

**DIESE FIRENZE**

Didattica e Innovazione Scolastica  
Centro per la formazione e l'aggiornamento

**SCIENZA FIRENZE**

NONA EDIZIONE  
Docenti e studenti a confronto su:

**MODELLI ALLA PROVA**

**La dimensione sperimentale nello studio delle scienze della natura**

Aula Magna  
Polo delle Scienze Sociali, Università di Firenze  
Firenze, 29 – 30 marzo 2012

Terzo Classificato – Sezione Triennio

**Titolo:** Di Volta... in Volta. Un percorso storico e sperimentale sulla pila di Volta

**Di:** Claudia Ballerini, Giuseppe Di Pierro, Francesca Maestri, Ludovico Pincini, Margherita Zulberti delle classi IIC e IIIG

**Scuola:** Liceo Ginnasio Statale "Giovanni Berchet" - Milano

**Docente:** Prof.ssa Barbara Chierichetti

**Motivazione:**

Lavoro molto approfondito e articolato. Interessante l'approccio storico sia nella parte che aiuta a capire come si siano formati i modelli, sia laddove si accenna alle verifiche, o confutazioni storiche dei modelli stessi. Lo sviluppo degli esperimenti denota una familiarità con la strumentazione e con l'attività sperimentale, sia nell'analisi critica dei risultati via via emergenti, sia nella ricerca di soluzioni e accorgimenti per ottimizzare i test. Vengono evidenziati i problemi aperti e i possibili sviluppi. Un po' troppo implicite le conclusioni.

## Relazione dell'insegnante allegata alla tesina dal titolo: di Volta... in Volta

Questa proposta è stata rivolta a studenti delle classi III e II del liceo classico che nel loro percorso non avevano ancora avuto occasione di svolgere un'attività sperimentale.

L'introduzione teorica e l'attività sperimentale si è attuata nel laboratorio di fisica durante ore extracurricolari.

Il lavoro prende spunto dal dibattito, che si è instaurato nel mondo accademico sul funzionamento della pila inventata da Volta.

Questo problema è piuttosto complesso e tocca diversi ambiti disciplinari, è stato quindi molto importante, per poterlo affrontare, avere la possibilità di confrontarsi con persone esperte di fisica e di chimica.

In particolare è stata interessante la dinamica dei rapporti che si sono sviluppati a partire da questa circostanza con i miei colleghi di scienze, che hanno collaborato generosamente e con interesse fornendo un aiuto a tutto campo.

A differenza della Pila di Daniel, nella cella galvanica avvengono più reazioni chimiche e in modo incontrollato, per cui non è semplice definire quali siano i fenomeni significativi e determinanti, inoltre in letteratura sull'argomento si incontrano diversi pareri discordi.

Abbiamo inizialmente considerato situazioni semplici e abbiamo notato come variano le caratteristiche da noi misurate o osservate aumentando gradualmente la loro complessità.

Siamo partiti dal caso in cui gli elettrodi sono immersi in acqua distillata per arrivare a quello, più vicino alla pila di Volta, in cui gli elettrodi sono immersi in acido solforico.

Le misure eseguite hanno permesso di descrivere la forza elettromotrice della pila all'inizio del suo funzionamento, l'andamento dell'intensità di corrente elettrica generata dalla cella e di paragonare la quantità di carica che complessivamente attraversa il circuito in un dato intervallo di tempo con la quantità di carica che viene liberata, quando si scioglie lo zinco in soluzione, nello stesso tempo.

Lo sviluppo del percorso realizzato con gli studenti si può sostanzialmente dividere in tre fasi.

- **Prima fase: introduzione teorica**

Per preparare gli studenti, poiché avevano già affrontato durante l'anno precedente in chimica lo studio della pila, mi sono limitata a contestualizzare storicamente l'argomento eseguendo alcuni esperimenti di elettrostatica, parlando anche dell'elettroforo di Volta e dell'elettroscopio condensatore e a definire il concetto di corrente elettrica, di circuito elettrico e a spiegare come si utilizzano i tester.

- **Seconda fase: costruzione dell'apparato sperimentale ed esecuzione delle misurazioni**

Questo momento ha occupato larga parte del tempo dedicato a tale lavoro e si è rivelato più impegnativo rispetto al previsto: in primo luogo, perché la durata di ciascuna misura, per ogni soluzione, è stata circa di tre ore e poi perché è stato necessario ripeterne alcune o eseguire altre prove per comprendere il significato dei risultati.

- **Terza fase: discussione ed elaborazione dei dati**

I dati raccolti dagli studenti venivano via via discussi ed elaborati ai fini di comprenderne il significato e l'attendibilità; la ricchezza e la molteplicità dei particolari che hanno attirato la nostra attenzione ci hanno fatto anche un po' vagare a vuoto.

Alcune domande sono rimaste aperte anche a causa della limitatezza del tempo e della mancanza di mezzi soprattutto per l'aspetto chimico.

Ad altre domande abbiamo trovato risposta, ma ci siamo poi resi conto che non erano significative.

In questo percorso è stato chiaro che saper porre la domanda giusta sull'oggetto che si studia è fondamentale per poterlo comprendere.

Nel nostro caso il salto di qualità è stato compiuto quando dalla domanda:

*il funzionamento della pila è dovuto dal potenziale di contatto o dalle reazioni che avvengono in soluzione?*

siamo passati alla domanda

*Come funziona una pila? Che cosa limita il passaggio di corrente?*

d  Volta...

 n Volta

Un percorso storico e sperimentale sulla pila di Volta

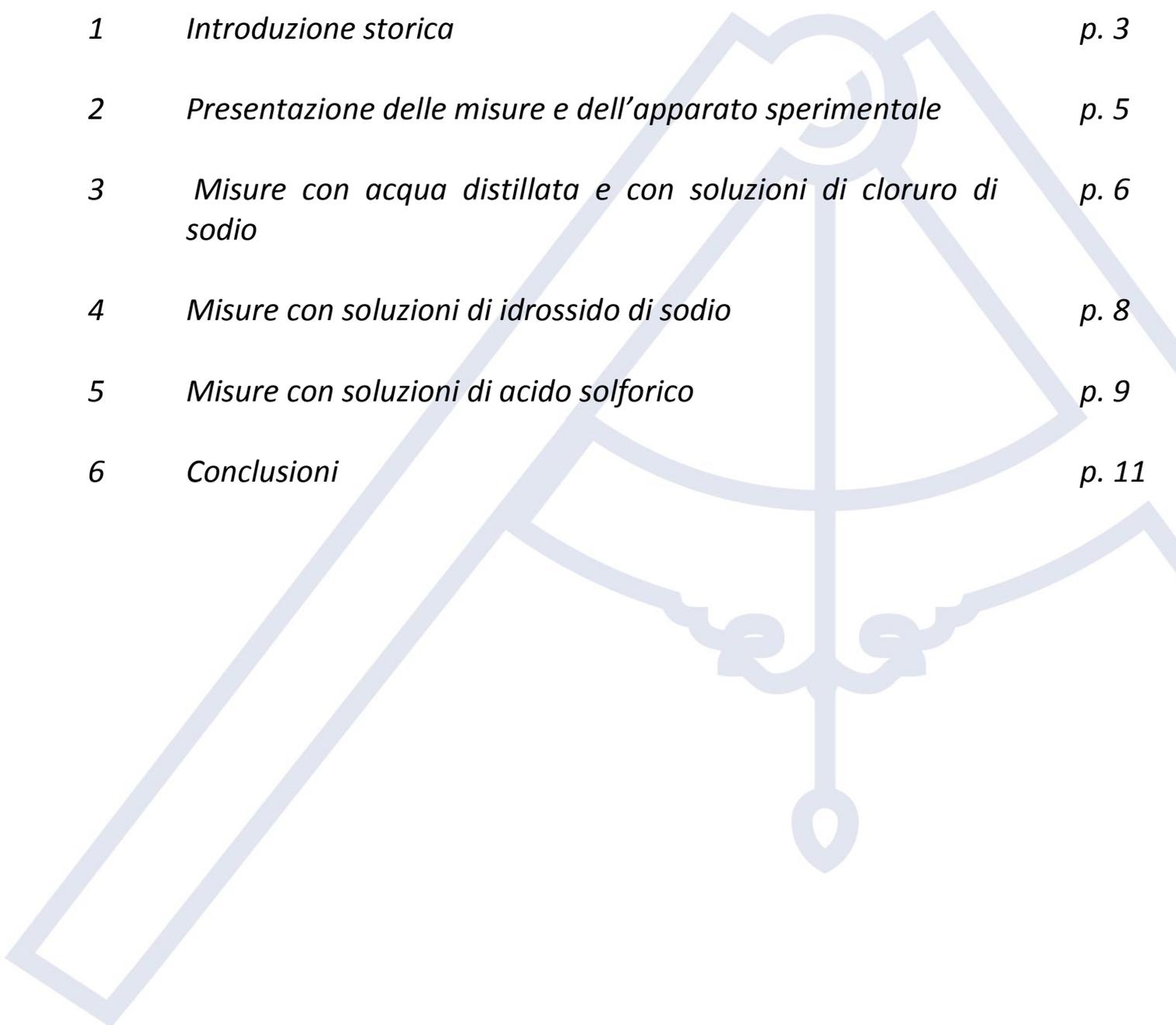


**RINGRAZIAMENTI:**

Si ringraziano per il prezioso aiuto gli insegnanti di scienze della scuola e tutti gli "esperti" che con i loro consigli e indicazioni sono stati di fondamentale importanza.

## Indice

1	<i>Introduzione storica</i>	<i>p. 3</i>
2	<i>Presentazione delle misure e dell'apparato sperimentale</i>	<i>p. 5</i>
3	<i>Misure con acqua distillata e con soluzioni di cloruro di sodio</i>	<i>p. 6</i>
4	<i>Misure con soluzioni di idrossido di sodio</i>	<i>p. 8</i>
5	<i>Misure con soluzioni di acido solforico</i>	<i>p. 9</i>
6	<i>Conclusioni</i>	<i>p. 11</i>



## Premessa

La nostra indagine scientifica riguardante il funzionamento della pila di Volta ha preso ispirazione da una lezione di fisica, durante la quale abbiamo appreso che la causa del suo funzionamento non è stata ancora chiarita. Non avevamo la presunzione di trovare una risposta, ma eravamo interessati ad esaminare i fenomeni ad essa associati. L'obiettivo della nostra indagine era di osservare il comportamento della cella galvanica. Per questa ragione abbiamo eseguito diverse prove variando tipo di soluzione e di concentrazione. Noi stessi non eravamo in grado di prevedere cosa sarebbe successo dal momento che gli stessi manuali forniscono spiegazioni discordanti riguardo i fenomeni fisico-chimici. Proprio per questo motivo siamo stati attratti dal progetto, desiderosi di scoprire. Per iniziare abbiamo mosso i primi passi dal percorso seguito da Volta stesso.

## 1. Introduzione storica

È importante secondo noi menzionare gli aspetti fondamentali della vita di Volta che lo hanno portato a progettare la pila, come l'invenzione dell'*elettrometro condensatore*, e il dibattito tra lo scienziato e i suoi colleghi europei riguardo al funzionamento del suo sistema (tema tuttora irrisolto).

Alessandro Volta nasce a Como nel febbraio 1745, figlio di Filippo e Maddalena dei Conti Inzaghi. Studiò materie umanistiche presso i gesuiti per poi dedicarsi al suo vero interesse, i fenomeni elettrici, approfondendo l'argomento sui testi dei più stimati scienziati di quell'epoca (Musschenbroek, Nollet e Beccaria). Proprio a Beccaria dedicò la sua prima opera, il "*De vi attractiva ignis electrici ac phaenomenis inde pendentibus*". Qui Volta abbozzò la sua teoria ed ebbe poi modo di approfondirla in seguito alla creazione di un nuovo strumento che egli stesso denominò *elettroforo perpetuo*: si tratta di un apparato che si differenziava dalle macchine in uso perché capace di fornire elettricità senza un continuo strofinio. Gli studi di Volta suscitavano ben presto interesse in tutti i maggiori centri scientifici d'Europa. Lo scienziato iniziò a tenere contatti con i più stimati esperti in materia e l'elettroforo perpetuo fu introdotto in molti laboratori.

Dopo aver creato l'elettroforo perpetuo, egli mosse un ulteriore passo verso l'invenzione della pila osservando, mediante l'utilizzo di un elettroscopio condensatore da lui ideato, che ai capi di una coppia metallica si rileva una piccola differenza di tensione e condivise questi primi risultati con il professore Gren di Halla nell'agosto 1796. Volta scrisse al professor Gren di Halla che questa "*elettricità eccitata dal contatto de' conduttori dissimili, elettricità picciola, è vero e al di sotto di quel grado che richiederebbsi per darne segno ai comuni elettrometri, ma che pure sono giunto finalmente a rendere, più che non avrei sperato, sensibile, e fino ad ottenerne scintille, con l'aiuto del mio Condensatore di elettricità.*"<sup>1</sup> [Alessandro Volta]

### L'invenzione della Pila

Tre anni più tardi Volta riuscì finalmente a realizzare la pila. Per aumentare la tensione che fino ad allora era risultata molto bassa scoprì che era necessario moltiplicare le coppie di rame e zinco e interporre fra esse un conduttore di seconda classe per mezzo di dischi umidi. Egli diede l'annuncio alla comunità scientifica della sua invenzione il 20 marzo 1800 con una lettera a Sir Banks, presidente della Royal Society di Londra.

"*Ho il piacere di comunicarvi, Signore, e, per vostro mezzo, alla Società Reale, alcuni risultati sorprendenti ai quali sono arrivato, proseguendo le mie esperienze sull'elettricità eccitata dal semplice contatto mutuo di metalli di specie differente, e pure da quello di altri conduttori, altrettanto differenti fra loro, sia liquidi, sia contenenti qualche umore, al quale essi debbono propriamente il loro potere conduttore. Il principale di questi risultati, e che comprende a un dipresso tutti gli altri, è la costruzione di un apparecchio che per gli effetti, cioè per le commozioni che è capace di far provare nelle braccia, ecc., assomiglia alle bottiglie di Leida, e meglio ancora alle batterie elettriche debolmente caricate. Quest'apparecchio, simile nella sostanza, come farò vedere, e proprio come l'ho costruito, pure nella forma, all'organo elettrico naturale della torpedine, dell'anguilla tremante, ecc. assai più che alla bottiglia di Leida e alle batterie elettriche conosciute, questo apparecchio, dico, vorrei chiamarlo Organo elettrico artificiale*"<sup>2</sup>. [Alessandro Volta]

<sup>1</sup> Gianfranco Chiarotti - La teoria microscopica dell'effetto di Volta e la pila - dal trattato "Alessandro Volta 1792, incontro di studio n.2" - Istituto Lombardo di Scienze e Lettere, 22 gennaio 1993 - p.35

<sup>2</sup> [ppp.unipv.it/Volta/pages/Page\\_3](http://ppp.unipv.it/Volta/pages/Page_3)

Il successo dello strumento fu straordinario e lo stesso Napoleone, membro dell'Istitut de France, premiò Volta nel 1801 con la medaglia d'oro del suo istituto. Volta realizzò la pila in due versioni, a corona di tazze e a colonna, entrambe basate su coppie di elementi argento-zinco, separate da un conduttore umido. Riguardo all'interpretazione del funzionamento, Volta riteneva che fosse dovuto al contatto bimetallico e interpretava il conduttore umido come il mezzo che, al sommarsi delle coppie bimetalliche, permette l'accumularsi delle tensioni.

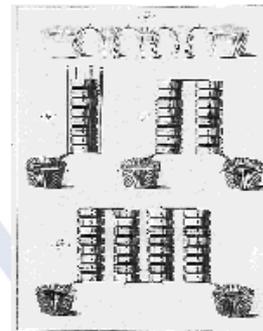


fig.1.1 Pile a tazza e a colonna (dalla lettera a Sir Blanks)

### Il dibattito

Al contrario altre teorie, nate dopo la scoperta di Volta, proponevano una spiegazione alternativa a quella del contatto secondo la quale la causa dell'elettricità prodotta dalla pila va ricercata nelle azioni chimiche che si producono fra i metalli e il conduttore umido. La teoria chimica è per la prima volta proposta da Davy e Nicholson, due scienziati inglesi.

*"Appare dai fatti precedenti che la pila galvanica di Volta agisce solo quando la sostanza conduttrice fra le piastre è in grado di ossidare lo zinco; e che quanto più grande è la quantità di ossigeno che entra in combinazione con lo zinco in un dato tempo, tanto più grande è la potenza della pila. Sembra perciò ragionevole concludere, sebbene allo stato attuale dei fatti non si possa spiegare l'esatta modalità del fenomeno, che l'ossidazione dello zinco nella pila e i mutamenti chimici ad essa connessi siano in qualche modo la causa degli effetti elettrici che essa produce."* [Davy, 1800]<sup>3</sup>

Il dibattito sulle due teorie contrapposte si sviluppò con notevole vivacità fino agli anni quaranta dell'ottocento. Dalla parte di Volta si schierarono, almeno fino agli anni Venti, i fisici francesi.

Il primo ad escogitare un esperimento in grado di mettere alla prova la teoria di Volta del contatto è l'italiano Salvatore Dal Negro (1768-1839) che per raggiungere tale scopo, inventa un elettrometro molto sensibile con il quale riesce a rilevare le tensioni elettriche dei vari elementi di una pila voltaica a colonna (figura 1.2). Le tensioni rilevate collegando il primo disco a terra sono quelle schematizzate sotto.

Numero d'ordine	Elementi	Tensione
1	Rame	0,0
2	Zinco	0,0
3	Umido	2,8
4	Rame	2,8
5	Zinco	2,8
6	Umido	6,2
7	Rame	6,2
8	Zinco	6,2
9	Umido	11,5
10	Rame	11,5
11	Zinco	11,5

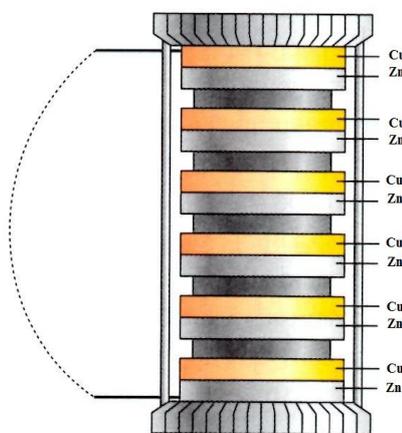


fig. 1.2: Pila a colonna

In proposito così conclude Dal Negro

*"Secondo l'ipotesi del Chiarissimo Volta illustrate col calcolo dai Fisici Francesi, la carica dovrebbe incominciare in 2 Z, ed invece si manifesta in 3 U al momento cioè che l'umidità è al contatto col metallo più ossidabile.*

*Di più, secondo i principi supposti dai Fisici Francesi, dovrebbe essere 2 Z = 4 R; 5 Z = 7 R; 8 Z = 10 R, ed invece tra i due primi si trova una differenza di 2°; tra i due secondi di 4° e tra i due ultimi di 5°. [...] I risultati dunque di questi miei esperimenti non corrispondono all'ipotesi del Volta."*<sup>4</sup> [Dal Negro, 1804]

## 2. Presentazione delle misure e dell'apparato sperimentale

<sup>3</sup> Paolo Marazzini - Le leggi di Ohm – p.27

<sup>4</sup> Paolo Marazzini - Le leggi di Ohm – p.31

Abbiamo riprodotto in laboratorio la pila di Volta per verificare sperimentalmente in prima persona, con i dati e le osservazioni raccolte, il comportamento della pila al variare della soluzione o della concentrazione. Si è operato con quattro tipi di soluzioni differenti: una di acqua distillata; una salina, in cui erano presenti acqua e cloruro di sodio; un'altra acida, composta da acqua e acido solforico; e infine una basica, ottenuta dalla reazione di acqua con idrossido di sodio.

Fin da subito ci aspettavamo il passaggio di maggior corrente all'aumentare della molarità delle soluzioni, ipotesi che tuttavia non si è verificata nella soluzione di idrossido di sodio. Abbiamo proceduto con misurazioni della durata di tre ore ciascuna, prima di ognuna delle quali abbiamo pulito le lamine di zinco e rame con cotone e alcol denaturato e abbiamo poi pesato le suddette lamine tramite una bilancia elettronica di sensibilità del centesimo di grammo. Per tutta la durata effettiva dell'esperimento abbiamo registrato la tensione elettrica e l'intensità di corrente, utilizzando dei tester (il circuito è descritto in seguito) ad intervalli di 1 minuto per i primi 10 minuti, e successivamente ogni 5 minuti. Una volta terminata la misurazione, le lamine sono state nuovamente pulite con alcol e cotone e in seguito ripesate per verificare eventuali variazioni della massa: l'obiettivo di questo procedimento consiste nel paragonare le cariche che abbiamo stimato basandoci sulla variazione della massa della lamina di zinco, con la carica che ha attraversato il circuito nello stesso intervallo di tempo, che abbiamo calcolato con la funzione integrale utilizzando un software. I dati sono stati raccolti in tabelle e poi elaborati graficamente in un piano cartesiano il cui asse delle ascisse corrisponde al tempo espresso in minuti e quello delle ordinate alla corrente passata nel circuito, misurata in A. Le dimensioni dell'area risultano essere  $A \times \text{min}$ . Per ottenere il valore della carica espresso in Coulomb abbiamo dovuto moltiplicare il risultato per 60.

Per calcolare la carica liberatasi nel processo di ossidazione dello zinco  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{++} + 2\text{e}^-$ , abbiamo utilizzato la seguente formula:

$$Q_{tot} = 2 \cdot e \cdot \frac{\Delta m_{Zn}}{u_{Zn}} \cdot N_A$$

dove  $e$  rappresenta la carica di un elettrone,  $\Delta m_{Zn}$  la variazione di massa della lamina di zinco che abbiamo misurato,  $u_{Zn}$  la massa molare dello zinco e  $N_A$  il numero di Avogadro. La carica dell'elettrone è stata poi moltiplicata per 2 dal momento che lo zinco, ossidandosi, libera 2 elettroni.

Nell'allestire l'apparato sperimentale la difficoltà maggiore è stata riuscire a mantenere parallele fra loro le lamine durante tutto il periodo dell'esperimento. Abbiamo dovuto quindi realizzare un sostegno tanto semplice quanto efficace: incollando con della colla Attack alcuni mattoncini della Lego, si è ottenuto un sostegno di plastica solido e tale che risultasse più lungo del diametro del becher contenente la soluzione in modo da non potervi cadere all'interno. Le due lamine sono state quindi assicurate da ambo i lati del sostegno con degli elastici; questi ultimi hanno permesso di smontare e rimontare l'apparato velocemente dopo ogni misurazione e al contempo, grazie al forte attrito, non hanno permesso alle lamine di muoversi, le quali si sono mantenute equidistanti in quanto separate dal rigido sostegno. Le lamine distano fra loro 7 mm e la superficie immersa in soluzione vale  $(4 \times 2) \text{ cm}^2$ ; la loro sommità supera il livello del sostegno di circa 1 cm, quanto è sufficiente per collegarvi i connettori a coccodrillo (Fig.2.1). Perché avvenisse la migrazione di elettroni dallo zinco al rame è stato disposto un circuito elettrico attraverso dei cavi esterni (figura 2.2); in esso l'elettrodo di zinco funge da polo negativo, mentre quello di rame da polo positivo: dal connettore a coccodrillo di ognuno di essi si dipartono due cavi collegati rispettivamente con le entrate dei due tester, che abbiamo impostato su un fondo-scala di 0.1 V e 200 mA e aventi sensibilità rispettivamente di 0.002 V e 0.1 mA.

Durante il nostro percorso sperimentale abbiamo migliorato sempre più la nostra efficienza lavorativa e abbiamo anche avuto bisogno di eseguire altre raccolte di dati per ottenere la verifica di alcune ipotesi formulate nel frattempo. In particolare abbiamo eseguito la misura della forza elettromotrice generata ai capi degli elettrodi collegando soltanto il voltmetro (in questo caso la portata valeva 2.5 V e la sensibilità 0.05 V) per vedere come questa cambiava col variare delle soluzioni, per questa misurazione abbiamo scelto soluzioni aventi tutte concentrazione 1M. A seguire la tabella con i risultati ottenuti.

tipo di soluzione	H <sub>2</sub> O	NaCl 1M	NaOH 1M	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 1M
f.e.m (V)	0,95	0,85	1,15	1,00

Spesso di fronte a dati apparentemente inspiegabili o dovuti ad una sovrapposizione di teorie ci siamo trovati a proporre ciascuno una spiegazione contrastante e diversa dalle altre: quest'esperienza ci ha fatto rivivere nel concreto il

fervente dibattito seguente l'invenzione della pila.

Per ragioni di economia dello spazio abbiamo deciso di presentare solamente gli andamenti delle soluzioni 1M. Inoltre sono stati inseriti solamente i grafici relativi alla corrente e non quelli della d.d.p. dal momento che quest'ultimi seguono un andamento analogo.

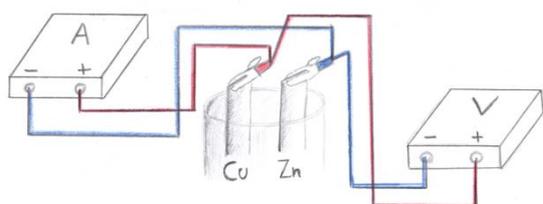


fig. 2.2: Schema del circuito

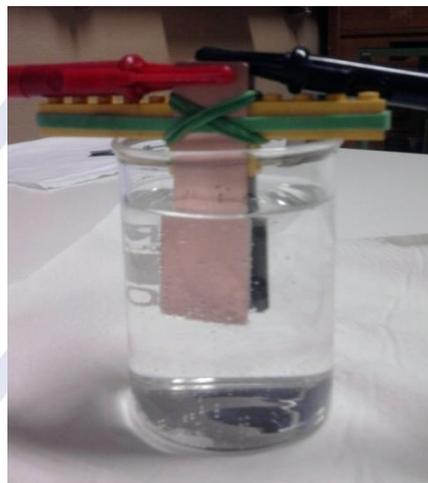
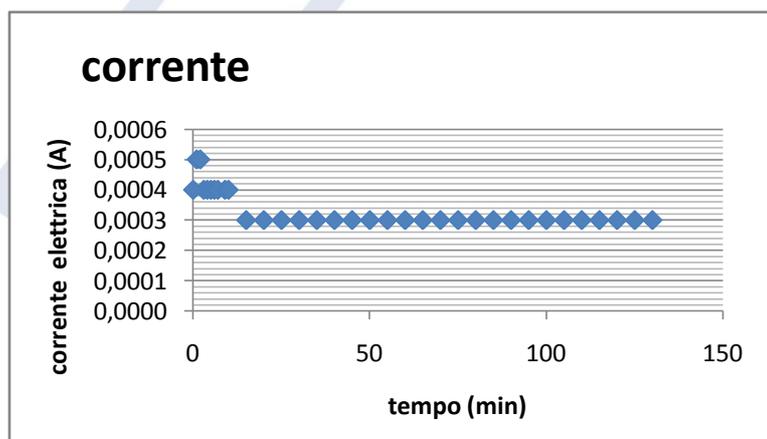


Fig 2.1 Cella galvanica in funzione

### 3. Misure con acqua distillata e con soluzioni di cloruro di sodio

La pila che presentiamo per prima è quella con acqua distillata ovvero con la soluzione più semplice. In questo caso abbiamo fatto una misurazione di 150 minuti. Nell'arco della raccolta dei dati non si sono notati particolari cambiamenti della soluzione e nemmeno delle lamine, questo probabilmente dovuto al fatto che se paragonati agli altri esperimenti l'intensità della corrente era decisamente minore. Abbiamo anche pesato le lamine prima e dopo l'esperimento e non si è verificata differenza di massa. Dopo aver riportato i dati su un piano cartesiano e aver calcolato l'area del grafico *corrente elettrica x tempo*, come descritto precedentemente, abbiamo ottenuto che la quantità totale della carica passata nel circuito è 0,27 C.

Vi presentiamo il grafico.



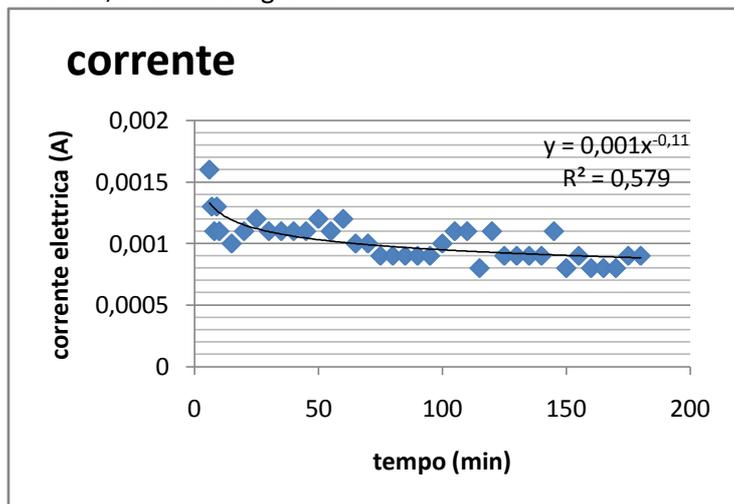
Dal momento che non si è osservata una differenza di massa abbiamo controllato, conoscendo il valore della quantità di carica che abbiamo rilevato attraverso il grafico, se sia possibile che la differenza di massa sia avvenuta, ma non sia stata percepita poiché la sensibilità della bilancia è del centigrammo. Per eseguire questa verifica abbiamo svolto il seguente calcolo matematico:

$$\Delta m = \frac{\Delta Q \cdot u_{Zn}}{2e \cdot N_A} = \frac{0,27C \cdot 65,4g}{2 \cdot 1,602 \times 10^{-19} \cdot 6,022 \times 10^{23}} = 9,15 \times 10^{-5} g$$

dove  $\Delta Q$  indica la carica che è passata in circuito,  $u_{zn}$  indica la massa molare dello zinco, e la carica di un elettrone e  $N_A$  il numero di Avogadro. Questa differenza di massa non era osservabile con la nostra bilancia.

La seconda pila di cui abbiamo raccolto i dati è quella con la soluzione di cloruro di sodio (NaCl).

Durante tutto l'arco dell'esperimento abbiamo osservato che in prossimità della lamina di zinco si sono formate delle bolle di gas che però rimanevano sospese in soluzione senza salire a galla. Sulle lamine di zinco si sono formate delle striature nere, quella di rame invece ha assunto un colore poco più chiaro. Finito l'esperimento abbiamo ripesato le lamine e abbiamo visto che non c'era differenza di massa. Abbiamo posto i dati del tempo e dell'intensità sul piano cartesiano. Abbiamo calcolato l'area come abbiamo fatto con l'acqua, poi la quantità di carica totale che è risultata essere 1,02 C. Ecco il grafico.



Poiché non si è verificata diminuzione di massa abbiamo provato a calcolare, come abbiamo fatto in precedenza, se questa fosse avvenuta, ma non percepita dalla nostra bilancia.

Utilizzando la stessa formula abbiamo ottenuto che alla quantità di carica passata in circuito corrisponde una diminuzione di massa di  $3,45 \times 10^{-4}$  g che non è rilevabile con la nostra bilancia.

Le possibilità quindi sono due: o si è verificata una perdita di massa non percepibile oppure l'anodo e il catodo hanno avuto il solo compito di condurre gli elettroni. Queste stesse ipotesi si presentano anche con la pila ad acqua distillata.

Per capire meglio abbiamo creato una tabella dove paragoniamo le due pile.

	H <sub>2</sub> O	NaCl
$\Delta m$ Zn (g)	non misurabile	non misurabile
$\Delta m$ Cu (g)	non misurabile	non misurabile
Q circuito (C)	0,27	1,02
N° ioni in 150 ml	$9,033 \times 10^{15}$	$9,033 \times 10^{22}$
Q corrispondente agli ioni (C)	0,004	14470

Per spiegarci come sia possibile che si sia creata della corrente nelle due pile abbiamo cercato di capire la composizione chimica delle due soluzioni. Nell'acqua ci sono molecole polari H<sub>2</sub>O e degli ioni H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> presenti nella stessa quantità e quindi la soluzione è neutra. Entrambi gli ioni sono presenti in soluzione, in assenza di reazioni con gli elettrodi, con molarità di 10<sup>-7</sup>. Nella soluzione non c'è presenza di nessun tipo di sostanza in grado di sciogliere lo zinco e rame (questo può avvenire per esempio in soluzioni di acido solforico o di idrossido di sodio). Abbiamo supposto che non si sia verificata nessuna diminuzione di massa. Pensando al fatto che nella soluzione sono presenti solo questi ioni le cariche che sono passate in circuito non possono che venire da questi. Ecco che il catodo e l'anodo hanno solo il compito di condurre gli elettroni. Partendo dalla molarità abbiamo calcolato che il numero di ioni di H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> in 150 ml è di  $9,033 \times 10^5$ , come anche quelli di OH<sup>-</sup>. Se calcoliamo la quantità di carica corrispondente otteniamo il valore 0,004 C che è 67 volte inferiore a quello rilevato nell'esperimento. Possiamo ipotizzare che ciò sia dovuto all'auto ionizzazione dell'acqua, ma non abbiamo mezzi per poterlo verificare.

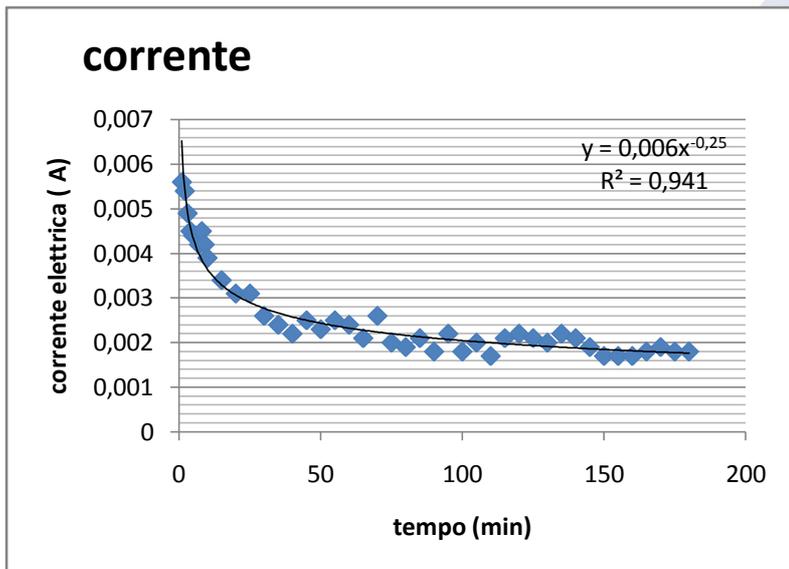
Nella soluzione di cloruro di sodio succede qualcosa di simile perché anche in questo caso non sono presenti elementi in grado di sciogliere lo zinco o il rame e quindi questi devono fare da conduttori di elettroni che vengono ceduti e acquistati dagli ioni Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>. In entrambi i casi non siamo in grado di affermare con precisione quali reazioni avvengano, avendo bisogno di strumenti in grado di rilevare la composizione finale della soluzione dopo gli esperimenti e il tipo di gas che si viene a creare nella pila a cloruro di sodio. L'intensità e la carica totale nella pila di cloruro di sodio è maggiore di quella ad acqua. In questo caso la quantità di carica corrispondente agli ioni è di 14470 C valore che non è in contraddizione con il dato sperimentale. Per capire perché la quantità di carica sia maggiore nella soluzione di cloruro di sodio si può pensare al fatto che nell'acqua distillata la molarità è di 10<sup>-7</sup> invece nell'altra è di 1. Ma solo la quantità di ioni non basta per dare una spiegazione. Infatti il rapporto del numero di ioni tra l'acqua distillata e la soluzione di

cloruro di sodio è:  $9,033 \times 10^{15} / 9,033 \times 10^{22} = 1/10^7$  invece il rapporto della quantità di carica passata in circuito è:  $0,27/1,02 = 1/3,77$ . Abbiamo ipotizzato che la differenza del rapporto sia dovuto ad una diversa velocità di reazione, ma non possiamo verificarlo.

Abbiamo ancora molte domande a cui rispondere, ma a causa dei mezzi e del tempo limitato non abbiamo potuto indagare di più.

#### 4. Misure con soluzioni di idrossido di sodio

Abbiamo deciso anche di mettere alla prova la Pila di Volta usando come elettrolita l'idrossido di sodio (NaOH), scegliendo tre differenti concentrazioni: 0,5, 1 e 5 molare.



Soluzione NaOH 1 molare:

Dall'andamento del grafico della soluzione 1 molare, interpolato con una funzione a potenza con esponente negativo, si nota che la quantità di corrente che passa nel circuito cala progressivamente. Al primo minuto la corrente vale  $5,6 \times 10^{-3}$  A. Al termine delle tre ore il livello di corrente che passa è di  $1,8 \times 10^{-3}$  A. Questo andamento si ottiene anche con le concentrazioni 0,5 e 5 molare.

Nel primo caso la corrente varia da  $1,35 \times 10^{-3}$  A ad  $1,1 \times 10^{-3}$  A. Nel secondo da  $7,9 \times 10^{-4}$  A ad  $1,0 \times 10^{-4}$  A. Attraverso l'analisi dei grafici notiamo che in tutti e tre i casi l'andamento del calo di corrente è regolare e che all'aumentare della molarità della soluzione aumenta anche la velocità con cui il livello

di corrente diminuisce. Notiamo però che si verifica una drastica riduzione dell'intensità, di circa 100 volte, aumentando il numero di moli di NaOH presenti in soluzione da 1 a 5. Questo è spiegabile, in quanto aumentando il numero di moli in soluzione aumentano anche il numero di ioni, e ciò non permette agli ioni stessi di muoversi liberamente, in quanto le interazioni interioniche raggiungono un'intensità tale da ostacolare il moto degli ioni stessi, come testimonia il grafico relativo alla conducibilità delle soluzioni al variare della loro concentrazione riportato sul volume: Chiorboli, *Fondamenti di chimica*, UTET a pag 575. Compatibile con la suddetta teoria è l'ipotesi che abbiamo fatto osservando l'aspetto delle lamine.

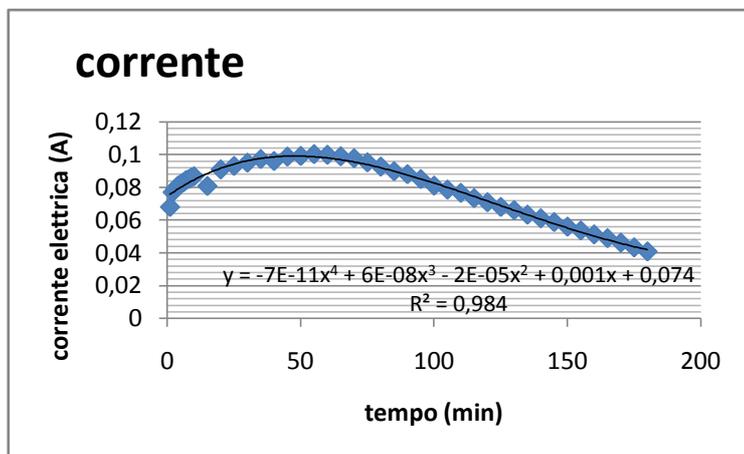
Al termine della misurazione a massima concentrazione abbiamo notato un deposito di zinco nella parte superiore della lamina di rame, in concomitanza della superficie della soluzione elettrolitica, fatto inusuale nelle altre concentrazioni. Ciò si verifica, secondo noi, in quanto la gran quantità di ioni in soluzione blocca il passaggio degli ioni zinco verso il rame, che si deposita allora solo in quella zona della lamina, molto piccola rispetto alla superficie totale della lamina, come molto piccolo è il passaggio di corrente. Misurando l'area col calcolo integrale del grafico troviamo che i valori ottenuti non corrispondono a quelli calcolati a partire dalla differenza di massa. Si può quindi presupporre che non tutti gli elettroni rilasciati dallo zinco passino per il circuito, ma che la maggior parte di essi entri in soluzione dando vita a reazioni diverse.

NaOH	0,5 M	1 M	5 M
$\Delta m$ Zn (g)	-0,01g	-0,03	-0,02
$\Delta m$ Cu (g)	non misurabile	non misurabile	non misurabile
Q calcolata sulla $\Delta m$ Zn (C)	29,51	88,53	59,02
Q passata in circuito (C)	11,4	24,6	2,4

#### 5. Misure con soluzioni di acido solforico

Le soluzioni contenenti acido solforico ( $H_2SO_4$ ) che abbiamo utilizzato hanno molarità pari a 0,05; 0,5; 1 e 2. Le misurazioni dell'intensità di corrente e della differenza di potenziale della pila sono avvenute lungo tutta la durata

dell'esperimento, ovvero per 180 minuti, eccetto che nel caso delle soluzioni a concentrazione 0,05 mol e 2 mol, che abbiamo dovuto interrompere per cause di forza maggiore rispettivamente a 150 min e 155 min. Un trattamento particolare è stato riservato alla soluzione con molarità 2; dal momento che ci aspettavamo una maggior attività della pila, abbiamo ritenuto interessante e più funzionale per la costruzione del grafico diminuire gli intervalli di rilevazione dei dati, che sono stati quindi registrati ogni 30 secondi per i primi 10 minuti; poi ogni due minuti fino al minuto 20 e infine ogni 5 minuti fino alla conclusione. Ecco il grafico dell'intensità di corrente della soluzione 1M.



La curva ottenuta presenta inizialmente un andamento che cresce fino ad un picco massimo, per poi diminuire in modo pressoché lineare; essa risulta più o meno accentuata a seconda della molarità della soluzione. Anche i valori massimi raggiunti dalla corrente variano a seconda della concentrazione, infatti la soluzione 2M arriva fino a 0,101 A, quella 1M a 0,100 A, quella 0,5M a 0,034 A e quella 0,05M a 0,001 A.

Durante l'esperimento la situazione all'interno della cella della pila varia considerevolmente, in particolar modo quando abbiamo operato con soluzioni acide come quelle contenenti acido solforico. Infatti dopo i primi minuti abbiamo osservato il formarsi di piccole

bollicine su entrambi gli elettrodi; nel caso della massima molarità questo accade fin dai primi secondi. Quando poi la pila è nel pieno della sua attività le bolle che si sono formate sulla lamina di rame diventano sempre più grosse, fino a quando salgono in superficie, mentre sullo zinco si formano in gran copia bolle molto piccole che salgono subito a galla creando attorno all'elettrodo di zinco un continuo e zampillante movimento di bollicine.

Dopo i primi 10-15 minuti si iniziano a notare sullo zinco delle sottili striature verticali di colore nero, ma nella soluzione più concentrata ciò accade molto prima, in virtù della presenza di un maggior numero di ioni  $H^+$  e  $SO_4^-$  che accelerano i processi di reazione tra il metallo e la soluzione elettrolita. Queste venature scure diventano via via sempre più fitte fino a ricoprire completamente la lamina dopo circa 30 minuti. Il potere corrosivo dell'acido presente in soluzione continua a reagire con lo zinco metallico e in alcuni casi, dove la molarità è più alta, ciò provoca una diminuzione dello spessore della lamina tale da poter essere visto ad occhio nudo; nel caso della soluzione a concentrazione 2M la lamina si assottiglia tanto velocemente che dopo circa 120 minuti iniziano a staccarsi piccoli frammenti di colore nero che si depositano sul fondo. Abbiamo inizialmente ipotizzato che le sostanze di colore nero formatesi fossero gli ossidi delle varie impurità che lo zinco contiene: è infatti puro al 98% e il restante 2% è composto in prevalenza da ferro, piombo e cadmio. Le colorazioni dei tre ossidi che eventualmente si formerebbero, in accordo con la nostra supposizione, sono compatibili con l'annerimento della lamina; l'ossido di ferro  $FeO$  è marrone scuro, l'ossido del piombo  $PbO$  è nero, mentre l'ossido di cadmio  $CdO$  è bruno-rossastro. Per verificare l'autenticità di queste affermazioni abbiamo lasciato sciogliere completamente una lamina di zinco in una soluzione di acido solforico 1M e abbiamo constatato che le impurità, che come prevedevamo non si sarebbero sciolte, si sono depositate sul fondo sotto forma di ossidi dello stesso colore bruno scuro della sostanza che si deposita sulla lamina di zinco.

Lo zinco che passa in soluzione determina una variazione della massa della lamina, che abbiamo potuto determinare pesando le lamine al termine della misura. Nella tabella seguente abbiamo raccolto, ordinandoli per tipo di soluzione, i dati della variazione della massa, la carica passata nel circuito e quella calcolata basandoci sulla variazione di massa dello zinco, la cui formula è stata presentata nell'introduzione.

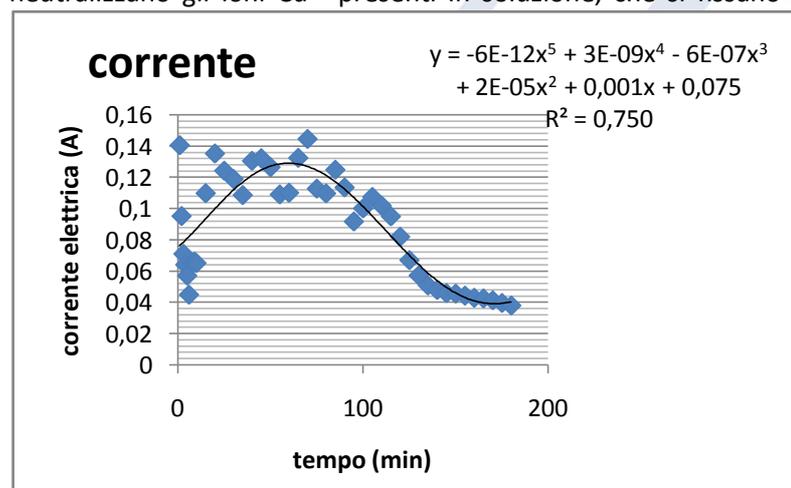
$H_2SO_4$	0,05 M	0,5 M	1 M	2M
$\Delta m Zn (g)$	-0,07	-0,68	-1,82	-4,94
$\Delta m Cu (g)$	non misurabile	non misurabile	-0,01	non misurabile
Q calcolata sulla $\Delta m Zn (C)$	206,5	2006	5360	14574
Q passata in circuito (C)	84,1	342	847,56	533

Come si nota dalla tabella, la massa della lamina di rame rimane praticamente costante: questo elettrodo dunque funge solamente da conduttore ricevendo gli elettroni che provengono dallo zinco. Inoltre è ben visibile come la perdita di massa da parte dello zinco aumenti all'aumentare della concentrazione; tuttavia non vi è la medesima corrispondenza con la carica che ha attraversato il circuito. Questo indica come la variazione di massa  $\Delta m$  e la carica  $Q$  non siano direttamente collegate, o almeno, tra loro non vi è un nesso di primaria importanza. Per dimostrarlo abbiamo utilizzato

una “pila” senza l’elettrodo di rame: in una soluzione 1M con acido solforico abbiamo immerso solo la lamina di zinco e si è sorprendentemente notato come la reazione fosse identica a quella della pila in cui invece era presente anche il rame. Si può allora affermare che il processo di ossidazione dello zinco sia indipendente dal funzionamento della pila giacché avviene anche senza la lamina di rame; tutt’al più la pila può beneficiare dell’energia che si libera dal processo dello zinco, anche perché abbiamo constatato nei nostri esperimenti che la reazione di ossidazione dello zinco è esoenergetica.

Per spiegarci il motivo del passaggio di minor carica nella soluzione 2M rispetto a quella 1M abbiamo eseguito una particolare misurazione per cercare le cause di questo fenomeno. I due fattori che abbiamo preso in considerazione sono l’annerimento della lamina di zinco e la formazione col tempo di un “elettrodo a idrogeno” attorno alla lamina di rame che, frapponendosi tra lo zinco e il rame, fa diminuire il potenziale di ossidoriduzione. Si crea dunque una pila zinco – idrogeno in cui il potenziale di quest’ultimo elettrodo è ben diverso da quello del rame. Per avere una diretta conferma di questi due motivi che provocano una diminuzione della corrente elettrica, abbiamo più volte tolto le lamine dalla soluzione per far defluire completamente l’idrogeno e le abbiamo pulite dall’ossido che si era depositato. Ogni volta la corrente tornava ai livelli iniziali. La soluzione 2M in conclusione produce meno corrente perché da una parte i due fattori sopracitati rallentano il flusso di elettroni, dall’altra al contempo la reazione di ossidazione dello zinco avviene più velocemente perché la soluzione è più concentrata.

Tra le varie misurazioni che abbiamo deciso di aggiungere in itinere per mettere alla prova le nostre convinzioni, ci è sembrato opportuno presentare la pila 1M cloruro rameico ( $\text{CuCl}_2$ ). Differentemente dalla pila con soluzione acidulata, in cui il rame fungeva solo da conduttore, si è scelta questa soluzione perché coinvolge anche l’elettrodo di rame, che “chiude” il circuito permettendo un maggior passaggio di corrente; si è raggiunto infatti un picco massimo di 0,144 A. Questa pila svolge reazioni energeticamente favorevoli perché gli elettroni che giungono sulla lamina di rame neutralizzano gli ioni  $\text{Cu}^{++}$  presenti in soluzione, che si fissano sulla lamina stessa come rame metallico: con questo



processo il flusso di elettroni è continuo e l’intensità di corrente risulta maggiore. Al contrario nella soluzione con acido solforico il rame non reagiva direttamente e la sovratensione dell’idrogeno col tempo non lasciava fluire agevolmente le cariche. Nel complesso abbiamo appurato che in un circuito come quello che si crea nella pila con cloruro rameico, l’intensità di corrente è più alta. A dimostrazione del fatto che la lamina di rame ha interagito con la soluzione, si è notato dopo tre ore un aumento della massa da 12,67g a 13,24g, perfettamente in linea con le premesse teoriche sul funzionamento di questa pila.

La lamina di zinco interagisce immediatamente con la soluzione cedendo elettroni all’elettrodo di rame e ioni  $\text{Zn}^{++}$  alla soluzione. La lamina utilizzata si era già assottigliata molto a causa del reiterato uso che ne avevamo fatto per le nostre misurazioni e infatti, dopo circa 100 minuti, si è spezzata cadendo all’interno della soluzione dove ha finito di sciogliersi. Da questo momento in poi l’intensità di corrente inizia a diminuire gradualmente, come si può notare dal grafico.

## Conclusioni

Questa esperienza ci ha permesso di verificare concretamente quanto sia difficile comprendere dal punto di vista chimico il funzionamento della pila, che per anni ha tenuto e tiene ancor oggi aperto un dibattito non totalmente risolto. Non potendo noi, con le nostre modeste strumentazioni, condurre analisi chimiche per esprimerci in materia, abbiamo tuttavia risposto alla domanda iniziale basandoci sulle osservazioni e sui dati che abbiamo raccolto. Al termine di questo percorso per noi sicuramente nuovo, che ci ha messo a diretto contatto con l’ambiente sperimentale, non senza l’impiego di interi pomeriggi di misurazioni, abbiamo riassunto nelle tabelle seguenti i risultati che forniscono una risposta alla nostra domanda guida.

La forza elettromotrice risulta nel complesso la medesima in tutti i tipi di soluzioni 1M, oscillando leggermente da caso a

caso, ma rimanendo vicina al valore teorico di 1,1 V.

Infatti la f.e.m. è data dalla differenza delle tensioni normali del rame e dello zinco, rispettivamente 0,34 V e -0,76 V. Da cui  $0,34V - (-0,76) V = 1,1 V$ .

tipo di soluzione	H <sub>2</sub> O	NaCl 1M	NaOH 1M	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 1M
fem (V)	0,95	0,85	1,15	1,00

Il valore dell'intensità di corrente invece è cambiato molto a seconda del tipo di soluzione e della sua concentrazione: la minor intensità di corrente si è registrata nella soluzione con cloruro di sodio, e soprattutto con l'acqua distillata; al contrario nella soluzione con acido solforico i livelli di corrente elettrica erano senz'altro maggiori, come si evince dalla seguente tabella riassuntiva.

tipo di soluzione	H <sub>2</sub> O	NaCl 1M	NaOH 1M	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 1M
Dm Zn (g)	non misurabile	non misurabile	-0,03	-1,82
DmCu (g)	non misurabile	non misurabile	-0,01	non misurabile
q equivalente(Zn) (C)	non misurabile	non misurabile	88,4	5360
q circuito (C)	0,27	1,02	0,42	847,56

Risulta quindi determinante, per quanto riguarda l'intensità di corrente, l'interazione fra il metallo e il tipo di soluzione. Un'ulteriore conferma di ciò ci è stata data dalla pila con soluzione contenente cloruro rameico, nella quale abbiamo osservato il maggiore passaggio di corrente.

In sintesi ci sentiamo di paragonare la nostra esperienza a quella che Einstein e Infeld raccontano nel libro "L'evoluzione della fisica" di cui riportiamo il passo.

*"Lo scienziato che legge nel libro della natura, se è lecito usare una locuzione ormai stantia, deve trovare la soluzione da sé, non potendo, come sogliono fare i lettori impazienti di romanzi comuni, saltare alla fine del libro. Nel nostro caso il lettore è in pari tempo l'investigatore che cerca di spiegare, almeno parzialmente, i rapporti esistenti fra gli elementi della complessa e ricca trama. Per giungere anche soltanto ad una soluzione parziale, lo scienziato deve raggruppare i fatti caotici che gli sono accessibili e renderli coerenti ed intellegibili con il sussidio del proprio pensiero creatore."*<sup>5</sup>

## BIBLIOGRAFIA

- P. Caldirola, G. Casati, F. Tealdi - Corso di fisica – vol.3 – Ghisetti e Corvi ed.
- P. Marazzini, M. E. Bergamaschini, L. Mazzoni – Fenomeni e fisica , vol 3 – Minerva Scuola
- P. Marazzini – Le leggi di Ohm – Minerva scuola – on line
- G. Bonera, P. Vanzan - Alessandro Volta: l'uomo, lo scienziato, il credente – ed. CdG
- A.A.V.V. – Alessandro Volta 1792, incontro di studio N. 2, - Istituto Lombardo di Scienze e Lettere, Milano 1994.
- La chimica di Rippa - M. Rippa - S. Piazzini - C. Pettinari; ed. Italo Bovolenta editore

## Sitografia

- [ppp.unipv.it/Volta](http://ppp.unipv.it/Volta)

<sup>5</sup> Einstein, Infeld - L'evoluzione della fisica; pag 16-17 – ed. Bollati Boringhieri