

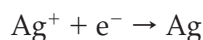
Le leggi di Faraday

Negli esempi di elettrolisi che abbiamo illustrato risulta evidente che per realizzare le trasformazioni che avvengono agli elettrodi occorre fornire energia elettrica al sistema; pertanto è ragionevole affermare che esiste una relazione tra la quantità di elettricità che circola in una cella elettrolitica e le quantità delle sostanze che si trasformano agli elettrodi.

Uno dei primi scienziati a studiare gli aspetti quantitativi delle trasformazioni elettrochimiche fu M. Faraday che enunciò due importanti leggi.

La **prima legge di Faraday** afferma che la quantità di sostanza che si produce su ciascun elettrodo durante un processo di elettrolisi è direttamente proporzionale alla quantità di elettricità che attraversa la cella elettrolitica.

Oggi comprendiamo bene il significato di questa legge perché siamo in grado di descrivere i processi elettrolitici a livello particellare. Consideriamo per esempio la seguente trasformazione:



Risulta chiaro che per ottenere 1 atomo di argento è necessario 1 elettrone, e quindi per ottenere 1 mol di atomi di argento è necessaria 1 mol di elettroni. Si può determinare sperimentalmente che per ottenere 1 mol di argento (cioè 107,9 g del metallo) occorre far passare nella cella una quantità di elettricità pari a **96 485 C**; questo valore corrisponde proprio al prodotto della carica elettrica di un singolo elettrone per il numero di Avogadro:

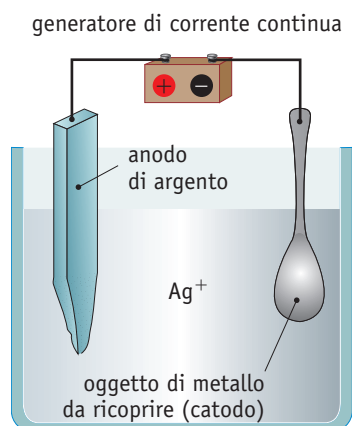
$$1,60217733 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,0221 \cdot 10^{23} = 96\,485 \text{ C}$$

Questa quantità di elettricità corrisponde quindi alla carica di una mole di elettroni e viene chiamata **costante di Faraday (F)**. In generale per calcolare la quantità di elettricità che percorre un circuito occorre fare riferimento alla seguente relazione:

$$Q = I \cdot t$$

carica elettrica in coulomb (C)
tempo in secondi (s)
intensità di corrente in amper (A)

I processi elettrolitici sono utilizzati anche per ricoprire oggetti con un sottile strato di metallo (figura ►1).



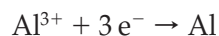
◀ **Figura 1**
 Attraverso un processo elettrolitico il cucchiaino si ricopre di uno strato di argento.

Approfondimento

Prima di enunciare la seconda legge di Faraday occorre seguire il seguente ragionamento. Se facciamo passare una quantità di elettricità pari a una mole di elettroni in una cella elettrolitica che contiene ioni bivalenti, come per esempio ioni rameici Cu^{2+} , dobbiamo aspettarci che al catodo si formi soltanto mezza mole di rame. Infatti occorrono 2 elettroni per ridurre uno ione Cu^{2+} e produrre 1 atomo di rame:



È logico quindi che per ottenere una mole di rame occorra una quantità doppia di elettricità. In modo del tutto analogo si capisce che facendo passare una mole di elettroni in una cella elettrolitica contenente ioni Al^{3+} , la quantità di alluminio che si deposita al catodo è pari a un terzo della massa di una mole. Infatti per formare ogni atomo di alluminio sono necessari 3 elettroni:



La quantità di sostanza che si forma agli elettrodi quando nel circuito passa una mole di elettroni venne indicata da Faraday con il nome di *equivalente elettrochimico*. Nel caso dell'argento l'equivalente elettrochimico è una quantità che corrisponde alla mole, mentre nel caso del rame corrisponde a mezza mole e nel caso dell'alluminio, infine, corrisponde a un terzo di mole.

La **seconda legge di Faraday** afferma che la stessa quantità di elettricità fornita a differenti celle elettrolitiche produce agli elettrodi quantità diverse di sostanza, comunque sempre proporzionali ai rispettivi equivalenti elettrochimici.