

# LA CORROSIONE IN LABORATORIO. ESPERIENZE

Progetto Lauree Scientifiche

Insegnare chimica con passione Ed. 6

Padova, 7 settembre 2018

Prof. Sandro Sandri

IIS Pacinotti Mestre

[sandri.sandro@iispacinottive.it](mailto:sandri.sandro@iispacinottive.it)

In questo mio intervento mi propongo, secondo una prospettiva didattica, di approfondire il fenomeno della corrosione con alcune semplici preparazioni seguite da osservazioni di tipo qualitativo. Tali esperienze sono articolate in due serie: la prima si occupa di definire l'influenza dell'ambiente sulla corrosione; la seconda evidenzia i punti critici in cui ha luogo la corrosione di un materiale ferroso, anche in combinazione con altri metalli.

Nella mia esperienza didattica affronto l'argomento al terzo anno del corso di Tecnologie Chimiche nell'ambito di un modulo didattico che tratta le problematiche dei materiali metallici. E' l'occasione per reintrodurre i concetti generali su reazioni redox ed elettrochimica che andranno poi rivisti negli altri corsi (es. Chimica Analitica), ma può essere altrettanto istruttivo in classi con obiettivi più generici oppure in classi interessate da vicino alla problematica della corrosione, ad es. in istituti con indirizzo meccanico.

Prima di passare alle preparazioni e alle osservazioni, si ha la necessità di un'introduzione teorica. Il concetto basilare da trasmettere agli alunni è che il fenomeno ossidoriduttivo alla base della corrosione elettrochimica di tipo galvanico è creato da uno squilibrio di potenziali. In questo squilibrio, si possono individuare una zona a potenziale maggiore - detta catodica, sede di riduzione, non interessata dalla corrosione - e una zona anodica a potenziale inferiore, sede di ossidazione e quindi oggetto di corrosione. Viene rivolta quindi l'attenzione a quell'ambiente a potenziale relativamente elevato in grado di indurre tale indesiderabile fenomeno.

Per far questo, nell'introduzione si evidenziano alcuni esempi di semireazione con relativo potenziale, tanto più "pericoloso" quanto più elevato. Va rilevato che i potenziali indicati sono "standard", e, anche se in pratica non si hanno concentrazioni o pressioni unitarie, la cosa risulta comunque utile per osservazioni di tipo qualitativo.

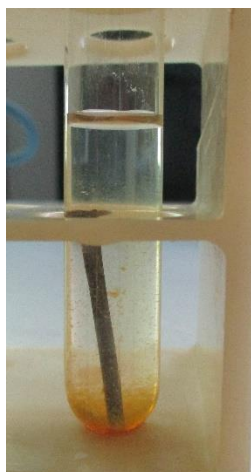
	SEMIREAZIONE	POTENZIALE STANDARD (in Volt)
(1)	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	- 0,83
(2)	$2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
(3)	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow 4 \text{OH}^-$	+ 0,40
(4)	$2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ (\text{aq}) + 3\text{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 0,96
(5)	$4\text{H}^+ (\text{aq}) + \text{O}_2 + 4\text{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,23

Osservazioni e commenti:

La reazione (1) non induce di fatto una corrosione nei riguardi dei comuni materiali metallici (principalmente ferrosi), dato il suo basso valore di potenziale.

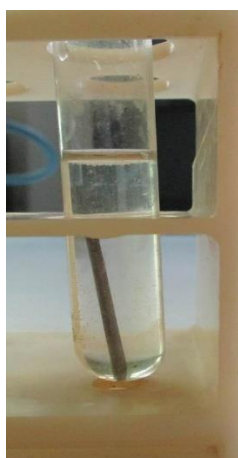
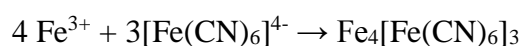
La soluzione acida per la presenza di  $H^+$ , reazione (2), è invece corrosiva nei confronti dei metalli non nobili dato il loro potenziale standard negativo (es. Fe, Zn ecc.).

La reazione (3) è quella che più comunemente si verifica in soluzione, con la conseguente formazione di ioni  $Fe^{2+}$  che evolvono facilmente a  $Fe^{3+}$  e la successiva evidente formazione di idrossidi di colore rosso-brunastro.

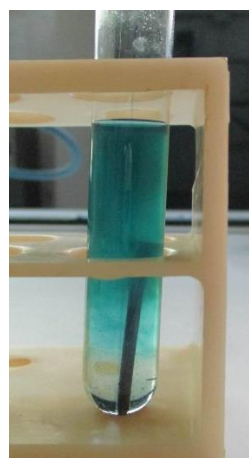


Chiodo di Fe in  $H_2O$

Tali idrossidi non si formano in soluzione acida. Il fenomeno corrosivo può essere tuttavia messo in evidenza con  $K_4[Fe(CN)_6]$ , che viene usato nel riconoscimento di ioni ferrici. Aggiungendo alcune gocce di soluzione di ferrocianuro di potassio a una soluzione da analizzare, se sono presenti ioni  $Fe^{3+}$  si ha formazione del cosiddetto blu di Prussia, cioè del complesso ferro (III) esacianoferrato (II) secondo la reazione

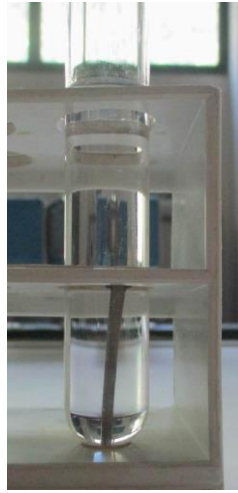


Chiodo di Fe in HCl

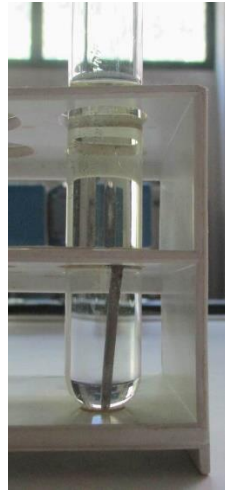


Chiodo di Fe in HCl +  
ferrocianuro

Nella soluzione basica non si osservano di fenomeni di ossidazione, nemmeno impiegando la soluzione di ferrocianuro. Infatti, la semireazione (3) è repressa dalla presenza di alta concentrazione di  $\text{OH}^-$ .

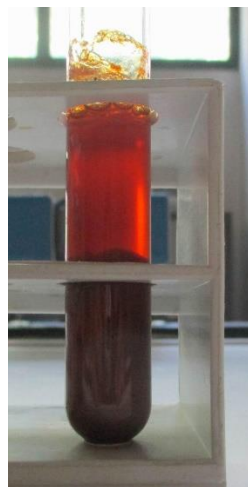


Chiodo di Fe in NaOH



Chiodo di Fe in NaOH +  
ferrocianuro

Fin troppo evidente la capacità ossidante e quindi corrosiva di  $\text{HNO}_3$ , in base alla reazione (4).

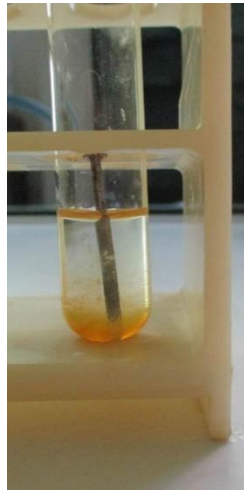


Chiodo di Fe in  $\text{HNO}_3$

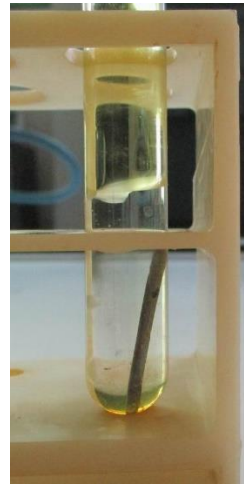
La reazione (5) presenta un elevato potenziale. In condizioni normali è evidente che non si abbiano concentrazioni di  $\text{H}^+$  e pressioni parziali di  $\text{O}_2$  unitarie. Tuttavia la situazione di un sottile film acquoso su un materiale ferroso, con continuo scambio di ossigeno con l'ambiente e l'acidità provocata da gas come  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_x$  e  $\text{SO}_x$  presenti in un'atmosfera urbana, costituiscono un ambiente potenzialmente corrosivo.

Un'altra situazione in questa prima serie di osservazioni si riferisce ad un chiodo di materiale ferroso immerso parzialmente in acqua. Il diverso grado di ossigenazione non fa che acuire lo squilibrio elettrochimico responsabile della corrosione, dando vita a quella forma cosiddetta per "aerazione differenziale".

Ultimo caso, aggiungendo una piccola quantità di olio, questo funge da "tappo idrostatico" e impedisce, o almeno rallenta, lo scambio ossigeno – soluzione, rendendo più difficoltoso il processo corrosivo.



Chiodo di Fe parzialmente  
immerso in H<sub>2</sub>O



Chiodo di Fe in H<sub>2</sub>O +  
olio

Ognuno può adattare queste idee di esperienza e sperimentare personalmente quali siano le condizioni ideali - principalmente il fattore tempo, ma anche la temperatura e la qualità dei chiodi ferrosi (ovviamente non di tipo inossidabile). Ritengo tuttavia che non si debba aspettare più di una giornata perché restino più evidenti le differenze fra i vari ambienti; attendendo più giorni la corrosione avanza in maniera generalizzata e tali differenze tendono a notarsi sempre meno.

La seconda serie di preparazioni/osservazioni riguarda i punti critici dove si sviluppa la corrosione e il rapporto che può intercorrere fra il ferro e altri metalli, più o meno nobili. Poiché in soluzione acquosa si formano ioni, volendo rilevare la posizione in cui essi si formano, occorre impedirne la migrazione, quindi la soluzione viene addensata mediante aggiunta di agar-agar.

In particolare interessa notare il punto dove avviene la corrosione, cioè l'ossidazione, che può essere evidenziato, come in precedenza, con il ferrocianuro. La zona catodica, nella quale la reazione più probabile è la (3) della prima tabella, viene messa in risalto dall'indicatore acido-base fenolftaleina, con la formazione della nota colorazione fucsia per la presenza di ioni  $\text{OH}^-$ .

Osservazioni e commenti:

Dalla prima immagine emerge che la zona anodica interessata da corrosione riguarda la testa e la punta del chiodo. Ciò si spiega con il fatto che sono queste le zone "lavorate" meccanicamente. Le inevitabili distorsioni del reticolo cristallino comportano una sostanziale "debolezza" dal punto di vista elettrochimico che si traduce nell'ossidazione. Di contro, la zona centrale si configura come catodica come evidenziato dalla semireazione già citata. Comportamento analogo ma ancora più evidente si ha con l'esempio della vite, con corrosione molto spinta nella zona della filettatura e della testa scanalata per i motivi esposti in precedenza.



Volendo infine indagare sugli accoppiamenti di un chiodo ferroso con altri metalli, va presentata una scala dei potenziali limitata a pochi elementi, con la quale illustrare la scelta: rame, in quanto più nobile del ferro; magnesio (o zinco) come meno nobili. Per la prova pratica si è scelto il magnesio perché disponibile in striscioline avvolgibili sul chiodo, ma normalmente, quando si tratta di adoperare il sistema di prevenzione alla corrosione detta “ad anodo sacrificale” si impiega lo zinco, meno costoso e con un consumo meno veloce.

SEMIREAZIONE	POTENZIALE STANDARD (in Volt)
$\text{Cu}^{++} + 2e \rightarrow \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Fe}^{++} + 2e \rightarrow \text{Fe}$	- 0,44
$\text{Zn}^{++} + 2e \rightarrow \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Mg}^{++} + 2e \rightarrow \text{Mg}$	- 2,37

Osservazioni e commenti:

L'avvolgimento attorno al chiodo ferroso ottenuto con il rame a potenziale alto non è certamente interessato da corrosione, che viceversa è tutta a carico del ferro in misura molto maggiore rispetto al metallo preso singolarmente (prima immagine).

Il magnesio attorno al chiodo invece riduce notevolmente l'ossidazione del ferro (limitata alle ristrette zone verdi) in quanto, presentando un potenziale inferiore al ferro stesso, tende ad ossidarsi preferenzialmente “sacrificandosi”, salvando però la struttura metallica che si intende preservare (seconda immagine).

