

Giulio Mazzolini

CORROSIONE DEI METALLI NELLA BARCA

Tutte le tecniche per evitarla



Edizioni il Frangente

CONTENUTO

Prefazione	7
Premessa	9
1. La corrosione galvanica	11
1.1 La pila di Volta	11
1.2 La cella galvanica	13
2. Alcune tipiche celle galvaniche	15
2.1 La corrosione dell'anodo	15
2.1.1 L'alcalinità	16
2.1.2 Sovra-protezione	17
2.1.3 Le leghe	17
2.2 Corrosione dei metalli a causa del loro ossido	18
2.3 Casi tipici di corrosione galvanica	19
2.3.1 Nelle barche in metallo	19
3. La corrosione elettrolitica	21
3.1 Le correnti vaganti	21
3.1.1 Corrosione per correnti vaganti di corrente alternata	23
3.1.2 La corrosione dell'elica	24
3.1.3 La pompa di sentina	25
4. I metalli	27
4.1 Gli acciai	27
4.1.1 La ghisa	28
4.1.2 Tipi di acciai	28
4.2 L'acciaio inox	29
4.2.1 Il <i>pitting</i>	30
4.2.2 Il cratere	30
4.2.3 Come proteggere l'inox dalla corrosione	32
4.3 L'alluminio	33
4.3.1 Le leghe della serie 5000	33
4.3.2 Le leghe della serie 6000	33
4.3.3 La saldatura dell'alluminio	34
4.4 Il rame e le sue leghe	34
4.4.1 L'ottone	35
4.4.2 Il bronzo	36
4.4.3 Leghe di rame e nickel	36
4.5 Le leghe di nickel	36
4.6 Lo zinco	37
4.7 Il piombo	37

5.Prevenzione, protezione e controllo	39
5.1 Regole generali per prevenire la corrosione galvanica	39
5.2 Gli anodi sacrificali	40
5.2.1 La protezione con corrente impressa	40
5.3 La protezione contro la corrosione elettrolitica	41
5.4 Il <i>bonding</i>	42
5.4.1 Terra, <i>bonding</i> e massa	43
5.5 La verniciatura	44
5.5.1 Isolamento	44
5.6 La zincatura	45
6. La terra di bordo	47
6.1 A cosa serve un collegamento di terra?	47
6.2 La corrente continua	48
6.3 Impianti misti: corrente alternata e corrente continua	48
6.3.1 Le terre collegate	49
6.3.2 L'isolatore galvanico	50
6.3.3 Le terre separate	52
6.4 Impianti a norma ISO	53
6.4.1 Impianti corrente alternata senza terra	53
6.4.2 Massa delle apparecchiature	54
6.4.3 Neutro a terra	55
6.5 La terra della radio	56
7. Quella barca mi corrode	57
7.1 La corrosione provocata da altre barche	57
7.2 Un metallo attraversato da una corrente vagante in mare	58
7.3 Barca che pompa corrente alternata in mare	59
7.4 Il gradiente di tensioni	60
7.5 Barca che pompa corrente continua in mare	60
7.6 Verifica di correnti indotte	62
8. Gli zinchi	65
8.1 Gli zinchi, silenziosi martiri	65
8.1.1 La misura della tensione galvanica	66
8.1.2 Come dimensionare gli zinchi	66
8.1.2.1 La procedura ABYC	68
8.1.2.2 Il fissaggio degli zinchi	69
9. La chiglia	71
9.1 La perdita della chiglia	71
9.1.1 Rottura a fatica	72
9.2 Corrosione dei bulloni	74

10. I test	77
10.1 Come verificare che non ci siano problemi di corrosione	77
10.1.1 La verifica del <i>bonding</i>	77
10.1.1.1 Misurazioni con la mezza cella Ag/AgCl	77
10.1.2 Controllo del lavoro degli zinchi	78
10.1.3 Sovra-protezione	79
10.2 I controlli sull'impianto elettrico	79
10.3 Controllo delle correnti vaganti	79
10.4 Le misure elettriche in dettaglio	80
 Prima serie: misure alla presa in banchina	 80
 Seconda serie: misure di terra a bordo	 82
Test 2-1 Misurate la continuità (cioè che la resistenza sia 0) tra il contatto di terra del cavo di alimentazione e la terra di bordo	83
Test 2-2 Misura della continuità tra il contatto di terra del cavo di alimentazione e il motore o la morsettiera dei negativi	83
 Terza serie: misure tra la terra di bordo e la terra di banchina	 84
Test 3-1 Corrente continua	84
Test 3-2 Corrente alternata	84
 Quarta serie: misure su una presa 220V a bordo	 85
Test 4-1	86
Test 4-2	86
Test 4-3	86
Test 4-4 Misura della resistenza tra la terra e la fase	86
 Quinta serie: misure della correnti galvaniche e vaganti	 87
Test 5-1	88
Test 5-2	88
Test 5-3	88
Test 5-4	89
Test 5-5	89
 11. Addendum	 91
11.1 Falsi miti	91
11.2 La teoria della cella galvanica	92
11.3 Il consumo degli zinchi	94
11.4 La serie galvanica completa	96

1

LA CORROSIONE GALVANICA

1.1 LA PILA DI VOLTA

Spesso si confonde la corrosione galvanica con quella per correnti vaganti, chiamata anche corrosione elettrolitica. Le idee su entrambe sono confuse e spesso sbagliate, quindi cercherò di spiegarle in modo semplice anche a chi non possiede conoscenze di elettricità o di chimica.

La corrosione galvanica dipende da un fenomeno naturale che va ben compreso prima di proseguire: la pila voltaica.

La pila voltaica fu il risultato di una serie di esperimenti fatti da Alessandro Volta per chiarire la teoria dell'*elettricità animale* sostenuta dal medico bolognese Luigi Galvani con la pubblicazione del *De viribus electricitatis in motu musculari* (*Le forze dell'elettricità nel moto muscolare*) nel 1791.

Galvani aveva notato che le scariche elettriche provocavano contrazioni involontarie nelle zampe di rana; ne concluse che il moto muscolare era dovuto all'esistenza di un fluido elettrico specifico dell'animale, secreto dal cervello, accumulato nei muscoli e circolante nei nervi.

Ma gli esperimenti di Volta non confermarono la teoria di Galvani, al contrario, provarono che il fluido elettrico animale non esisteva. Volta imputò i risultati osservati da Galvani al contatto tra metalli diversi.

Ne nacque una lunga controversia. Affermava Volta:

Son dunque i metalli non solo conduttori perfetti, ma motori dell'elettricità; non solo prestano la via facilissima al passaggio del fluido elettrico... ma van producendo essi stessi e provocando un tal quale sbilancio con estrarre di codesto fluido ed introdurne, dove pur trovasi in giusta dose ripartito, non altrimenti che avviene con lo stropicciamento degli idioelettrici.

Volta realizzò dunque il suo "apparecchio a colonna" in grado di fornire scosse elettriche continue, con il vantaggio che non era necessario ricaricarlo come le altre macchine produttrici di elettricità dell'epoca.

Volta chiamava "fluido elettrico" quella che oggi chiamiamo corrente elettrica.



L'apparecchio a colonna voltaica, la pila, si basa sulla caratteristica dei metalli di possedere un proprio *potenziale elettrico diverso da un metallo all'altro*, detto potenziale Volta.

È questa differenza di potenziale che dà origine al fluido elettrico, ovvero alla corrente elettrica.

La pila voltaica originale era costituita da una colonna di più dischi sovrapposti, alternativamente di zinco e rame, separati da strati intermedi di feltro o cartone imbevuti in acqua salata o acidulata.

La sua capacità di produrre elettricità in modo continuo divenne un formidabile strumento di ricerca che permise la scoperta di molte leggi della elettrochimica.

Oggi siamo in grado di misurare con accuratezza il potenziale Volta di tutti i metalli.

Immergendo in un liquido conduttore, detto elettrolita (per esempio acqua salata), due metalli diversi si può misurare la differenza di potenziale tra i due metalli, ma non è facile misurarla direttamente a causa delle basse tensioni in gioco, bisogna farlo rispetto a un metallo di riferimento, in genere si usa Argento/Cloruro di Argento.

Nella pila di Volta, con un disco di zinco e uno di rame, la differenza di potenziale è di circa 0,68 volt, un buon valore, sicuramente sufficiente a far scorrere corrente tra i due metalli. La differenza di potenziale infatti deve essere superiore a circa 0,2 volt affinché la pila si attivi.

È possibile fare un elenco dei metalli da quelli con potenziale maggiore (detti più nobili) a quelli con potenziale minore (detti meno nobili), formando una serie detta *galvanica*, come quella semplificata, riportata in Figura 1.1.

I potenziali di questa tabella sono riferiti alla mezza cella Argento/Cloruro di Argento per metalli immersi in acqua salata.

Una serie più completa è riportata in Appendice.

SERIE GALVANICA IN ACQUA SALATA

Inox 316 passivo	-0,0
Inox 304 passivo	-0,05
Piombo	-0,19
Inox 401 passivo	-0,26
Bronzo Ammiragliato	-0,28
Rame	-0,30
Stagno	-0,31
Ottoni	-0,30
Inox 304 attivo	-0,46
Inox 410 attivo	-0,46
Ghisa	-0,60
Ferro dolce	-0,60
Alluminio	-0,76
Zinco	-0,98
Magnesio	-1,60

Riferiti alla mezza cella argento/cloruro di argento

Fig. 1.1

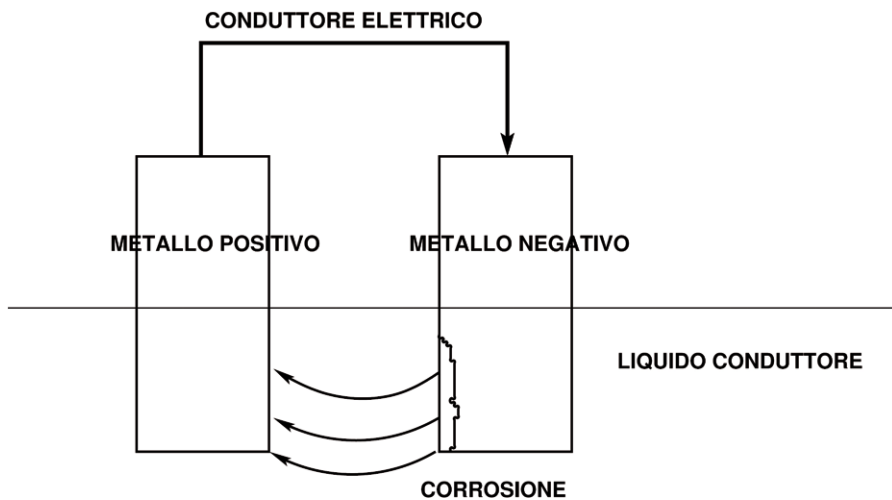
1.2 LA CELLA GALVANICA

Se colleghiamo due metalli con potenziale diverso, scorre elettricità dal metallo con voltaggio maggiore verso quello con voltaggio minore: nel caso della pila di Volta con coppie zinco/rame, che produce, come abbiamo visto, un potenziale di 0,68 V, inserendo una resistenza di 1 ohm tra i due poli troveremo una corrente di 680 mA, non trascurabile.

La pila di Volta aveva molte celle zinco/rame in serie e quindi era in grado di produrre potenziali ben più elevati.

Una pila voltaica composta da solo due elementi metallici è detta *cella galvanica*, che quindi risulta composta da:

- una coppia di metalli diversi;
- un liquido conduttore con il quale i due metalli sono in contatto;
- un collegamento elettrico tra i due metalli.



Volta osservò che lo zinco si corrodeva, ma lo ritenne un difetto delle pile che stava testando.

Oggi, invece, sappiamo che la corrosione dello zinco è intrinseca al funzionamento della pila ed è appunto la corrosione galvanica che stiamo studiando. Il metallo a potenziale inferiore, detto anodo, si corrode SEMPRE.

Se manca anche uno solo di questi tre elementi non si forma la cella galvanica, non scorre la corrente galvanica, quindi non si forma corrosione.

Questo è un principio che va tenuto bene a mente: *si forma sempre una cella voltaica e quindi corrosione quando esistono tutti e tre gli elementi suddetti.*

Vale anche la regola inversa: se manca uno dei tre elementi non c'è corrosione; infatti nei climi secchi non si nota corrosione. Se i due metalli non sono in contatto tra loro, non c'è corrosione, per cui una ovvia difesa contro la corrosione galvanica è l'isolamento. Se i due metalli non sono diversi, non si forma corrosione, anche se questo sembra venir contraddetto dalla corrosione degli acciai inossidabili da soli, ma di questo parleremo più avanti.

L'acqua dolce, possedendo pochissimi sali, non è un buon elettrolita, per questo motivo le barche nei laghi si corrodono meno.

Va notato che l'anodo si consuma sino a che non si è consumato **COMPLETAMENTE**, mentre il catodo resta **INTATTO**. La spiegazione di questo fenomeno è data in termini elettrochimici in Appendice.



Potete costruirvi in casa una cella galvanica: basta una bacinella di acqua salata e immergervi due metalli diversi. Collegando i due metalli a un voltmetro leggerete una differenza di potenziale, in questo caso di circa 0,2 V. Alcuni giochi per bambini hanno tutti gli elementi per fare una cella galvanica.

2

ALCUNE TIPICHE CELLE GALVANICHE

2.1 LA CORROSIONE DELL'ANODO

La corrente, che è responsabile della corrosione, dipende dalla differenza di potenziale dei due metalli e dalla resistenza del collegamento, quindi *più potenziale* → *più corrente* → *più corrosione*.

Se il metallo meno nobile è una vite o un rivetto, questo si consumerà in pochissimo tempo. Da qui la regola di usare sempre viti e rivetti in materiale più nobile dei metalli che fissano.

La corrosione dipende anche dalle superfici relative dei due metalli.

Un rivetto in alluminio in una lastra d'acciaio scomparirà in un baleno, mentre una lastra in alluminio con rivetti in acciaio si corroderà pochissimo rispetto al suo spessore, per cui gli effetti della corrosione quasi non si vedranno (vedi Fig. 2.1).

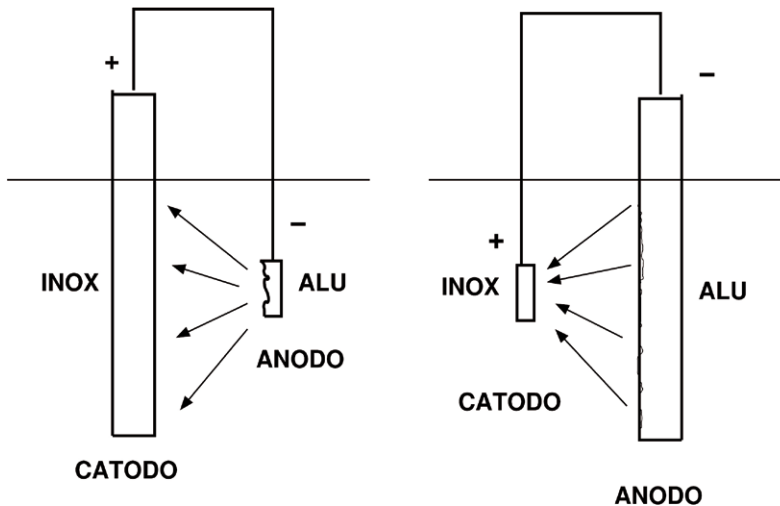


Fig. 2.1 Superfici relative.

Nel 1700 la Marina Britannica fece numerosi esperimenti di applicazione di lastre di metallo sulle chiglie delle navi allo scopo di proteggere gli scafi in legno dalla corrosione delle teredini e ridurre la formazione di incrostazioni marine sulla carena. Si scoprì che se si usavano rivetti in ferro per fissare lastre di rame, questi si corrodono rapidamente. All'epoca non si conoscevano ancora la cella galvanica e le sue proprietà.

Abbiamo detto che la coppia metallica deve essere immersa in un elettrolita, ma non è esatto: basta che entrambi i metalli siano in contatto con lo stesso elettrolita, anche se in piccole quantità. La corrosione galvanica si forma in coperta se i due metalli in contatto sono bagnati da una goccia d'acqua salata, (vedi Fig. 2.2). La barca è quasi sempre ricoperta di sale, bastano poche gocce d'acqua piovana per produrre un elettrolita e una cella galvanica attiva.

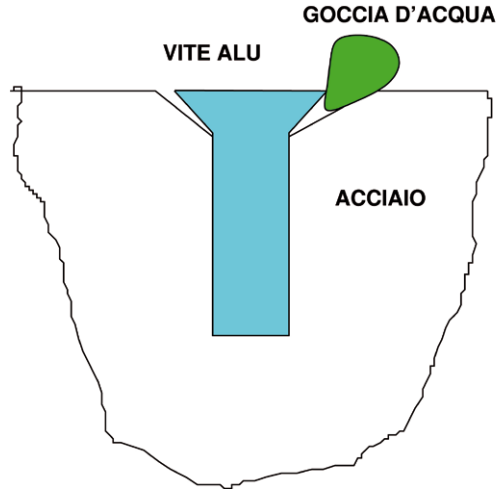
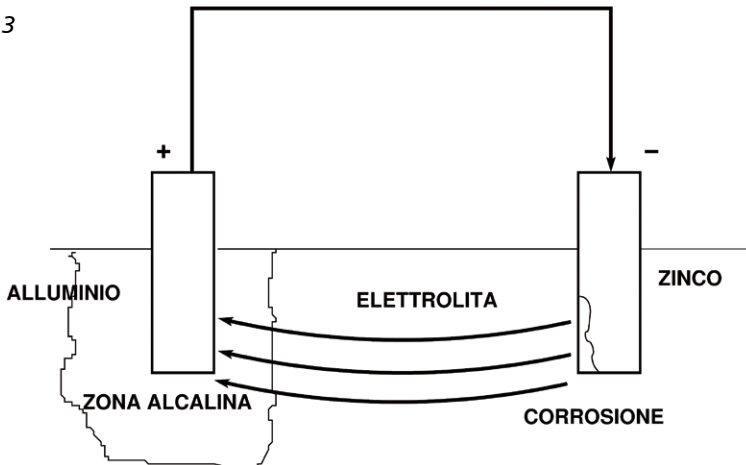


Fig. 2.2 Corrosione per umidità.

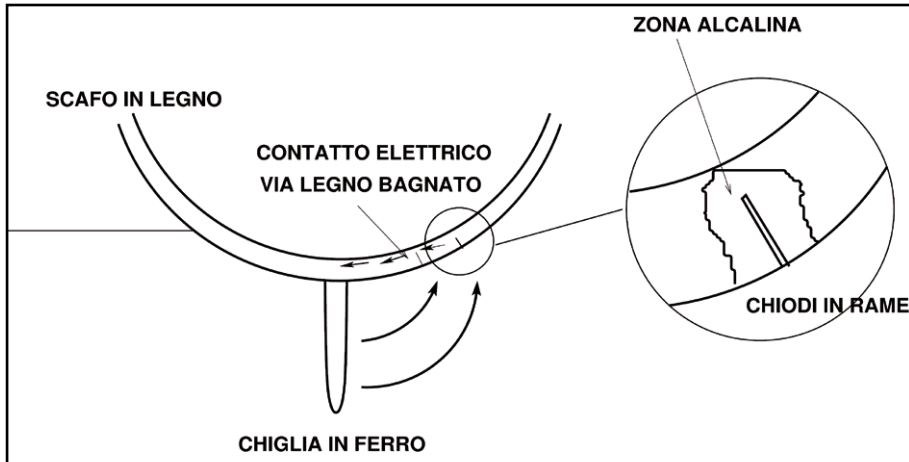
2.1.1 L'ALCALINITÀ

La zona attorno al catodo della cella galvanica diventa alcalina a causa della migrazione degli ioni nell'elettrolita.

Fig. 2.3



Se non c'è un flusso di ricambio sufficiente a diluire l'elettrolita alcalino, questo può provocare *corrosione chimica del catodo* (vedi Fig. 2.3).



Un esempio classico di corrosione per alcalinità è il fenomeno della corrosione dei chiodi in rame in uno scafo in legno con chiglia di ferro. Essendo il rame più nobile del ferro, non si dovrebbero corrodere, ma a causa della alcalinità che si forma nel legno umido attorno ai chiodi, questi si corrodono per aggressione chimica e il legno marcisce.

2.1.2 SOVRA-PROTEZIONE

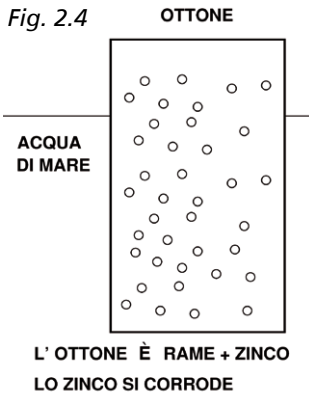
È possibile che un catodo si corroda per sovra-protezione: se il potenziale galvanico dell'alluminio scende sotto $-1,1\text{ V}$ l'alluminio diventa alcalino. Anche questa volta la corrosione è chimica in quanto l'alluminio non resiste all'attacco degli alcali.

È difficile che nella cella alluminio-zinco il potenziale dell'alluminio scenda sotto $-1,0\text{ V}$, non superando lo zinco $-1,03\text{ V}$, mentre è facile che questo accada con gli anodi in magnesio, che ha un potenziale di $-1,6\text{ V}$. Talvolta gli "zinchi" commerciali contengono magnesio, quindi bisogna fare attenzione nello sceglierli.

2.1.3 LE LEGHE

Sappiamo che la cella galvanica si forma solo e sempre quando sono presenti le tre condizioni di cui abbiamo detto. Ora, una lega è composta da due metalli, per esempio l'ottone è composto di rame e zinco, che sono lontani nella serie galvanica. Se immergiamo un pezzo di ottone in acqua di mare (buon elettrolita), produciamo una cella galvanica: si forma corrente tra il rame e lo zinco della lega, che è meno nobile e si corrode; in breve tempo resterà solo del rame spugnoso e dell'ottone non ci sarà più traccia (vedi Fig 2.4).

Fig. 2.4



Valvola in ottone.

Ecco perché non si devono mai usare ottoni a contatto con l'acqua salata. Similmente a quello che succede con le leghe, le correnti galvaniche si possono formare anche all'interno di un metallo non legato ad altri se incorpora impurità od ossidi, come vedremo in seguito.

2.2 CORROSIONE DEI METALLI A CAUSA DEL LORO OSSIDO

Alcuni metalli si ricoprono di uno strato di ossido che ha un potenziale galvanico superiore a quello del metallo che ricoprono. Ad esempio, l'ossido dell'acciaio inossidabile ha un potenziale galvanico di circa -100 mV, mentre l'acciaio nudo ha un potenziale di circa -500 mV; si forma quindi una coppia galvanica tra l'ossido e l'acciaio nudo, che diventa anodico, per cui inizierà a corrodersi (vedi Fig. 2.5). L'acciaio inox protetto dal suo ossido si chiama *passivo*, mentre quando è nudo si dice *attivo*.

Se l'acciaio inox nudo non si ossida rapidamente per scarsa ossigenazione, si arrugginisce come un acciaio normale.

Ecco perché vediamo tracce di ruggine, che tanto ci sorprendono, negli acciai che riteniamo essere inossidabili.

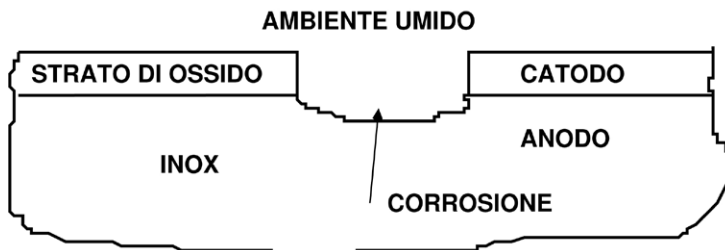


Fig. 2.5 La corrosione dell'inox.

2.3 CASI TIPICI DI CORROSIONE GALVANICA

La corrosione galvanica attacca in maniera simile tutti i tipi di barche, siano esse con scafo in legno, in vetroresina o in metallo.

In tutte le barche il caso più comune di corrosione è quello dell'elica e relativo albero oppure delle parti metalliche del timone.

Le barche con scafo in legno sono soggette anche alla tipica corrosione delle chiodature dello scafo di cui abbiamo già parlato.

Tutte le barche con la chiglia sostenuta da bulloni possono essere soggette alla corrosione dei bulloni.

L'albero motore e l'elica Spesso sono di due metalli diversi: per esempio l'albero è in inox e l'elica in bronzo. Essendo il bronzo meno nobile dell'acciaio inox, l'elica si corrode.



Elica corrosa.

Timone con asse in acciaio inox 316 e cuscinetti in bronzo Anche in questo caso, essendo il bronzo meno nobile, i cuscinetti si corrodono.



Bulloni fortemente corrosi.

Bulloni della chiglia I bulloni che sorreggono la chiglia sono spesso soggetti a corrosioni galvaniche importanti che talvolta sono visibili solo se si smonta la chiglia. Le problematiche dei bulloni della chiglia sono illustrate nel capitolo 9.

2.3.1 NELLE BARCHE IN METALLO

Passascafi in bronzo su scafo in alluminio: in questo caso è lo scafo a corrodersi, quindi non si devono usare passascafi in bronzo negli scafi di alluminio, bensì passascafi in materie plastiche certificate Lloyds, ad esempio il Marelon.



Passascafo in Marelon.

Scafo in alluminio ormeggiato a pontile in ferro Se esiste un collegamento elettrico tra lo scafo e il pontile, basta una passerella in alluminio o in carbonio, (sì, il carbonio è un conduttore di elettricità) oppure cavi d'ormeggio metallici, lo scafo in alluminio si corroderà.

Rivetti in alluminio su acciaio inox I rivetti scompaiono in un baleno essendo grande sia la distanza nella serie galvanica sia il rapporto sfavorevole tra le superfici.

La sentina La corrosione galvanica avviene facilmente in sentina, luogo bagnato per antonomasia.

Molti citano la famosa moneta di rame caduta nella sentina di una barca in alluminio: due metalli, in contatto, immersi nello stesso liquido: la cella è sicura e lo scafo in alluminio si corroderà fino a che persistono le condizioni della cella sino a perforarsi, anche a barca affondata. Per fortuna non ho mai sentito che sia successo veramente, ma potrebbe succedere. Quindi occhio ai metalli diversi in sentina!

N.B. L'acqua di sentina non è in contatto con il mare, quindi sono due elettroliti distinti e isolati: due metalli tra loro collegati e immersi uno in sentina e l'altro in mare, non formano una coppia galvanica.