



■ Alessandro Volta



■ Luigi Galvani



Navigazione

- Per un'approfondita analisi della vita e dell'opera di Alessandro Volta vedi: <http://ppp.unipv.it/Volta/pages/Page0.html>
- Per l'opera di Galvani in latino e in italiano (studi sull'elettricità animale: i famosi esperimenti sulla stimolazione elettrica della muscolatura degli arti posteriori della rana) si rimanda al sito: <http://cis.alma.unibo.it/galvani/textus.html>

L'elettrochimica

L'elettrochimica è quella parte della chimica che studia i processi che, mediante reazioni chimiche, possono portare alla **produzione di energia elettrica**, come avviene nelle **pila o batterie** o che, viceversa, possono utilizzare l'energia elettrica per far avvenire reazioni chimiche (**elettrolisi**).

L'elettrochimica nasce (intorno al 1800) con Alessandro Volta (1745-1827), che riprese gli studi sull'elettricità di Luigi Galvani (1737-1798) e inventò la **pila**.

La pila

La **pila o cella galvanica** (o **cella voltaica**) è un dispositivo che sfrutta reazioni chimiche spontanee (di ossido-riduzione) per produrre energia elettrica.

Quando abbiamo introdotto le ossido-riduzioni, abbiamo effettuato un semplice esperimento: abbiamo immerso una lamina di zinco in un becher contenente una soluzione di solfato di rame (di colore azzurro) e, dopo un breve tempo, abbiamo notato che:

1. la lamina immersa assumeva un colore rossiccio, essendosi ricoperta di uno strato di rame metallico;
2. la temperatura era aumentata.

Lo zinco si è ossidato (da Zn metallico, n.o. = 0, a ione Zn^{2+} , n.o. = +2) cedendo 2 elettroni al rame, che si è ridotto da ione Cu^{2+} (n.o. = +2) a rame metallico Cu (n.o. = 0).

In questa reazione di ossido-riduzione si verifica **spontaneamente** un flusso di elettroni dallo zinco al rame, che si accompagna a produzione di calore (reazione esotermica).

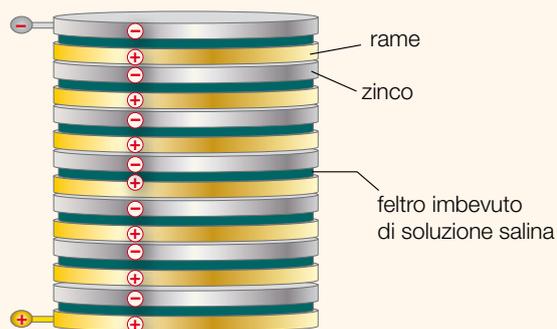
Se separiamo fisicamente le due semireazioni (di ossidazione e di riduzione), l'**energia chimica** prodotta nella reazione redox può essere trasformata in **energia elettrica**: collegando opportunamente i siti delle due semireazioni con un filo conduttore metallico, gli elettroni liberati nella semireazione di

La pila di Alessandro Volta

Alessandro Volta intorno al 1800 inventò la pila elettrica che da lui prende il nome.

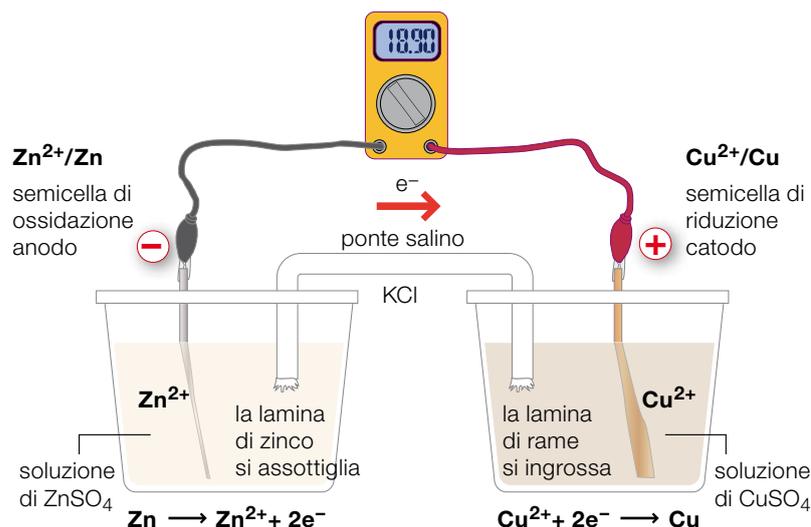
La pila di Volta è costituita da una colonna di elementi simili, detti **elementi voltaici**, "impilati" appunto uno sopra l'altro. Ogni elemento è formato da un disco di rame e uno di zinco e i diversi elementi sono separati tra loro da un disco di cartone o feltro imbevuto di acqua salata o acidulata (in pratica una soluzione elettrolitica).

Collegando con un filo conduttore le due estremità (rame e zinco) della pila si realizza un circuito elettrico, attraverso il quale circola elettricità per la differenza di potenziale che si realizza tra gli elementi voltaici posti in serie.



ossidazione scorreranno lungo il filo metallico per raggiungere l'agente ossidante che si riduce "catturando" questi elettroni.

Il dispositivo che andiamo a costruire è una **pila elettrica**, più esattamente la **pila Daniell**, dal nome del suo inventore (l'invenzione è del 1836 e rappresenta un perfezionamento della prima pila, la pila di Volta).



I due becher rappresentano le due semicelle della pila. Nelle due semicelle, una volta collegate, si verificano, rispettivamente, le due semireazioni:

1. di ossidazione



2. di riduzione



Gli elettroni si spostano lungo il filo conduttore dall'anodo (lamina di zinco) al catodo (lamina di rame).

La pila Daniell, in sintesi, funziona per la reazione redox complessiva:



Durante il funzionamento della pila, all'anodo aumentano gli ioni Zn²⁺ mentre al catodo diminuiscono gli ioni Cu²⁺. All'anodo, l'eccesso di cariche positive nella soluzione impedirebbe altre trasformazioni di atomi di zinco in ioni Zn²⁺. Al catodo, la carenza di cariche positive impedirebbe l'ulteriore trasformazione di ioni Cu²⁺ in rame metallico. Il **ponte salino** (tubo contenente soluzione di KCl), con i suoi ioni, neutralizza le cariche che si vanno accumulando nelle due semicelle: gli anioni Cl⁻ si spostano verso l'anodo per bilanciare la carica positiva che qui si produce, mentre gli ioni K⁺ si spostano verso il catodo per bilanciare l'eccesso di ioni negativi che si vanno accumulando.

Abbiamo realizzato, in modo così semplice, un generatore di corrente elettrica: la pila elettrica Daniell.



Navigazione

- Per ulteriori approfondimenti si rimanda alla sezione on line dell'elettrochimica.

Un po' di terminologia elettrochimica

Chiamiamo **celle elettrochimiche** sia i dispositivi che consentono di utilizzare reazioni redox per produrre energia elettrica (questi sono chiamati più specificamente **celle galvaniche** o **celle voltaiche**) sia i dispositivi che utilizzano l'energia elettrica per reazioni redox (elettrolisi: **celle elettrolitiche**).

Gli **elettrodi** delle celle elettrochimiche sono chiamati anodo e catodo. L'**anodo** è quello in cui si verifica il processo di **ossidazione** (nella pila Daniell è la lamina di zinco, che tende a consumarsi, perché passa in soluzione sotto forma di ioni Zn^{2+}); dall'anodo partono gli elettroni che raggiungono il catodo attraverso il circuito esterno (filo conduttore); nella pila Daniell l'anodo è il **polo negativo**; il **catodo** riceve gli elettroni e **si riduce** (è la lamina di rame della pila Daniell, che tende a ispessirsi, perché gli ioni Cu^{2+} della soluzione, riducendosi, si depositano sulla lamina

sotto forma di rame metallico); nella pila Daniell è il **polo positivo**.

La pila Daniell (come le altre pile) viene rappresentata indicando, secondo un preciso ordine, le specie chimiche (le coppie redox) coinvolte nella reazione:



Oggi giorno, le pile e le batterie hanno avuto una larghissima diffusione, per i molteplici campi di utilizzo, e ne esistono in commercio diverse tipologie, come:

1. le **pile a secco**, che non contengono un elettrolita liquido. Ne sono un esempio: la tradizionale **pila Leclanché** (zinco-carbone), le più recenti **pile alcaline** (che utilizzano come elettrolita l'idrossido di potassio), le **pile a bottone** (contenenti mercurio) molto usate, per le loro ridotte dimensioni, in orologi e calcolatrici;

2. le **pile ricaricabili** sempre più diffuse come quelle al **nichel-cadmio** e le **pile a ioni di litio**, utilizzate nei pc portatili e nei telefoni cellulari per la buona durata della carica;

3. gli **accumulatori al piombo**, comunemente conosciuti come batterie per autotrazione, che sono dispositivi ricaricabili utilizzati per l'avviamento delle autovetture a motore.



Una pila elettrica, dunque:

- è un dispositivo che converte l'energia chimica (liberata da una reazione redox spontanea) in energia elettrica;
- è costituita da due semicelle (una di ossidazione e una di riduzione), collegate mediante un filo conduttore (per verificare il passaggio di corrente possiamo collegare quest'ultimo a un amperometro) e da un ponte salino (che completa il circuito e riequilibra le cariche elettriche).

L'elettrolisi

Le pile elettriche sono dispositivi che consentono la produzione di energia elettrica mediante reazioni redox spontanee.

L'elettrolisi (pronuncia elettrolisi o elettrolisi) può essere considerata come la condizione inversa, in cui si verificano reazioni chimiche (redox) non spontanee, grazie alla somministrazione di energia elettrica.

L'elettrolisi consente la produzione industriale dei metalli alcalini (litio, sodio, potassio) e alcalino-terrosi (berillio, magnesio, calcio), e ha altre importanti applicazioni.

I dispositivi nei quali si realizza questo processo sono chiamati **celle elettrolitiche**.



Navigazione

Espansione:

- Le pile, l'elettrolisi, galvanoplastica e galvanostegia



Glossario

Elettrolita: gli elettroliti sono sostanze che, in soluzione o allo stato fuso si dissociano (o si ionizzano), liberando ioni che possono condurre la corrente elettrica. Sono elettroliti gli acidi, le basi e i sali.

Una **cella elettrolitica** è formata da due elettrodi uguali immersi in un **elettrolita**.

Collegati a un generatore di elettricità, un elettrodo assume una carica positiva e l'altro una carica negativa.

Gli ioni presenti nell'elettrolita vengono attratti verso l'elettrodo con la carica di segno opposto (gli ioni negativi o anioni verso l'elettrodo positivo e gli ioni positivi o cationi verso l'elettrodo negativo). A livello degli elettrodi si verificano poi le reazioni di ossido-riduzione. Per comprendere il processo elettrolitico vediamo come vengono prodotti sodio e cloro per elettrolisi dal cloruro di sodio.

Il cloruro di sodio (NaCl), il comune sale da cucina, fuso per riscaldamento (il punto di fusione di NaCl è di 804 °C) è un elettrolita (contiene gli ioni Na^+ e Cl^-) e consente il passaggio di corrente elettrica se vi immergiamo due elettrodi uguali collegati a una batteria.

L'elettrodo collegato al polo negativo della batteria attira gli ioni positivi Na^+ , che si riducono a sodio metallico (Na), mentre l'elettrodo collegato al polo positivo attira gli ioni negativi Cl^- , che si ossidano a cloro gassoso (Cl_2):



Come per la pila, anche nella cella elettrolitica l'elettrodo dove si verifica l'**ossidazione** è detto **anodo** e quello dove si verifica la **riduzione**, **catodo**, ma, al contrario della pila, nella cella elettrolitica l'**anodo è positivo** e il **catodo negativo**.

Così nella cella elettrolitica l'**anodo** (positivo) attira gli ioni negativi, **anioni**; il **catodo** (negativo) attira gli ioni positivi, **cationi**.

