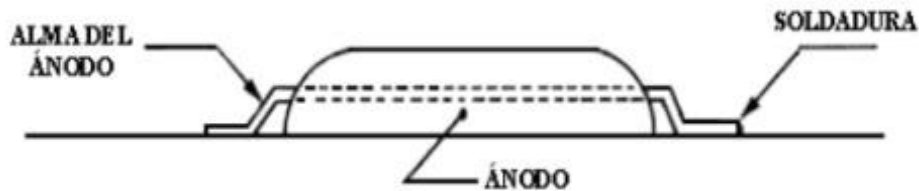


Imagen 6: Fijación de ánodo de sacrificio mediante alma de acero. Fuente: <https://ingenieromarino.wordpress.com>

Los ánodos se fijan en la estructura a proteger por distintos procedimientos, con la ayuda del alma que los atraviesa, tipo platina, varilla o barra de acero que se suelda, o con grapas, espárragos o simplemente atornillados; en este caso la corriente calculada disminuirá en un 20 ó 25% aproximadamente. Su distribución está en función del área que protege cada ánodo, en batería o agrupados, dependiendo de las condiciones particulares de la zona. Así se forman baterías en la popa de un barco, en el codaste y en la pala de timón.

## 4.5 Cambio de ánodos de sacrificio

Puesto que los ánodos están diseñados para sufrir la corrosión, protegiendo así el casco del buque, se oxidan, por lo que habrá que reponerlos con el tiempo. En los apartados anteriores definíamos varias ecuaciones que nos sirven tanto para calcular su diseño, como su duración. En la práctica, la vida de un ánodo de sacrificio para un buque se calcula para un periodo de entre 1 y 3 años en el caso del cinc y para 4 en el caso de aluminio.



Imagen 7: Ánodos de sacrificio instalados en quilla y bocina del B/F “Volcán de Taburiente”. Fuente propia.

Por lo tanto, en buques de gran tamaño, la revisión y generalmente la sustitución de los ánodos de sacrificio se efectuará a través de talleres especializados, en los periodos de varadas técnicas (generalmente bienal) en los astilleros. Por otro lado, en embarcaciones menores (remolcadores, lanchas de salvamento, etc.), se suelen llevar a cabo “revisiones de casco sumergido” mediante buzos, en las cuales se inspecciona desperfectos en la chapa del metal, pintura, etc. así como en los propios ánodos de sacrificio. De este modo, si fuese necesario se podrá recurrir al cambio de los mismos (o de aquellos más afectados por la corrosión), a través de los mismos buzos

encargados de la revisión. En caso contrario, al igual que las embarcaciones mayores, la sustitución de los mismos será llevada a cabo en astillero.



Imagen 8: Ánodo instalado en el interior de toma de agua de mar. B/F “Volcán de taburiente”. Fuente propia.

Los ánodos de sacrificio, no se deben pintar, puesto que desfavorecería su funcionamiento al crear capas en su superficie que dificultarían el flujo de corriente.

# Conclusiones

Tras la realización de este trabajo *Protección catódica: Ánodos de sacrificio*, es importante resaltar que tanto en barcos como en estructuras sumergidas en agua de mar, debe utilizarse la protección catódica como complemento de los revestimientos u otros métodos pasivos de anticorrosión.

A modo de conclusión podemos nombrar las principales ventajas de la protección con ánodos galvánicos, como son: su fácil instalación; no es necesaria una fuente de corriente continua ni un regulador de voltaje; no provoca problemas de interferencia y posee un bajo costo de mantenimiento; se obtiene una distribución uniforme de corriente; se puede aumentar el número de ánodos con el sistema en servicio; etc.

Por tanto, podemos señalar como la protección catódica por ánodos de sacrificio es uno de los métodos más usados para minimizar los efectos de la corrosión, lo cual aporta un valiosísimo recurso para la economía, en la construcción y explotación de estructuras metálicas sumergidas o enterradas.

## Bibliografía

- *Curso teórico y práctico de introducción a la corrosión metálica*, José Morales Medina; et al. 1ª Edición. La Laguna: Servicio de Publicaciones. Universidad de La Laguna, 2001.
- *Fundamentos químicos aplicados al buque*, Dra. Beatriz Añorbe Díaz. Departamento de Química Orgánica. Universidad de La Laguna, 2011.
- *Control de la corrosión. Estudio y medida por técnicas electroquímicas*, J.A. González Fernández. Consejo Superior de Investigaciones Científicas. Centro Nacional de Investigaciones Metalúrgicas. Madrid, 1989.
- *Protección Catódica – Diseño de ánodos de sacrificio*, Samuel Rosario Francia. Revista del Instituto de Investigación FIGMMG. Vol 7, N.º 13, 37-44 (2004) Universidad Nacional Mayor de San Marcos
- *Protección Catódica con ánodos galvánicos*, Carlos A. Giudice y Andrea M. Pereyra. Universidad Tecnológica Nacional. Facultad Regional de Plata.
- *Aspectos generales de la protección catódica de cascos de acero*, Pedro Simoncini. Escuela de Oficiales de la Armada (ESOA)
- *Corrosión y Protección Catódica*, Roberto García. Ingeniero Marino [En línea]. URL: <https://ingenieromarino.wordpress.com>

# Anexo I: Ánodos instalados en B/F “Volcán de Taburiente”.

El ferry “Volcán de Taburiente” es un buque de la Naviera Armas S.L. construido en los astilleros Hijos de J. Barreras, en Vigo, en el año 2006. Se trata de un buque construido en acero, con las siguientes características:

Eslora: 132 m.

Manga: 21,50 m

Calado: 5,70 m

Potencia propulsora: 4x4.500 KW (Total 18.000 KW)

Fecha de entrada en servicio: JUNIO de 2.006

La protección catódica principal se basa en ánodos de sacrificio de Zinc.



Imagen 9: Ánodos de sacrificio de cinc del B/F “Volcán de Taburiente”. Fuente propia.

## Características de los ánodos

Los ánodos que se instalan son ánodos de Zinc, de la empresa Zinc-it modelo N11. Como características de los mismos, cada ánodo tiene un peso de 11 kg y carecen de revestimiento. Estos ánodos tiene una composición de Cinc (99%), pero contiene pequeñas proporciones de otros metales: Aluminio (0.5%), Cadmio (0.04%); Plomo, Hierro, y Cobre (Cada uno en aproximadamente 0.005%).

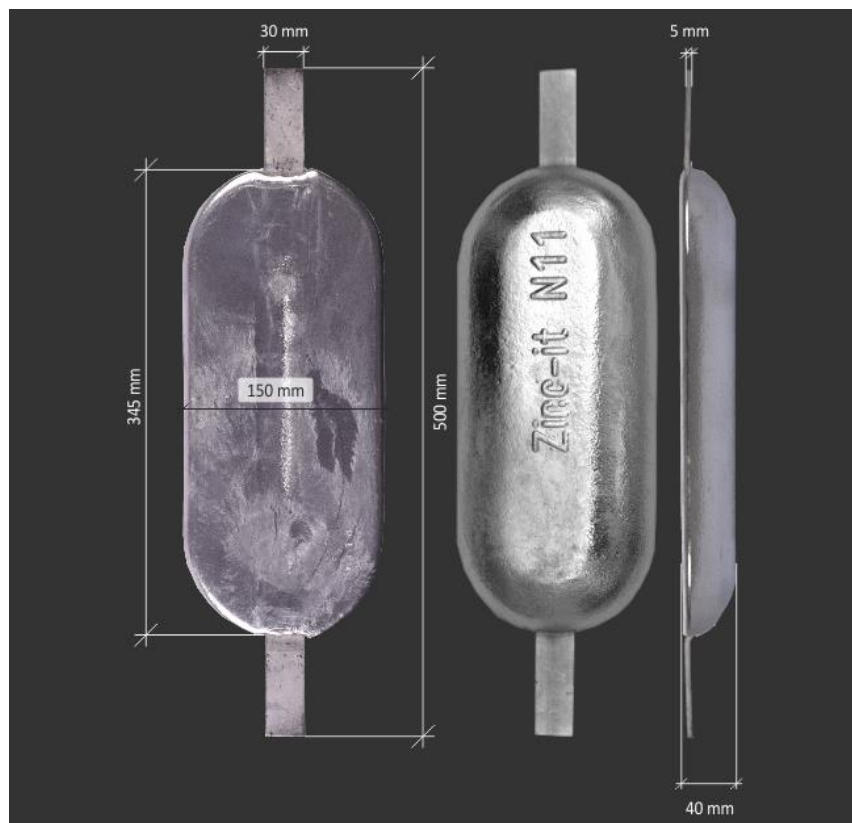


Imagen 10: Dimensiones y detalle de ánodo y pletina de acero. Modelo Zinc-it N11. Fuente: <http://www.zinc-it.eu/>

## Instalación

Los ánodos se sueldan al casco del buque, uniendo su alma de acero (pletinas o tubos de acero que los atraviesa y soportan la aleación) y la superficie a proteger. En el caso



del B/F “Volcán de Taburiente” se conectan mediante un taladro en las pletinas y tornillos (bien limpios de óxidos antes de la conexión), a través de los orificios que vemos practicados en los extremos de la pletina de acero.

El periodo de duración de estos ánodos está calculado de 2 a 3 años, de modo que así su sustitución se efectuará en dique seco cuando el buque entra en periodo de varada, el cual está fijado regularmente cada 2 años y generalmente en ASTICAN (Astilleros de Gran Canaria). La instalación de los ánodos se efectúa a través de talleres especializados en el sector. El cambio de ánodos va acompañado de la limpieza del casco del buque, así como de su repintado con pinturas y resinas que proporcionan pasividad al acero del buque.

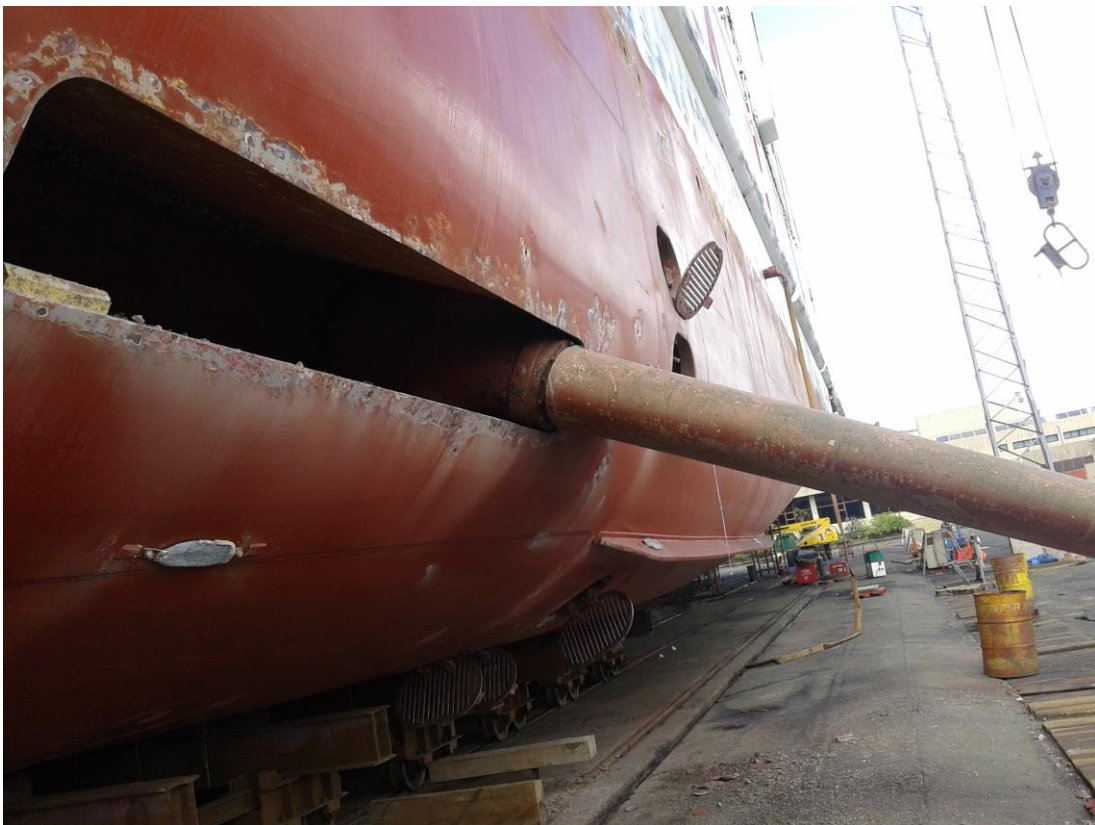


Imagen 11: Ánodos de sacrificio en pantoque. Fijación mediante tornillos en la pletina. B/F “Volcán de Taburiente”.  
Fuente: Asbel Luis Lorenzo



## Cantidad

La cantidad necesaria de ánodos de sacrificio a instalar en el buque, viene determinada por el vendedor, en este caso Zinc-it. Dada las dimensiones del buque (126.1 m eslora flotación, 21,6 manga y 5m calado), tenemos una superficie de acero aproximadamente de unos 3354 m<sup>2</sup>. Por tanto, según las especificaciones de la empresa de los ánodos, y los cálculos pertinentes específicos para los ánodos instalados en el buque, se determina que aproximadamente se requerirán un total de 1507 kg de ánodos de cinc. Esto equivale a 0,45 kg/m<sup>2</sup>.



Imagen 12: Distribución de ánodos en zona de codaste y pala de timón, previa su sustitución. B/F “Volcán de Taburiente”. Fuente: Asbel Luis Lorenzo