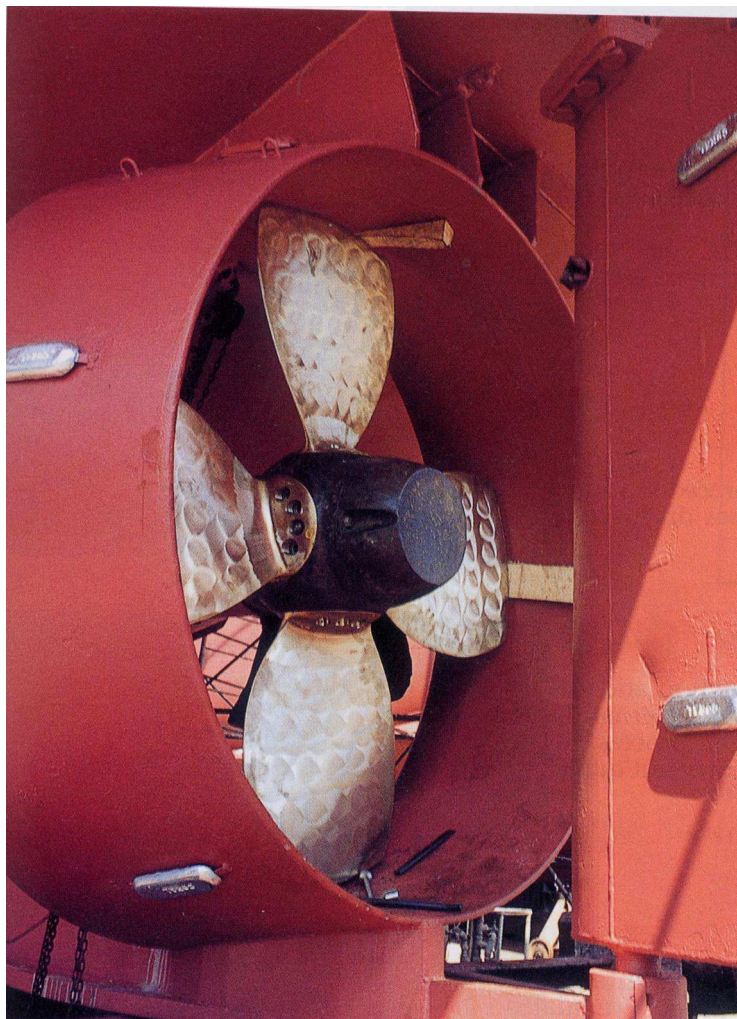


**Franco Quaranta**

# **La protezione catodica dello scafo, del propulsore e del timone**



## **Sommario**

### **1. Introduzione**

- 1.1. il fenomeno della corrosione
- 1.2. il degrado della carena dovuto ai fenomeni elettrochimici

### **2. La protezione catodica con anodi sacrificali**

- 2.1. La protezione dello scafo
- 2.2. La protezione dell'elica e del timone

### **3. Sistemi di protezione a corrente impressa (ICCP)**

- 3.1. Principio di funzionamento
- 3.2. Costituzione dei sistemi a corrente impressa ed installazione a bordo
- 3.3. Protezione dello scafo e dell'elica

### **4. Riferimenti bibliografici**

## 1. Introduzione

### 1.1 - Il fenomeno della corrosione

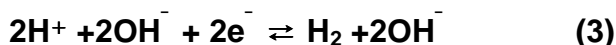
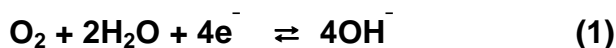
La carena immersa in acqua è soggetta ai fenomeni chimici ed elettrochimici derivanti sia dalle reazioni chimiche dovute al contatto tra la sostanza con cui essa è costruita e l'acqua di mare, sia dalla creazione di una differenza di potenziale tra materie immerse in soluzione elettrolitica (capace, cioè, di dissociarsi in ioni). L'acqua di mare ha, infatti, comportamento da soluzione elettrolitica e i metalli presenti nell'opera viva sono in genere a potenziale elettrochimico diverso: ad esempio, all'acciaio (o alluminio) della carena e del timone si aggiunge, in genere, il bronzo dell'elica.

Per comprendere i (complessi !) fenomeni che causano la corrosione degli scafi in metallo, occorre esaminare alcuni aspetti delle reazioni che sono alla base di tali fenomeni.

#### *Fenomeni chimici*

L'acqua è sede, in genere, di varie reazioni chimiche dovute alla presenza delle sostanze contenute in essa.

In particolare, le reazioni



sono sempre presenti nell'acqua e governate da costanti d'equilibrio che regolano le concentrazioni delle varie sostanze che vi partecipano.

Supponendo di immergere in acqua una barra di ferro, si rivela la notevole tendenza di questa sostanza a liberare elettroni: ciò è dovuto al fatto che la reazione



a causa della polarità delle molecole d'acqua che tende ad attirare le cariche, avviene con una costante che impone una certa presenza di ioni  $\text{Fe}^{++}$  in equilibrio con le altre sostanze presenti. Ma gli ioni, una volta formati in seno al ferro, non hanno la stessa coesione del metallo puro e, pertanto, tendono a staccarsi da esso ed a passare, di fatto, in soluzione.

Una volta liberi, essi danno luogo alla reazione:



provocando la formazione di ruggine ( $2\text{Fe}(\text{OH})_2$ ), composto stabile che precipita così allontanando definitivamente il ferro - prima appartenente alla barra immersa - dalla soluzione e da ulteriori reazioni.

Con ciò, la reazione (4) continuerà ad avvenire verso destra essendo continuamente gli ioni  $\text{Fe}^{++}$  sottratti all'equilibrio con il ferro in quanto impegnati nella formazione della ruggine; il ferro della barra immersa finirà, così, col trasformarsi totalmente in ioni ferro con conseguente dissoluzione della barra stessa.

#### *Fenomeni elettrochimici*

Il fenomeno descritto, dato l'ambiente in cui avvengono le reazioni chimiche e la ricchezza di sostanze contenute in esso, avviene contestualmente ad altri e, in particolare, alle reazioni elettrochimiche dovute alla presenza contemporanea di sostanze a diverso potenziale elettrochimico in soluzione elettrolitica; questa circostanza testimonia l'estrema complessità dei fenomeni che causano la corrosione degli scafi metallici.

Quando viene immerso un metallo in acqua di mare avviene l'*elettrolisi*, un fenomeno elettrochimico consistente nella migrazione di ioni di un *elettrolito* (sostanza dissociabile in

ioni se immersa in acqua o in solvente); di norma, idrogeno e metalli creano ioni positivi (perdita di elettroni) mentre metalloidi, ossidrilici e radicali divengono ioni negativi.

Nei processi elettrolitici, si definisce *ossidazione* la perdita di elettroni mentre la riduzione è un acquisto di elettroni da parte di una specie chimica; ossidazione e riduzione devono avvenire in maniera simultanea (è per questo che si parla di reazioni di ossido-riduzione o *redox*).

Si definiscono *conduttori di I specie* quelli in cui il passaggio di elettroni avviene senza alcuna reazione di carattere chimico (es. i metalli) e *conduttori di II specie* quelli in cui il passaggio di elettroni può accompagnarsi a mutamenti chimici (tra essi proprio le soluzioni elettrolitiche).

Gli elementi che prendono parte alle reazioni di ossido-riduzione prendono il nome di *elettrodi*; in particolare, l'*anodo* è l'elettrodo che cede elettroni, il *catodo* quello che li riceve (e, in generale, può interagire chimicamente con essi oppure trasferirli dagli ioni del conduttore di II specie a quello di I).

Gli elettrodi possono essere inerti (nel qual caso non subiscono mutamenti chimici durante le reazioni di redox) oppure attivi (il passaggio di corrente genera una modifica chimica che porta, in genere, alla loro dissoluzione in ioni).

Un metallo si definisce tanto più *nobile* quanto meno reattivo nel processo di elettrolisi

A causa del fenomeno di natura chimica descritto prima, supponendo che si immerga una barretta di ferro in una soluzione elettrolitica, questo prende a reagire perdendo elettroni e caricandosi positivamente (per la presenza in esso di ioni  $Fe^{++}$ ); nella soluzione elettrolitica, a contatto con la barretta di ferro, si concentreranno ioni di segno opposto (*anioni*, ossia ioni negativi) attirati dalla carica assunta dalla sostanza. Se nella stessa soluzione si introduce una sostanza di altro tipo, questa inizierà ad interagire con la soluzione dando luogo a processi di elettrolisi la cui qualità ed entità dipenderà dalla natura della sostanza stessa e da quella della soluzione.

Supponendo che questa seconda sostanza abbia una minore tendenza a cedere elettroni di quella che ha il ferro (es. il rame, secondo la reazione  $Cu \rightleftharpoons Cu^+ + e^-$  (6)), accadrà che la nuova sostanza non soltanto non potrà cedere elettroni ma dovrà addirittura assumerne, ossia dovrà comportarsi da catodo, assumere carica negativa ed attrarre a sé gli ioni positivi (*cationi*) presenti in soluzione. Ciò perché la reazione al catodo (il rame, nell'esempio fatto) verrà spinta nella direzione di cessione di elettroni al catodo stesso (il rame, verso sinistra nella reazione (6)) dalla gran quantità di elettroni liberi presenti in soluzione perché rilasciati dal ferro.

Se, viceversa, la tendenza di questa sostanza a perdere elettroni è maggiore di quella del ferro (come accade p. es. per lo zinco), allora la maggior perdita di elettroni aumenterà la tendenza degli anioni ad addensarsi in sua prossimità: tale sostanza avrà pertanto comportamento anodico ed il ferro - dal momento che la reazione (4) è spinta verso sinistra dal gran numero di elettroni presenti nella soluzione - si comporterà da catodo.

Riassumendo quanto detto, se due diverse sostanze vengono immerse in una soluzione elettrolitica, ognuna di esse tenderà a cedere od acquisire elettroni a seconda delle caratteristiche chimiche proprie e della soluzione; si ossiderà (cederà, cioè, elettroni) la sostanza a più forte tendenza a cedere elettroni, si ridurrà (acquisterà elettroni) quella che ha minore tendenza a cedere elettroni. La sostanza che si ossida è l'anodo e sotto di essa, nella soluzione, si avrà un addensamento di anioni (ioni negativi); quella che si riduce è il catodo, sotto il quale si addenseranno i cationi.

Si riconoscono, quindi, due processi:

1. migrazione di anioni (ioni negativi) verso l'anodo e dei cationi (positivi) verso il catodo per effetto del campo elettrico;
2. ossidazione di anioni all'anodo e riduzione di cationi al catodo (o passaggio degli elettroni nella soluzione per dar luogo ad altre reazioni).

Tra gli elettrodi in *soluzione si stabilisce così una differenza di potenziale* dovuta all'addensamento di ioni di segno opposto alle estremità immerse degli elettrodi. Tale differenza di potenziale dipende evidentemente dalle sostanze di cui sono composti gli elettrodi; essa viene misurata dai cosiddetti *potenziali di ossido-riduzione* ossia proprio le tensioni che si creano negli elettrodi per effetto delle reazioni elettrolitiche. Per misurare (e normalizzare) i potenziali elettrochimici di redox si usano le *celle*, ossia dei sistemi in cui un elettrodo ed una soluzione elettrolitica di riferimento permettono di misurare in maniera stabile e ripetibile una differenza di potenziale costante; celle caratteristiche sono quella di Cu in soluzione di CuSO<sub>4</sub> e quella di Hg in soluzione di cloruro di potassio satura di calomelano (Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>). Riferendosi, per esempio, alla cella Cu/CuSO<sub>4</sub> (cella di riferimento) il potenziale dello Zn è di -1.10 V, quello del Mg è di -1.47 V, quello dell'AG è -0.20. Ciò significa che, se dello zinco è messo in una soluzione elettrolitica di CuSO<sub>4</sub> in cui è presente del rame, assume rispetto ad esso un potenziale più basso di 1.1 V. La tabella 1 mostra il potenziale di ossido-riduzione di alcuni elementi riferiti all'elettrodo standard ad idrogeno a 25 °C precisando la reazione di redox che lo genera.

Reazione	Potenziale di redox (V)	Reazione	Potenziale di redox (V)
Li <sup>+</sup> + e ↔ Li	-3.04	Sn <sup>++</sup> + 2e ↔ Sn	-0.136
K <sup>+</sup> + e ↔ K	-2.92	Pb <sup>++</sup> + 2e ↔ Pb	-0.125
Ca <sup>++</sup> + 2e ↔ Ca	-2.76	<b>2H<sup>+</sup> + 2e ↔ H<sub>2</sub></b>	<b>0</b>
Na <sup>+</sup> + e ↔ Na	-2.71	<b>2H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + 2e ↔ H<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O</b>	<b>0</b>
<b>Mg<sup>++</sup> + 2e ↔ Mg</b>	<b>-2.37</b>	Sn <sup>++++</sup> + 2e ↔ Sn <sup>++</sup>	0.15
Al <sup>+++</sup> + 3e ↔ Al	-1.71	<b>Cu<sup>++</sup> + e ↔ Cu<sup>+</sup></b>	<b>0.153</b>
Ti <sup>++</sup> + 2e ↔ Ti	-1.63	<b>Cu<sup>++</sup> + 2e ↔ Cu</b>	<b>0.337</b>
Mn <sup>++</sup> + 2e ↔ Mn	-1.18	<b>Cu<sup>+</sup> + e ↔ Cu</b>	<b>0.521</b>
<b>Zn<sup>++</sup> + 2e ↔ Zn</b>	<b>-0.763</b>	2I + 2e ↔ 2I <sup>-</sup>	0.536
Cr <sup>+++</sup> + 3e ↔ Cr	-0.74	Fe <sup>+++</sup> + e ↔ Fe <sup>++</sup>	0.771
<b>Fe<sup>++</sup> + 2e ↔ Fe</b>	<b>-0.42</b>	Hg <sub>2</sub> <sup>++</sup> + 2e ↔ 2Hg	0.795
Cr <sup>+++</sup> + e ↔ Cr <sup>++</sup>	-0.41	Ag <sup>+</sup> + e ↔ Ag	0.799
Cd <sup>++</sup> + 2e ↔ Cd	-0.403	2Br + 2e ↔ 2Br <sup>-</sup>	1.087
Tl <sup>+</sup> + e ↔ Tl	-0.336	2Cl + 2e ↔ 2Cl <sup>-</sup>	1.36
Co <sup>++</sup> + 2e ↔ Co	-0.277	Au <sup>+</sup> + e ↔ Au	1.7
Ni <sup>++</sup> + 2e ↔ Ni	-0.250	2F + 2e ↔ 2F <sup>-</sup>	2.87

Tabella 1 - potenziali elettrochimici (riferiti all'elettrodo standard ad idrogeno a 25 °C)

Quando vengono immersi in una soluzione elettrolitica due elettrodi a differente potenziale elettrochimico (o di redox) l'elettrodo più elettronegativo funge da anodo (in quanto nel circuito elettrico chiuso è in grado di fornire elettroni) mentre quello a minor potenziale funge da catodo ed attrae i cationi nella soluzione che prendono a migrare verso di esso; gli anioni si addensano in prossimità dell'anodo. Se non c'è continuità elettrica tra anodo e catodo non c'è possibilità di scambio di elettroni per cui non avvengono reazioni chimiche ed avviene la sola migrazione ionica con il conseguente stabilirsi di una differenza di potenziale.

Se si congiungono elettricamente anodo e catodo, per via della f. e. m. generata dalla differenza di potenziale elettrochimico, all'anodo avviene la cessione di elettroni del materiale di cui esso è composto; tali elettroni, attraverso il circuito chiuso raggiungono il catodo generando una corrente. La reazione che avviene all'anodo è di ossidazione ossia il materiale di cui esso è costituito perde elettroni e passa allo stato ionico (positivo). Se metallico, in genere o passa in soluzione (generando corrosione per asportazione di materiale) oppure si presta ad altre reazioni di ossidazione (il ferro, ad esempio genera Fe(OH)<sub>2</sub>). Al catodo, l'arrivo di elettroni permette le reazioni catodiche di riduzione.

Supponendo, per esempio, di avere delle barre di Fe e Cu in soluzione elettrolitica, per effetto della differenza di potenziale elettrochimico, gli ioni negativi (come  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  ecc.) verranno attratti dal polo elettrochimicamente più negativo. Ciò creerà la differenza di potenziale tra le due barrette, differenza di potenziale che, in assenza di collegamento tra le barrette, non darà origine ad alcuna corrente. Se si collegano elettricamente le barrette, si creerà una corrente che passerà dalla barra di Fe a quella di Cu; ciò perché il circuito elettrico, creato dall'addensarsi degli anioni in soluzione presso la barretta di Fe e dei cationi presso il Cu, tende a bilanciarsi facendo sì che il polo a tensione negativa (o semplicemente più bassa, tenendo conto del segno negativo) perda il suo potenziale negativo cedendo elettroni.

Così dall'anodo partiranno elettroni verso il ramo catodico del circuito; tali elettroni verranno ceduti dal ferro che prende ad ossidarsi ( $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{++}$  con cessione di 2 elettroni) mentre al catodo gli elettroni giunti, in sostanza, non interferiscono con esso ma passano, per conduzione, direttamente nell'acqua ove partecipano alle reazioni tipiche descritte in (1, 2, 3, 4). In tal modo, il catodo non subisce effetti deleteri in quanto la materia di cui si compone viene solo "attraversata" dagli elettroni senza che alcuna reazione chimica abbia luogo.

### 1.2 - *Il degrado della carena dovuto ai fenomeni elettrochimici*

Da quanto detto consegue che, quando vengono immersi in acqua di mare metalli a diverso potenziale di redox (come accade alla nave che immerge in acqua sia l'acciaio della carena che il bronzo dell'elica), si crea una differenza di potenziale tra essi ed il metallo meno nobile (e più attivo) funge da anodo (potenziale negativo più elevato in valore assoluto). Dal momento che il circuito nel conduttore di I specie è evidentemente chiuso (attraverso la carena), la differenza di potenziale induce la classica reazione elettrolitica (1) al catodo e quella anodica (4) all'anodo che genera ioni  $\text{Fe}^{++}$  di facile ossidazione (trasformazione in  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ).

Il procedimento di corrosione della carena, pur basato sui fenomeni appena descritti, si presenta ancor più complesso per le caratteristiche geometriche della nave.

Infatti, la carena non può essere considerata un corpo omogeneo ed è facile immaginare che in alcune sue parti si creino differenze di potenziale dovute ad effetti di natura elettrochimica simili a quelli descritti; e ciò sia per la presenza contemporanea in acqua di sostanze a differenze potenziale elettrochimico (ferro, bronzo, sostanze contenute nell'acqua stessa, ecc.), sia per il differente comportamento elettrochimico di differenti zone della stessa carena che (per effetto di differenze nella protezione, nella forma ecc.) possono trovarsi a potenziali differenti.

Ma oltre a ciò - ed a rendere attivo il fenomeno corrosivo anche in assenza di materiali di diversa natura a contatto diretto con il metallo della carena - interviene un fenomeno di tipo microscopico che rende pressoché ineluttabile il degrado del fasciame immerso in acqua di mare. Le lamiere delle carene non hanno struttura cristallina uniforme ma, in dipendenza dei materiali primi con cui sono state realizzate e dei processi di lavorazione subiti, da microscopici granuli di ferrite (che costituiscono il supporto metallico delle lamiere) a contatto con quelli di altre sostanze (dette *scorie*) aventi potenziali di ossidoriduzione diversi da quello del ferro.

Immergendo, quindi, in acqua una lamiera la cui struttura cristallina è formata in questo modo, tra cristalli di ferrite e scorie si attiva (a causa del comportamento da buon elettrolita dell'acqua di mare e di quello di ferro e scorie che costituiscono una coppia galvanica a causa dei differenti potenziali elettrochimici) una reazione di redox che vedrà il suo anodo ossidarsi e, per i motivi detti prima, allontanarsi progressivamente della lamiera così indebolendone la struttura.

In definitiva, se non vengono prese contromisure efficaci, la carena è soggetta a fenomeni elettrochimici e le sue lamiere, veri e propri anodi nelle reazioni di redox, vedono il proprio ferro cedere elettroni ossidandosi e degradandosi progressivamente; tali elettroni, percorrendo per conduzione - sotto l'effetto della differenza di potenziale creatasi - la carena, arrivano nelle zone catodiche dove si liberano nell'acqua per dare luogo alle reazioni descritte e sintetizzate nella figura che segue.

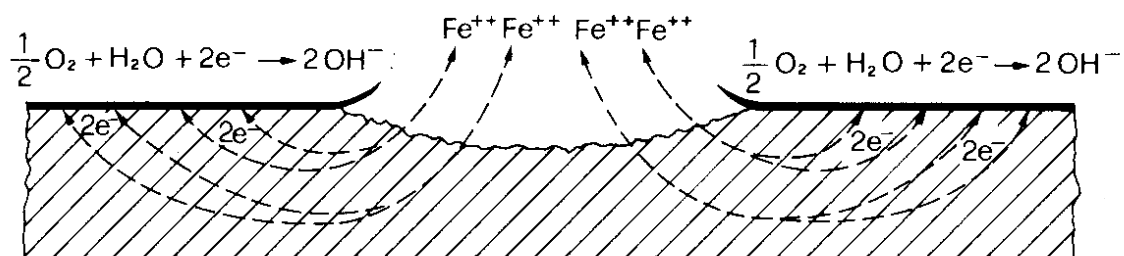


Figura 1 – meccanismo di corrosione delle lamiere della carena

## 2. La protezione catodica con anodi sacrificali

### 2.1 - La protezione dello scafo

Non esiste oggi nave con carena metallica che non sia provvista di un sistema che contenga efficacemente i danni prodotti dalla corrosione elettrochimica; i sistemi messi a punto a questo scopo sono sostanzialmente due: l'applicazione di *anodi sacrificali* ed i sistemi a *correnti impresse*.

Nel fenomeno della corrosione della carena, sebbene lo scenario delle cause di corrosione possa essere mutevole, per ogni condizione in cui esso si verifica può essere identificato un elemento corrosivo (l'anodo, ossia l'elemento a più alto potenziale elettrochimico negativo) ed uno che, fungendo da catodo, di fatto esalta la corrosione. Se l'anodo è la carena (è il caso di carene prive di sistema di protezione dalle correnti anodiche) sarà proprio il ferro delle lamiere della nave a riportare danni ed a costringere a frequenti ed urgenti riparazioni; si è pensato allora di rendere solidale alla carena degli elementi a potenziale elettrochimico più negativo di quello del ferro in modo che fosse questo a cedere elettroni e, conseguentemente, ad ossidarsi.

Gli elementi candidati a quest'uso sono, evidentemente, quelli più in alto nella tabella 1 rispetto al ferro; gli elementi di scelta non si possono però fermare al solo potenziale elettrochimico in quanto il materiale scelto deve possedere altri requisiti che lo rendano utilizzabile allo scopo di proteggere la carena: primi tra tutti la lavorabilità (e la coesione non essendo pensabile l'uso di polveri) e l'economicità di acquisto del materiale.

È per questo che la scelta cade oggi su due sostanze: lo zinco ed il magnesio.

Lo zinco, pur vantando una minore differenza di potenziale elettrochimico rispetto al ferro, è tecnicamente ed economicamente vantaggioso dato il costo contenuto e l'elevata lavorabilità. Il magnesio, per contro è più costoso (sia come materia prima che come prodotto finito) ma, vantando un elevato potenziale elettrochimico negativo, può essere usato in quantità decisamente minori rispetto allo zinco a parità di correnti parassite da neutralizzare; la sua adozione è pertanto limitata ai casi in cui si riveli indispensabile contenere il peso da aggiungere in carena per ottenerne la protezione.

Per contrastare le correnti parassite si applicano in carena i cosiddetti *anodi sacrificali*, realizzati in zinco o magnesio, i quali, possedendo un elevato potenziale elettrochimico negativo, si sostituiscono al ferro del fasciame nel "ruolo" di anodo; forniscono, cioè, al



ferro della carena (divenuto catodico in virtù del minore potenziale elettrochimico negativo) gli elettroni liberati per effetto dei fenomeni elettrochimici. Lo sviluppo del fenomeno è schematizzato nella figura che segue.

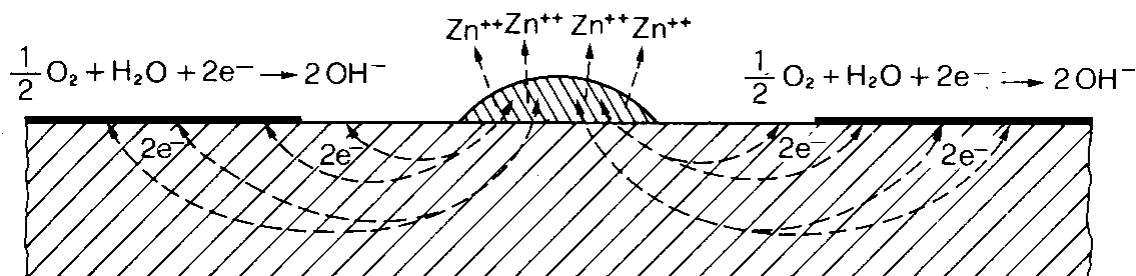


Figura 2 – meccanismo di protezione delle lamiere della carena

La protezione catodica con anodi sacrificali presenta alcuni svantaggi:

- in generale, per un'efficace protezione, occorre installare pesi rilevanti di anodi in zinco o magnesio; gli anodi stessi sono, in genere alquanto sporgenti dalla superficie della carena, per cui all'incremento di peso si aggiunge quello di resistenza al moto dovuto alla presenza di risalti in carena;
- gli anodi sacrificali si consumano per effetto della corrosione elettrochimica e la perdita di materiale può arrivare a svariate decine di kg per anno d'esercizio; ciò costringe alla sostituzione degli anodi consumati (che possono essere in numero notevole) durante il carenaggio della nave e, nel caso di consumo totale prima di un ricovero in bacino, espone la carena a corrosione per mancanza di protezione catodica;
- pur efficace, la protezione con anodi sacrificali non riesce a raggiungere tutte le zone della superficie di una carena per cui alcune sue parti possono essere soggette a corrosione anche in presenza di un sistema di protezione di questo tipo.



Figura 3 – anodi sacrificali di zinco sulla carena di un catamarano



## 2.2 - La protezione del propulsore e del timone

Anche timone ed elica sono soggette a deterioramento dovuto all'azione delle correnti galvaniche: il timone per fenomeni simili a quelli descritti per la carena, l'elica - anche se bronzea e, quindi, meno soggetta a fenomeni anodici - per effetto di fenomeni di correnti indotte dalle diverse velocità relative tra le varie sezioni delle pale e i filetti fluidi.

Per proteggere timone ed elica si può ricorrere agli anodi sacrificali così come si fa per la carena; spesso, in aggiunta, si realizza un buon collegamento elettrico tra carena ed asse portaelica in modo che si crei una corrente elettrica tra carena e propulsore (corrente cui danno vita gli elettroni provenienti dagli anodi sacrificali sistemati in carena) che protegge quest'ultimo dalle reazioni di ossidazione. Allo stesso modo si realizza la protezione catodica del timone.



Figura 4 – anodi sacrificali di zinco sui meccanismi dell'idrogetto



Figura 5 – anodi sacrificali di zinco nel supporto dell'astuccio

### 3. Sistemi di protezione a corrente impressa (ICCP)

Nelle costruzioni navali è andato diffondendosi l'utilizzo dei sistemi di protezione catodica a corrente impressa (ICCP - *Impressed Current Cathodic Protection*), capaci di contrastare la corrosione dovuta alle correnti anodiche facendo circolare sulle superfici da proteggere (carena, timone, propulsore) una corrente generata da un sistema generatore/raddrizzatore.

I vantaggi del sistema di protezione a corrente impressa consistono in:

- eliminazione di elementi da consumare con conseguente soppressione dell'esigenza di interventi di ripristino;
- eliminazione di pesi e sporgenze dalla carena;
- possibilità di controllare il potenziale della carena che, oltre a permettere un'efficace taratura della corrente da erogare, permette di monitorare con continuità la corrente in carena così annullando, in pratica, la corrosione nel rispetto dello strato coprente;

Il criterio adottato consiste nel realizzare una differenza di potenziale tra carena ed acqua più elevata di quella che si instaurerebbe per effetto del potenziale elettrochimico del ferro della carena: in tal modo la corrente viene emessa dagli anodi (fissi, in tal caso, e connessi elettricamente al sistema di alimentazione) che si trovano a potenziale più alto rispetto alla carena stessa che, quindi, non potrà assumere la funzione di anodo (non essendo l'elemento a potenziale più elevato) e non rilascerà elettroni con conseguente arresto della corrosione. In altri termini, la corrente viene generata dall'elemento a potenziale più elevato (se non c'è alcuna protezione, dal ferro della carena) per cui basterà semplicemente monitorare il potenziale della carena (attraverso degli elettrodi di riferimento) e regolare il sistema in modo che la differenza di potenziale conferita agli anodi generi la corrente necessaria ad ottenere l'effetto desiderato.

L'acciaio di una carena immersa in acqua di mare assume, mediamente, un potenziale (relativo al  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4$ ) di circa  $-0.60\text{ V}$ ; dal momento che quello dello Zn è  $-1.10$ , il potenziale di carena risulta più alto rispetto a quello dello Zn di  $0.50\text{ V}$ . È universalmente accettato che, in condizioni normali, la corrosione dello scafo (dovuta alle correnti galvaniche generate dalle differenze di potenziale con altri metalli presenti, in genere, sulle navi ed immerse nell'acqua di mare), si arresta se il potenziale della carena rispetto allo Zn si riduce a  $0.25\text{ V}$ .

Per far cessare la corrosione, dunque, è sufficiente che la carena sia *polarizzata* con una differenza di potenziale di circa  $0.25\text{ V}$  ossia che il potenziale di carena sia elevato a  $-0.85\text{ V}$  rispetto alla cella al  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4$  ( $+0.25\text{ V}$  rispetto allo zinco).

È bene che il surplus di potenziale - rispetto a quello della carena sproteggta - non sia molto elevato in quanto una differenza di potenziale eccessiva comprometterebbe l'effetto delle altre protezioni della carena (è stato evidenziato, ad esempio, che ha un effetto deleterio sulle vernici di protezione); si rende, perciò, indispensabile il monitoraggio della tensione prodotta sulla carena dagli effetti elettrochimici per far sì che il sistema di protezione generi una tensione più alta di circa  $200\text{ mV}$  rispetto a quella misurata, sufficiente a scongiurare ogni problema di corrosione.

In figura 6 è schematizzato il sistema a corrente impressa: in carena sono presenti alcuni anodi in metallo nobile (per evitarne la corrosione) destinati alla diffusione della corrente anodica, ed alcuni elettrodi di riferimento (in genere, di zinco) necessari alla valutazione della tensione della carena rispetto al riferimento costituito dal materiale di tali elettrodi.

Un sistema costituito da un alimentatore/raddrizzatore alimentato dai generatori di bordo provvede a fornire la tensione necessaria agli anodi per la produzione della corrente. La regolazione viene effettuata da una sezione di controllo che verifica in continuo la differenza di potenziale tra la carena e gli elettrodi di riferimento; quando tale differenza è superiore a  $200 \div 250\text{ mV}$ , viene lanciato un segnale di intervento all'alimentatore che invia corrente agli anodi, polarizza la carena con la conseguenza di ridurre la differenza di

potenziale tra carena ed elettrodi di riferimento. La regolazione è tale che, se il potenziale relativo della carena si riduce a meno di 200 mV interrompe l'erogazione della corrente anodica per evitare danni alla verniciatura della carena e per ridurre il consumo energetico del sistema.

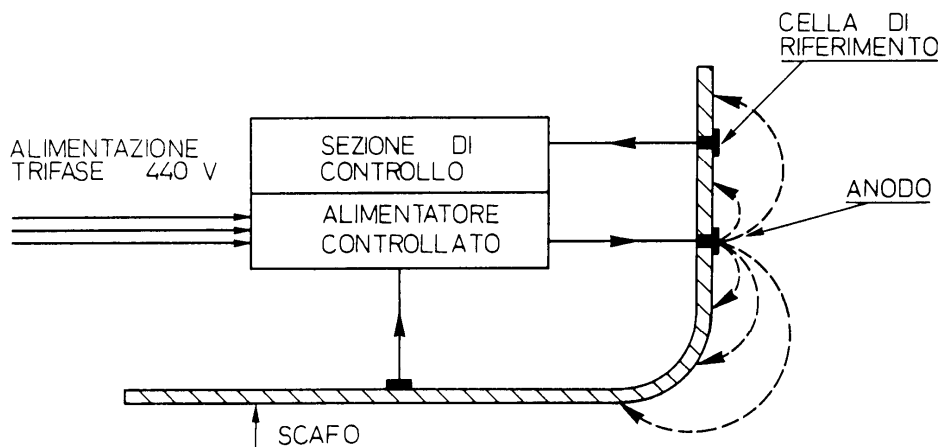


Figura 6 – Schema di sistema ICCP

In figura 7 si riporta uno schema di sistema a corrente impressa: sono evidenziati i due circuiti separati di poppa e prua (dialoganti attraverso il teleripetitore) ciascuno provvisto di alimentatore controllato, di anodi inerti ed elettrodi di riferimento.

La figura 8 riporta una vista prospettica di un sistema simile in cui, oltre agli elementi descritti, si evidenziano le connessioni elettriche tra carena, elettrodi e sistema di controllo ed alimentazione; mostra, inoltre, la sezione di protezione degli elementi della linea d'assi e del propulsore.

In figura 9 un sistema commerciale a corrente impressa.

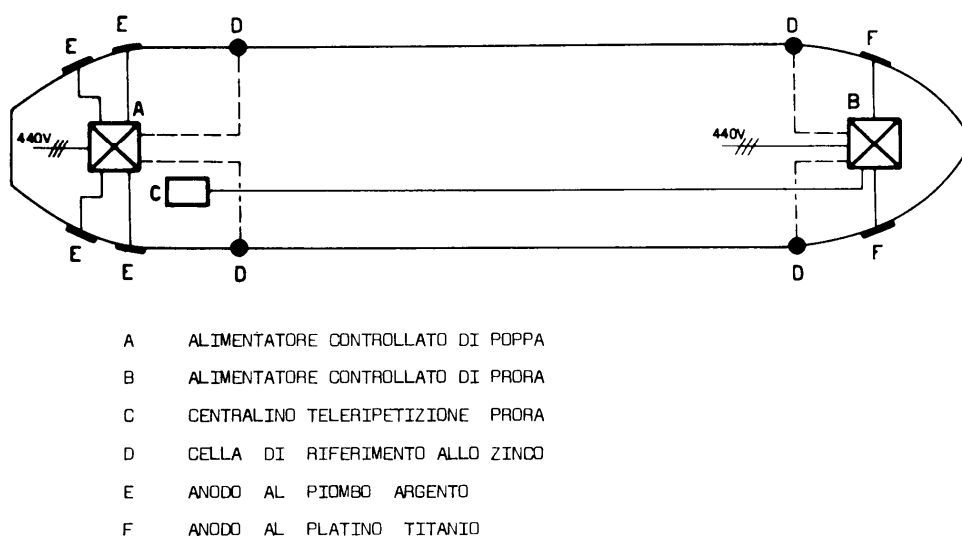


Figura 7 – Componenti di un sistema a correnti impresse

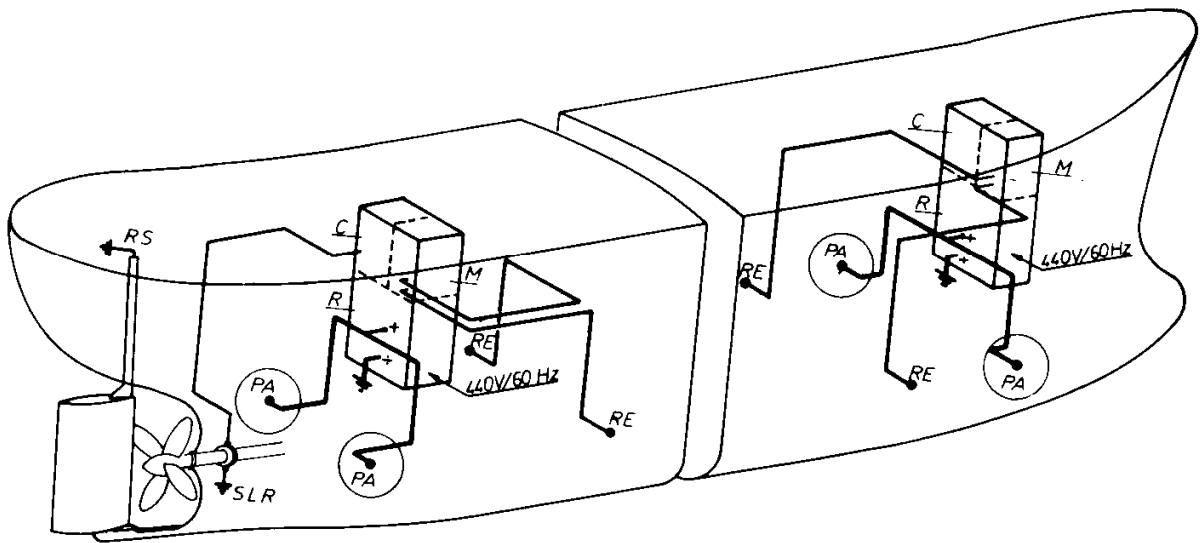


Figura 8 – Sistema ICCP per protezione di carena, timone e propulsore

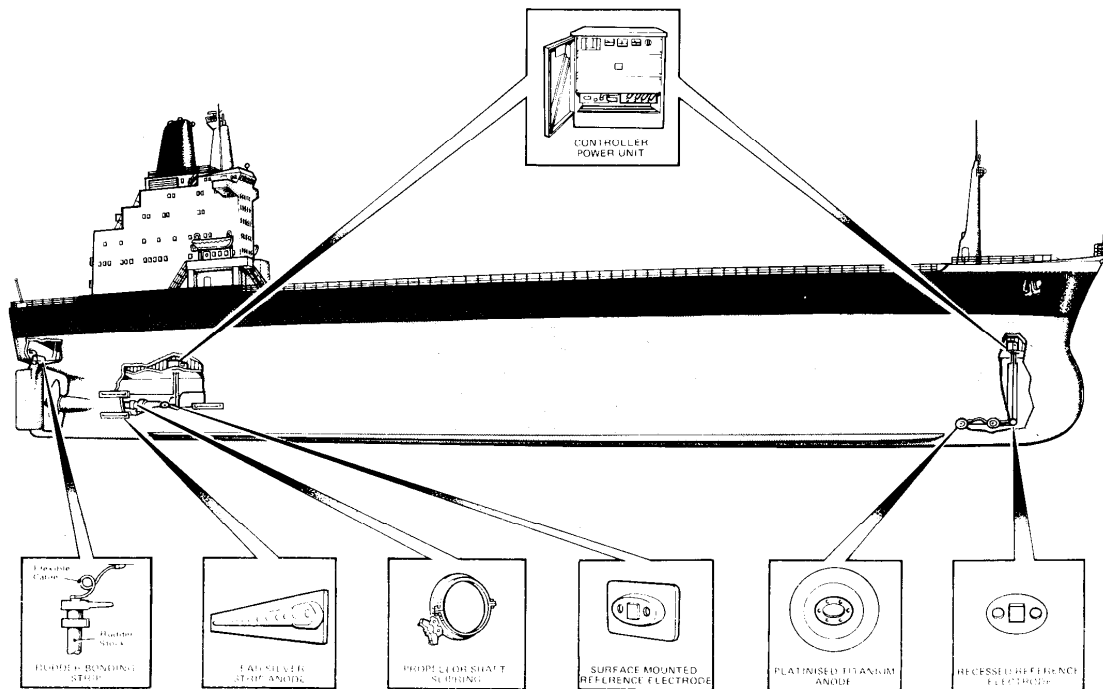


Figura 9 – Sistema ICCP e suoi componenti

#### **4. Riferimenti bibliografici**

- C. Ciampa: *I servizi ausiliari di bordo - vol I: I servizi tecnologici*, Liguori Editore, Napoli, 1997
- O. Caocci: *Macchine Marine - vol 3: Macchinari ausiliari e servizi ausiliari di bordo*, ed. CEDAM, Padova, 1984
- A. Fiorentino: *La protezione catodica esterna degli scafi*, Tecnica Italiana, anno XXIX – n. 12, Trieste, dicembre 1964
- Jotun Cathodic Protection: *Jotun Cathodic Protection Impressed Current System - Instruction Manual*