

MODULO 9

LA PILA ELETTRICA

OBIETTIVO:

Conoscere i principi alla base del funzionamento delle pile.
Sperimentare alcuni tipi di coppie galvaniche caratteristiche.

TARGET:

Scuola media, scuola secondaria

TEORIA:

Uno dei più affascinanti argomenti della fisica e dell'elettrologia riguarda la storia e il funzionamento delle pile. Purtroppo a scuola se ne parla troppo poco e addirittura in alcuni casi ho avuto modo di constatare che, seppure viene trattato, non si dà ad esso la minima importanza. Esso è certamente un argomento impegnativo e non voglio escludere la difficoltà che può trovare un docente che, per trattarlo nel migliore dei modi, è obbligato ad approfondire la storicità degli eventi e deve operare un approfondimento interdisciplinare su argomenti di fisica, di chimica e di elettrotecnica. Nonostante tali difficoltà, tuttavia, ritengo che tutto questo non giustifichi affatto la completa indifferenza che taluni corsi di studio presentano a riguardo questi concetti così fondamentali per conoscenza.

Mi sembra giusto quindi, dedicare un modulo a questo prezioso argomento, in modo da fornire il giusto risalto a queste tematiche e cercare, inoltre, di accendere l'entusiasmo dei docenti attenti e sensibili a queste cose. Onde migliorare la didattica sull'argomento, ho arricchito i laboratori di questo modulo con numerose esperienze molto interessanti sulle pile fra le quali avrò il piacere di presentare una pila molto particolare di mia ideazione, che vi permetterà di dimostrare con estrema semplicità le leggi che stanno alla base della conversione dell'energia chimica in energia elettrica.

La scoperta della pila avviene grazie agli studi del grande scienziato italiano Alessandro Volta. Il Volta, nasce a Como il 18 febbraio del 1745 da una famiglia aristocratica. Nella sua vita ha la possibilità di lavorare con numerosi scienziati tra cui Laplace e Lavoisier. Nel 1785 viene nominato Rettore presso l'università di Pavia mentre la presentazione della pila avverrà solo nel 1799 – 1800 dietro comunicazione al presidente della Royal Society. Nel 1801 si reca a Parigi dove riceve la spada alla Legion d'Onore dalle mani del primo console che diventerà poi l'imperatore Napoleone Bonaparte. Alessandro Volta si spegne nella sua casa natale il giorno 5 marzo 1827 all'età di 82 anni.

Avremo potuto dire tante cose su questo grande scienziato comasco, ma per motivi di spazio rimandiamo gli interessati ad approfondire su testi specifici riguardanti la biografia di Volta e argomenti legati alla storia della pila.

La pila funziona grazie ad un fenomeno chiamato proprio effetto Volta che si verifica allorché poniamo in contatto fra loro due metalli diversi. All'interno dell'allegato di questo modulo, troverete approfondimenti e dettagli su tale fenomeno, per ora dico solamente che, se due corpi conduttori (per esempio due metalli) sono messi fra loro a contatto, fra essi si presenta una differenza di potenziale elettrico. Questa differenza di potenziale si verifica poiché gli elettroni, che sono presenti nei due metalli, hanno energia molto diversa. Ogni

metallo è caratterizzato da una determinata configurazione elettronica esterna e quindi è in grado di fornire un diverso livello di energia ai suoi elettroni liberi rispetto ad un altro preso come riferimento. Come conseguenza di questo fatto, il metallo i cui elettroni hanno un'energia più elevata, possono con maggiore facilità trasferirsi all'interno del metallo posto a suo diretto contatto. Quello che abbiamo appena detto potrebbe portarci a pensare che sia molto semplice ottenere una pila elettrica. Basterebbe, infatti, avere due metalli diversi e connetterli fra di loro. In realtà, come Volta fece osservare, la stessa ragione per la quale il fenomeno tende a verificarsi, produce di riflesso anche un inconveniente. Infatti, se una volta messi in contatto due metalli diversi, chiudiamo il circuito servendoci di un altro metallo, che dobbiamo necessariamente utilizzare come filo elettrico per collegare il circuito esterno, si presenta questo problema: in pratica, appena colleghiamo il conduttore, si viene a realizzare un secondo contatto fra i metalli della pila e i metalli del filo elettrico, che genera un potenziale perfettamente opposto a quello generato dalla coppia dei metalli della pila. Questo secondo potenziale purtroppo, annulla il potenziale elettrico principale.

Vorrei esprimere meglio questo concetto fondamentale che sta alla base della comprensione della pila. In definitiva, attraverso l'uso di due metalli posti in contatto fra di loro, formiamo la pila vera e propria. Per utilizzare il potenziale generato dalla coppia di metalli dobbiamo necessariamente usare un altro metallo (filo elettrico di collegamento) tramite il quale dobbiamo raggiungere l'utilizzatore e chiudere successivamente il circuito. Ma, questa seconda connessione, si presenta come se fosse un'altra pila e produce anch'essa una differenza di potenziale per effetto Volta. Pertanto avremo come conseguenza l'annullamento del potenziale generato dalla coppia di metalli che costituisce la nostra pila di partenza (Vedi la figura n.1.9).

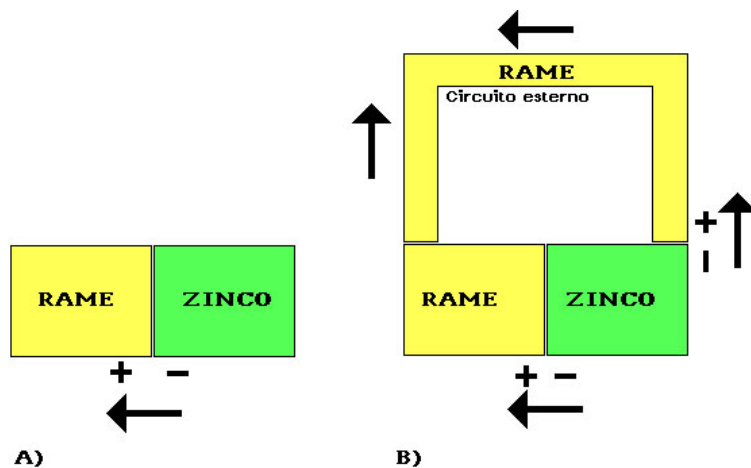


Fig. 1.9 - Annullamento del potenziale Volta a causa del collegamento -

La figura n. 1.9 mostra quanto appena affermato. Osservando la figura (lato B), si può vedere che la giunzione rame/zinco, prodotta per mezzo del conduttore del circuito esterno di rame, produce un potenziale che si oppone a quello prodotto dalla giunzione principale. I due potenziali fanno circolare delle correnti identiche che, muovendosi in opposizione, si annullano reciprocamente.

Ma vediamo come Volta risolse il problema. Nei suoi studi, egli parlava di conduttori di **prima specie** (i metalli) e dei conduttori di **seconda specie** (le

soluzioni elettrolitiche). Anche il contatto generato fra un metallo e una soluzione provoca un potenziale elettrico ma, in questo caso, ci troviamo di fronte ad un potenziale dotato di energia diversa e quindi se interponiamo una soluzione elettrochimica fra due metalli, riusciamo a compensare il potenziale generato per mezzo del secondo contatto e favoriamo quindi la circolazione di una determinata corrente. Questo è, in definitiva, quello che Volta riuscì ad ottenere.

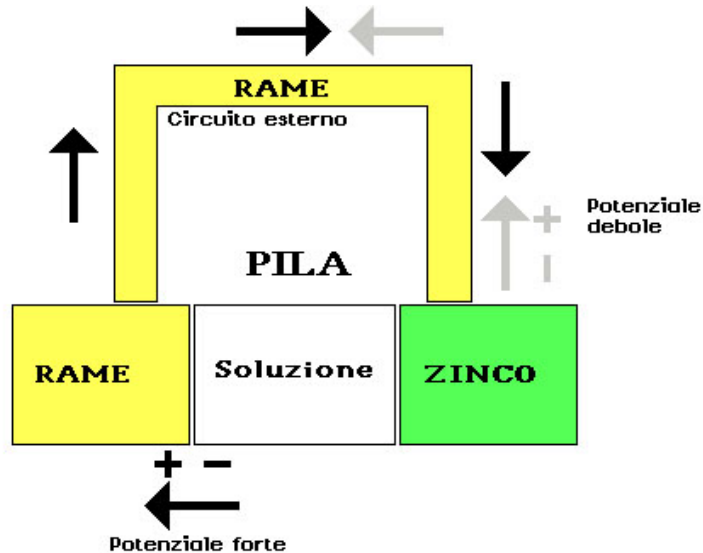


Fig. 2.9 - La soluzione elimina l'inconveniente derivato dal potenziale di contatto -

Quindi, attraverso l'impiego di una soluzione elettrochimica o conduttore di seconda specie, come Alessandro Volta la definiva, non facciamo altro che scomporre i potenziali di contatto in due tipi distinti. Uno di essi, si origina fra metallo e metallo, l'altro fra metallo e soluzione. Poiché quello che si origina fra metallo e soluzione è in grado di fornire energia maggiore, esso prevale su quello parassita che si genera fra metallo e metallo a causa del conduttore esterno. Per questa ragione osserviamo il passaggio di corrente nel circuito esterno.

Voglio avvisare i più esigenti che, all'interno dell'allegato, è spiegato con maggior dettaglio questo principio che, per ragioni dettate dalla semplicità espositiva di questo paragrafo, non è possibile approfondire ulteriormente in questo contesto. In ogni caso, la spiegazione del fenomeno fornita finora è più che sufficiente per affrontare la pratica sperimentale.

La pila quindi non è altro che una sorgente di corrente elettrica continua che viene ottenuta tramite la trasformazione dell'energia chimica contenuta al suo interno. Nella sua struttura più semplice, essa è costituita da due elettrodi o poli, uno positivo (catodo) e l'altro negativo (l'anodo). Se colleghiamo un circuito di materiale conduttore all'esterno della pila e vi colleghiamo un utilizzatore, come una lampadina o una resistenza o qualsiasi altro dispositivo che per funzionare impiega energia elettrica, non stiamo facendo altro che utilizzare quest'energia contenuta all'interno della pila. La pila è quindi anche una sorgente di potenziale elettrico, così come abbiamo avuto modo di affermare nel modulo "la corrente elettrica". Questo potenziale elettrico è la causa della circolazione di corrente che osserviamo nel circuito esterno.

LABORATORI

1°Laboratorio Costruiamo la pila di Volta

TARGET:

Scuola media e scuola secondaria

Materiale occorrente:

Dischetti di rame, dischetti di zinco, feltro, supporto in legno, asticcioline in legno, lampadina elettrica di 6V/60mA con portalampada, fili e morsetti di giunzione a coccodrillo, soluzione di acqua e acido solforico, pinzetta in materiale plastico, radiolina piccola a transistor vecchia maniera.

Per costruire una pila identica a quella che Alessandro Volta concepì nel lontano 1800, dovremo lavorare non poco per procurarci i vari componenti necessari al suo funzionamento. Voglio però dirvi che, la stupefacente atmosfera che potrete far rivivere ai vostri allievi compenserà certamente il lavoro che dovete effettuare. Per mantenermi fedele al prototipo che ho personalmente realizzato vi descriverò nei dettagli la costruzione della pila che potete vedere completamente montata, nella figura n. 4.9, evitando tuttavia di farvi ripetere i miei stessi errori. A tal proposito voglio dirvi da subito che, per ottenere un dispositivo che funzioni a regola d'arte, dovrete attenervi, per quanto riguarda il diametro dei dischetti di rame e di zinco, a un valore più elevato di quello che ho adoperato. Utilizzando un valore di 5 o 6 cm potete ottenere prestazioni migliori dalla vostra pila. Allo stesso modo, se riuscite a procurarvi una lamiera di zinco di qualche millimetro di spessore, potete ottenere dischi più idonei per questo tipo di sperimentazione.

La prima cosa quindi, che appare subito necessaria è la realizzazione di una decina di dischetti di rame del diametro di 5 cm e con uno spessore di 2 o 3 mm, nel mio prototipo ho utilizzato dischetti aventi 3,5 cm di diametro ma, sebbene forniscano risultati soddisfacenti, come ho già detto, ritengo che un diametro maggiore ne ottimizzi il funzionamento. Potete utilizzare a questo scopo una lamiera di rame e con l'aiuto di un amico fabbro che possiede un trapano a colonna e con l'uso di una fresa a tazza non forante, potete ritagliare i 10 dischi di metallo così come occorre. La stessa cosa andrebbe fatta per ottenere i dischetti di zinco. Purtroppo, nel caso specifico di questo materiale, sono riuscito a procurarmi della lamiera di zinco di soli 0,5 mm di spessore e sono quindi stato in grado di realizzare i dischi utilizzando delle semplici forbici. Potete procurarvi lo zinco tramite un rivenditore di laminati metallici, altrimenti dovete smontarlo dagli involucri esterni delle pile a carbone, quelle non alcaline per intenderci, pulirlo accuratamente e, tramite pinza e martello stenderlo fino a ottenerne un lamierino da ritagliare: in ogni caso questa è la soluzione meno consigliabile. Oppure potete procurarvi della lamiera di zinco rivolgendovi ad una impresa di pompe funebri. In questo caso però, troverete uno spessore molto vicino a 0,5 mm che risulta come abbiamo detto, appena sufficiente (lo spessore ottimale dovrebbe essere di 2 o 3 mm). A questo punto dovete procurarvi del feltro per realizzare dei dischetti con dimensioni, grosso modo uguali a quelle dei dischetti di metallo. A tal proposito potete rivolgervi ad un

negozio di tessuti oppure potete utilizzare un vecchio cappello e ricavarne i dischetti necessari, ottenendoli dalla falda di quest'ultimo.



Fig. 3.9 - I materiali da sovrapporre per fare la pila -

L'immagine n. 3.9, raffigura il dischetto di rame, quello di zinco e infine il dischetto di feltro. Per far nascere la nostra pila è importante realizzare un supporto che possa contenere i dischetti perfettamente impilati nell'ordine giusto. In questo caso non ci sono raccomandazioni ulteriori: ognuno può dare sfogo alla propria fantasia e inventiva. Spesso, quello che accade in questi frangenti è che la nostra scelta operativa sarà influenzata da quello che abbiamo realmente a disposizione. Nel mio caso, infatti, l'idea fulminante mi venne un giorno, mentre passeggiavo in un mercato delle pulci cittadino (mercato rionale di roba vecchia) e fui attratto da un piedistallo circolare in legno di noce, ben tornito e lucidato, che serviva da base per quelle campane in vetro all'interno delle quali si introducono statue votive religiose. Prontamente e per pochi spiccioli lo acquistai e in breve realizzai un'architettura abbastanza funzionale. Tramite delle asticelle in legno smontate da un vecchio giocattolo che apparteneva ai miei bambini, feci 4 colonne portanti, disposte intorno al centro della base circolare in modo che, al loro interno, potevano essere introdotti i dischetti della pila. L'idea, per realizzare la parte superiore, mi venne spontaneamente dopo che ebbi modo di trovare, fra le cianfrusaglie di casa, alcuni souvenir che appartenevano a mia moglie, fra di essi vi era un vecchio soprammobile in legno che rappresentava un modello di un antico torchio agricolo per l'uva. Dal pensiero all'azione passò pochissimo tempo e infatti, la parte superiore di questo torchio fu immediatamente utilizzata sia come copertura ma, soprattutto per serrare la pila dei dischetti di metallo che costituivano la batteria. Indubbiamente la struttura aveva un'aria pittoresca, ma, quello che realmente contava, era che funzionasse bene. La figura n. 4.9, mostra la pila completata di tutto il necessario per funzionare. In essa sono visibili anche delle strisce metalliche disposte sulla base dei dischetti e sulla loro sommità. Questi non sono altro che elettrodi, fatti a loro volta di zinco e di rame, disposti in maniera tale che si possano agevolmente collegare dei morsetti elettrici alla pila stessa.

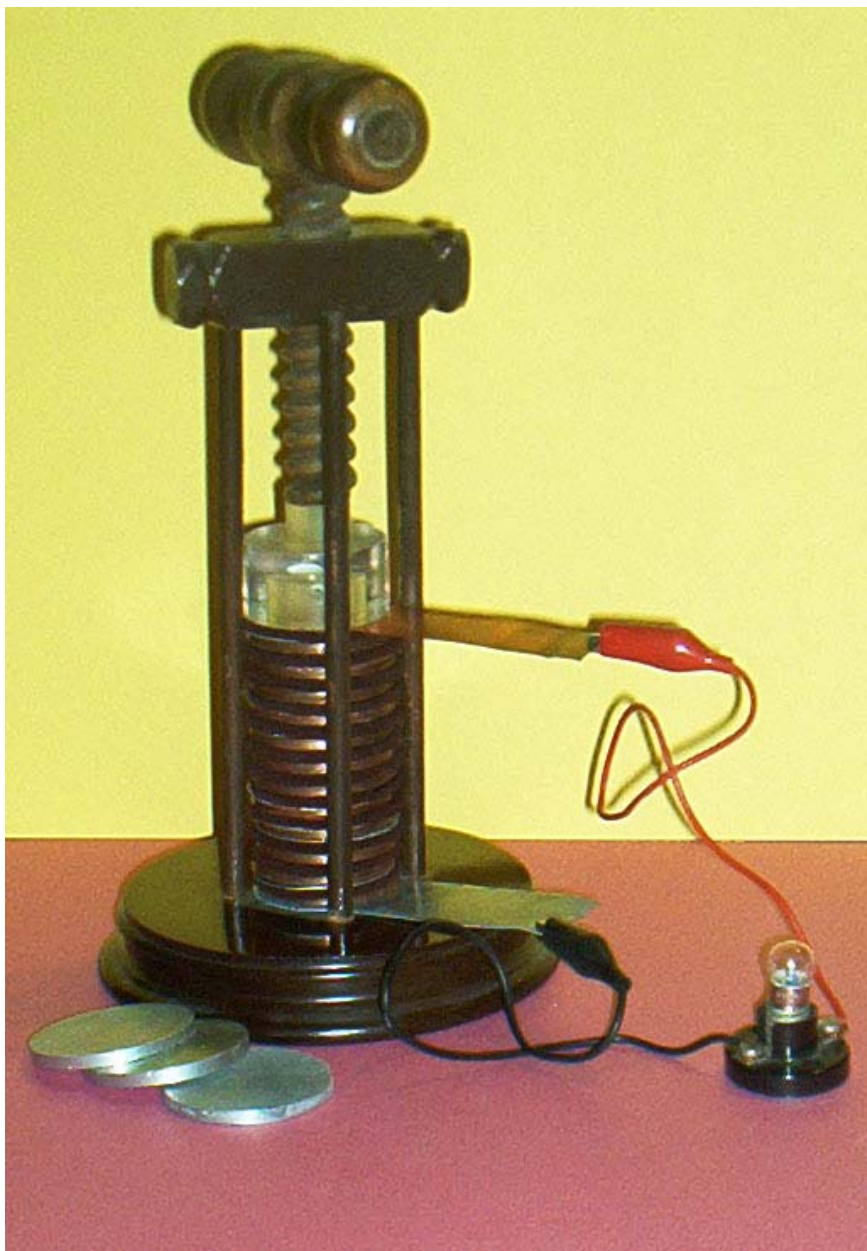


Fig. 4.9 - Pila di volta connessa ad una piccola lampada pronta per funzionare -

L'immagine mostra anche una piccola lampadina da 6 V/60 mA connessa, tramite il suo portalampada in plastica nera, ai morsetti della stessa.

Una volta rimediati dischetti e struttura portante, per permettere alla pila di funzionare, prima di procedere al montaggio occorre fare un'ultima importante operazione: preparare la soluzione di acido solforico. Non vi spaventate poiché abbiamo bisogno di una soluzione poco concentrata. Il problema è costituito solo dalla sua preparazione. Poiché a tal fine dovremo comunque utilizzare una confezione di acido concentrato. Se avete la possibilità di farvela preparare da un vostro amico chimico, dovete dirgli che vi serve una soluzione di circa 100ml di acido solforico al 15 – 20 %. Altrimenti, vi consiglio di utilizzare la soluzione di acido solforico contenuta in un accumulatore al piombo di quelli in uso per il funzionamento delle batterie di alimentazione dell'impianto elettrico delle automobili. La soluzione è normalmente più concentrata (30%) ma funziona allo stesso modo. Nonostante tale soluzione non possiede una concentrazione

pericolosa, vi esorto comunque a stare molto attenti. Soprattutto ricordate, durante tali preparazioni, di adoperare un camice da lavoro, poiché la soluzione di acido solforico danneggerebbe irrimediabilmente i vostri abiti, qualora dovesse accidentalmente venirci a contatto.

Per preparare la pila dovrete procedere in questo modo: stendete sotto il piano di lavoro un telo plastificato (vi è utile per eventuali trabocchi di liquido) . Mettete in un contenitore in vetro a collo largo e di basso profilo, la soluzione di acido solforico. Potete adoperare per esempio un barattolo in vetro del tonno in scatola o una qualsiasi ciotola di vetro. In questo contenitore mettete a bagno per qualche minuto i dischetti di feltro in modo che si inzuppino per benino. Preparate la base della vostra pila sulla quale avrete già posto il primo dischetto, per esempio di zinco munito della rispettiva striscia di prolunga che vi serve per collegare il morsetto negativo della vostra pila. Fatto questo, tramite una pinzetta di plastica, raccogliete il primo dischetto di feltro e, dopo averlo fatto gocciolare per qualche secondo, ponetelo sopra il primo dischetto di zinco. A questo punto aggiungete sopra il feltro umido un dischetto di rame e poi un altro dischetto di zinco. A questo punto ripetete l'operazione mettendo ancora un dischetto di feltro e ancora uno di rame fino alla fine della pila secondo la sequenza:

Zinco, feltro, rame, zinco, feltro, rame, zinco, feltro, rame , ...

Terminata tale sequenza, non dovete far altro che collegare la vostra lampadina e assicurarvi che la pila dei dischetti abbia la giusta pressione. Non troppo eccessiva, altrimenti l'acido sgocciolando, provocherebbe dei cortocircuiti fra i dischetti (ecco una buona ragione che ci obbliga all'uso di dischetti non troppo sottili). A questo punto la pila di Volta è pronta. Collegatene gli elettrodi ai capi del portalampada mediante filo conduttore con relative pinze a coccodrillo. La vostra lampadina dovrebbe accendersi e illuminarsi per pochi minuti. Attenzione è molto importante che quest'ultima sia a basso assorbimento. La lampadina da 6 V/60 mA che ho scelto per voi dovrebbe funzionare con circa 8 coppie di zinco/rame con il diametro sopra indicato. In realtà la pila fornisce a vuoto una tensione più alta, ma per ragioni legate alle perdite di carico che avvengono all'interno della stessa batteria di elementi, la tensione scende ad un valore minore. Se la lampadina non dovesse accendersi bene, potete sempre utilizzare una piccola radiolina a transistori come quelle che si trovavano in commercio diversi anni fa. La radio, assorbendo una corrente più bassa, dovrebbe funzionare perfettamente e permettere l'ascolto di un programma radiofonico con il volume del valore adeguato per essere sentito agevolmente da tutti gli astanti.

L'esperienza della pila di Volta è una verifica piacevole che può essere fatta in una scuola media o in una scuola secondaria. Affinché essa sprigioni tutto il suo potenziale didattico è necessario che effettuate la sistemazione e la preparazione davanti agli allievi in modo tale che questi si rendano conto del fatto che, prendendo dei dischetti di metallo diverso e ponendo fra loro un feltrino imbevuto di una soluzione elettrolitica, questa struttura è in grado di produrre una certa quantità di energia. È ovvio che l'energia della pila è tutta racchiusa in forma chimica. La disposizione del sistema permette la trasformazione di questa energia chimica in energia elettrica. Poiché è un'esperienza molto delicata, vi consiglio di verificare tempo prima i risultati e provvedere tempestivamente ad eventuali aggiustamenti.

Nel 1996 feci un corso di formazione rivolto ai docenti di fisica appartenenti ad un Istituto Scientifico situato dalle mie parti. Nei laboratori di fisica dell'Istituto trovai una pila di Volta con dischetti di rame e zinco di circa 6 cm di diametro e dotati entrambi di uno spessore di 3 mm. Con una configurazione di circa 12 dischetti, impilati l'uno sull'altro, ottenni davanti al pubblico di insegnanti curiosi e attenti, l'accensione di una comunissima lampadina di 12 volt per circa 15 minuti. Vi assicuro quindi che, se applicate un minimo di passione e di cura nella vostra realizzazione potete ottenere degli effetti veramente sorprendenti. Ricordate che ogni elemento della pila è in grado di fornire una tensione di circa 1,1 V. Maggiori approfondimenti su questo argomento, sono contenuti negli allegati di questo modulo.

Appena l'esperienza è finita la pila deve essere prontamente smontata e pulita accuratamente. Potete farlo a fine lezione, ma dovete farlo necessariamente, altrimenti il feltro, qualora dovesse asciugarsi, si attaccherebbe ai dischetti di metallo creandovi non poche difficoltà quando sarete costretti a provvedere alla separazione. Riguardo la manutenzione ottimale dell'apparato, consiglio di lavare i feltrini con acqua e riporli, per un uso successivo, non appena si asciugano. Se avrete seguito tutte le mie istruzioni a puntino, avrete una pila che funziona per circa 10 minuti, alla fine di questo intervallo di tempo, i dischetti si ossidano e si polarizzano. Approfittate di questa occasione per informare i vostri allievi che questo stesso fenomeno, accade comunemente anche nelle pile commerciali ed è pertanto la causa del loro esaurimento. Nel caso però delle pile commerciali, la moderna tecnologia è riuscita a trovare delle sostanze chimiche che rallentano il processo di polarizzazione. Queste sostanze, appunto dette antipolarizzanti, sono state, negli ultimi anni protagoniste di varie vicende legate al mantenimento delle norme sulla tutela dell'ambiente, in quanto per allungare la durata del funzionamento di una pila sono stati adoperati elementi come il mercurio e il cadmio che sono, infatti, sostanze molto inquinanti.

Quando la nostra pila comincerà a non funzionare più bene, è segno che i dischetti di metallo si sono fortemente ossidati. Se puliamo accuratamente questi dischetti con olio di gomito, la pila riprenderà a funzionare. Provate a domandare ai vostri allievi da dove proviene l'energia che hanno visto quando la lampadina si è riaccesa ? ... A parte la semplice battuta, è ovvio, che tutte le volte che dovete preparare questa esperienza spendete una notevole energia in termine di fatica muscolare.

2°Laboratorio

Costruiamo la pila di Leclanchè (zinco/carbone)

TARGET:

Scuola primaria (solo media) e secondaria

Materiale occorrente:

Lamiera di zinco, contenitore cilindrico trasparente di plastica, biossido di manganese, cloruro di ammonio, filo elettrico, morsetti, lampadina da 2,5 V, foglio di carta assorbente.

La pila di Leclanchè fu progettata nel 1868 dall'omonimo scienziato francese. In questo caso essa si presenta come una coppia galvanica costituita da zinco e biossido di manganese. Il polo positivo è il biossido di manganese (MnO_2), una polvere nera che nelle pile che trovate in commercio è miscelata accuratamente con polvere di carbone e grafite. Il polo negativo invece, è costituito dall'involucro esterno di zinco. Ho studiato la pila Leclanchè con notevole cura, poiché con essa è possibile realizzare in modo molto semplice degli esperimenti didattici molto spettacolari. Voglio subito rassicurarvi sul fatto che l'esperienza si completa quasi sempre con successo e non si verificano pericolosi percolamenti di acido come nel caso precedente della pila di Volta. Per ripetere in aula l'esperienza della pila Leclanchè dovete procedere in questo modo:



Fig. 5.9 - Kit per realizzare facilmente in aula una pila Leclanchè -

Innanzitutto procuratevi un contenitore cilindrico trasparente di tipo plastico o di vetro. Nel mio caso, ho adoperato con successo un contenitore per il borotalco. Quest'ultimo, a sua volta munito del provvidenziale coperchio, può essere usato per riporre all'interno tutto l'occorrente quando la pila è inutilizzata.

Da una lamiera di zinco di 0,5 mm di spessore, dovete sagomare un elettrodo circolare che deve avere un diametro di poco inferiore al diametro del contenitore trasparente che avete utilizzato: esso costituirà il polo negativo della vostra pila. Dovete poi ritagliare un altro elettrodo circolare che costituirà il polo positivo della pila. In effetti, è importante che uno dei due (quello che sarà collocato alla base del contenitore) deve essere di zinco (polo negativo). L'altro elettrodo circolare, deve essere fatto con un altro tipo di materiale metallico, poiché esso serve solo per stabilire un collegamento elettrico con la massa polverulenta di biossido di manganese posta all'interno del contenitore cilindrico. Nella pila reale, questo elettrodo è costituito dal cilindretto di carbone che si infila verticalmente nella pila in modo da realizzare il giusto collegamento galvanico con il biossido di manganese disperso nella polvere di grafite. Nel nostro caso invece ho optato per una soluzione più pratica dettata dagli scopi che si prefigge la nostra sperimentazione. Per prima cosa, collocate l'elettrodo

di zinco circolare all'interno del contenitore cilindrico in modo che esso si adatti alla base stessa del contenitore. Nel ritagliare l'elettrodo circolare, vi raccomando di lasciare una strisciolina di zinco, che poi curverete di 90 gradi verso l'alto. In questo modo la striscia fungerà da elettrodo che ne faciliterà la connessione a un filo elettrico (che eventualmente vi può essere saldato). A questo punto dovete preparare una soluzione di cloruro di ammonio in acqua distillata. Il cloruro di ammonio è un sale relativamente innocuo che potete trovare presso negozi specializzati oppure anche presso una farmacia. Dovete pesarne circa 5 grammi e scioglierlo in 50 ml di acqua distillata. In questo caso farete una soluzione pari a 2 M. Potete conservare questa soluzione in una bottiglia di plastica per utilizzarla all'occorrenza. Con questa soluzione dovete bagnare accuratamente un disco di carta assorbente, che deve avere un diametro perfettamente identico all'elettrodo circolare di zinco. Se occorre, assicuratevi che sia anche mezzo millimetro più grande ma assolutamente non di diametro inferiore. Una volta imbevuto il disco di carta assorbente, poggiatelo sull'elettrodo circolare di zinco che avete precedentemente posto sul fondo del contenitore. A questo punto, con un cucchiaino, ponete uno strato di biossido di manganese nel contenitore, in modo che copra perfettamente tutto lo spazio a disposizione e abbia un'altezza di qualche centimetro dalla base di esso. Ponete sopra questo sandwich di materiali il disco metallico finale di copertura, per esempio rame, che rappresenterà il vostro elettrodo positivo, collegate il disco inferiore e il disco superiore ai capi del portalampada e premete con poca

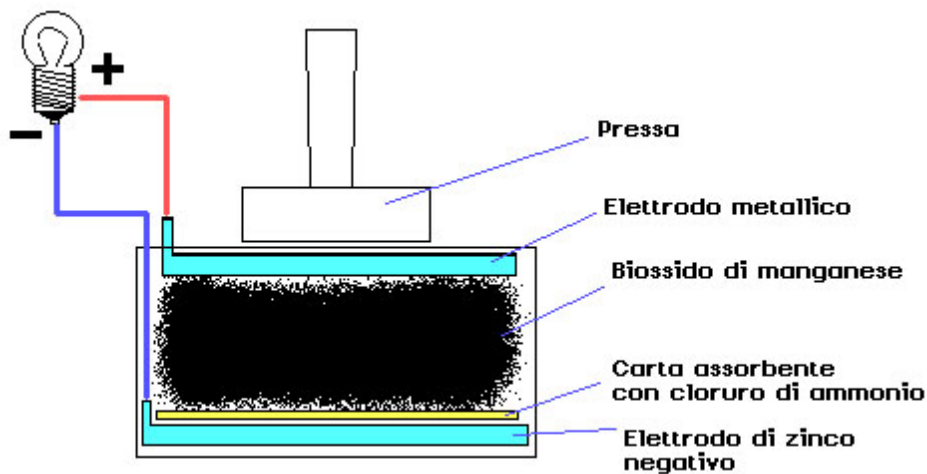


Fig. 6.9 - Disposizione progressiva di tutti gli elementi necessari per far funzionare la Pila Leclanchè -

pressione tutto il materiale. Appena esercitate un minimo di pressione, potrete vedere la lampadina accendersi di luce vivissima. La figura n. 6.9 mostra lo schema che dovete realizzare. Per quanto riguarda il biossido di manganese potete seguire due strade per riuscire a procurarvelo. La prima è quella di comprare il prodotto in un negozio specializzato di prodotti chimici. Non è una sostanza nociva, quindi potete adoperarlo senza grossi problemi. Tuttavia, se eventualmente acquistate il prodotto chimico puro, dovete necessariamente trattarlo. Il trattamento della polvere scura di biossido di manganese, consiste innanzitutto nel miscelarlo in modo uniforme a polvere di grafite nel rapporto 2 a 1. Poi bisogna inumidirlo leggermente con acqua, amido e cloruro di zinco per consentire alla pila di funzionare. Come vedete l'operazione diventa troppo

complicata. Una seconda possibilità (la più economica e la più funzionale), consiste nel procurarvi il prodotto ricavandolo direttamente dall'interno di due o tre pile tipo Leclanchè che devono essere però cariche (appena acquistate). Se, ad esempio, smontate accuratamente un paio di pile di tipo a torcia, troverete all'interno tutto il prodotto necessario e, ovviamente, già trattato a dovere. L'operazione va effettuata con la massima cura, soprattutto evitando di farvi male durante le operazioni di apertura dell'involucro della batteria. Tale apertura può essere praticata tramite una tronchese e deve essere effettuata nel modo più accurato possibile in modo da prelevare la sola porzione scura, senza intaccare o raccogliere altro materiale. La miscela scura di grafite e biossido di manganese che raccoglierete, va conservata in un vasetto ermetico per evitare che perda l'umidità necessaria al corretto funzionamento. Nel caso occorra, spruzzate la polvere scura eventualmente troppo secca con un po' di soluzione al cloruro di ammonio. Non occorre che diciate ai vostri allievi la reale provenienza della polvere scura. Anzi, da un punto di vista didattico, vi consiglio di riferirvi al miscuglio come a un prodotto chimico che avete comprato e trattato. Vi preoccuperete, a tal proposito, di mostrare agli astanti il prodotto in un vasetto dotato di etichetta ben evidente, sulla quale è indicata la miscelazione di grafite e biossido di manganese (Vedi figura 5.9). Per quanto riguarda la pressa da utilizzare per comprimere il materiale della pila, potete servirvi di un pesta carne, acquistato presso un qualsiasi supermercato. Questo accessorio è fornito di manico isolante e di una base in acciaio, dotata di un certo peso. Grazie a queste sue caratteristiche, il pesta carne può anche essere semplicemente poggiato sul miscuglio per produrre, con il suo peso, la pressione necessaria al funzionamento della pila. Se volete conoscere le reazioni chimiche di ossidoriduzione che si svolgono all'interno della pila Leclanchè, vi rimando all'inserito contenuto nell'appendice di modulo.

3° Laboratorio

Costruiamo la pila (argento/alluminio)

TARGET:

Scuola secondaria (per la primaria solo osservativa)

Materiale occorrente:

Lamina d'argento, lamina di alluminio, soluzione di idrossido di potassio oppure di sodio, bicchiere di vetro, motorino a bassa tensione e bassa coppia motrice.

Era il lontano 1988 quando sperimentavo vari elementi elettrochimici per verificarne le condizioni di funzionamento e le loro caratteristiche come generatori di potenziali. In quel periodo, quasi per caso, mi imbattei in due metalli: l'alluminio e l'argento. Da un punto di vista termodinamico, la coppia di metalli si presentava in modo ottimale per una pila. L'elettrodo di alluminio poteva essere utilizzato come l'elettrodo negativo, viste le sue attitudini ad ossidarsi rispetto all'argento. Ricordo che l'elettrodo di alluminio lo ricavai da un dissipatore elettronico di temperatura che, fra i suoi componenti, conteneva un pezzo di lega di alluminio lungo circa 10 cm dotato di una struttura a lamelle

che offriva molta superficie attiva. L'elettrodo di argento era invece costituito da un crocifisso di analoghe dimensioni, tutto in argento, che fu un regalo di mia nonna di diversi anni prima. La scelta però dell'elettrolito, fu un caso molto provvidenziale. Pensai, infatti, di adoperare una soluzione alcalina di idrossido di potassio (KOH) e bisogna anche dire che, a quei tempi, avevo a mia disposizione una piccola lampadina (ora introvabile) da 3,5 V 20 mA. Ebbene, la mia meraviglia fu grande nel constatare che la lampadina si accese appena inserì in un bicchiere contenente una soluzione di idrossido di potassio, i due elettrodi connessi entrambi alla piccola lampada. La ragione della mia meraviglia scaturisce, molto evidentemente, dal fatto che risulta estremamente difficile organizzare una coppia elettronica in grado, da sola, di fornire tensione e corrente sufficienti ad accendere una lampadina. Ricordo anche che, nei periodi successivi, ottenni alcuni insuccessi quando pensai di cambiare l'elettrodo di argento (il crocifisso), con un listello di argento puro procurato da un amico. Mi viene in mente con divertita, ma rispettosa, attenzione anche la battuta fatta dal mio amico che, riferendosi al mancato funzionamento della pila senza il crocifisso, disse che probabilmente, in quel caso, era stato un miracolo.

Ma veniamo seriamente a noi e cerchiamo di trarre da questi fatti, un motivo per un'interessante esperienza sulle pile. Anche se oggi è difficile procurarsi una lampadina a basso assorbimento e non è semplice riprodurre tutti i parametri per raggiungere le condizioni sperimentali che offrono il grado più elevato di efficienza, possiamo ugualmente riuscire a preparare una prova pratica che funzioni correttamente ed offra motivo di interesse al nostro pubblico attento.

Il motivo didattico principale di questa prova è quello di mostrare, al pubblico dei discenti, il funzionamento evidente di una coppia elettrodica. In tal

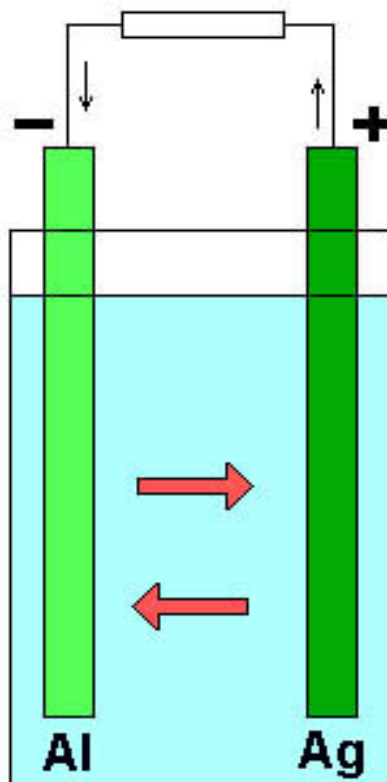


Fig. 7.9

senso gli insegnanti, durante una lezione teorica sulle pile, mentre si apprestano a descrivere le relazioni termodinamiche e la sequenza di reazioni chimiche, disegnano alla lavagna quasi sempre, un bicchiere di vetro con alcuni elettrodi immersi in una determinata soluzione elettrolitica. Risulta quindi fondamentale l'esecuzione di un esempio in aula direttamente corrispondente a quello che se si sta mostrando alla lavagna. Per di più, con questa prova si può mostrare con evidenza, il potenziale energetico prodotto dalla coppia. E la pila argento alluminio è in grado di offrirvi proprio questa opportunità.

Per realizzare questa esperienza vi dovete procurare dell'idrossido di potassio (KOH), in effetti, l'esperienza funziona in modo analogo anche con l'idrossido di sodio (NaOH). La soluzione dovrà avere una concentrazione di 1 o 2 M. Bisogna quindi sciogliere da 4 a 8 grammi di idrossido di sodio (NaOH) in 100 ml di acqua distillata.

Abbiamo parlato spesso di questo prodotto in più di un modulo. Riferitevi eventualmente al modulo “Acidi e basi” oppure al modulo “Esperienze di chimica” per avere ulteriori informazioni su questa sostanza. Procuratevi inoltre un listello di alluminio e uno di argento. Nella foto n. 8.9 è mostrato tutto quello che occorre ed è ben visibile l’opportuna disposizione di tutte le parti per cominciare a far funzionare la nostra pila. Il listello di argento l’ho ricavato da una vecchia cornice in disuso, mentre l’elettrodo di alluminio è costituito da un cilindro lungo 9 cm e largo 14 mm. Alla destra della foto, potete osservare un motorino collocato sopra un piedistallo realizzato tramite un piccolo contenitore plastico. Questo motorino è l’elemento più delicato della nostra esperienza. Infatti, affinché esso possa girare agevolmente è necessario che sia del tipo a bassa coppia motrice e che funzioni anche con pochi volt di tensione applicati in armatura. Non sono assolutamente idonei i motorini che trovate all’interno dei giocattoli. Nel mio caso, ebbi molta fortuna grazie ad una attenta ricerca effettuata in un mercatino dell’usato e riuscii a reperire un modello molto particolare. Tuttavia, un motorino che funziona piuttosto bene per questa prova, può essere, per esempio, ricavato da un walckman in disuso. Per rendere molto evidente, a tutti i partecipanti della lezione, la rotazione dell’alberino del motore, è necessario collegare a quest’ultimo un dischetto di cartoncino sul quale possiamo disegnare un segnale. Un contrasto nero su fondo giallo è il più idoneo per essere osservato anche a grande distanza. Anche questi piccoli particolari contribuiscono a realizzare la più corretta comunicazione visiva per le vostre esperienze pratiche quando sono mostrate al pubblico.

A questo punto, ponete i due elettrodi all’interno di un bicchiere in vetro in modo che non vadano accidentalmente in contatto fra di loro. Preoccupatevi anticipatamente di collegare ai due elettrodi delle terminazioni costituite da filo elettrico molto leggero, in modo da non avere problemi di posizionamento. Collegate le terminazioni elettriche al vostro motorino, utilizzando per esempio due connettori con morsetto a coccodrillo.



A questo punto, potete versare la soluzione alcalina che avevate già preparato in precedenza. Dopo pochi secondi dal versamento dell’elettrolita all’interno del bicchiere, il motorino comincerà a girare piuttosto velocemente. Questo costituirà una dimostrazione molto evidente della trasformazione di energia chimica in energia elettrica e della presenza di potenziale elettrico disponibile ai morsetti della nostra pila. Illustrate ai vostri allievi la sequenza delle trasformazioni termodinamiche che avvengono nel sistema.

Fig. 8.9 - Kit pila alluminio argento -

Descrivete come l'energia chimica si trasforma prima in elettricità ed infine in energia meccanica disponibile sull'alberino rotante del piccolo motorino.

Sull'elettrodo di alluminio vedrete una intensa attività chimica con la produzione di bollicine di idrogeno. Il potenziale negativo su questo elettrodo è, infatti, notevolmente rinforzato da alcune reazioni di ossidazione fortemente energetiche. Queste reazioni chimiche sono molto complicate poiché producono diversi intermedi e alcuni ioni complessi. In sintesi, per fare cosa gradita a quei docenti che vogliono eventualmente preparare delle slides da mostrare a studenti di corsi avanzati, le reazioni più importanti sono due:



All'elettrodo d'argento invece, la reazione più importante è la seguente:



L'elettrodo di alluminio quindi, costituirà il polo negativo della pila mentre quello di argento formerà quello positivo. Vedi a tal riguardo la figura n. 7.9.

La reazione chimica, che avviene sull'elettrodo di argento, spiega probabilmente il "miracolo", così come affermava il mio amico, a proposito del funzionamento più efficiente che la pila produceva quando veniva utilizzato l'elettrodo a crocifisso. Infatti, il crocifisso utilizzato nel 1988 era sporco, cioè ossidato. È l'ossido d'argento il vero elettrodo riducente della coppia galvanica, come appare evidente dall'ultima equazione.

Dopo pochi minuti l'elettrodo di alluminio si polarizza e si ossida, la pila riduce sempre di più l'intensità di corrente prodotta fino ad un livello per il quale il motorino arresterà il suo movimento. Se ripulite accuratamente gli elettrodi il sistema potrà funzionare ancora per diversi minuti.

Vi ricordo di prestare la dovuta attenzione al fatto che, presso l'elettrodo di alluminio, si sviluppa una certa quantità di idrogeno.

Appena avete finito la vostra esperienza, smontate e pulite accuratamente gli elettrodi. Se recuperate la soluzione e la chiudete ermeticamente, potete adoperarla per qualche altra prova, ma non siate troppo ottimisti. Questa pila può in alcune condizioni erogare una tensione anche di 3 volt ma, come risulta evidente dal suo funzionamento, non è idonea per essere realizzata commercialmente.

4° Laboratorio

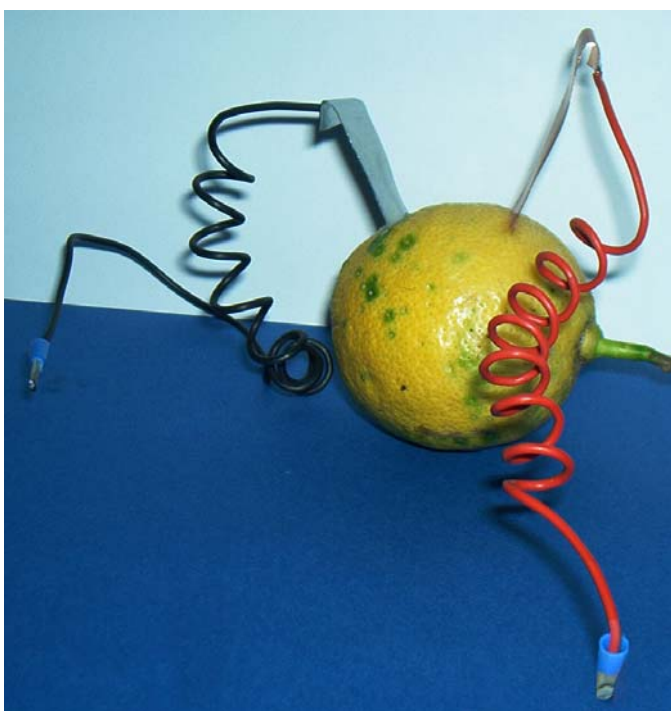
Pila con il limone

Target:

Scuola primaria

Materiale occorrente:

Limone, listello di zinco, listello di rame, fili elettrici, orologio digitale oppure radiolina a transistor o anche tester.



Questa esercitazione non ha bisogno di ulteriori commenti essendo ripetutamente mostrata in diversi libri o documenti didattici. Mi è sembrato giusto parlarne, anche se brevemente, poiché è un'esperienza molto semplice e certamente di effetto immediato. Quello però che risulta carente in letteratura, se leggiamo gli articoli che riguardano questo argomento, sono alcuni consigli, applicando i quali è possibile evitare gli insuccessi che un'esperienza pratica come questa può facilmente nascondere.

Fig. 9.9 - La classica pila con il limone -

È veramente la cosa più frustrante, per un insegnante che vede sui libri di testo un'esperienza così semplice, accorgersi successivamente che le cose non erano così facili come sembravano, ed avere inoltre, la prova schiacciante, che chi ha scritto quel libro non ha mai tentato in vita sua di realizzare la pila, nel modo in cui l'ha descritta. Per prima cosa occorre procurarsi un limone che abbia una buona quantità di succo interno. Poi i listelli di materiale metallico devono avere uno spessore tale da poter penetrare agevolmente all'interno del frutto. Il trucco, se mi è permesso esprimermi in questo modo, consiste nell'appuntire la parte finale in modo da garantire la penetrazione all'interno del frutto. Inoltre può essere un ottimo consiglio rendere i profili dei listelli di metallo molto regolari e quasi taglienti, anche solo nella parte bassa vicino alla punta dell'elettrodo. È buona norma collocare inoltre, i due listelli di metallo molto vicini fra loro. Per ragioni unicamente fotografiche l'immagine presentata non esprime correttamente il modo in cui i due elettrodi devono penetrare all'interno del limone. Infatti, questi devono essere molto vicini e più paralleli possibile in modo che diminuisca la resistenza interna della pila, parametro che costituisce la causa principale degli insuccessi con questo tipo di esperienze.

Ancora, prima di inserirvi gli elettrodi all'interno, bisogna "massaggiare" energicamente il limone con le mani, ponendo attenzione a non far lesionare la buccia esterna, in modo da rompere le sottili bucce (epiteli) che gli spicchi di limone presentano all'interno del frutto. In pratica il limone, per essere adatto alla trasformazione in pila, deve avere la buccia esterna intatta, in modo da contenere tutto il succo, ma deve avere una consistenza molliccia dovuta ai nostri "massaggi" atti a rompere le pellicine di separazione fra gli spicchi. Infatti, se non operiamo in tal senso, quando un elettrodo è conficcato in uno spicchio e l'altro elettrodo è conficcato in un altro, avremo una condizione di isolamento fra i due elettrodi a causa dell'epitelio che copre gli spicchi dell'agrume. La foto suggerisce abbastanza bene la geometria di posizionamento dei due elettrodi. I due elettrodi devono poi essere abbastanza larghi, per questa ragione è conveniente l'uso di un limone di adeguata dimensione. Utilizzando un elettrodo di zinco e l'altro di rame, entrambi larghi circa 3 cm, è possibile, nelle condizioni appena descritte, ottenere una pila in grado di fornire circa 1 volt e 60 mA di corrente. Con questa quantità di potenza potete certamente far funzionare una radiolina, scelta fra quelle a transistor tascabili che venivano impiegate diversi anni fa. Altrimenti, potete far funzionare un orologio digitale che richiede certamente prestazioni di energia inferiori. Se avete a vostra disposizione un tester o un piccolo voltmetro, potete misurare e mostrare ai vostri allievi il potenziale elettrico erogato dalla pila.

5°Laboratorio

Pila Daniell

Target:

Scuola secondaria

Materiale occorrente:

Listello di zinco, listello di rame, fili elettrici, tester oppure voltmetro, doppio contenitore in vetro con setto poroso, soluzione di solfato di zinco e soluzione di solfato di rame.

Questa esperienza vi permette di verificare la legge di Nernst. Si tratta quindi di una prova di laboratorio certamente più impegnativa in termini di materiale occorrente e accuratezza nella preparazione. Nello stesso tempo, questa esperienza è un'opportunità per conoscere la famosa pila di Daniell. Quasi verso la metà del 1800 l'inventore inglese John Frederick Daniell allestì una coppia galvanica costituita da due metalli: zinco e rame. La grossa novità, che questo tipo di pila presenta nei confronti delle altre, è la sua lunga durata, dovuta ad un ridotto numero di reazioni di polarizzazione che avvengono presso i suoi elettrodi. Ma la ragione della sua importanza resta soprattutto legata alla sua semplicità e al tipo di reazioni chimiche ossidoriduttive che la propendono come coppia elettrodica caratteristica per verifiche didattiche.



Fig. 10.9

Per portare a termine questa esperienza dovete assolutamente procurarvi un dispositivo molto simile a quello che viene raffigurato nella figura n. 10.9. Esso è composto da due recipienti in vetro (celle), collegati tramite un setto poroso. Il setto poroso è una specie di diaframma ceramico dotato di piccoli fori. Questi fori permettono il contatto delle due soluzioni contenute nei due recipienti, evitando che queste possano mescolarsi. Grazie a questo tipo di sistema può essere preparata un ottimo modello pila di Daniell, che risulta essere una sperimentazione fondamentale per completare il nostro studio sulle pile. Questa pila utilizza in pratica due elettrodi metallici immersi a loro volta in una soluzione ricca di ioni che sono della stessa natura del metallo impiegato. Per questa ragione è necessario preparare due soluzioni: una costituita da sali di rame e una costituita da sali di zinco.

Pesate accuratamente tramite una bilancia di precisione 14,5 grammi di solfato di zinco ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$) e scioglieteli in 100 ml di acqua distillata. Per ottenere ciò, ponete la polvere di solfato di zinco in un cilindro di vetro graduato e aggiungete acqua distillata fino alla tacca dei 100 ml. Assicuratevi che tutto il solfato di zinco si sia sciolto completamente. In questo modo avete ottenuto una soluzione di 0,5 M. Fate la stessa identica cosa per il solfato di rame ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) ma, ovviamente, pesate solo 12,5 grammi di sale che scioglierete nei soliti 100 ml di acqua distillata. In questo modo le due soluzioni sono entrambe dotate della stessa concentrazione pari a 0,5 M. Aver ottenuto due soluzioni con la stessa concentrazione, vi permetterà di poter effettuare una semplificazione strategica, sull'equazione analitica relativa alla legge di Nernst per il calcolo dei potenziali elettrici di semicella. Versate le due soluzioni, una nella cella di destra e l'altra nella cella di sinistra. Fate questa operazione quasi contemporaneamente in modo da evitare travasi delle soluzioni dal setto poroso. Tagliate o sagomate due listelli, uno di zinco e l'altro di rame della stessa lunghezza e immergeteli nella relativa semicella facendo in modo che il listello di zinco sia immerso nella soluzione di solfato di zinco e quello di rame sia immerso nella soluzione di solfato di rame. Le reazioni ossidoriduttive che si verificheranno agli elettrodi sono le seguenti:



Queste reazioni avvengono fra l'elettrodo e la soluzione. L'elettrodo di zinco quindi, tenderà a sciogliersi (ossidazione) portandosi in soluzione, l'elettrodo di rame invece tenderà ad aumentare il suo volume (riduzione). Infatti nel primo caso gli atomi di zinco perdono elettroni e entrano in soluzione sotto forma di ioni positivi di zinco. Nel secondo caso invece, ioni di rame positivi strappano elettroni dall'elettrodo di rame e, trasformandosi in rame metallico, si depositano sulla superficie. Ad un certo punto, questa reazione raggiunge un certo equilibrio chimico e può proseguire solo chiudendo il circuito esterno.

Grazie a queste reazioni chimiche, l'elettrodo di zinco risulterà molto più ricco di elettroni rispetto a quello di rame. Quindi se colleghiamo insieme i due elettrodi, una corrente elettrica di elettroni fluirà dall'elettrodo di zinco fino all'elettrodo di rame. Questa corrente faciliterà lo svolgimento delle reazioni riportate prima. Le reazioni appena illustrate tenderanno a proseguire consumando l'elettrodo di zinco ed accrescendo il volume di quello di rame. Mi raccomando di sottolineare questo comportamento, illustrando chiaramente la dinamica della reazione chimica mostrando che, la corrente che fluisce nel circuito esterno della pila, dipende fortemente da tali reazioni. Ricordate che la pila Daniell è la più semplice pila a disposizione per far conoscere il mirabile concetto della conversione di energia chimica in energia elettrica. Un'idea potrebbe anche essere quella di pesare accuratamente gli elettrodi prima della prova e poi controllarne il peso alla fine di un lungo processo di scarica. In questo modo la platea degli studenti potrà toccare con mano (è un modo di dire) la dinamica del processo di ossidoriduzione. Infatti, vedremo che il peso dell'elettrodo di zinco è diminuito mentre quello di rame è aumentato. Se avete preparato le due soluzioni con estrema precisione, pesando accuratamente i sali di zinco e di rame, e soprattutto avete usato la giusta quantità di acqua distillata, la tensione che dovrete misurare ai capi della vostra pila dovrebbe essere circa di un volt. Per la precisione pari a 1,1 V. Infatti, voglio ricordare che per calcolare il potenziale della pila dobbiamo utilizzare questo procedimento analitico che interessa la formula di Nernst:

$$E = (E_{(catodo)} - E_{(anodo)}) + 2,3 \cdot \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[ox]}{[red]}$$

Ma ovviamente, poiché le concentrazioni delle specie ossidanti [ox] cioè $[Zn^{++}]$ e le concentrazioni delle specie riducenti [red] cioè [Cu] sono uguali, il logaritmo sarà pari a zero. Quindi, possiamo far sparire tutto il termine logaritmo e anche l'altro fattore termodinamico. In queste condizioni il potenziale della pila non varia con la temperatura. Alla fine il potenziale della pila Daniell risulterà uguale a:

$$E = (E_{(catodo)} - E_{(anodo)})$$

Se proviamo a sostituire le tensioni delle semicelle con il valore numerico riportato nella tabella dei potenziali di ossidoriduzione presente nell'appendice

del modulo “Esperienze di chimica”, troveremo per lo zinco e il rame i potenziali seguenti:

$$E = ((+0,342)_{(catodo)} - (-0,763)_{(anodo)})$$

Che come risultato finale, otteniamo:

$$E=1,1 V$$

Diremo a questo punto, come d'uso consueto, la frase: come volevasi dimostrare.

Se per caso dovreste disporre di un elettrodo di magnesio, potete provare lo schema Daniell relativo ad una pila magnesio/rame. In questo caso, utilizzerete del solfato di magnesio nella cella dove collocherete l'elettrodo di magnesio. Se costruirete questo tipo di pila dovreste misurare, come risulta facile calcolare, una tensione pari a **2,71V**.

6° Laboratorio La termopila

TARGET:

Scuola secondaria

Materiale occorrente:

Una cella di Peltier da 24 / 50 W, un accendino, una bomboletta di spray raffreddante, una lampadina da 3 – 6 V , un portalampadina e fili con connettori a coccodrillo.

Ho voluto presentare, alla fine del nostro percorso didattico sulle pile, anche questa interessante esperienza. Da un'analisi molto superficiale, potreste pensare che il fatto di aver inserito questo tipo di esperienza proprio in questo modulo, sia una forzatura, visto che la termopila funziona con una tecnologia molto diversa dalle pile elettriche che fino ad ora abbiamo esaminato. È probabile che possiate pensare che il nome del dispositivo “termopila”, sia stata l'unica causa per annoverare questa esperienza fra quelle che riguardano le pile propriamente dette. Devo dirvi invece, che mai scelta fu così opportuna. Anzi, fa parte delle mie consuetudini comunicative trovare il legame o la similitudine di due fenomeni apparentemente dissimili. E questo perché in natura molti fenomeni diversi si riconducono inevitabilmente agli stessi principi base. Nella teoria di questo modulo, per quanto riguarda le pile elettriche, abbiamo parlato dell'importanza dell'effetto Volta, ma soprattutto della necessaria presenza della soluzione elettrolitica. È la soluzione elettrolitica che permette il trasferimento degli elettroni fra i due metalli e permette lo sfruttamento dell'effetto Volta. Nella termopila, la soluzione elettrolitica è invece sostituita dal calore, che è il responsabile del trasferimento di elettroni fra due metalli diversi.

Sotto questo aspetto, il funzionamento della termopila è basato, in un certo senso, sullo stesso principio fisico che permette il funzionamento di una pila classica. Ci sono sempre due metalli a contatto fra loro ma, anziché avere una soluzione elettrolitica, come abbiamo già detto, il sistema che

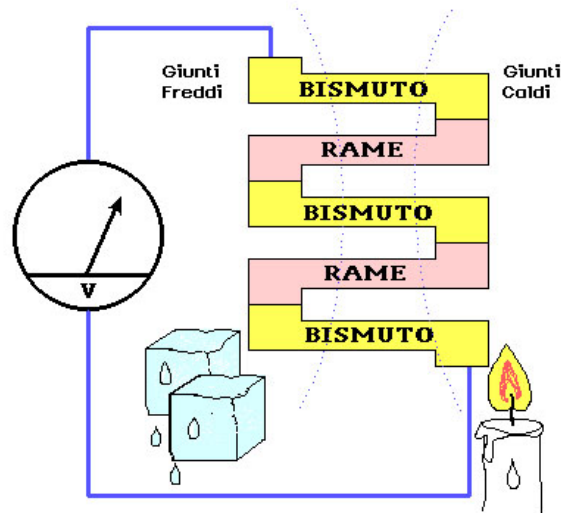


Fig. 10.1.9 - Principio di funzionamento di una termopila -

fornisce energia agli elettroni e ostacola la formazione del fenomeno della pila immagine, in questo caso, è una differenza di temperatura. La termopila, da un punto di vista tecnologico è realizzata, infatti, da due serie di giunzioni. Queste giunzioni permettono agli elementi della termopila di disporsi in serie uno rispetto all'altro. Vedi figura 10.1.9. In questo modo, dovremo assicurarci che una serie di giunzioni siano portati ad una temperatura molto fredda e l'altra serie di giunzioni siano posti ad una temperatura più alta. Questa condizione di asimmetria termica consentirà agli elettroni di fluire fra un metallo e l'altro.

Nel disegno mostrato nella figura 10.1.9 è rappresentato uno schema che mostra il principio di funzionamento di una termopila rame-bismuto. Per ottenere una certa differenza di potenziale, misurabile agli estremi della serie dei metalli, occorre quindi provvedere a mantenere una certa differenza di temperatura fra i due sistemi di giunzioni. Questo fenomeno fu scoperto nel 1830 da fisico italiano Leopoldo Nobili (1784–1835). Il fenomeno, che risulta anche conosciuto come effetto Seebeck, ha consentito la costruzione di sensori elettrici di temperatura chiamati termocoppie.

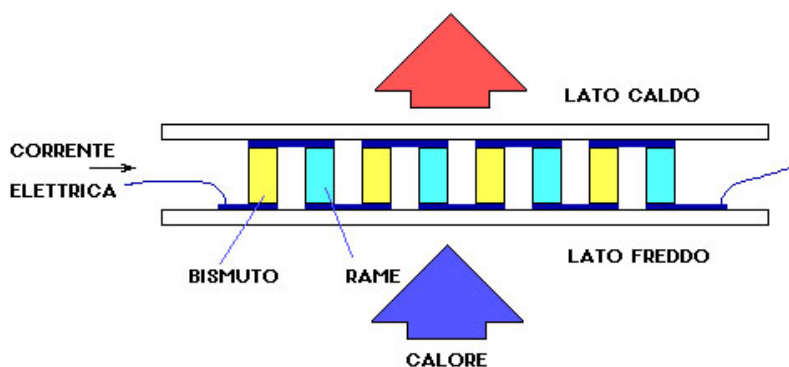


Fig. 10.2.9 - Funzionamento della termopila come pompa di calore -

Diciamo subito che il fenomeno, per verificarsi, non ha bisogno necessariamente della presenza di due metalli di diversa natura. Esso si presenta anche se trattiamo un singolo metallo omogeneo. Infatti, se all'interno di un metallo si verificano condizioni per le quali alcune zone si trovano a temperature diverse, lo stesso metallo è soggetto a presentare un potenziale elettrico (effetto Thomson). La differenza di temperatura provoca un gradiente energetico sugli elettroni del conduttore che a sua volta produce una differenza di potenziale. L'uso di due metalli diversi posti a diretto contatto, rende però più facile e molto più efficiente il fenomeno e ne consente quindi lo sfruttamento come generatore. Il fenomeno è anche reversibile, come scoprì nel 1834 J.C.A. Peltier. In questo caso applicando un generatore di potenziale alla cella, le giunzioni dei metalli si scaldano o si raffreddano a seconda del verso di circolazione di corrente al suo interno. Grazie a questo principio, oggi esistono dei moduli realizzati tramite due metalli diversi che si chiamano moduli Peltier. Questi ultimi, sono ottenuti portando le due giunzioni a contatto con due superfici opposte. In questo modo, facendo circolare corrente nel modulo Peltier, otteniamo il riscaldamento di una superficie e il raffreddamento dell'altra. I moduli Peltier sono oggi realizzati sfruttando le caratteristiche termoelettriche del bismuto e dell'antimonio che vengono connessi fra di loro come mostrato dalla figura n. 10.2.9. La figura mostra chiaramente come appare un modulo Peltier visto in sezione.

Grazie a questa disposizione, l'elemento Peltier può funzionare come pompa di calore (quindi come refrigeratore), se provvediamo a far circolare all'interno di esso una certa quantità di corrente. Oppure, al contrario, può funzionare come termopila, se forniamo al modulo una differenza di temperatura fra le due superfici.

L'intento di questa sperimentazione è mostrare al nostro pubblico di allievi la funzione della cella Peltier come generatore termoelettrico o termopila. Vi posso assicurare che l'esperimento è molto interessante ed è in grado di entusiasmare i discenti grazie alla conversione termodinamica che si potrà osservare. Se vi atterrete alle condizioni sperimentali che vi suggerirò, sarete in grado di mostrare l'accensione di una semplice lampadina elettrica. Per fare questa esperienza dovete procurarvi innanzitutto una cella di Peltier. Questo dispositivo può essere acquistato presso un rivenditore di componenti elettronici.

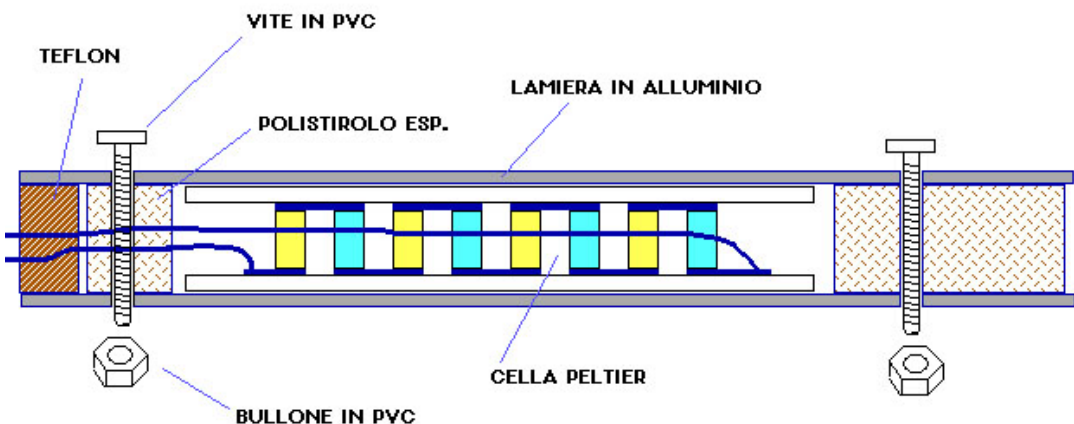


Fig. 10.3.9 - Cella Peltier montata in una struttura rigida con due superfici -

Sceglietene una qualsiasi da 24 o 50 W : l'importante è che la sua superficie sia di circa 4 cm^2 . Ricordate che il corpo della cella di Peltier è di ceramica, quindi state molto attenti quando la maneggiate poiché se cade è destinata a rompersi di sicuro. Un altro punto di vulnerabilità in queste celle è caratterizzato dai punti di giunzione dei morsetti elettrici. Fate molta attenzione a non tendere questi fili che sono collegati al corpo della cella. Anzi, non è una cattiva idea cercare un modo per sistemare la cella di Peltier in modo definitivo all'interno di un sandwich di materiali metallici rendendo in questo modo più robusto tutto il sistema. La figura n. 10.3.9 mostra un esempio di sistemazione meccanica.

È importante la presenza del polistirolo e soprattutto è indispensabile che le viti siano di materiale plastico. In caso contrario le due superfici di alluminio si scambierebbero calore direttamente inficiando il normale funzionamento della termopila. La figura successiva n.10.4.9, mostra l'aspetto di una normalissima cella Peltier come appare quando viene acquistata da un rivenditore specializzato.

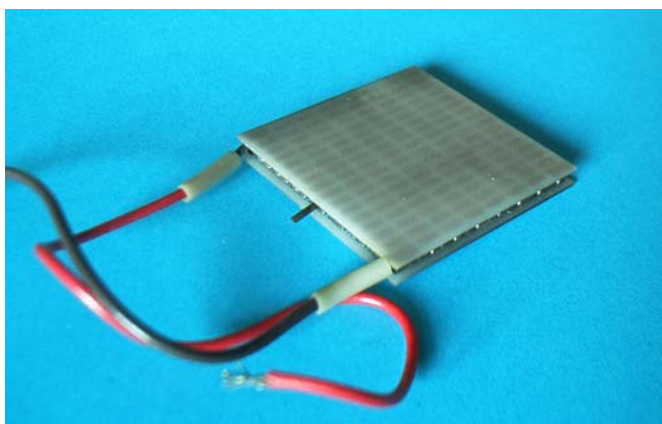


Fig. 10.4.9 - Cella Peltier -

Per effettuare la nostra sperimentazione occorre, semplicemente, collegare ai morsetti della cella Peltier una lampadina da 3,8 V, oppure anche 4 o 5 volt, utilizzando dei fili muniti di morsetti a coccodrillo. È naturale che la lampadina deve essere munita anche di provvidenziale portalampada. A questo punto, tutto quello che vi serve, si riduce ad un semplice accendino e ad una bomboletta di spray raffreddante. Per quanto riguarda quest'ultima è facile approvvigionarsene acquistandola in farmacia oppure in un negozio di articoli elettronici. La bomboletta di spray raffreddante, fornisce un flusso di gas molto freddo che, in alcuni casi, può portare istantaneamente le superfici coinvolte dal getto di gas a raggiungere temperature anche di $-30 \text{ }^\circ\text{C}$. Alcune di queste bombolette in commercio, usano un gas infiammabile, quindi state molto attenti a non dirigere il getto di gas verso fiamme libere.

Procurati anche questi ultimi elementi, per procedere all'esperimento fate in questo modo. Collegate la cella Peltier alla vostra lampadina. Con la fiamma dell'accendino, riscaldate cautamente una delle due superfici della cella Peltier mantenendo la fiamma a contatto con la cella non oltre i 5 o 6 secondi. Immediatamente, riponete l'accendino e spruzzate un getto di gas raffreddante sull'altra superficie della cella Peltier. Dovreste vedere la vostra lampadina accendersi con una certa luminosità.

La lampadina resterà accesa fintanto che esiste una certa differenza di temperatura fra le superfici della cella. Mi raccomando, non sostituite l'accendino con un'altra fonte di fiamma. Poiché, in questo caso, avendo solamente due mani, durante l'esperienza siete costretti a riporre l'accendino quando dovete utilizzare successivamente lo spray raffreddante.

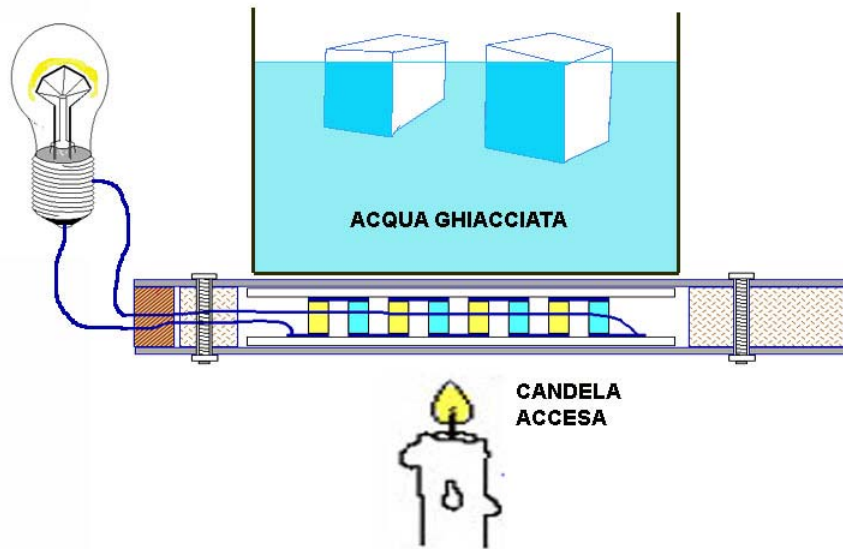


Fig. 10.5.9 - Schema di impiego come generatore termoelettrico -

Questa costruzione vi permette di lavorare con la massima sicurezza. Infatti, lo spray non deve assolutamente essere utilizzato se la fiamma è ancora accesa. Se però avete il tempo e la pazienza di costruirvi un qualcosa di più complesso e disponete anche di una certa quantità di acqua ghiacciata, potete dare un'occhiata alla figura n 10.5.9 che mostra un'idea in grado di far funzionare la vostra termopila anche per 10 minuti.

Provvedete ad allestire un sistema così come mostrato dalla figura n. 10.5.9. Inserite la cella di Peltier fra un pentolino metallico contenente acqua ghiacciata e una candela accesa. In queste condizioni è possibile produrre energia termoelettrica fino a che il ghiaccio non si scioglie.

Potrebbe essere un'ottima occasione, a questo punto della lezione, spiegare ai discenti che le pile a radioisotopi, che sono presenti in alcune sonde spaziali, funzionano esattamente nello stesso modo della vostra termopila Peltier. Nel caso di questi sofisticati generatori termoelettrici, la fonte di calore è prodotta da una capsula cilindrica costituita da ossido di plutonio (PuO). Questo materiale produce naturalmente una grossa quantità di calore per fissione spontanea. Tutto attorno a questa capsula calda sono poste le celle termoelettriche collegate fra di loro in serie o in parallelo, a seconda dei casi. La superficie fredda è invece realizzata dalla stessa temperatura estremamente bassa presente nello spazio profondo. Nello spazio, infatti, e soprattutto nei punti in ombra dall'illuminazione solare, vigono temperature che sono di centinaia di gradi celsius sotto lo zero. Queste condizioni, permettono di ottenere differenze di temperature sugli elementi termoelettrici di una cella, in grado di produrre certamente tanta energia elettrica da poter far funzionare in

modo efficiente i sistemi elettronici di bordo. Il generatore della sonda Voyager, missione iniziata nel lontano 1977 e designata all'esplorazione del nostro sistema solare, era costituito da termopile che sfruttavano le proprietà termoelettriche delle leghe piombo-tellurio. Questo generatore, visibile nella foto n. 10.6.9, che era in grado di produrre 470 W di potenza quando la sonda iniziò il suo viaggio, fornisce ancora oggi (2003) energia sufficiente all'alimentazione dei sistemi elettrici di quest'ultima. Nel 1986 il generatore, esaurendo lentamente l'energia nucleare dei radioisotopi produceva ancora una potenza di circa 400W. Nel 1997 tale potenza scese ulteriormente arrivando ad un limite di 387W, ancora sufficiente a garantire il funzionamento della sonda.

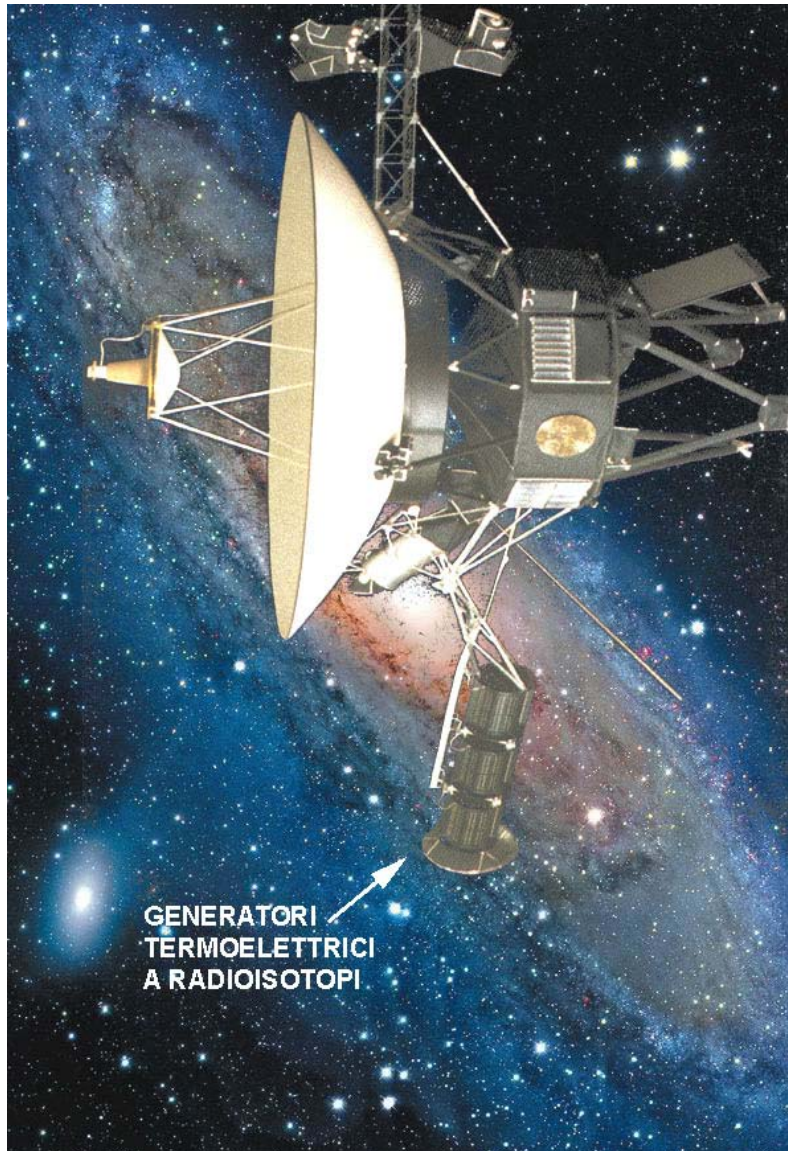


Fig. - 10.6.9 -

APPENDICE:

Tipo	Polo (-)	Polo (+)	Elettrolita	f.e.m. (V)	Densità di energia (Wh/kg)
Leclanchè	Zn	MnO ₂	NH ₄ Cl- ZnCl ₂	1.5	60 – 70
Manganese alcalino	Zn	MnO ₂	KOH	1.54	70 – 80
Mercurio	Zn	HgO	KOH – ZnO	1.35	100 – 110
Indio	In	HgO	KOH	1.15	
Lalande	Zn	CuO	NaOH	1.1	
Zn – AgO	Zn	AgO	KOH	1.6 – 1.8	130 – 140
Zn – aria	Zn	O ₂ – C	KOH NH ₄ Cl	1.35 1.35	200 – 250 120
Weston	Cd	Hg	HgSO ₄ CdSO ₄	1.01830 (a 20°C)	
Li/SOCl ₂				3.5	650

CARATTERISTICHE DELLE PRINCIPALI BATTERIE PRIMARIE

Tipo	Polo (-)	Polo (+)	Elettrolita	f.e.m. (V)	Densità di energia (Wh/kg)
Accumulatore al piombo	Pb	PbO ₂	H ₂ SO ₄	2.2	20 – 40
Ni – Cd	Cd	NiOOH	KOH	1.35	20 – 40
Ni – Fe (Edison)	Fe	NiOOH	KOH	1.6	20 – 30
Manganese alcalino	Zn	MnO ₂	KOH	1.5	20
Zn – Ag	Zn	AgO	KOH, ZnO	1.6 – 1.8	80 – 120
Cd – Ag	Cd	AgO	KOH	1.4	60
Ni – Zn	Zn	NiOOH	KOH	1.5	70

CARATTERISTICHE DELLE PRINCIPALI BATTERIE SECONDARIE
(accumulatori)

PILA LECLANCHE'

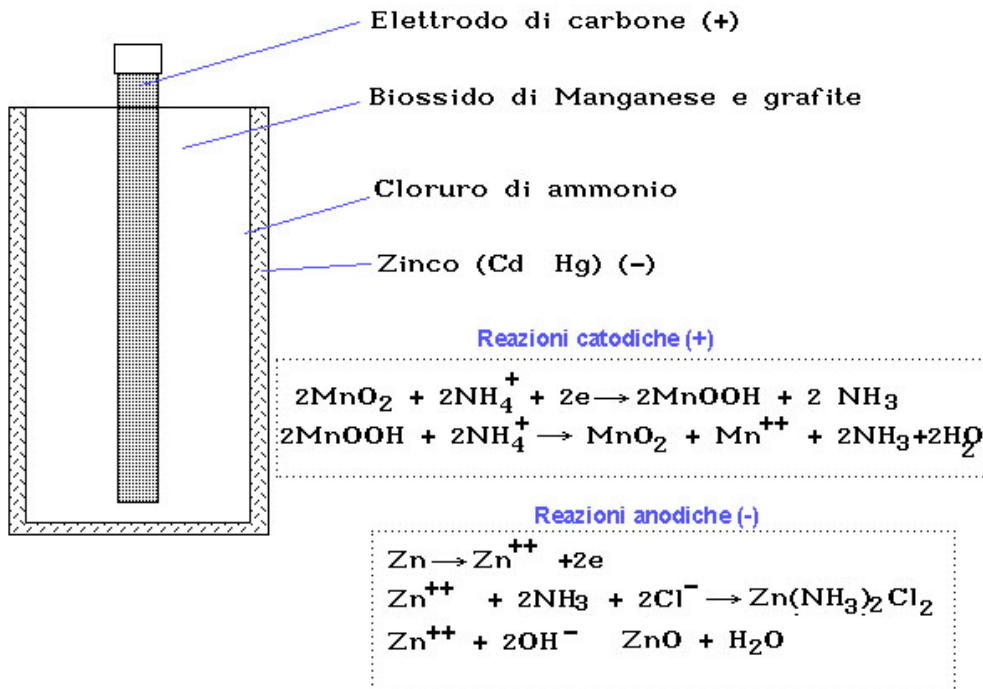
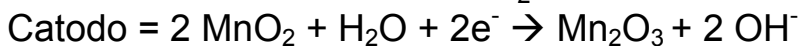
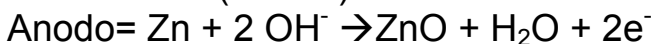


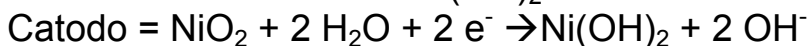
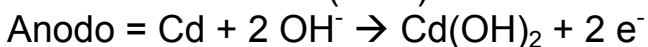
Fig. 21.9 - Funzionamento della pila Leclanchè -

Reazioni chimiche di alcune pile più comuni

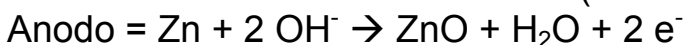
Pila alcalina (1.54 V)



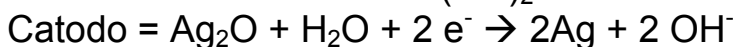
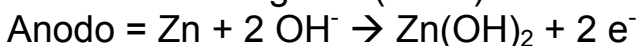
Pila Nichel-cadmio (1.4V)



Pila miniaturizzata Zinco Mercurio (1.6 – 1.8 V)



Pila Ossido d'argento (1.5V)



ALLEGATO:

La pila elettrica

La pila non è altro che una sorgente di corrente elettrica continua che viene ottenuta a spese dell'energia chimica contenuta al suo interno. L'energia, conservata all'interno della pila, costituisce la riserva potenziale a disposizione. Quando la corrente scorre nel circuito esterno, l'energia potenziale si trasforma in energia cinetica. Le leggi chimiche, che stanno alla base del fenomeno delle pile, riguardano i fenomeni di ossidazione e riduzione degli elementi che costituiscono la così detta "coppia galvanica". L'origine del nome "coppia galvanica" è in onore dell'anatomista bolognese Luigi Galvani che, contemporaneamente ad Alessandro Volta (1800), scoprì che metalli diversi, posti in contatto fra loro, generano il fenomeno dell'elettricità. I fenomeni galvanici sono molto più comuni di quanto ci è possibile immaginare. Per esempio, la causa dei punti di ruggine sul ferro è prodotta dalla presenza di una pila parassita.

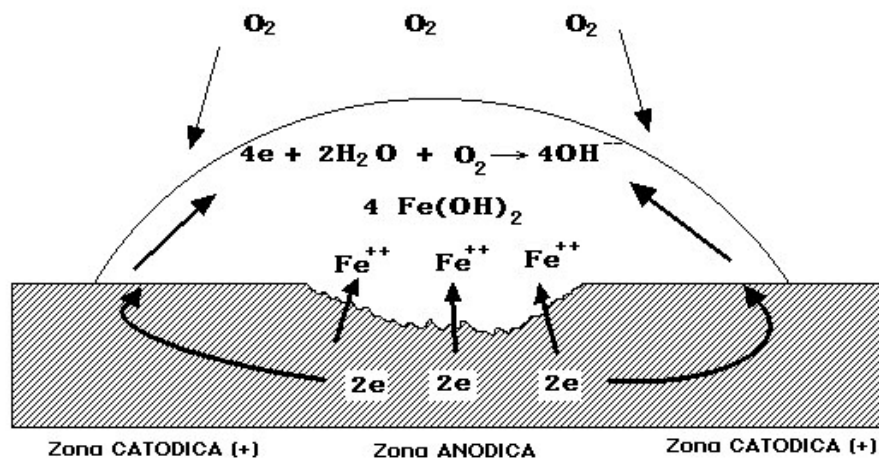


Fig.

11.9 - Pila parassita e formazione di ruggine -

La figura n. 11.9 mostra una goccia di acqua in sezione. Questa illustrazione è in grado di farci capire esattamente lo schema della pila parassita che si viene a generare quando l'acqua è posta sopra una superficie di ferro. Esso illustra come, tramite l'ossigeno contenuto nell'atmosfera, è possibile creare un processo ossido-riduttivo.

La parte centrale della goccia costituisce la zona anodica dove avviene il processo di ossidazione. In questa zona il ferro passa in soluzione e il metallo si corrode. Lungo il bordo della goccia invece, avviene il processo catodico di riduzione. La coppia galvanica in questo caso è determinata dal ferro e dall'ossigeno atmosferico.

Un altro esempio di pila affiora nella mia mente trasportandomi in tempi molto lontani. Voglio raccontarvelo poiché l'aneddoto, oltre a farmi rivivere dei momenti bellissimi della mia vita, è estremamente significativo per quanto riguarda i concetti che stiamo studiando. Ero bambino e stavo alla terza elementare, quel giorno avevo fra le mani un temperamatite di metallo e così, in

modo involontario, come ogni bambino al mio posto può essere portato a fare, portai la mia lingua a lambire le estremità fredde di quell'oggetto. Provai una strana sensazione sulla lingua, simile per certi versi a quella che avvertivo quando, sempre tramite la lingua, toccavo le estremità delle pile elettriche che facevano funzionare i miei giocattoli. In ogni caso, non associi i due fenomeni e chiesi ai miei genitori una spiegazione: nessuno allora, riuscì a dirmi esattamente quello che accadeva. Riuscii perfino a determinare che la sensazione si verificava solo quando, con la lingua, toccavo contemporaneamente la vite di colore bronzo, che teneva ferma la lama in acciaio, e l'involucro esterno di colore argento. Per moltissimi anni non riuscii mai a venire a capo di quel misterioso fenomeno. Solo molto più tardi capì che mi ero trovato a sperimentare con successo un fenomeno di coppia galvanica molto singolare. In pratica, in quello specifico caso, avevo prodotto una sorta di pila i cui elettrodi erano la vite di ottone e il corpo di alluminio del temperamatite. Tramite la lingua, grazie agli elettroliti contenuti nella mia saliva, il circuito veniva chiuso e la pila funzionava. Mi rendo conto che si tratta di un aneddoto molto banale, ma ritengo che, avervelo raccontato, possa certamente essere un'ulteriore occasione di riflessione, che ci spinge a considerare come queste coppie galvaniche si annidino fra le più impensabili condizioni.

Basi teoriche per capire il funzionamento di una coppia galvanica – Teoria delle bande di energia

Per capire il funzionamento di una pila, risulta molto efficace il modello teorico delle bande di energia. Esso si presta convenientemente per spiegare tutti i fenomeni legati al passaggio di cariche elettriche nella materia. Il modello a bande di energia illustrato in fig. 12.9 è un elegante sistema che riesce a definire come funzionano i legami chimici, ma anche tutti i fenomeni relativi alla conduzione elettrica all'interno dei conduttori, dei semiconduttori, il fenomeno della fotoconduzione, la termoconduzione e altri effetti.

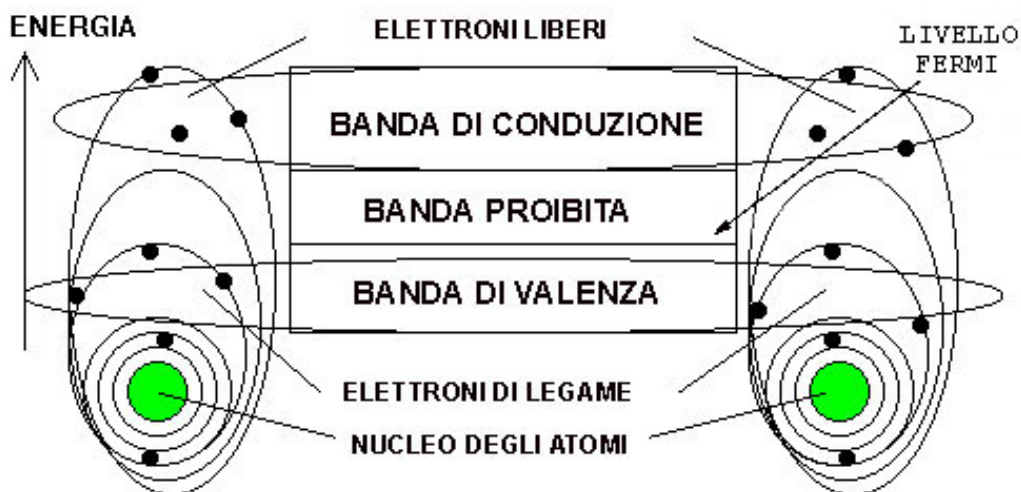


Fig. 12.9 - Schema guida per cominciare a comprendere il modello a bande di energia -

Tutta la trattazione teorica riguardante tale modello è basata sull'analisi di un diagramma, definito da tre bande caratteristiche, chiamate rispettivamente: **banda di conduzione**, **banda proibita** e **banda di valenza**. L'ordinata di questo diagramma è rappresentata dall'energia, normalmente misurata in eV (elettronvolt). L'ascissa del diagramma è spesso rappresentata senza un particolare significato, oppure in riferimento, come vedremo tra poco, alle dimensioni reticolari del cristallo che costituisce la materia solida. La dimensione delle bande, nonché l'intervallo fra esse, è proporzionato al livello di energia che gli compete.

Nel rappresentare la figura n. 12.9 mi sono sforzato di dare un'idea, anche al lettore meno esperto, del concetto delle bande di energia, per questa ragione l'immagine sfiora i limiti della fantasia e della correttezza anzi, oserei dire, che l'immagine, per i più esperti può essere considerata addirittura forviante. Ma un comunicatore, quando il caso lo richiede, deve anche avere il coraggio di profanare una rappresentazione. Può darsi, anzi ne sono certo, che questo fatto consentirà a qualcuno una più semplice analisi e comprensione del concetto. Ma cerchiamo ora di interpretare correttamente il significato del modello.

Il diagramma, in parole semplici, mostra degli intervalli preferenziali di energia entro i quali è possibile trovare gli elettroni di quel determinato atomo. Se gli elettroni sono presenti solo nella banda di valenza, ci troviamo di fronte ad un caso di specie chimica all'interno della quale non possiamo ottenere passaggio di corrente (materiali costituiti da strutture covalenti). Viceversa, se alcuni elettroni possono raggiungere la banda di conduzione, possiamo avere la circolazione di corrente. La banda proibita (quando è presente) è un intervallo di energie all'interno del quale noi non troveremo mai nessun elettrone.

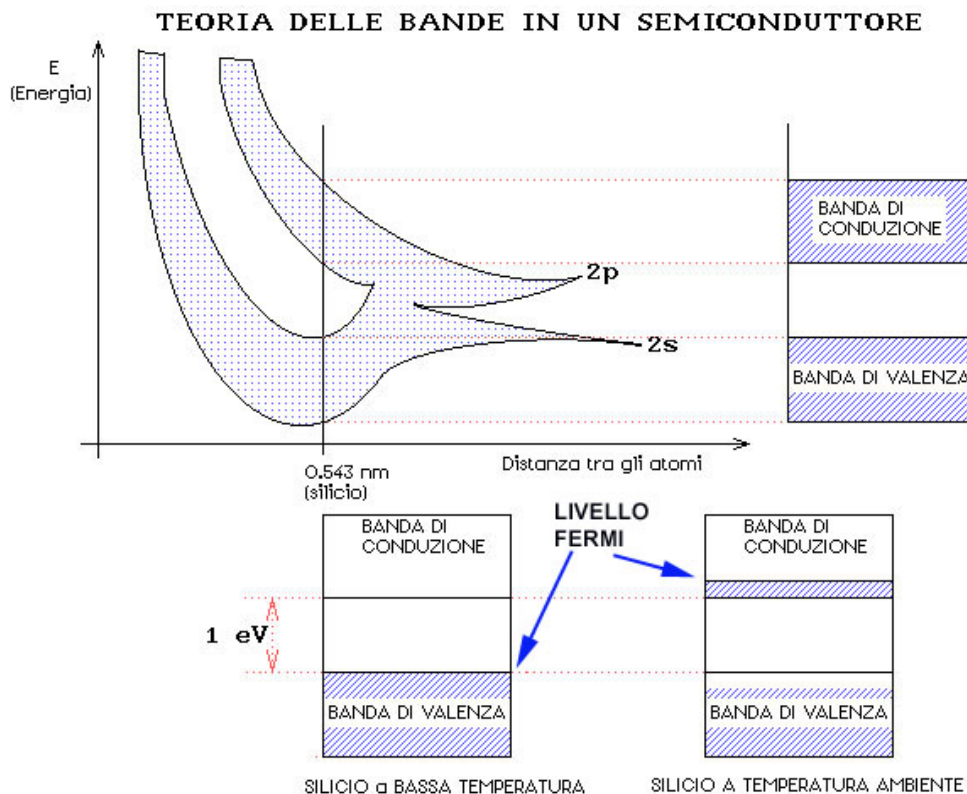


Fig. 13.9

Per questa ragione, consultate la figura n. 13.9. La quale illustra la distribuzione di energia che compete agli orbitali presenti nell'atomo di silicio. Ovviamente dovete immaginare l'atomo di silicio circondato da altri atomi di questo stesso elemento. Il silicio è un elemento semiconduttore (vedi modulo precedente) che si presenta con una ben determinata struttura cristallina. La figura mostra abbastanza chiaramente come possono prodursi le rappresentazioni delle bande di energia. Il caso del silicio è stato utilizzato solo come esempio, poiché esso presenta un diagramma a bande caratteristico e ampiamente studiato.

Si evince facilmente dall'illustrazione come, gli elettroni dell'orbitale 2p, siano fondamentali per i processi di conduzione di questo materiale. L'orbitale 2p è il più esterno dell'atomo di silicio.

Molto interessanti sono anche le due raffigurazioni presenti nella parte inferiore della stessa illustrazione. Questi diagrammi si riferiscono a due casi caratteristici. Nel caso del silicio, infatti, la temperatura ambiente gioca un ruolo fondamentale per avviare i processi conduttivi: se è troppo bassa non ci sono cariche libere o di conduzione e quindi il silicio conduce pochissimo. Viceversa, a temperatura ambiente, alcuni elettroni passano nella banda di conduzione e quindi possono essere utilizzati per il passaggio della corrente. La figura successiva mostra altri casi molto peculiari. Mi raccomando di concentrare l'attenzione sui primi due. Essi rappresentano i conduttori e gli isolanti.

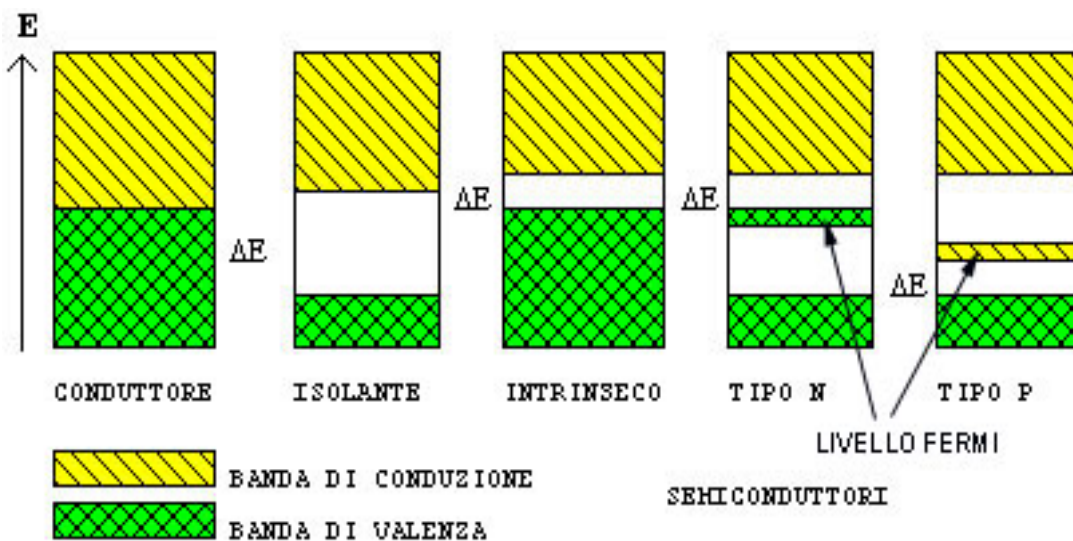


Fig. 14.9 - Modello a bande di energia per i vari materiali -

Fornendo una certa energia all'elettrone, questo riesce ad abbandonare le posizioni vincolate dal legame chimico, per spostarsi a quelle regioni dotate di energia maggiori che gli consentono la possibilità di muoversi e quindi di condurre corrente. Nei materiali isolanti l'intervallo di banda può essere di circa 10 eV, nei semiconduttori, e il silicio di cui sopra è uno di questi, l'intervallo di banda si aggira a circa 1 eV.

Secondo questo modello, tutte le sostanze potrebbero diventare conduttori: basta fornire un quantitativo di energia sufficiente affinché un certo numero di elettroni possano passare dalla banda di valenza a quella di conduzione.

È evidente che in alcuni casi questo apporto di energia straordinario può determinare la decomposizione della sostanza prima ancora che questa possa diventare conduttore. Un esempio in tal senso è rappresentato dalla scarica distruttiva che può generarsi in un corpo isolante allorché forniamo ad esso una differenza di potenziale molto elevata.

In definitiva appare chiaro come tutto dipenda dall'ampiezza dell'intervallo di banda proibita (ΔE). Nel caso dei conduttori, infatti, la differenza fra banda di conduzione e banda di valenza è zero (vedi fig. 14.9) e di conseguenza il livello di energia di soglia da raggiungere per ottenere la conduzione è anch'esso zero. Tale livello di energia di soglia, ubicato a limite della banda di valenza, è chiamato "**livello Fermi**". Ecco perché le cariche dei materiali conduttori possono essere facilmente utilizzate per la conduzione della corrente. Infatti, in questo specifico caso gli elettroni sono distribuiti su un ampio spettro di energie, in parte localizzato nella banda di conduzione, offrendo quindi peculiarità ottimali per consentire il passaggio della corrente elettrica. Le coppie galvaniche hanno praticamente un diagramma simile a quello dei materiali conduttori. Questo è chiaro visto che si tratta di metalli.

Ora che abbiamo fatto chiarezza (almeno spero) su questo tipo di diagrammi a bande, mostriamo il caso di 3 elementi metallici ordinati secondo il loro livello di energia Fermi.

Il livello di energia Fermi, come già detto in precedenza, è il livello di energia di valenza più elevato che possono avere gli elettroni degli atomi posizionati all'interno di un cristallo che si trovi alla temperatura dello zero assoluto. In altre parole, l'energia a livello Fermi può essere paragonata al livello di superficie di un liquido contenuto in un dato recipiente. In questo modo, i diagrammi rappresentati precedentemente, possono essere visti proprio come contenitori in cui è stata versata una certa quantità di liquido. Nel nostro caso il "liquido" sono gli elettroni.

Per calcolare esattamente l'energia di livello Fermi, per i materiali metallici, possiamo adoperare la formula seguente:

$$W_f = \frac{\left(\frac{h}{2 \cdot \pi}\right)^2}{2 \cdot m} \sqrt[3]{\left(3 \cdot \pi^2 \cdot \frac{\sigma \cdot N_0}{A}\right)^2}$$

Il termine "h" è la costante di Planck (vedi appendice del modulo "Materia - concetti base"). Il termine "m" rappresenta la massa delle cariche (nel nostro caso la massa degli elettroni) espressa in kg. "σ" è la densità espressa in kg/m³. "N₀" è il numero di Avogadro espresso come atomi per kg mole (6.03 10²⁸) e "A" è il peso atomico.

Se riferiamo la formula al solo caso degli elettroni, e includiamo il fattore correttivo in eV, possiamo trascriverla direttamente come :

$$W_{f(eV)} = 2,6 \cdot 10^{-3} \cdot \sqrt[3]{\frac{\sigma^2}{A^2}}$$

In questo modo abbiamo ottenuto un'utilissima relazione matematica, mediante la quale sarà possibile calcolare il livello Fermi per ogni metallo conosciuto. Per effettuare questo calcolo potremo sostituire il termine "σ" con i valori del peso specifico di quel determinato metallo. Questi valori saranno ricavati a loro volta dalla tabella presente nell'appendice del modulo "Peso e densità" (e, prima di essere inseriti nella formula, moltiplicati per 10³ per esprimerli in kg/m³). Infine, utilizzeremo il valore del peso atomico di quel determinato elemento che sostituiremo al termine "A". L'energia sarà espressa in eV.

I tre metalli che abbiamo scelto, ordinandoli secondo il loro valore decrescente di livello di energia Fermi sono: il rame, il ferro e l'alluminio. Il livello di energia Fermi del rame è quello più elevato, normalmente vale 1,125 · 10⁻¹⁸ j pari a circa 7,1 eV . In sequenza, in fig. 15.9, sono rappresentati anche gli altri due. Il rame è quindi rappresentato dal contenitore o diagramma "A", il ferro dal diagramma "B" e infine l'alluminio da "C". Se il rame viene posto a contatto con il ferro, nasce un potenziale per effetto Volta. Infatti, i diagrammi a banda dei due metalli mostrano una diversa distribuzione di energia degli elettroni nella banda di conduzione. Di conseguenza accade che il rame "A" sposta degli elettroni sul ferro "B". L'immagine vuole rappresentare questo spostamento di elettroni con una freccia di colore rosso.

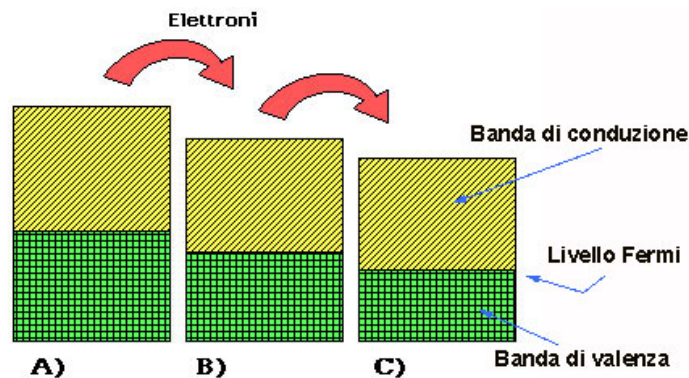


Fig. 15.9 - Potenziale volta spiegato con il modello a bande di energia -

Il ferro non può spostare elettroni sul rame poiché gli elettroni del ferro "B" hanno una distribuzione di energia di valore minore di quella del rame. Ma il ferro può invece spostare elettroni sull'alluminio "C" che ha, in questo caso, un livello Fermi più basso di tutti. Sarebbe come possedere dei vasetti colmi di acqua e con un sifone vogliamo travasare l'acqua contenuta in questi vasetti. Ebbene, solo i vasetti più alti possono trasferire l'acqua a quelli più bassi. Voglio ricordare che, Alessandro Volta, con esperienze molto delicate e laboriose, ha effettivamente misurato questo potenziale che si genera fra metalli diversi. Questo potenziale, chiamato "potenziale Volta", è la manifestazione di questa differente energia contenuta nei metalli che sono posti a stretto contatto. Anzi, la tensione di Volta, quando si genera fra i contatti di un relè, può spesso generare dei problemi, soprattutto quando si fa uso di circuiti elettronici di

precisione, che devono commutare segnali caratterizzati da piccoli valori di tensione.

Una coppia galvanica, cioè una coppia di metalli utilizzata per ottenere una pila, deve essere scelta in modo che ci sia una certa differenza fra i diagrammi a bande dei due metalli. In effetti, più elevata è la differenza di energia più alto è il potenziale della coppia galvanica. Ma, come sanno molto bene gli studiosi di elettrochimica, la cosa in realtà non è così semplice. Per far funzionare una coppia galvanica abbiamo bisogno anche dell'elettrolita. Infatti, come abbiamo già detto nella teoria semplificata di questo modulo, la presenza dell'elettrolita riduce la cosiddetta pila immagine, che viene a prodursi appena la coppia galvanica viene chiusa per produrre circolazione di corrente. In effetti, se proviamo ad utilizzare la coppia galvanica costituita semplicemente da un blocchetto metallico di rame e uno di ferro senza la presenza di un elettrolita dovremo, come è normale in questi casi, collegare un filo conduttore tra i due metalli grazie al quale poter estrarre energia dal sistema. Ma appena procediamo in tal senso, si verifica un problema, cioè otteniamo una seconda pila chiamata "**pila immagine**". In pratica, la coppia galvanica costituita dal filo metallico conduttore e uno dei metalli che costituisce la coppia costituisce a sua volta una pila (detta appunto pila immagine) che genera un ulteriore potenziale opposto a quello di partenza. Per capire questo fatto con la massima chiarezza, facciamo un esempio. Supponiamo di utilizzare un filo di rame come conduttore per realizzare il circuito utilizzatore della pila rame-ferro di cui abbiamo parlato.

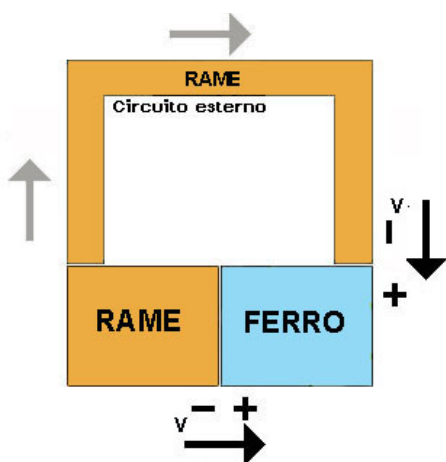


Fig. 16.9

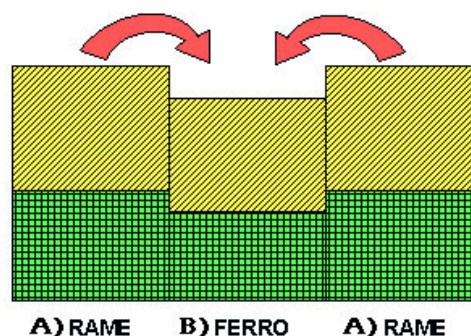


Fig. 17.9

In pratica quello che succede è la formazione di una seconda pila. Il diagramma a bande (Fig. n. 17.9) mostra infatti, l'accoppiamento dei due metalli sul blocchetto di ferro. Gli elettroni del rame vogliono passare nel ferro seguendo entrambe le vie che si vengono a realizzare. Per questa ragione è impossibile sfruttare la corrente che ci aspetteremo di ottenere. Alessandro Volta pensò allora di interporre fra i blocchetti di metallo una soluzione elettrolitica (conduttore di seconda specie) che consente di eliminare il problema della pila immagine. L'immagine successiva (Fig. n. 18.9) mostra, con un forte sforzo di fantasia, il diagramma a bande di energia che prevede l'utilizzo della soluzione elettrochimica. In questo caso possiamo immaginare lo spettro di energia della banda di conduzione ionica della soluzione come una possibilità di adattamento

dei livelli di energia verso i due metalli cosicché gli elettroni possano fluire attraverso la soluzione e la pila funzionare correttamente.

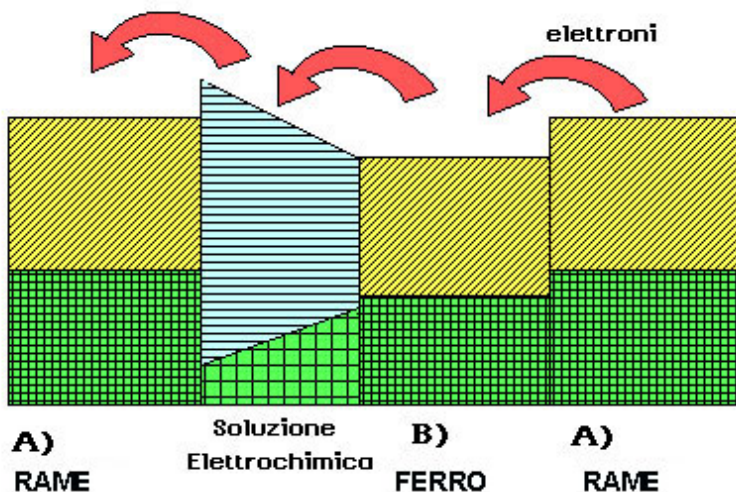


Fig. 18.9 - Modellizzazione a bande di energia per spiegare la funzione dell'elettrolita (conduttore di seconda specie secondo Volta) -

Per definire con esattezza in modo analitico il comportamento di una coppia galvanica, si fa uso delle tabelle dei potenziali RedOX. Una di queste tabelle è stata allegata all'interno della sezione appendice del modulo "Reazioni chimiche". In questo modulo si parla del problema delle reazioni di ossidoriduzione che riguardano contestualmente anche l'argomento che trattiamo in questa sede. Vi invito quindi ad un approfondimento leggendo il modulo indicato.

Il diagramma a bande di energie rappresenta un metodo formidabile per studiare una coppia galvanica. Questo sistema ha la prerogativa di mostrare in modo semplice il fenomeno dell'accoppiamento di due metalli per quanto riguarda il potenziale di Volta. Voglio però precisare che la rappresentazione del diagramma a bande di energia dell'elettrolita è arbitraria ed è realizzata in questo testo unicamente per aiutarvi a capirne il comportamento. Sono la soluzione elettrolitica ed, in special modo, le reazioni chimiche di ossidoriduzione, che avvengono sulla superficie dei metalli posti a suo diretto contatto, i veri promotori dell'energia chimica che si sprigiona dall'elemento galvanico.

Basi teoriche per capire il funzionamento di una coppia galvanica – legge di Nernst –

Ogni metallo o elemento galvanico che produce una reazione ossidoriduttiva, genera un potenziale elettrico di un valore caratteristico. Questo valore di tensione viene misurato e tabellato rispetto ad un elettrodo standard chiamato "elettrodo a idrogeno". Il valore del potenziale in ogni caso è influenzato da diversi parametri come la temperatura della soluzione e la concentrazione dell'elettrolita. Per calcolare il suo valore esatto, valido per una reazione di ossidazione catodica, viene utilizzata la formula di Nernst che si traduce nell'equazione seguente:

$$E = E_0 + 2,3 \cdot \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[red]}{[ox]}$$

La stessa formula, è valida per una reazione di riduzione anodica e si esprime con:

$$E = E_0 + 2,3 \cdot \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[ox]}{[red]}$$

Le formule valgono nel caso si stia considerando una soluzione in cui siano presenti contemporaneamente una specie ionica ossidata (ox) e una specie ionica ridotta (red). Per E_0 si intende il potenziale assunto da questo elemento rispetto all'elettrodo a idrogeno (vedi tabella nell'appendice del modulo "Esperienze di chimica"). "R" è la costante dei gas, essa vale $8.31441 \text{ j mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ se misuriamo il potenziale in volt e "F" in coulomb. Il termine "T" è la temperatura in kelvin, "n" il numero di elettroni coinvolti nella reazione e infine "F" è la costante di Faraday che vale 96487. Facciamo qualche esempio numerico per capire come si applica la formula.

Se un elettrodo di platino viene collocato all'interno di una soluzione in cui è presente l'equilibrio ossidoriduttivo:



La formula di Nernst per calcolare il potenziale di cella (o di semicella come si dice in genere) può essere la seguente:

$$E = -1,18 + 2,3 \cdot \frac{8,3 \cdot T}{5 \cdot 96487} \cdot \ln \frac{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{++}]}$$

Il valore "-1,18" è stato prelevato dalla tabella già indicata in precedenza. I contenuti in parentesi quadra sono invece le concentrazioni delle specie chimiche che si trovano in soluzione. Vi faccio notare che, per quanto riguarda il termine logaritmico, se le concentrazioni al numeratore e al denominatore fossero uguali, il termine frazionario sarebbe pari a "1". In questo specifico caso, poiché il logaritmo di 1 è "0", il potenziale sarebbe pari al termine E_0 che in questo caso risulterebbe quindi -1,18 V. Un altro esempio dell'applicazione della legge di Nernst potrete trovarlo leggendo accuratamente il laboratorio n. 5 relativo alla pila Daniel.

Ad un analogo risultato saremo potuti pervenire tramite il seguente ragionamento. Nell'allegato al modulo, "Materia (concetti base)", abbiamo parlato molto della fisica dell'atomo. Proprio in quel contesto abbiamo mostrato una tabella (tab. 23.1) dei potenziali di prima ionizzazione degli elettroni periferici dell'atomo. Quella tabella riportava l'energia di estrazione in kcalorie

per mole⁻¹, che è appunto l'energia necessaria per estrarre dall'atomo un elettrone. Ed è proprio a questa energia che facevamo riferimento qualche pagina prima, quando parlavamo del diagramma a bande. Se ora, convertiamo i valori di questa energia utilizzando, al posto delle kcalorie per mole⁻¹(k/mole), gli elettronvolt (eV) otteniamo, per alcuni elementi metallici, la seguente tabella.

Metallo	Energia di estrazione (eV)
Sodio	2.7
Calcio	3.2
Ferro	3.2
Torio	3.3
Zinco	3.4
Tantalio	4.2
Rame	4.4
Tungsteno	4.5
Platino	6.0

In questo caso possiamo constatare che, se prendiamo per esempio lo zinco e il rame (ricordandoci in pratica quello che abbiamo detto a proposito della pila Daniel) e sottraiamo le due energie di estrazione, otteniamo :

$$4.4 - 3.4 = 1 \text{ eV}$$

Dalla fisica sappiamo che se dividiamo l'energia per la carica otteniamo il potenziale, che in questo caso risulta 1V. La coppia galvanica zinco-rame, produce appunto questo potenziale (nel caso specifico la teoria dice 1,1 V). Per fare un altro esempio, la coppia galvanica ferro-rame, produrrà invece un potenziale pari a 1,2. Vi ricordo che quel famoso reperto archeologico denominato "pila di Baghdad", qualora si dimostrasse essere realmente una pila, sfrutterebbe proprio questa ultima coppia galvanica (vedi nota alla fine).

Voglio approfittare di questa occasione per far luce su un'altra importante questione che trovo sempre poco chiara nella mente degli studenti. Qual è l'elettrodo che si chiama **catodo** e qual è l'elettrodo che si chiama **anodo** ? È importante che vi rendiate conto che definiamo elettrodo **anodico** sempre e solo l'elettrodo in cui avvengono reazioni di **ossidazione**. In questo caso parliamo quindi, dell'elettrodo **negativo** della pila. Per quanto riguarda l'elettrodo **catodico** invece releghiamo ad esso funzioni di terminale in cui avviene la reazione chimica di **riduzione**. Quindi, sempre utilizzando come esempio la pila, risulta ovviamente proprio il caso dell'elettrodo **positivo**. Se però noi pratichiamo un elettrolisi e quindi forniamo una tensione di alimentazione alla cella galvanica, risulta evidente che, dove noi applichiamo il **positivo** della nostra tensione di alimentazione, avvengono delle reazioni di **ossidazione** (in questo caso infatti si parla di **anodo**). Viceversa, dove applichiamo il nostro **negativo** di alimentazione, avvengono certamente reazioni chimiche di **riduzione** (in questo caso parliamo di **catodo**). Come possiamo osservare, la situazione si ribalta completamente se passiamo da una pila che genera energia ad una elettrolisi che invece richiede energia. Questo

fatto origina sovente delle confusioni. Per esempio, per quanto riguarda il caso di dispositivi elettronici polarizzati, come condensatori, diodi, transistori eccetera, tutte le volte che vogliamo individuare il terminale a cui dobbiamo collegare il positivo della nostra alimentazione, dobbiamo parlare di anodo, mentre ci riferiremo al catodo quando a quest'ultimo applichiamo il negativo del generatore. Questo non deve assolutamente confonderci, poiché anche per questi dispositivi vige la regola vista quando consideravamo l'alimentazione di celle elettrolitiche. Risultano dispositivi che noi andiamo ad alimentare elettricamente. In conclusione; se alimentiamo un qualsiasi tipo di dispositivo, una cella elettrolitica, un componente elettronico, eccetera, il catodo è il negativo e l'anodo è il positivo. Se invece ci troviamo a considerare una pila, cioè un generatore di energia elettrochimica, allora dobbiamo ribaltare il concetto, definendo l'anodo l'elettrodo negativo e il catodo quello positivo.

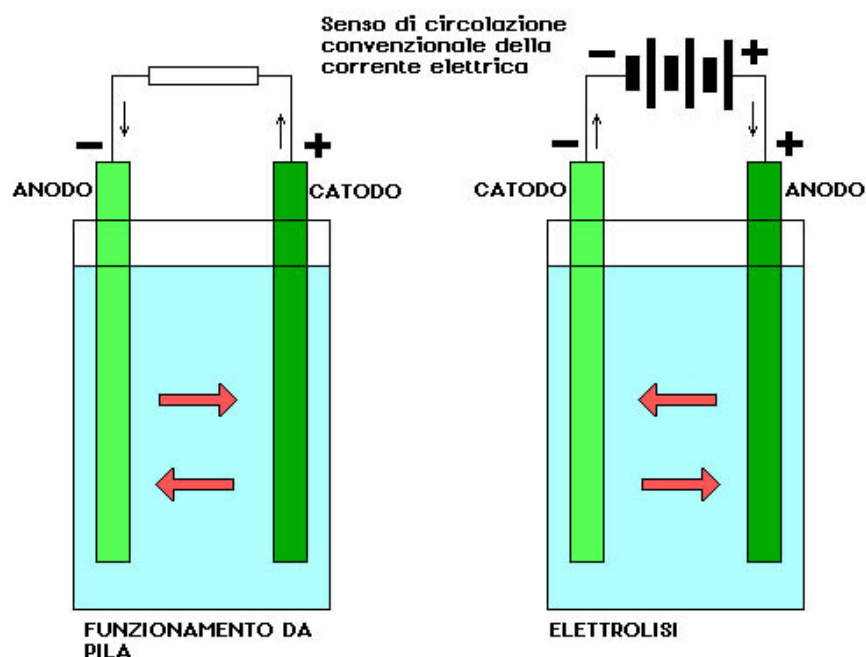


Fig. 19.9 - Criterio per definire il catodo e l'anodo per un dispositivo elettrochimico -

Pile moderne

Tutti i sistemi di pile presentati in questo modulo, sono sistemi dotati di valenza puramente didattica e che hanno indubbiamente fornito una traccia per permetterci di affrontare l'argomento da un punto di vista sperimentale in accordo con gli obiettivi di questo testo. A parte la pila Leclanchè e le termopile, in uso ai nostri giorni, le altre pile restano confinate unicamente come esempi scientifici, che hanno fatto la loro storia in un passato lontano. Attualmente, le pile di moderna concezione, fanno uso di tecnologie avveniristiche che utilizzano altri tipi di coppie galvaniche. Le pile al **Nichel-Cadmio** sono un esempio. Tramite questi due metalli e utilizzando una soluzione elettrolitica di tipo alcalina, possono essere ottenuti ottimi accumulatori in grado di fornire elevate correnti di uscita grazie alla resistenza interna molto contenuta. Questa tecnologia è in grado di generare un potenziale di circa 1,35 V con cicli di

carica-scarica ripetibili fino a 900 volte. La coppia galvanica Niche-Cadmio è normalmente utilizzata per ottenere accumulatori o, come vengono chiamate, "batterie secondarie" per poterle differenziare dalle "batterie primarie" che sono le pile semplici. L'accumulatore è una pila che, una volta esaurita se ne può ripristinare l'energia sottoponendola ad un regime di carica. Questo tipo di accumulatore origina però un inconveniente chiamato "effetto memoria". L'effetto memoria non è altro che un sistematico calo di tensione, prodotto dal fatto che, qualora l'accumulatore non viene completamente scaricato prima di effettuare la sua carica, alla successiva ricarica accumulerà energia sufficiente a ripristinare solo la parte di energia esaurita, con l'inconveniente di rendere inutilizzabile la carica residua presente prima dell'operazione di ricarica. Allo scopo di riuscire a risolvere questo fastidioso problema, ben presto sul mercato sono nate altre soluzioni che utilizzano nuove coppie galvaniche. Una di queste, attualmente presente sul mercato, è l'accumulatore Ni-MH (**Nickel-metalidruro**) che risulta costituito da nichel come elettrodo positivo (o meglio NiOOH) e un idruro di terre rare come elettrodo negativo. Spesso vengono impiegate leghe di lantanio-nichel o titanio-manganese o ancora zirconio-manganese. Questa tecnologia non ha l'effetto memoria ed ha anche una maggiore densità di energia. L'unico problema che le batterie Nickel-metalidruro presentano è una delicata fase di ricarica. L'operazione di ricarica deve essere effettuata con la massima cura per evitare problemi di riscaldamento che possono produrre anche pericolose esplosioni.

Un'importante innovazione tecnologica che oggi giorno sta prendendo piede piuttosto velocemente è la tecnologia a **ioni di litio**. Questa tecnologia presenta una cella con potenziale di circa 3,6 V, non è ricaricabile, ma ha una densità di energia ancora maggiore della precedente mantenendo contemporaneamente un peso specifico molto basso. L'elettrodo negativo è costituito da litio metallico, l'elettrodo positivo è invece realizzato da cloruro di tionile (SOCl_2). Questi elettrodi sono immersi in un elettrolita costituito da tetracloroalluminato di litio (LiAlCl_4) unito al cloruro di tionile. Il tetracloroalluminato di litio è una soluzione costituita da una combinazione di cloruro di litio (LiCl) e cloruro di alluminio (AlCl_3). Per finire voglio ricordare la pila al **magnesio**, invenzione completamente italiana, opera di due ricercatori dell'università di Padova, parlo di Maurizio Fauri e Vito Di Noto. Questa tecnologia, attualmente in fase di studio, utilizza magnesio come elettrodo negativo e materiali a base di carbonio come elettrodo positivo. L'elettrolita è costituito da un materiale polimerico drogato di atomi di magnesio. Questa pila presenta una capacità di accumulo di energia esattamente doppia rispetto al caso precedente. Il peso è dieci volte inferiore, la tensione prodotta dalla coppia galvanica che all'inizio della sua sperimentazione era di 0,8V, nel 1999 è stata portata a 2,5V.

NOTE 1:

La pila di Baghdad è una strana struttura di terracotta risalente al 2 secolo a.c. È stata rinvenuta dall'ing. W. König nel 1936 durante scavi urbanistici nei pressi di Baghdad (Iraq). Si tratta di una specie di vaso di argilla nella cui imboccatura, rivestita di pece, era sistemata una struttura costituita da un cilindro di rame al cui interno era collocato un cilindro di ferro. Le parti metalliche apparivano come corrose da acido. Il cilindro di rame era saldato con una lega di piombo per il 60 % e stagno per il 40 %. Non sappiamo a tutt'oggi se, questo manufatto

rappresenta veramente una vecchia pila, che sarebbe dovuta essere stata realizzata dai Parti (popolazione situata appunto nella zona del ritrovamento nel periodo stimato) oppure un arredo religioso generico.

NOTE 2:

L'aneddoto del temperamatite sulla lingua, sottolinea una osservazione interessante che fu effettuata già nel 1762 dal fisico tedesco Johann Georg Sulzer. Ovviamente, il fisico filosofo Sulzer non utilizzò un temperamatite ma si accorse del fenomeno poggiando sulla lingua strisce di metalli diversi come l'oro e il piombo e cortocircuitando le altre due estremità.

NOTE 3:

Per ottenere pile costituite da un solo elemento di cella a tazza, utilizzabili per erogare una corrente sufficiente ad accendere una piccola lampadina a filamento (6 V 60 mA), può essere utilizzata una configurazione costituita da un elettrodo in magnesio metallico (polo negativo) e un elettrodo di rame (polo positivo). L'elettrolita deve essere una soluzione di acido cloridrico. Ovviamente la pila presenta diverse condizioni di pericolo che devono essere attentamente esaminate, come la forte emissione di idrogeno, la violenta reazione catodica e la pericolosità intrinseca dell'elettrolita acido.

NOTE 4:

L'effetto memoria di un accumulatore, fastidioso problema soprattutto riguardante gli accumulatori al Nickel-Cadmio, è un fenomeno non ancora ben compreso nella sua dinamica. Probabilmente si verifica per la formazione di grossi cristalli oppure per la formazione di composti di natura intermetallica.

I moderni accumulatori al Nichel-Cadmio presentano questo problema molto raramente grazie ad una opportuna disposizione delle parti e all'uso di trattamenti chimici adeguati. Quando nel testo si parlava di una scarica completa, atta a scongiurare il problema dell'effetto memoria, il lettore non deve intendere di portare a zero volt gli elementi di una pila al Nichel-Cadmio. Normalmente un valore di tensione di scarica intorno ai 0.7 – 0.8 volt è considerato un livello già troppo basso che non deve essere superato per evitare di danneggiare irrimediabilmente l'elemento.

NOTE 5:

La Pila Weston prende il nome dal chimico inglese Edward Weston che la realizzò nel 1893. Si tratta di un dispositivo elettrochimico usato prevalentemente per avere un determinato riferimento di tensione e non come generatore di energia. La ragione di quest'impiego dipende dal fatto che la natura degli elettroliti e delle specifiche reazioni di ossidoriduzione che avvengono al suo interno, rendono il potenziale generato praticamente costante e quindi idoneo per essere utilizzato come riferimento per la calibrazione di strumenti elettronici che misurano tensione (voltometri, potenziometri ecc).

Il catodo di questa pila è formato da una pasta di solfato di mercurio depositata su un elettrodo di mercurio metallico. L'anodo è invece costituito da un amalgama Mercurio/Cadmio al 12.5 %. L'elettrolita è costituito da una soluzione satura di solfato di cadmio, anche se in questo caso il potenziale risente del valore della temperatura ambiente. Tuttavia lavorando a temperatura

controllata il riferimento di tensione è abbastanza preciso. Esempio a 20 °C la tensione in uscita acquista il valore di 1,0183 V.

La tipica reazione anodica è la seguente $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{+2} + 2 \text{e}^-$, la reazione catodica è invece rappresentata da questa seguente equazione chimica: $\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$.

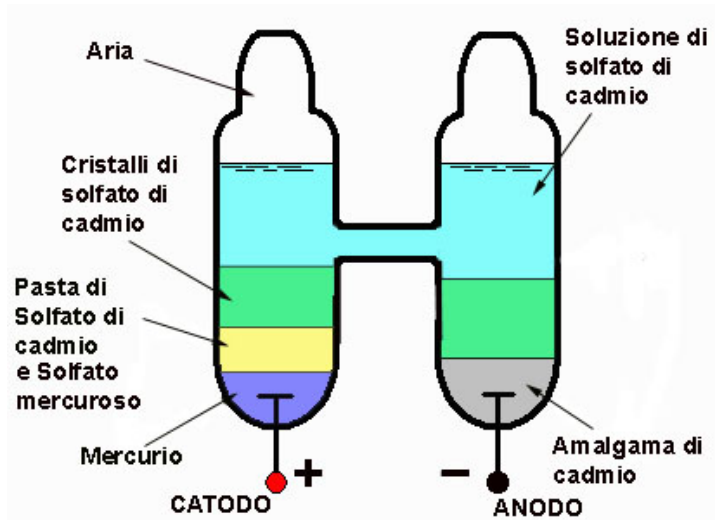


Fig. 20.9 - Struttura di una pila Weston -

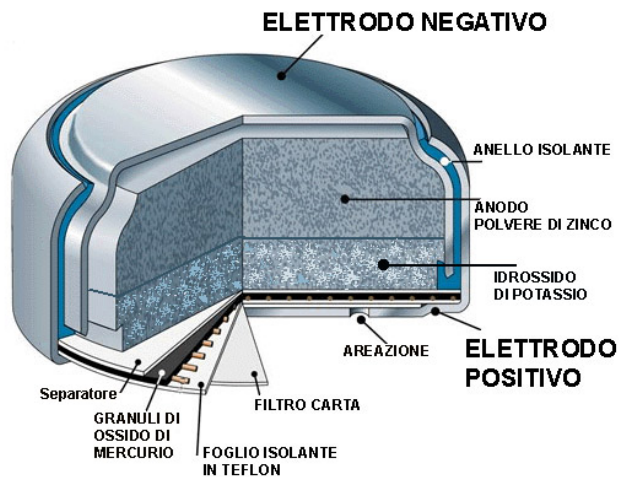


Fig. 21.9 - Un esempio di pila zinco mercurio -