

# RIPASSIAMO LE BASI DELL'ELETTROTECNICA

L'articolo offre un quadro completo ed aggiornato delle leggi che regolano l'elettrotecnica, leggi che anche un tecnico pratico, quale può essere un installatore, non può esimersi dal conoscere per svolgere razionalmente il proprio lavoro. Parte sesta: Effetti chimici della corrente.



## 6.1 - Dissociazione elettrolitica

*La dissociazione elettrolitica è un fenomeno per il quale si ha la rottura del legame che unisce le molecole di composti chimici quali acidi, basi e sali, quando detti composti vengono disciolti in acqua (soluzione elettrolitica).*

*La soluzione conserva le caratteristiche del composto iniziale essendo le parti dissociate (ioni) vincolate dal fatto di possedere cariche elettriche contrarie.*

È noto che l'acqua, chimicamente pura, è un cattivo conduttore; se però ad essa si aggiungono sostanze appartenenti ai gruppi delle basi, degli acidi e dei sali, si ottiene un liquido buon conduttore di elettricità. Questo liquido costituisce una soluzione elettrolitica, cioè una soluzione in grado di comportarsi come un mezzo conduttore della corrente permettendo lo spostamento, al proprio interno, di atomi o di molecole ionizzati.

Si supponga di versare in acqua del normale sale da cucina ( $\text{NaCl}$ , cloruro di sodio); dopo qualche tempo è facile verificare che tutti i granuli si sono sciolti senza lasciare tracce visive. Ma non è questo il solo fenomeno che si verifica poiché, in modo del tutto spontaneo, ne avviene un altro ben più importante: l'acqua dissocia gli atomi di cloro da quelli di sodio disgregando così l'edificio molecolare del cloruro di sodio (si ricordi che il vincolo che tiene uniti gli atomi di sodio e di cloro è costituito da un elettrone del sodio che viene prestato al cloro; il fenomeno può essere immagi-

nato pensando che questo elettrone, anziché girare solamente attorno al solo atomo di sodio percorra un'orbita che li abbraccia tutti e due).

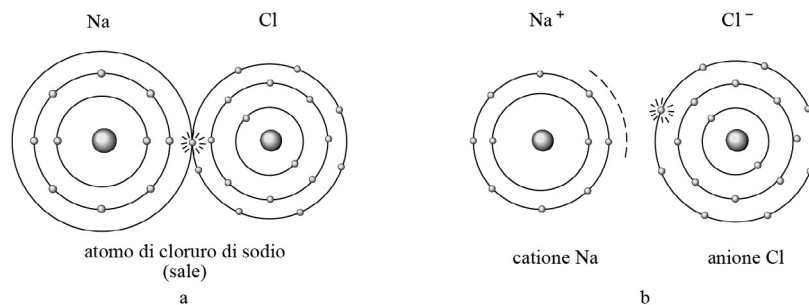


Figura 6.1 - Formazione di ioni da una molecola di NaCl:  
a - atomo di cloruro di sodio;  
b - catione e anione.

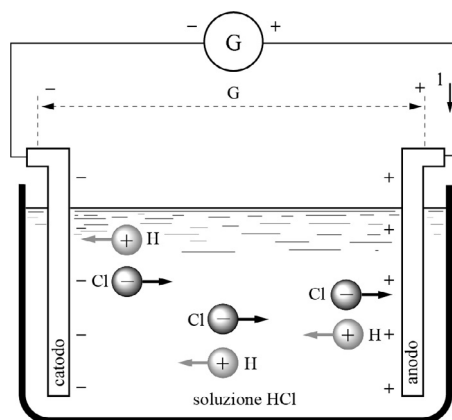


Figura 6.2 - Rappresentazione schematica di un voltmetro.

Con la rottura della molecola, il cloro conserva l'elettrone del sodio per cui si presenta carico negativamente mentre il sodio avendo un elettrone in difetto, risulta carico positivamente.

In queste condizioni gli atomi diventano ioni: l'atomo cloro, che è negativo si chiama anione (e si scrive  $\text{Cl}^-$ ) e quello di sodio si dice catione ( $\text{Na}^+$ ) (Figura 6.1).

Questo fenomeno si chiama dissociazione elettrolitica e mostra come in seno alle soluzioni esistano delle particelle, atomi o molecole, cariche elettricamente.

Gli anioni hanno sempre una o più cariche negative e sono formati da atomi di elementi non metallici (come il cloro, il fluoro, lo zolfo), dall'ossigeno o da molecole formate da ossigeno e da uno degli elementi citati. I cationi sono sempre dotati di cariche positive e sono formati da atomi di metalli (sodio, potassio, rame, nichel, cromo ecc.) o di idrogeno.

## 6.2 - Elettrolisi

*L'elettrolisi è un fenomeno per il quale gli ioni positivi e negativi, quando sottoposti all'azione di un campo elettrico, si muovono ordinatamente verso il catodo e l'anodo dove depositano la loro carica elettrica trasformandosi in molecole o atomi neutri.*

Si consideri ora un recipiente di materiale isolante contenente una soluzione acquosa, ad esempio a base di acido cloridrico (HCl), in cui siano immerse due lastre (elettrodi) o bacchette di grafite o di altro conduttore tra le quali possa essere collegato un generatore di tensione continua (Figura 6.2).

L'elettrodo collegato al polo positivo del generatore si chiama anodo, quello collegato al polo negativo si chiama catodo e tutto il dispositivo prende il nome di voltmetro o cella elettrolitica.

Se tra le estremità del voltmetro si applica una tensione continua, gli ioni che si trovano nella soluzione acquosa e all'interno della quale sono distribuiti in modo uniforme, sono attratti dagli elettrodi di nome contrario: gli anioni, negativi, si spostano verso l'anodo, mentre i cationi, positivi, si muovono verso il catodo (conduzione per convezione o conduzione ionica). Qui giunti, gli ioni depositano la loro carica e tornano ad essere atomi o molecole neutre che in tali condizioni non possono più restare in soluzione.

Il processo descritto si chiama elettrolisi e dà luogo a due conseguenze. Agli effetti dell'elettrolita si ha un trasporto di materia verso i due elettrodi che viene liberata in prossimità di questi: se l'atomo che ne risulta è gassoso, attorno all'elettrodo si può rilevare la formazione di bollicine (ad esempio, ciò accade con l'acido cloridrico HCl, dissociato in H e Cl, perché tanto l'idrogeno che il cloro sono gassosi), altrimenti la sostanza andrà a depositarsi sull'elettrodo.

La seconda conseguenza riguarda il circuito elettrico: gli ioni negativi, depositando la propria carica, creano un eccesso di elettroni all'anodo mentre, contemporaneamente, gli ioni positivi stimolano una richiesta di elettroni al catodo.

Se la tensione del generatore elettrico viene mantenuta costante, la condizione di equilibrio potrà sussistere solo se si stabilisce lungo il circuito esterno un fluire di elettroni dall'anodo al catodo per saturare tutti gli ioni positivi che ivi giungono dalla soluzione. Ciò equivale, in pratica, allo stabilirsi di una corrente che dal polo positivo del generatore va a quello negativo passando attraverso la soluzione (si tenga presente quanto già detto in precedenza in merito al verso convenzionale della corrente).

È bene ricordare che l'elettrolisi si può verificare solo con corrente continua: se, infatti, vi fosse una inversione periodica delle polarità degli elettrodi, gli ioni sarebbero attratti alternativamente dall'anodo e dal catodo e non riuscirebbero a raggiungere gli elettrodi stessi.

### 6.3 - Leggi fondamentali dell'elettrolisi

*L'equivalente elettrochimico di un elemento è la quantità, in grammi, di detto elemento che si separa in un voltmetro con il passaggio di una quantità di cariche elettriche pari a 1 coulomb.*

L'effetto principale dell'elettrolisi consiste, come si è visto, nella separazione del soluto che si raccoglie presso i due elettrodi del voltmetro.

Il fenomeno dell'elettrolisi è regolato da leggi che sono state individuate dal fisico inglese Faraday.

La prima dice che il peso di sostanza separata su ogni elettrodo è rigorosamente proporzionale alla quantità di elettricità che ha attraversato il voltmetro:

$$p = e \cdot Q = e \cdot I \cdot t$$

dove:

$p$  = peso della sostanza in grammi;

$Q$  = quantità di elettricità in coulomb (equivalente alla corrente  $I$  in ampere, moltiplicata per il tempo  $t$  in secondi);

$e$  = coefficiente di proporzionalità, denominato equivalente elettrochimico, che rappresenta il peso di sostanza che viene separata da una quantità di elettricità pari ad 1 coulomb. Ha un valore caratteristico per ogni elemento o composto separato; ad esempio, per l'idrogeno esso vale 0,000 010 38 g/C, per l'argento è di 0,001 118 g/C ecc. È utile anche ricordare che la liberazione di un grammo di idrogeno corrisponde al passaggio di 96 500 coulomb.

Fra gli equivalenti elettrochimici delle varie sostanze esiste un rapporto ben preciso che dipende dalla loro costituzione chimica e di cui la teoria elettronica ci può spiegare chiaramente l'origine.

La quantità di elettricità che attraversa un qualsiasi circuito corrisponde al passaggio di un certo numero di elettroni: se quindi si dice che una certa quantità di elettricità ha attraversato la soluzione, si può intendere che un certo numero di elettroni (o di cariche positive, se si parla del catodo) ha raggiunto gli elettrodi. Se però si pensa che ogni ione può portare una, due o qualche volta tre cariche, affermare che sono passati dei coulomb è come dire che sono passati  $N$  elettroni, i quali potranno essere stati trasportati da  $N$  atomi, oppure da  $N/2$  o  $N/3$  atomi.

La seconda legge di Faraday afferma che l'equivalente elettrochimico di ogni elemento si ottiene da quello dell'idrogeno moltiplicandolo per il peso atomico e dividendolo per la valenza (<sup>1</sup>) dell'elemento considerato. Ad esempio, se si tiene conto che l'ossigeno pesa 16 volte più dell'idrogeno ed ha valenza 2, il suo equivalente elettrochimico sarà:

$$0,000\ 010\ 38 \cdot \frac{16}{2} = 0,000\ 083\ \text{g/C}$$

## 6.4 - Resistenza elettrica delle soluzioni

*La resistenza interna di un voltmetro è rappresentata dalla resistenza ohmica della soluzione elettrolitica. Dipende dalla resistività della soluzione, dal volume di quest'ultima, dalle dimensioni e dalla posizione degli elettrodi. La resistività diminuisce all'aumentare della temperatura.*

Si è detto che il passaggio di corrente all'interno di una soluzione elettrolitica avviene per convezione (o conduzione ionica) perché si basa sul movimento di ioni positivi e negativi che si spostano ordinatamente in versi opposti.

Nel loro spostamento verso l'anodo e il catodo gli ioni incontrano tuttavia delle difficoltà per effetto dell'azione frenante sviluppata dalle molecole della soluzione: il

movimento degli ioni non potrà quindi avvenire spontaneamente, ma solo in presenza di una forza esterna capace di vincere il suddetto attrito.

Esperienze di laboratorio e studi teorici hanno dimostrato che il comportamento di una cella elettrolitica al passaggio della corrente rispetta le leggi di Ohm e di Joule.

Ogni voltmetro presenta quindi una resistenza che, attraversata dalla corrente, produce una caduta di tensione nonché una dissipazione di energia sotto forma di calore.

Il valore di questa resistenza può essere determinato in base alla resistività della soluzione, al volume della medesima, alle dimensioni e alla posizione degli elettrodi. In particolare, il valore della resistenza dipende in modo inversamente proporzionale dalla mobilità, dalla concentrazione e dalla valenza degli ioni nonché dalla temperatura dell'elettrolita.

Per quest'ultimo aspetto, si ricorda che il coefficiente di temperatura delle soluzioni elettrolitiche è negativo per cui ad un innalzamento della temperatura corrisponde un aumento del grado di dissociazione dell'elettrolita con conseguente diminuzione della sua resistività.

## 6.5 - Forza controelettromotrice di polarizzazione

*La f.c.e.m. di polarizzazione è una tensione che si manifesta ai morsetti di un voltmetro per la presenza di un velo di ioni sull'anodo e sul catodo che impedisce il deposito, su questi ultimi, di altri ioni.*

Si è visto che quando si applica una tensione continua agli elettrodi di un voltmetro, gli ioni negativi e positivi presenti nella soluzione elettrolitica si raccolgono rispettivamente all'anodo e al catodo.

Si deve tuttavia evidenziare che nei primi istanti, dopo l'applicazione della tensione, nel voltmetro si manifesta un fenomeno caratteristico e proprio di tutte le soluzioni elettrolitiche: quando i primi ioni arrivano ai loro elettrodo di destinazione anziché liberarsi (ad esempio, sotto forma di bollicine) o depositarsi, aderiscono all'elettrodo racchiudendolo in una specie di guaina isolante.

La raccolta di altri ioni sugli elettrodi risulta perciò impedita e diventa possibile solo se essi arrivano a destinazione con energia sufficiente a vincere la forza di repulsione manifestata nei loro confronti da quelli, di uguale polarità, costituenti la guaina isolante di cui si è detto.

Da un punto di vista elettrico il fenomeno descritto può essere interpretato con la presenza nel voltmetro di una forza controelettromotrice, detta di polarizzazione, di segno opposto alla tensione applicata agli elettrodi.

Si dimostra che questa f.c.e.m. assume valori diversi per l'anodo e il catodo e dipende dalla natura degli elementi disciolti nella soluzione, mentre è indipendente sia dalla forma degli elettrodi che da quella del voltmetro. Si tratta, comunque, di valori piuttosto bassi, compresi tra 1,5 e 2 V per cella.

Per avere circolazione di corrente nel voltmetro è quindi necessario che la tensio-

ne applicata agli elettrodi sia maggiore della f.c.e.m. di polarizzazione complessivamente presente sull'anodo e sul catodo.

Dovrà, di conseguenza, essere soddisfatta la seguente relazione:

$$U = R \cdot I + E_p$$

dove:

$U$  = tensione continua applicata;

$I$  = corrente che si stabilisce nel circuito;

$R$  = resistenza del circuito;

$E_p$  = f.c.e.m. di polarizzazione (valore tipico per ogni soluzione).

Si fa infine rilevare che, se tra i due elettrodi del voltmetro, dopo che questo è rimasto collegato ad un generatore per un certo tempo, si inserisce al posto del generatore stesso, una resistenza con in serie un amperometro, detto strumento indica il passaggio di una corrente avente segno contrario a quello della corrente fatta circolare dal generatore esterno.

Questo fenomeno dimostra che il voltmetro, impiegato nelle condizioni sopra specificate, si comporta come un generatore elettrico a spese della f.c.e.m. di polarizzazione che andrà via via esaurendosi man mano che gli ioni che l'avevano provocata rientrano in soluzione.

Il fenomeno descritto viene largamente utilizzato nel campo degli accumulatori elettrochimici, così come si vedrà nel prossimo Capitolo.

## 6.6 - Applicazioni dell'elettrolisi

Il fenomeno dell'elettrolisi si presta a parecchie applicazioni, alcune delle quali di importanza fondamentale nei processi industriali di metallurgia e di trattamento delle superfici.

Le applicazioni principali si possono raggruppare in quattro categorie: elettrometallurgia, produzione di composti chimici industriali, galvanostegia, galvanoplastica.

### Elettrometallurgia

L'elettrometallurgia consente la separazione dei metalli dai composti naturali che formano i minerali esistenti in natura e la loro raffinazione ad un grado elevatissimo di purezza (il rame elettrolitico usato in elettrotecnica raggiunge purezze fino al 99,99%).

Con questi processi si possono ricavare, oltre al rame, l'oro, l'alluminio, l'argento, il platino, il sodio, il magnesio ecc..

Ad esempio, per ottenere il rame elettrolitico si fa uso di una cella contenente una soluzione di solfato di rame ( $\text{CuSO}_4$ ) nel quale sono immersi due elettrodi di rame

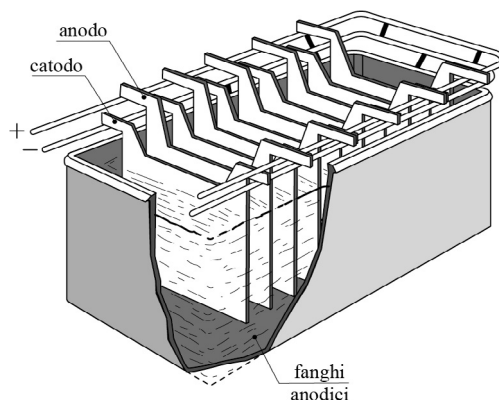


Figura 6.3 - Cella elettrolitica per la raffinazione del rame.

(Figura 6.3). Il solfato di rame si separa in cationi ( $\text{Cu}^{++}$ ) e anioni ( $\text{SO}_4^{-}$ ): i primi migrano, quando passa la corrente, verso il catodo ed i secondi verso l'anodo. I cationi di rame, lasciando la loro carica sul catodo, vi si depositano andando ad ingrossare la lastra, mentre gli anioni depositando le loro cariche intaccano il rame dell'anodo e formano altro solfato di rame che torna in soluzione: il risultato è che l'anodo, formato da rame non puro ottenuto da altri processi chimici, si va man mano riducendo di spessore mentre il catodo, sul quale si deposita rame purissimo, si va ingrossando fino a formare lingotti per l'impiego in elettrotecnica.

### Produzione di composti chimici

Il processo di elettrolisi consente anche di ottenere, nelle celle elettrolitiche, molti altri prodotti industriali come l'idrogeno, l'ossigeno, il cloro, la soda caustica, il clorato di potassio ecc.

L'idrogeno e l'ossigeno si ottengono con elettrodi inattaccabili (cioè di metalli, come il platino, che non reagiscono con gli acidi) in una soluzione di acido cloridrico ( $\text{HCl}$ ). Durante il processo i cationi  $\text{H}^+$  vanno al catodo, posto sotto una campana e liberano dell'idrogeno che si raccoglie nella campana; gli anioni  $\text{Cl}^-$  giungono all'anodo dove lasciano la carica ma, essendo il cloro molto attivo, reagiscono con l'acqua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) portando via gli atomi di idrogeno per formare di nuovo l'acido cloridrico. Resta così l'ossigeno che si accumula entro la campana dell'anodo realizzando in tal modo l'elettrolisi dell'acqua.

### Galvanostegia

La galvanostegia consiste nella deposizione di sottili strati di particolari metalli sopra oggetti metallici (nichelatura, cromatura, argentatura, doratura, ramatura ecc.): l'anodo è formato dal metallo che si deve depositare ed il bagno è costituito da un sale di questo metallo, mentre il catodo è un supporto metallico sul quale vengono collocati i pezzi da trattare con il processo (detto genericamente trattamento delle superfici) (Figura 6.4). Il passaggio della corrente produce il deposito del metallo sulle superfici, con spessori che dipendono dalla durata del trattamento e dall'intensità della corrente.

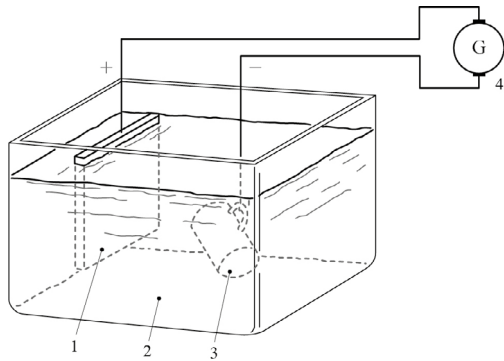


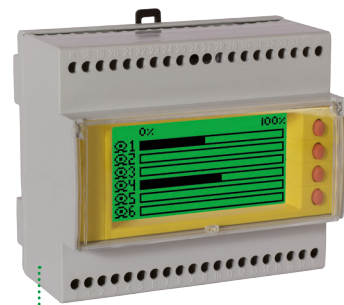
Figura 6.4 – Rappresentazione schematica di un bagno di nichelatura:

- 1 - anodo di nichel;
- 2 - soluzione contenente sali di nichel;
- 3 - oggetto da nichelare;
- 4 - generatore di corrente completo di strumenti e reostato per la regolazione dell'intensità di corrente.

## Galvanoplastica

La galvanoplastica è un processo di deposito simile al precedente, ma realizzato su oggetti non metallici e con spessori di deposito molto maggiori, in genere si usano matrici di gesso o di legno, ricoperte di grafite per consentire la conduzione della corrente, sulle quali il metallo si deposita riproducendo fedelmente la loro sagoma. In tal modo si ottengono, ad esempio, monete, statue o riproduzioni di clichés per la stampa, chiamate galvaniche perché ottenute con deposito di rame.

**LA QUALITÀ  
È LA NOSTRA  
FIRMA  
IL PREZZO  
È LA NOSTRA  
FORZA**



**SRI3/H2FL**  
RELÈ PER IL CONTROLLO  
PERMANENTE DELL'ISOLAMENTO  
CON LOCALIZZAZIONE GUASTI

## SRI3/H2FL

**Localizza il guasto e si può subito intervenire.**

Sviluppato per il settore medico, il sorvegliatore d'isolamento serie SRI3/H2FL monitora costantemente lo stato delle reti BT con neutro isolato da terra (sistemi IT-M) e rileva i difetti d'isolamento dovuti alla componente resistiva.

Appositi trasduttori posti su ogni partenza favoriscono la localizzazione dei guasti. I molteplici allarmi rilevati da SRI3/H2FL sono segnalati sia visivamente (sul display) che acusticamente, grazie al pannello di ripetizione remota PSR3, cosicché l'operatore possa intervenire prontamente, garantendo la continuità di servizio. Dotato di interfaccia seriale, il dispositivo è equipaggiabile fino a 18 trasduttori consentendo il continuo monitoraggio di tutte le partenze installate. SRI3/H2FL è un prodotto innovativo e decisamente vantaggioso che Dossena offre con la qualità di sempre.



Via Ada Negri, 1  
26824 Cavenago d'Adda (LO) - Italia  
T +39 0371 44971  
[www.dossena.it](http://www.dossena.it)



## ESERCIZI SVOLTI

**Esercizio 1** - Un voltmetro nel quale è depositata una soluzione di acido cloridrico è attraversato da una corrente di 12,5 kA. Calcolare la quantità di idrogeno liberato dall'elettrodo dopo un tempo pari a 12 minuti primi.

*Soluzione*

Si deve applicare la prima legge di Faraday, dopo aver effettuato le equivalenze per riportarsi alle unità del Sistema Internazionale:

$$12,5 \text{ kA} = 12,5 \cdot 10^3 \text{ A}$$

$$12 \text{ minuti primi} = 12 \cdot 60 = 720 \text{ secondi}$$

L'equivalente elettrochimico  $e$  dell'idrogeno è uguale a 0,01038 mg/C, il peso  $p$  dell'idrogeno liberato risulta allora:

$$P = e \cdot Q = e \cdot I \cdot t = 0,01038 \cdot 10^{-3} \cdot 12,5 \cdot 10^3 \cdot 720 = 93,4 \text{ g}$$

**Esercizio 2** - In un voltmetro vi è una soluzione di sali d'argento e si vuole depositare un peso di 38 g di questo elemento sull'elettrodo. Se si fa circolare una corrente di 650 A, quanto tempo è necessario?

*Soluzione*

Si applica la prima legge di Faraday (l'equivalente elettrochimico e dell'argento è di 1,118 mg/C):

$$t = \frac{p}{e \cdot I} = \frac{38}{1,118 \cdot 10^{-3} \cdot 650} = 52,3 \text{ s}$$

**Esercizio 3** - In una cella elettrolitica, utilizzata per produrre ossigeno e idrogeno, presenta una f.c.e.m. di polarizzazione di 2,1 V e una resistenza interna ohmica di 0,25 mΩ. Si calcoli la tensione che si deve applicare per far circolare la corrente di 550 A.

*Soluzione*

La tensione da applicare dovrà essere uguale alla f.c.e.m. di polarizzazione aumentata dalla c.d.t. ohmica interna. Si può usare la formula:

$$U = E + r \cdot I = 2,1 + 0,25 \cdot 10^{-3} \cdot 0,550 \cdot 10^3 = 2,24 \text{ V}$$

Si noti che al variare di  $I$  la f.c.e.m. non varia.

**Esercizio 4** - Quale è la f.c.e.m. di polarizzazione di un voltmetro che sottoposto alla tensione di 2,28 V assorbe una corrente di 890 A e presenta una resistenza interna di 0,75 mΩ.

Si utilizza la relazione:

*Soluzione*

$$E = U - r \cdot I = 2,28 - 0,75 \cdot 10^{-3} \cdot 0,890 \cdot 10^3 = 1,61 \text{ V}$$

**Esercizio 5** - Una corrente di 10 A percorre un bagno galvanico per il deposito di argento. Si chiede quanti grammi del metallo saranno depositati dopo 2 ore.

*Soluzione*

Si deve moltiplicare l'equivalente elettrochimico per la quantità totale di corrente transitata: se l'equivalente è fornito in milligrammi per coulomb (mg/C), naturalmente si deve passare dagli amperora (Ah) ai coulomb (C), moltiplicando per 3 600. L'equivalente dell'argento è 1,118 mg/C.

$$\begin{aligned}Q_{\text{Ah}} &= I \cdot t = 10 \cdot 2 = 20 \text{ Ah} \\Q_{\text{c}} &= 3\,600 \cdot Q_{\text{Ah}} = 3\,600 \cdot 20 = 72\,000 \text{ C} \\p &= e \cdot Q_{\text{c}} = 1,118 \cdot 72\,000 = 80\,496 \text{ mg} = 80,496 \text{ g}\end{aligned}$$

**Esercizio 6** - Si chiede quale corrente percorre un voltmetro che separa 0,64 g di argento in 20 minuti primi.

*Soluzione*

Si usa la medesima formula del caso precedente ottenendo la quantità di elettricità in coulomb. Per passare alla corrente in ampere è necessario dividere per il tempo misurato in secondi.

$$\begin{aligned}Q &= \frac{p}{e} = \frac{0,64 \cdot 10^3}{1,118} = 572,45 \text{ C} \\I &= \frac{Q}{t} = \frac{572,45}{20 \cdot 60} = \frac{572,45}{1\,200} = 0,477 \text{ A}\end{aligned}$$

**Esercizio 7** - Si vuole conoscere la quantità di elettricità necessaria per separare 100 g di rame da una soluzione di solfato di rame.

*Soluzione*

Si usa ancora la formula precedente, tenendo presente che l'equivalente elettrochimico in questo caso è 0,329 mg/C. Anche qui può convenire dividere il risultato in coulomb, per 3 600 per avere la quantità in amperora.

$$\begin{aligned}Q_{\text{c}} &= \frac{p}{e} = \frac{100 \cdot 10^3}{0,329} = 303\,951 \text{ C} \\Q_{\text{Ah}} &= \frac{Q_{\text{c}}}{3\,600} = \frac{303\,951}{3\,600} = 84,43 \text{ Ah}\end{aligned}$$

**Esercizio 8** - In un voltmetro vi è una soluzione di sali d'argento e si fa circolare la corrente di 7 500 A per 25 s. Quanti grammi d'argento verranno depositati?

*Soluzione*

Si deve applicare la prima legge di Faraday, tenendo presente che l'equivalente elettrochimico dell'argento è di 1,118 mg/C.

Si ha allora:

$$p = e \cdot I \cdot t = 1,118 \cdot 10^{-3} \cdot 7\,500 \cdot 25 = 209,6 \text{ g}$$

**Esercizio 9** - Quale resistenza interna presenta una cella elettrolitica nella quale la f.c.e.m. di polarizzazione è di 1,95 V e nella quale applicando la tensione di 2,5 V circola una corrente di 1 500 A? Quale potenza viene dissipata in calore?

*Soluzione*

Per determinare la resistenza interna si utilizza la formula seguente:

$$r = \frac{U - E}{I} = \frac{2,5 - 1,95}{1\,500} = 0,367 \cdot 10^{-3} \Omega = 0,367 \text{ m}\Omega$$

il valore della potenza dissipata risulta quindi:

$$P = r \cdot I^2 = 0,367 \cdot 10^{-3} \cdot 1\,500^2 = 825,7 \text{ W}$$

### ESERCIZI DA SVOLGERE

**Es. 1** - Un voltmetro nel quale è presente una soluzione di acido cloridrico libera per elettrolisi dell'acqua 82 g di idrogeno. Si calcoli per quanto tempo è circolata una corrente di 8,5 kA per ottenere questo risultato.

(Risultato: 929,4 s)

**Es. 2** - Quale corrente deve essere applicata ad un voltmetro in cui è presente una soluzione di sali d'argento per depositare 20 g di argento in 36 s.

(Risultato: 496,7 A)

**Es. 3** - Calcolare la corrente che circola in una cella elettrolitica che presenta una f.c.e.m. di polarizzazione di 2 V e una resistenza interna di 0,12 m $\Omega$ , quando si applica una tensione di 2,5 V.

(Risultato: 4 167 A)

**Es. 4** - Calcolare il valore della f.c.e.m. di polarizzazione in un voltmetro che sottoposto a 2,35 V assorbe la corrente di 7,5 A, assumendo una resistenza interna di 0,85 m $\Omega$ .

(Risultato: 1,71 V).