

# ESERCIZI DI CORROSIONE PER GLI ISTITUTI TECNICI

## ESERCIZIO 12.5

Un processo di elettrodeposizione del rame utilizza 15 A di corrente per sciogliere chimicamente (corrodere) un anodo di rame e per rivestire un catodo di rame. Se si assume che non si verifichino reazioni secondarie, quanto tempo verrà impiegato per corrodere 8,50 g di rame dall'anodo?

### Soluzione:

Il tempo impiegato per corrodere il rame dall'anodo può essere calcolato dall'equazione (12.13):

$$w = \frac{iAtM}{nF} \quad \text{cioè} \quad t = \frac{wnF}{IM}$$

In questo caso:

$$\begin{array}{lll} w = 8,5 \text{ g} & n = 2 \text{ per } \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^{-} & F = 96500 \text{ A}\times\text{s/mole} \\ M = 63,5 \text{ g/mole per Cu} & I = 15\text{A} & t = ?\text{s} \end{array}$$

cioè:

$$t = \frac{(8,5 \text{ g})(2)(96500 \text{ A}\times\text{s/mole})}{(15 \text{ A})(63,5 \text{ g/mole})} = 1722 \text{ s} \quad \text{oppure} \quad 28,7 \text{ min.}$$

## ESERCIZIO 12.6

Una vasca cilindrica di acciaio dolce alta 1 m e di diametro 50 cm contiene acqua aerata fino ad un livello di 60 cm e mostra una perdita in peso dovuta alla corrosione pari a 304 g dopo 6 settimane. Calcolare (a) la corrente di corrosione e (b) la densità di corrente di corrosione della vasca. Si assuma uniforme la corrosione sulla superficie interna della vasca e si supponga che l'acciaio si corroda alla stessa maniera del ferro puro.

**Soluzione:**

(a) Per calcolare la corrente di corrosione useremo l'equazione (12.13):

$$I = \frac{wnF}{tM}$$

$$w = 304 \text{ g} \quad n = 2 \text{ per } \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^- \quad F = 96500 \text{ A}\times\text{s/mole}$$

$$M = 55,85 \text{ g/mole per Fe} \quad t = 6 \text{ settimane} \quad I = ? \text{ A}$$

Dobbiamo convertire il tempo dalle settimane ai secondi, quindi possiamo sostituire tutti i valori nell'equazione (12.13):

$$t = 6 \text{ sett.} \left( \frac{7 \text{ giorni}}{\text{sett.}} \right) \left( \frac{24 \text{ h}}{\text{giorno}} \right) \left( \frac{3600 \text{ s}}{\text{h}} \right) = 3,63 \times 10^6 \text{ s}$$

$$I = \frac{(304 \text{ g})(2)(96500 \text{ A}\times\text{s/mole})}{(3,63 \times 10^6 \text{ s})(55,85 \text{ g/mole})} = 0,289 \text{ A}$$

(b) La densità di corrente è:

$$i(\text{A/cm}^2) = \frac{I(\text{A})}{\text{area}(\text{cm}^2)}$$

*legnati*

$$\text{Area della vasca soggetta a corrosione} = \text{area dei fianchi} + \text{area del fondo} = \\ = \pi Dh + \pi r^2 = \pi(50 \text{ cm})(60 \text{ cm}) + \pi(25 \text{ cm})^2 = 9420 \text{ cm}^2 + 1962 \text{ cm}^2 = 11380 \text{ cm}^2$$

$$i = \frac{0,289 \text{ A}}{11380 \text{ cm}^2} = 2,53 \times 10^{-5} \text{ A/cm}^2$$

## ESERCIZIO 12.7

La parete di una vasca di acciaio contenente acqua aerata si corrode con una velocità di  $54,7 \text{ mg}/(\text{dm}^2 \times \text{giorno})$ . Quanto tempo impiega la parete per diminuire di  $0,50 \text{ mm}$  di spessore?

### Soluzione:

La velocità di corrosione è di  $54,7 \text{ mg}/(\text{dm}^2 \times \text{giorno})$ , cioè  $54,7 \text{ mg}$  di metallo si corrodono ogni giorno su un decimetro quadrato di superficie.

$$\text{velocità di corrosione} = \frac{54,7 \times 10^{-3} \text{ g}}{100(\text{cm}^2 \times \text{giorno})} = 5,47 \times 10^{-4} \text{ g}/(\text{cm}^2 \times \text{giorno})$$

La densità del ferro è  $7,87 \text{ g}/\text{cm}^3$ . Dividendo la velocità di corrosione, espressa in  $\text{g}/(\text{cm}^2 \times \text{giorno})$ , per la densità si ha la diminuzione di spessore per corrosione al giorno:

$$\frac{54,7 \times 10^{-4} \text{ g}/(\text{cm}^2 \times \text{giorno})}{7,87 \text{ g}/\text{cm}^3} = 0,695 \times 10^{-4} \text{ cm/giorno}$$

Il numero di giorni necessari per un assottigliamento di  $0,50 \text{ mm}$  può essere ottenuto dalla proporzione:

$$\frac{x \text{ giorni}}{0,50 \text{ mm}} = \frac{1 \text{ giorno}}{0,695 \times 10^{-3} \text{ mm}}$$

$$x = 719 \text{ giorni}$$

## ESERCIZIO 12.8

Un campione di zinco si corrode uniformemente con una densità di corrente di  $4,27 \times 10^{-7} \text{ A/cm}^2$  in una soluzione acquosa. Qual è la velocità di corrosione dello zinco in milligrammi al decimetro quadrato al giorno? La reazione per l'ossidazione dello zinco è  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ .

### Soluzione:

Per effettuare la conversione dalla densità di corrente ai  $\text{mg}/(\text{dm}^2 \times \text{giorno})$ , useremo l'equazione di Faraday [Equazione (12.14)], con la quale calcoleremo i milligrammi di zinco corrosi su una superficie di  $1 \text{ dm}^2$  al giorno.

$$w = \frac{iAtM}{nF} \quad (12.14)$$

$$w(\text{mg}) =$$

$$= \left[ \frac{(4,27 \times 10^{-7} \text{ A/cm}^2)(100 \text{ cm}^2)(24\text{h} \times 3600 \text{ s/h})(65,38 \text{ g/mole})}{(2)(96500 \text{ A}\cdot\text{s/mole})} \right] \left( \frac{1000 \text{ mg}}{\text{g}} \right) =$$

$$= 1,25 \text{ mg (di zinco che si corrode su un'area di } 1 \text{ dm}^2 \text{ in un giorno)}$$

$$\text{velocità di corrosione} = 1,25 \text{ mg}/(\text{dm}^2 \times \text{giorno})$$

## ESERCIZIO 12.10

Un campione di  $1 \text{ cm}^2$  di nichel al 99,94%, di 0,75 mm di spessore, è ossidato in ossigeno a 1 atm di pressione e a  $600^\circ\text{C}$ . Dopo due ore il campione mostra un aumento di peso di  $70 \mu\text{g/cm}^2$ . Se questo materiale mostra un comportamento all'ossidazione di tipo parabolico, quale sarà l'aumento di peso dopo 10 ore? [Usare l'Equazione (12.23) con  $C = 0$ ].

### Soluzione:

Innanzitutto dobbiamo determinare la costante parabolica di velocità  $k_p$  dell'equazione della velocità di ossidazione  $y^2 = k_p t$ , dove  $y$  è lo spessore di ossido prodotto nel tempo  $t$ .

Dato che l'aumento di peso del campione durante l'ossidazione è proporzionale alla crescita in spessore dello strato di ossido, che può essere misurato con maggiore precisione, sostituiremo  $y$ , spessore dell'ossido, con  $x$ , aumento di peso del campione per unità di area durante l'ossidazione. Dunque,  $x^2 = k'_p t$  e

$$k'_p = \frac{x^2}{t} = \frac{(70 \mu\text{g/cm}^2)^2}{2\text{h}} = 2,45 \times 10^3 \mu\text{g}/(\text{cm}^4 \cdot \text{h})$$

Per  $t = 10\text{h}$ , l'aumento di peso in microgrammi per centimetro quadrato è:

$$x = \sqrt{k'_p t} = \sqrt{[2,45 \times 10^3 (\mu\text{g}^2/(\text{cm}^4 \cdot \text{h}))](10 \text{ h})} = 156 \mu\text{g}/\text{cm}^2$$

## ESERCIZIO 12.11

Un anodo sacrificiale di magnesio di 2,2 kg è collegato allo scafo di acciaio di una nave. Se l'anodo si corrode completamente in 100 giorni, qual è la corrente media erogata dall'anodo in questo periodo?

### Soluzione:

Il magnesio si corrode secondo la reazione  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ . Utilizziamo l'equazione (12.13) per ricavare  $I$ , la corrente media di corrosione (in ampere):

$$w = \frac{ItM}{nF} \quad \text{cioè} \quad I = \frac{wnF}{tM}$$

$$w = 2,2 \text{ kg} \left( \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \right) = 2200 \text{ g} \quad n = 2 \quad F = 96500 \text{ A}\cdot\text{s}/\text{mole}$$

$$t = 100 \text{ giorni} \cdot \left( \frac{24\text{h}}{\text{giorno}} \right) \left( \frac{3600 \text{ s}}{\text{giorno}} \right) = 8,64 \times 10^6 \text{ s} \quad M = 24,31 \text{ g}/\text{mole} \quad I = ?\text{A}$$

$$I = \frac{(2200 \text{ g})(2)(96500 \text{ A}\cdot\text{s}/\text{mole})}{(8,64 \times 10^6 \text{ s})(24,31 \text{ g}/\text{mole})} = 2,02 \text{ A}$$