INDICE:

- CORROSIONE
- SOLUZIONI
- POTENZIALI DI EQUILIBRIO
- DIAGRAMMA DI POURBAIX
- EQUAZIONE DI BUTTER-VOLMER
- DIAGRAMMA DI EVANS
- CURVA DI POLARIZZAZIONE CATODICA
- PROTEZIONE CATODICA
- PASSIVITÀ
- CURVA DI POLARIZZAZIONE ANODICA
- TIPI DI CORROSIONE
- PITTING
- CORROSIONE INTERSTIZIALE
- PREN
- CORROSIONE SELETTIVA
- CORROSIONE INTERGRANULARE
- DEZINFICAZIONE DEGLI OTTONI
- GRAFITIZZAZIONE DELLE GHISE
- CORROSIONE PER CONTATTO GALVANICO
- POLARIZZABILITÁ
- CORROSIONE A FATICA
- TENSOCORROSIONE
- INFRAGILIMENTO A IDROGENO
- MIC: Microbiologically Influenced Corrosion
- PROVE DI CORROSIONE
- ACQUE
- CORROSIONE NEL CALCESTRUZZO
- INTERFERENZA ELETTRICA
- CORROSIONE NEGLI IMPIANTI PETROLCHIMICI
- PITTURE
- FILMAZIONE
- PIGMENTI
- PROTEZIONE MEDIANTE STRATI RICOPRENTI
- CORROSIONE A SECCO
- TEORIA DI WAGNER

master COPY

CORROSIONE E PROTEZIONE DEI MATERIALI METALLICI

La corrosione è un fenomeno di danneggiamento che deriva dall'interazione che ha tra un metallo e l'ambiente circostante.

Esistono due tipi di corrosione:

- A UMIDO: comporta la presenza di una fase liquido/acquosa.
  Questo è un processo di tipo elettrochimico che pone schematizzare con 1 o + reazioni di ossidazione e riduzione.
- A SECCO: Avviene a temperature maggiore in quanto NON è presente una fase condensata.

master COPY

Ambiente Naturale

La maggior parte dei metalli si trova in natura sotto forma ossidata, ed è compito della metallurgia di portarli in forma pura/metallica fornendo energia.

La corrosione fa l'opposto, ossia li riporta in forma ossidata. per questo la corrosione è detta ANTIMETALLURGICA.

Le reazioni che ha sono:

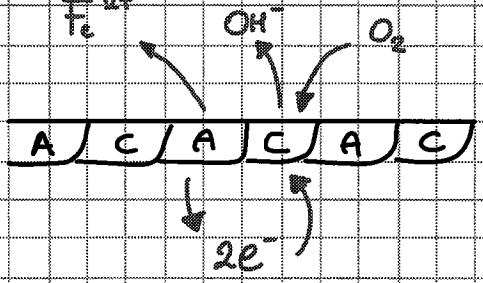
- SVILUPPO DI H^+ DALL' H_2O: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \uparrow$
- RIDUZIONE DELL' OSSIGENO: $\frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2OH^-$

Per classificare i metalli uso il ΔG di reazione che ho con l'idrogeno e l'ossigeno.

	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	METALLI	$\frac{1}{2}O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2OH^-$
Fe / Fe^{2+}	$\Delta G < 0$	ATTIVI	$\Delta G < 0$
Zn / Zn^{2+}	$\Delta G < 0$	ATTIVI	$\Delta G < 0$
Cu / Cu^{2+}	$\Delta G > 0$	SEMINOBILI	$\Delta G < 0$
Ag / Ag^{2+}	$\Delta G > 0$	SEMINOBILI	$\Delta G < 0$
Au	$\Delta G > 0$	NOBILI	$\Delta G > 0$
Pt	$\Delta G > 0$	NOBILI	$\Delta G > 0$

master copy

Processo Corrosivo: Prendo un pezzo di ferro e lo espongo in ambiente corrosivo.



Come ogni reazione elettrochimica anche questa è composta da una reaz. anodica e una catodica.

master copy

NOTA: la superficie del ferro è costituita da una microstruttura formata da grani i cui centri sono meno reattivi dei bordi.

BORDI: ZONA ANODICA || CUORE: ZONA CATODICA

Le reazioni che ho sono le seguenti:

ANODO: $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

Qua avviene l'ossidazione e il ferro passa in soluzione come Fe^{2+} rilasciando elettroni dalla matrice metallica.

CATODO: $\frac{1}{2}O_2 + H_2O + 2e^- \longrightarrow 2OH^-$

Gli elettroni rilasciati dal ferro si spostano qua dove arriva la specie ossidante e riduzzi.

Dunque la reazione complessiva è: $Fe + \frac{1}{2}O_2 + H_2O \rightarrow Fe^{2+} + 2OH^-$

Posso notare che a ridosso della superficie, si iniziano a formare cristalli in precipitato: $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$

Ho dunque che $Fe(OH)_2$ in presenza di ossigeno si ossida e forma $Fe(OH)_3$.

E' inoltre da notare come la ruggine sia in realtà molto poco protettiva per il materiale sottostante, in quanto essendo molto porosa, permette il passaggio di H_2O.

master COPY

Prodotti di Corrosione

Dei prodotti di corrosione è molto importante la loro compattezza in quanto ne determina la loro reale efficacia come protezione.

ACCIAI CORTEN: usati nella realizzazione di ponti. Hanno aggiunte di: FOSFORO, CROMO, NICHEL. Queste impurezze permettono di avere prodotti di corrosione con densità maggiori.

RAME: ad esempio nelle grondaie. Sulla loro superficie precipitano i suoi ossidi e, in base all'ambiente / composizione anche dei sali / cloruri, ho la formazione di una PATINA NOBILE che preserva la parte sottostante.

ACCIAIO + ZINCO: sfruttare lo zinco come impurezza nel ponte, (anche se Zn è meno nobile del ferro) quando sono a contatto con l'atmosfera, alla formazione di carbonati molto densi → molto protettivi, riducendo la velocità di corrosione.

NOTA: la velocità con cui si producono gli strati è uguale alla velocità con cui si consumano, questo perché altrimenti il metallo sarebbe corroso