

## CONDUCIBILITA' DELLE SOLUZIONI

### SCOPO DELL'ESPERIENZA:

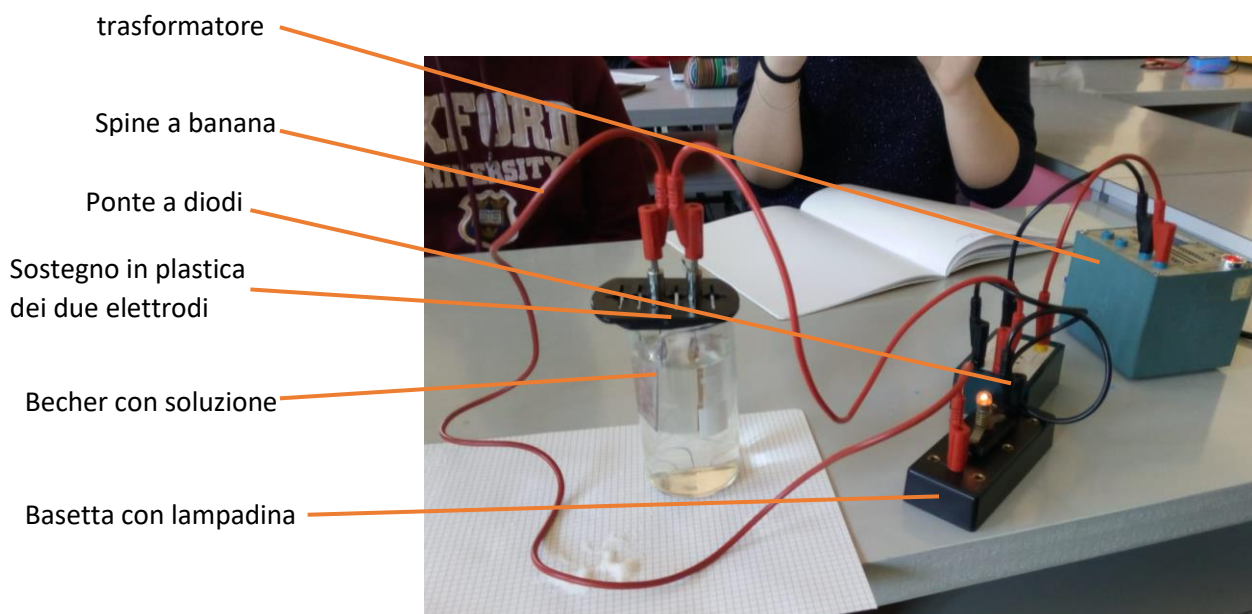
Verificare la conducibilità delle soluzioni ed il funzionamento di elettrodi di materiali differenti all'interno di una cella elettrolitica, valutandone le diverse conducibilità.

### MATERIALI UTILIZZATI:

- Trasformatore con uscita a 6.3 V e 5.3 V
- ponte a diodi (ponte a 4 diodi)
- spine a banana
- lampadina ad incandescenza
- basetta dotata di boccole
- tester
- elettrodi di diversi metalli: rame, ferro, zinco, alluminio
- grafite
- molletta
- becher
- limone
- zucchero
- sale
- solfato di rame



Elettrodi, in ordine da sinistra a destra, di rame, zinco, ferro e alluminio



**PREMESSA TEORICA:**

L'esperienza di laboratorio svolta può essere suddivisa in due diverse attività: durante la prima si è osservato il comportamento della corrente elettrica in relazione ad alcune sostanze solide, ossia sali, e **soluzioni**, entrambi appartenenti ai conduttori umidi o di seconda classe, al fine di verificare la **conducibilità**; nella seconda, invece, mantenendo sempre la medesima soluzione, si sono osservati i **comportamenti** degli **elettrodi** dei diversi materiali, misurandone i diversi potenziali al fine di valutare gli elementi con una maggiore **conducibilità**.

Entrambi gli esperimenti, tuttavia, si basano sugli studi di Alessandro Volta, sui quali egli si basò poi per sviluppare la pila, svolti mediante l'utilizzo di un panno imbevuto di acido, una sbarra bimetallica, costituita di rame e di zinco, un elettroscopio condensatore. Volendo spiegare gli strani fenomeni che Luigi Galvani aveva, casualmente, ricreato, Volta svolse tre diverse esperienze, che lo portarono a formulare tre leggi, dette per l'appunto di Volta, e a dedurre che anche le soluzioni erano conduttori di corrente. Esistono infatti tre diverse specie di conduttori, quali i metalli, gli ioni e i gas.

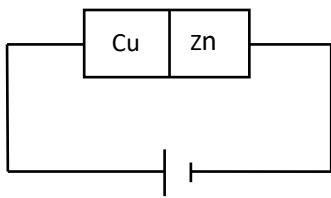
Durante la **prima esperienza**, Volta, con l'ausilio di un elettroscopio a foglie d'oro su cui era stato posizionato un elettroforo di volta, la cui base, di rame, scaricava a terra, toccò il piano dell'elettroscopio con la sbarra impugnandola dalla parte dello zinco. In questo modo, l'estremità di rame della sbarra permetteva il passaggio di corrente fra il piano di rame e l'estremità di zinco che, scaricando a terra grazie allo stesso corpo umano, permetteva di creare una differenza di potenziale fra il suolo e le foglie d'oro che divergevano non appena l'elettroforo di volta e la bacchetta venivano sollevati, impedendo che le cariche venissero scaricate a terra e permettendone invece la separazione. Tale fenomeno si verificava a causa della diversa elettropositività delle due cariche; lo zinco, essendo più elettropositivo del rame, una proprietà che indica la capacità degli atomi di un determinato di cedere elettroni, acquista un potenziale maggiore. Grazie alla messa a terra, creata dal corpo umano, le cariche positive vengono separate, scaricandosi al suolo, da quelle negative, che al contrario si muovono verso il punto a potenziale inferiore, ossia verso il rame, per poi, sollevato l'elettroforo, passare all'interno delle foglie d'oro che, caricandosi negativamente, divergono.

Nel **secondo esperimento** Volta, invece, impugnando la sbarra dall'estremità di rame, mise a contatto lo zinco con il rame del piano dell'elettroscopio, creando una differenza di potenziale sia fra lo zinco e il rame della bacchetta sia fra lo zinco e il rame dell'elettroforo; i due d.d.p., avendo lo stesso modulo, in quanto gli elementi che davano luogo alle due differenze di potenziale erano gli stessi, ma segno opposto, in quanto gli elettroni sarebbero fluiti in direzioni opposte, si annullavano vicendevolmente e le due foglie dello strumento non divergono.

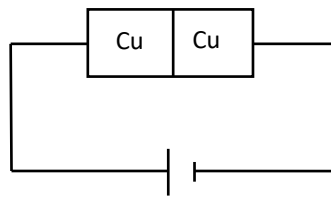
Di particolare importanza per questa esperienza è il **terzo esperimento** compiuto da Volta in cui, anziché mettere solamente a contatto i metalli della sbarra con quelli dell'elettroforo, egli pensò di frapporti un panno acidulato, ossia imbevuto di acido, osservando che non solo si generava un passaggio di corrente, in quanto le foglie d'oro divergevano, ma che all'interno di una catena in cui veniva posta anche una soluzione acida la carica generata era molto maggiore rispetto alla catena di soli conduttori metallici, in quanto le foglie, caricandosi positivamente, divergono maggiormente rispetto a quanto era accaduto durante la prima esperienza.

A partire dall'osservazione dei diversi comportamenti della corrente, Alessandro Volta arrivò a formulare tre leggi riguardanti conduttori appartenenti alla prima e alla seconda specie. Con la **prima legge** affermò che al contatto tra metalli diversi, posti alla stessa temperatura, si stabilisce una differenza di potenziale caratteristica, in quanto dovuta alla naturale elettropositività dei metalli, indipendente dall'estensione della superficie a contatto in quello che viene definito l'effetto Volta. Tuttavia, in presenza di metalli della medesima natura, come era avvenuto all'interno della catena rame-rame del secondo esperimento, non si verifica alcun passaggio di corrente, in quanto le due estremità presentano la stessa elettropositività e non può quindi crearsi nessuna differenza di potenziale. All'interno di una catena di metalli infatti, non sono

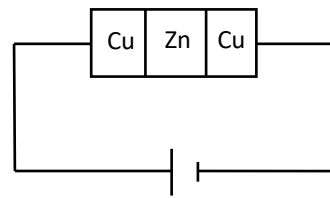
rilevanti i conduttori che si frappongono fra le due estremità ma solamente la natura di quelli ai due capi, come enunciato nella **seconda legge**, verificata mediante i primi due esperimenti, in cui era stata realizzata prima una catena rame-rame-zinco e poi una catena zinco-zinco-rame, che dice che in una catena di conduttori metallici diversi fra loro, posti alla stessa temperatura, la differenza di potenziale, caratteristica a seconda dei due metalli utilizzati, è la stessa che si avrebbe se essi fossero a contatto diretto, ossia i conduttori posti nel mezzo non alterano o interferiscono in alcun modo il passaggio della corrente. Diverso è se la catena presenta anche un conduttore della seconda specie; in questo caso esso influenza il passaggio della corrente fra i due estremi, permettendolo anche nel caso in cui si tratti dello stesso metallo. Questo, verificato tramite la terza esperienza di Volta, in cui viene creata una catena rame-acido-zinco-rame, attraverso cui la corrente scorre, viene espresso all'interno della **terza legge**, secondo cui, detti conduttori di seconda classe quelli che non rispondono alla seconda legge di Volta, ossia i conduttori umidi, quali le soluzioni, una catena alle cui estremità sono posti i medesimi metalli presenta la d.d.p. agli estremi non nulla solamente nel caso in cui fra tali metalli sia posto un conduttore della seconda specie.



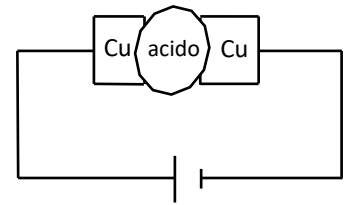
Esempio di catena zinco-rame: come si evidenzia nel PRIMO esperimento, e secondo quanto riportato nella PRIMA legge, vi è un PASSAGGIO DI CORRENTE



Esempio di catena rame-rame: come si evidenzia nel SECONDO esperimento, e secondo quanto deriva dalla PRIMA legge, NON vi è un PASSAGGIO DI CORRENTE



Esempio di catena rame-rame: come si evidenzia nel SECONDO esperimento, e secondo quanto affermato dalla SECONDA legge, NON vi è un PASSAGGIO DI CORRENTE



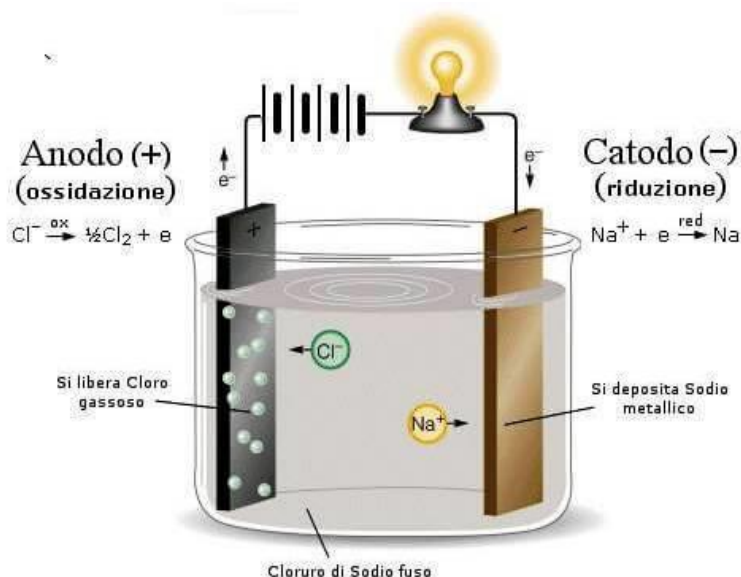
Esempio di catena rame-rame contenente un conduttore di seconda specie: come si evidenzia nel TERZO esperimento, e secondo quanto affermato nella TERZA legge, vi è un PASSAGGIO DI CORRENTE

Se ne può quindi dedurre, in particolare dalla terza legge, che non solamente i metalli, tramite gli elettroni, e i semimetalli, grazie a elettroni e lacune, permettono il fluire della corrente ma pure le soluzioni, anche se non tutte, come verrà poi osservato durante l'esperienza. Infatti, è solo con la liberazione di ioni positivi e negativi, a partire da acidi e sali, spesso sciolti in acqua, che si verifica il passaggio di corrente; queste particelle saranno infatti libere di muoversi, chiudendo il circuito. Ciò è evidente nell'elettrolisi, processo durante il quale i due elettroliti vengono attratti dagli elettrodi collegati ai due poli di una pila: gli ioni positivi, detti cationi, vengono attratti dal polo negativo, catodo, mentre gli ioni negativi, ossia gli anioni, sono attratti dal polo positivo, detto anodo. Così come nelle catene di soli metalli, a causa della diversa elettronegatività dei due elettroliti, ossia delle due o più specie che compongono la soluzione, all'ossidazione dei due elementi della soluzione può aggiungersi l'acqua che a sua volta concorre per ossidarsi o ridursi, si creerà una differenza di potenziale fra i due elettrodi dove avvengono le reazioni chimiche che porteranno alla formazione di elettroni su uno di essi, l'anodo, e che tenderanno a muoversi verso il catodo, il punto a potenziale minore.

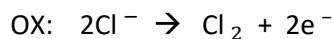
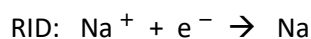
Per poter valutare la conducibilità delle soluzioni è quindi necessario costruire un apposito sistema in cui fra due metalli vi sia una soluzione responsabile del trasporto di cariche tramite gli ioni. Si tratta delle celle elettrolitiche, dispositivi che permettono di convertire l'energia derivante da una reazione chimica in energia elettrica o viceversa, facendo avvenire una reazione non spontanea trasformando l'energia elettrica in energia chimica; nel primo caso si parlerà di cella galvanica mentre nel secondo, ossia quello relativo all'esperienza svolta, di elettrolisi. In quest'ultimo fenomeno si verificheranno due diverse reazioni, entrambe redox, ossia di ossidoriduzione, che interesseranno l'una il catodo e l'altra l'anodo, a seconda della diversa natura, e quindi della elettronegatività, dei due elementi: la specie che si ossida perde elettroni mentre quella

che si riduce li acquista, comportando un passaggio di elettroni, e quindi un passaggio di corrente, dall'anodo, dove vengono liberati elettroni, al catodo.

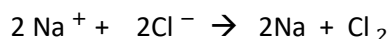
Il processo dell'elettrolisi prevede una singola cella, all'interno del quale è presente una soluzione acquosa, come ad esempio NaCl sciolto in H<sub>2</sub>O, o allo stato fuso, denominata soluzione elettrolitica e due elettrodi entrambi collegati a uno dei due poli di un generatore di corrente continua. Acceso il generatore, si verificano, all'interno della cella, due reazioni differenti: una di riduzione, ossia quella dell'elemento con elettronegatività minore, in corrispondenza del catodo e una di ossidazione all'anodo.



Nella figura accanto si ha un esempio di elettrolisi: in questo caso l'elettrolita è NaCl che, sciolto in acqua, si dissocia in Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>, le due specie che reagiranno all'anodo e al catodo. Il sodio, avendo un'elettronegatività minore si ridurrà e il cloro si ossiderà, rispettivamente secondo la formula:



Dando, complessivamente



e una corrente di due elettroni, e quindi una carica di  $(2)(1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C})$ , ogni mole di NaCl.

### ESECUZIONE DELL'ESPERIENZA:

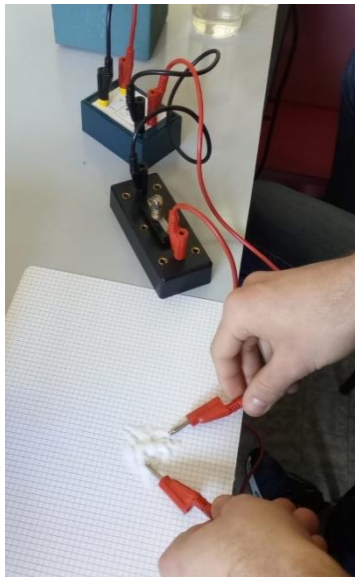
L'esperienza di laboratorio svolta può essere suddivisa in due diverse attività: durante la prima si è osservato il comportamento della corrente elettrica in relazione ad alcune sostanze solide e soluzioni, entrambi conduttori della seconda specie, così da poterne verificare la conducibilità. Per fare questo è stato quindi necessario, prima di osservare i comportamenti delle diverse sostanze, realizzare un preciso circuito secondo uno schema circuitale dato (figura 1).

Per fare ciò occorre, innanzitutto, collegare, tramite l'utilizzo di spine a banana, utilizzando i cavetti rossi per il polo positivo e i cavetti neri per il polo negativo, il trasformatore, a sua volta collegato ad una presa di corrente, al ponte a quattro diodi; quest'ultimo dovrà presentare la sigla In rivolta verso il trasformatore e la scritta out, indicante appunto l'uscita, verso il circuito. Fatto ciò, bisognerà collegare le due boccole d'uscita alla lampadina, utilizzatore che, con la sua accensione, permetterà di osservare la conducibilità della sostanza studiata, e alla soluzione stessa: il cavo rosso in uscita si collegherà o con uno dei due elettrodi di rame o posto a diretto contatto con le diverse sostanze solide, mentre il secondo, nero, verrà collegato dapprima alla basetta, sulla quale verrà poi inserito il resistore, facendo sì quindi che la corrente portata da tale spina a banana la attraversi, e da qui si collegherà o al secondo elettrodo di rame o alla sostanza solida. I due elettrodi verranno poi immersi, opportunamente retti da un sostegno in plastica, all'interno del becher, contenente ogni volta una diversa soluzione. Una volta che il circuito sarà realizzato, è consigliabile verificare il corretto funzionamento della lampadina mettendo a contatto fra di loro le due estremità delle spine a banana, uscenti dal ponte a diodi e dalla basetta. Fatto ciò si passerà

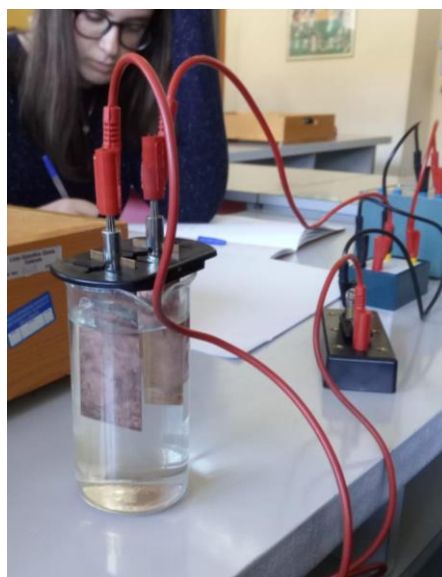
all'esperimento vero e proprio, prendendo in analisi lo zucchero, sia in forma solida sia disciolto in acqua, il sale (NaCl), anch'esso in entrambe le forme, il limone e il solfato di rame ( $\text{CuSO}_4$ ).

### ZUCCHERO:

Dopo aver ammassato una quantità più o meno abbondante di zucchero su di un foglio, occorrerà metterci a contatto le estremità libere dei due cavetti rossi, prestando particolare attenzione a non metterli a contatto fra di loro, in quanto garantirebbe il passaggio di corrente all'interno del circuito. Osservando la lampadina ci si accorge che non vi è stato alcun cambiamento e che la lampadina non si è accesa, elemento da cui si deduce che lo zucchero, per lo meno in forma solida, non conduce, non possedendo nessun trasportatore di carica in grado di chiudere il circuito in quanto caratterizzato da legami covalenti. Per verificare la sua conducibilità come soluzione, è necessario riempire il becher di acqua e, aggiunto lo zucchero, mescolare fino a che il corpo di fondo presente sul fondo, o la maggior parte di esso, non si sarà disciolto in acqua. Ottenuta tale soluzione si collegheranno le due estremità agli elettrodi di rame, poi inseriti nel becher, tramite l'apposito supporto, che permetteranno di valutare la conducibilità della sostanza. Osservando l'utilizzatore ci si accorgerà che neanche in questo caso essa si illumina e che, quindi, la soluzione acquosa contenente zucchero disciolto non conduce, ossia non presenta elettroni, positivi o negativi, in grado di trasportare la carica da un elettrodo all'altro. Questo è quindi dovuto alla sua composizione chimica: lo zucchero, in acqua, infatti si scioglie liberando le singole molecole che lo costituiscono, che sono elettricamente neutre; non permettendo pertanto la liberazione di anioni e cationi, ossia i portatori di carica.



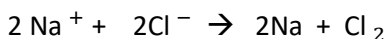
Zucchero  
solido: la  
lampadina  
non si  
accende



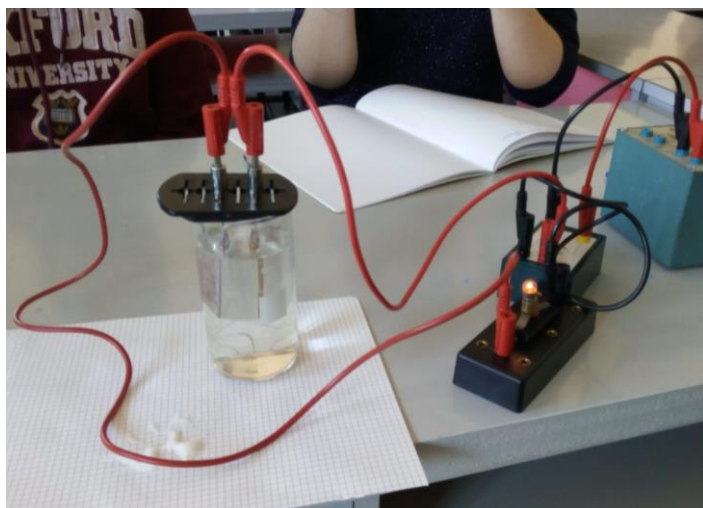
Zucchero in  
 $\text{H}_2\text{O}$ : la  
lampadina  
non si  
accende

SALE:

Applicando le stesse modalità in precedenza utilizzate per lo zucchero, si ammucchia una piccola quantità di sale, anche noto come cloruro di sodio o NaCl, e vi si collegano le due estremità delle spine a banana, osservando quanto avviene nella lampadina. Anche con il sale solido, così come era avvenuto per lo zucchero, non si ha alcun passaggio di corrente e, non possedendo trasportatori di carica, per lo meno non nella forma solida, in grado di chiudere il circuito, lo scorrere della corrente è interrotto. Diversamente avviene quando il sale si trova disciolto in acqua. Per osservarne il comportamento occorrerà riempire il becher di acqua e sciogliervi all'interno una quantità imprecisata di sale con l'ausilio di una piccola bacchetta che permetta di agevolare lo sciogliersi del corpo di fondo e il miscelarsi del cloruro di sodio con l'acqua. Inserendo i due elettrodi di rame e collegandovi le due estremità delle spine a banana si verificherà l'accensione della lampadina, da cui si deduce la presenza, all'interno della soluzione, di ioni, positivi e negativi, che trasportano le cariche da un elettrodo all'altro e permettono di creare un circuito chiuso in cui la corrente può fluire. Questo è dovuto alla capacità del cristallo di sale di dissociarsi, liberando ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , che fungeranno, all'interno della cella, da elettroliti; si verificheranno quindi una reazione di riduzione al catodo e una reazione di ossidazione all'anodo, secondo la redox:



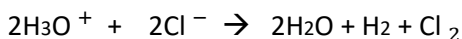
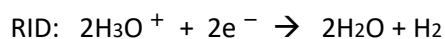
In cui il cloro si libera all'anodo e il sodio si libera al catodo e la formazione di legami ione-dipolo, dovuta alla natura ionica di tale composto, i cui ioni, separatisi in acqua, verranno "circondati" dalle molecole di acqua attratte dalle cariche elettriche degli ioni e si separano in un processo detto dissociazione ionica.



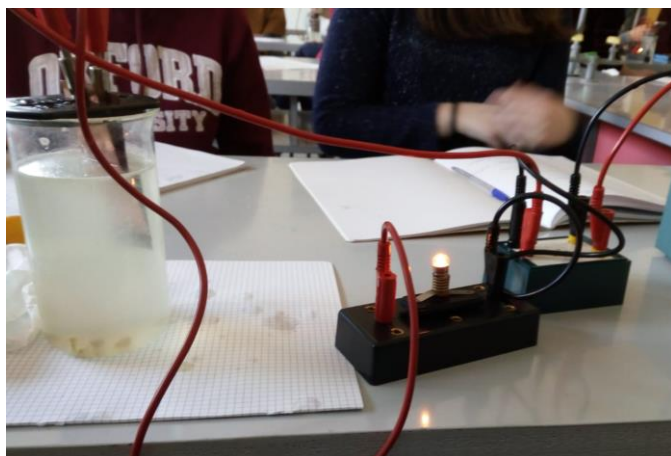
Zucchero in  
 $\text{H}_2\text{O}$ : la  
lampadina  
si accende

LIMONE:

Per poter verificare la conducibilità del succo di limone, un acido, in soluzione acquosa è necessario innanzi tutto riempire nuovamente il becher, spremendovi all'interno un limone, il numero non è puramente indicativo, e mescolare, rendendo la soluzione di H<sub>2</sub>O e HCl il più omogenea possibile. A questo punto, inseriti gli elettrodi di rame, a cui sono già collegati i cavetti rossi, si osserverà che la lampadina si accende e che quindi il limone, ossia l'acido citrico HCl, conduce. Infatti, quest'ultimo, così come il cloruro di sodio, si dissocia in acqua liberando ioni H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> che, in quanto ioni, sono in grado di trasportare le cariche e di rendere quindi il circuito chiuso e possibile il fluire degli elettroni, pur non essendo, a differenza del sale, un composto ionico; tuttavia è caratterizzato da legami covalenti polari, ossia le sue molecole hanno una loro polarità; per questo, se immerse in acqua, questi legami vengono rotti, liberando ioni. Il processo che porta alla formazione di ioni da sostanze composte non da ioni ma da molecole è detto ionizzazione. Nella dissociazione ionica le molecole d'acqua separano ioni positivi Na<sup>+</sup> e negativi Cl<sup>-</sup> già presenti nel composto ionico, ossia NaCl, mentre nella ionizzazione le molecole d'acqua trasformano molecole polari, ossia HCl, in ioni che prima non esistevano, come H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. Anche in questo caso si verificheranno una reazione di riduzione al catodo e una reazione di ossidazione all'anodo, secondo la redox:



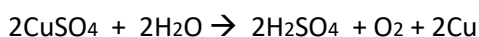
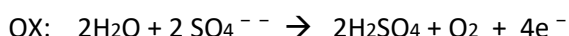
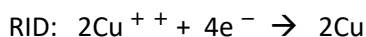
In cui il cloro si libera all'anodo e l'idrogeno si libera al catodo.



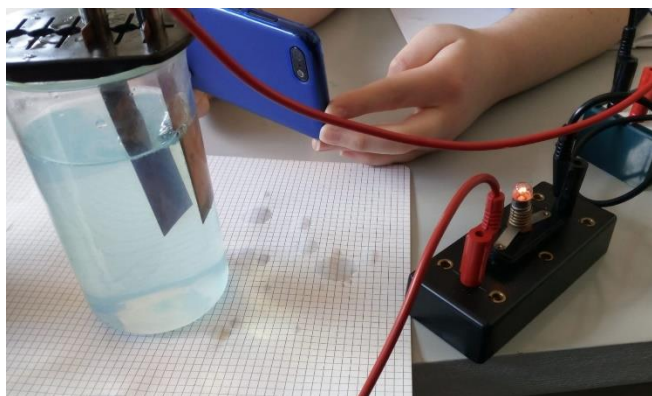
Limone in H<sub>2</sub>O: la lampadina si accende

SOLFATO DI RAME:

Il solfato di rame è un composto chimico in granelli dalla tipica colorazione blu. Per poterne studiare la conducibilità è necessario aggiungerne una piccola quantità ad un becher pieno d'acqua, mescolando fino a che i grani non si siano sciolti creando una soluzione omogenea all'interno della quale verranno inseriti gli elettrodi, connessi in circuito tramite le spine a banana. Anche in questo caso, la lampadina si accenderà, segno che il solfato di rame,  $\text{CuSO}_4$ , è in grado di condurre, ossia di trasportare elettroni. All'interno della cella, infatti, vengono liberati ioni  $\text{Cu}^{++}$  e  $\text{SO}_4^{--}$ ; si verificherà quindi una redox, ossia si avrà una reazione di riduzione al catodo e una reazione di ossidazione all'anodo:



In cui l'ossigeno si libera, creando un'effervescenza, osservabile già dopo pochi minuti, attorno all'elettrodo, all'anodo, mentre il rame metallico si forma al catodo.



$\text{CuSO}_4$  in  $\text{H}_2\text{O}$ : la lampadina si accende

La seconda parte dell'esperienza, invece, non prevede l'utilizzo di nessun circuito. È necessario, quindi, riempire solamente il bicchiere di acqua e spremervi all'interno un limone, creando così una soluzione acquosa di  $\text{HCl}$  che, come abbiamo osservato poco prima, è in grado di condurre. Lo scopo di questa seconda parte dell'esperienza è quello di osservare, mantenendo sempre la medesima soluzione, i comportamenti degli elettrodi dei diversi materiali, misurandone i diversi potenziali al fine di valutare gli elementi con una maggiore conducibilità. All'interno del becher contenente acqua e succo di limone si inseriranno quindi i due elettrodi, adeguatamente sorretti dal sostegno in plastica; nella prima osservazione si immergeranno in soluzione il rame e il ferro e, a seguire, si scambieranno i diversi elettrodi così da provare tutte le possibili combinazioni. Immersi gli elettrodi, servendosi del tester, si misurerà la differenza di potenziale prodotta, dovuta alla diversa natura chimica e alla diversa elettropositività dei vari metalli. Dopo aver preparato gli elettrodi e il relativo sostegno (fig.1) occorrerà, per misurare il d.d.p., porli a contatto con gli estremi dei cavi del tester, settato su 20 V: se comparirà un valore negativo vorrà dire che i due cavi sono stati invertiti, sarà quindi necessario invertire il colore del filo con cui si sta facendo contatto sugli elettrodi o in alternativa considerare che il catodo corrisponde al filo rosso e l'anodo al filo nero, mentre se il valore sarà positivo il cavo rosso sarà quello a contatto con l'anodo e quello nero con il catodo (fig.1). Fatte le misurazioni di tutte le opportune combinazioni, occorrerà sostituire uno dei due elettrodi



con la grafite, retta tramite una molletta (fig.2 e fig.3), e verificare i valori ottenuti con i diversi metalli, ripetendo il procedimento svolto precedente per valutare la stessa grandezza fisica fra due diversi metalli.

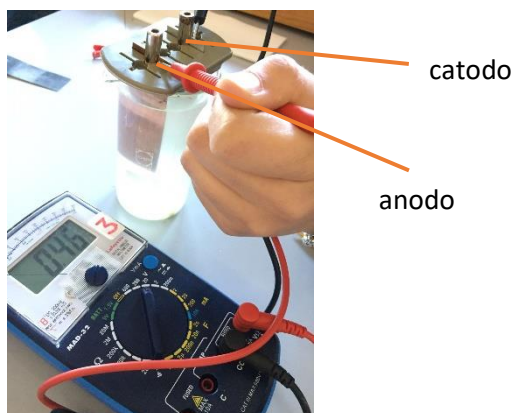


Figura 1



Figura 3

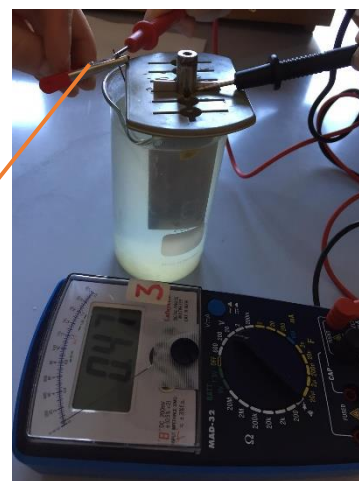


Figura 2

**DATI ED ELABORAZIONE:**

ELETTRODO 1	ELETTRODO 2	$\Delta V$	ANODO
Rame	Ferro	0.53	Ferro
Rame	Zinco	0.92	Zinco
Rame	Alluminio	0.55	Alluminio
Ferro	Zinco	0.40	Zinco
Ferro	Alluminio	0.06	Alluminio
Zinco	Alluminio	0.37	Alluminio
Grafite	Rame	0.10	Rame
Grafite	Ferro	0.61	Ferro
Grafite	Zinco	1.02	Zinco
Grafite	Alluminio	0.62	Alluminio

Da quanto registrato si può osservare innanzi tutto che per ciascuna coppia di metalli si è registrato una diversa differenza di potenziale, fenomeno spiegabile grazie alla prima legge di Volta, in quanto afferma che fra due metalli diversi avviene un passaggio di corrente la cui differenza di potenziale è specifica e determinata dalla natura dei due conduttori metallici e che, ossidandosi all'anodo l'elemento più elettronegativo, ossia il cui nucleo presenta legami più deboli con gli elettroni più esterni, la d.d.p. maggiore si realizza fra le due specie la cui differenza di elettronegatività è maggiore, ossia lo zinco e il rame, dove si verifica un d.d.p. pari a 0.92 V. Questo si evidenzia anche attraverso l'esperienza svolta attraverso l'utilizzo della grafite: poiché essa è stata usata per tutti e quattro le tipologie di metalli, ed in tutti i casi è risultata essere il catodo, possiamo dire che per questo secondo motivo essa deve presentare un'elettronegatività estremamente bassa, è infatti un elettrodo inerte, che, essendo quindi inferiore persino a quella del rame, crea una d.d.p. maggiore con lo zinco di quella che si origina fra questo metallo e il rame, aumentandone la conducibilità. Proprio per questo motivo i due metalli sono particolarmente utili per la costruzione delle pile (sono infatti usate nelle pile a secco), che sostituendo le specie originarie usate da Volta, ossia lo zinco e il rame, gli elementi, fra quelli al tempo conosciuti, che creavano una maggior differenza di potenziale.

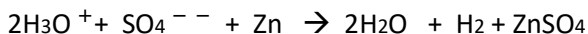
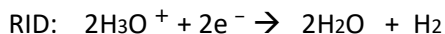
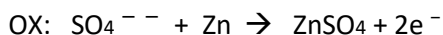
**CONCLUSIONI:**

A seguito dei fenomeni osservati mediante l'esperienza svolta, è possibile concludere affermando che l'esperimento si può quindi definire riuscito, in quanto è stato verificato lo scopo prefissatosi. Sono stati infatti osservati i comportamenti delle diverse soluzioni, derivandone le opportune conclusioni, ossia che il passaggio di corrente si verifica solo se, fra i due elettrodi del medesimo materiale, rendendo anche possibile osservare la terza legge di Volta, si frappone una soluzione in grado di liberare anioni e cationi, ossia ioni, verificando che sono proprio gli ioni i portatori di carica; solo in questo caso le soluzioni rientrano nei conduttori, prendendo la denominazione di conduttori della seconda specie. Mediante la seconda parte dell'esperienza è stato invece osservata non solamente la prima e la seconda legge di Volta, ma è stato possibile valutare il diverso comportamento degli elettrodi, relazionandone la capacità di creare una maggiore differenza di potenziale alla elettronegatività dell'elemento stesso, e valutare il miglior abbinamento di elettrodi in grado di fornire, a parità di condizioni, il maggior d.d.p., ovvero la catena carbonio-zinco.

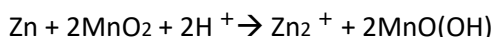
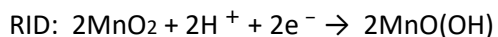
**APPROFONDIMENTO SULLE DIVERSE TIPOLOGIE DI PILE:**

Dopo i numerosi studi ed esperimenti, riprendendo alcuni fenomeni osservati precedentemente da Luigi Galvani, lo scienziato comasco Alessandro Volta arrivò alla conclusione che aumentando i contatti metallici cresceva anche, in maniera proporzionale, il fenomeno elettrico associato. A partire da questa idea venne quindi sviluppata la prima batteria, il cui nome stesso indica la presenza di più unità sovrapposte al fine di sommarne gli effetti, ossia la **pila di Volta** (fig.4), in grado di generare un potenziale elettrico di grande intensità. Essa era costituita da elementi, detti voltaici, sovrapposti fino a formare una colonna. Ciascun elemento, associabile, come concetto, all'idea di un modulo o unità di base che si ripete, era formato da un dischetto di rame e uno di zinco separati da un panno imbevuto di acido, creando un voltaggio maggiore rispetto ad una semplice catena costituita da rame e zinco. I due estremi della pila, ossia il primo dischetto di rame e l'ultimo dischetto di zinco, erano uniti tramite un conduttore elettrico, creando così un circuito chiuso in cui la corrente poteva scorrere liberamente. A questo punto gli elettroni scorreranno dalla barretta di zinco a quella di rame in quanto nel primo vi è un eccesso di elettroni, e rappresenterà pertanto il polo negativo, mentre nel secondo essi sono in difetto, costituendo il polo positivo della pila. È necessario ricordare che non tutti i metalli presentano lo stesso legame con il nucleo ed è proprio questa caratteristica che crea una condizione di eccesso e di difetto di cariche negative. In alcuni di essi, come per esempio lo zinco, gli elettroni sono legati in modo più debole con il nucleo e per questo è minore la forza richiesta loro per staccarsi e scorrere verso il rame. Tuttavia il passaggio di elettroni dura poco, ossia fino a quando non si è raggiunto uno stato di equilibrio, in quanto tale stato comporta l'assenza di movimento spontaneo da parte degli elettroni, spinti a muoversi dal punto a carica negativa maggiore a quello a carica negativa minore. Ulteriore difetto della pila di Volta è la velocità con cui gli ioni contenuti all'interno della soluzione acida di cui il panno è imbevuto smettono di liberarsi, costringendo ad un continuo rinnovamento degli stessi. In risposta, si ebbe lo sviluppo della **pila Daniell** (fig. 5), nel 1836, che permetteva di non dover continuamente bagnare i panni nell'acido, diventando quindi un perfezionamento della prima pila, ovvero la pila di Volta. La pila Daniell è, nello specifico, una pila o cella galvanica, detta anche cella voltaica, ed è un dispositivo che sfrutta reazioni chimiche spontanee di ossidoriduzione per produrre energia elettrica: infatti collegando opportunamente i due elettrodi, immersi in un bicchiere contenente acido solforico, in cui si verificano le due semireazioni, con un filo conduttore metallico gli elettroni liberati nella semireazione di ossidazione scorreranno lungo il filo metallico per raggiungere l'elemento ossidante che si riduce proprio grazie a questi elettroni.

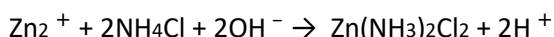
Una volta collegati, si verificava quindi una redox:



in cui gli elettroni si spostano lungo il filo conduttore dall'anodo, in questo caso la lamina di zinco, al catodo, lamina di rame. Tuttavia, anche la pila Daniell presenta dei difetti: innanzitutto, il suo funzionamento viene meno sia quando termina la soluzione contenuta all'interno del ponte salino sia quando si esaurisce lo zinco. Nonostante ciò, tali condizioni non si verificano quasi mai, in quanto interviene dapprima la polarizzazione dell'anodo. Durante la produzione di energia si ha infatti anche la produzione di idrogeno, in forma gassosa, a partire dall'acqua in cui è contenuta la soluzione acida; si forma quindi un'effervescenza che fa sì che le bollicine di ossigeno si accumulino attorno allo zinco solido creando uno strato isolante che impedisce il contatto fra la soluzione e l'elettrodo, interrompendo il circuito. Per questo motivo non si avrà passaggio di carica in quanto gli ioni della soluzione non riescono a giungervi, bloccando il processo. Nonostante fosse possibile risolvere tale difetto grazie all'uso di un setto poroso contenente diverse soluzioni, la pila Daniell rimaneva parecchio ingombrante e scomoda a causa della presenza di una soluzione acida. Per questo motivo venne quindi sviluppata, nel 1866, la **pila a secco**, conosciuta anche come **pila Leclanche** (fig.6). Essa è costituita da un catodo di grafite posto in contenitore di zinco, che costituisce l'anodo della pila, mentre l'elettrolita è costituito da una pasta umida, ma non liquida, di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e  $\text{ZnCl}_2$  in amido, insieme a  $\text{MnO}_2$  e nerofumo; all'interno della pila avvengono quindi reazioni di ossidoriduzione che producono energia secondo la redox:



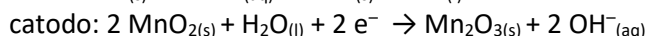
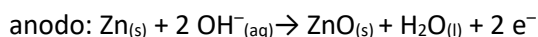
Gli ioni  $\text{Zn}^{2+}$  che si producono all'anodo vengono equilibrati dal cloruro di ammonio secondo la reazione:



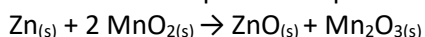
dove il biossido di manganese evita che gli ioni  $\text{H}^+$  prodotti all'anodo vadano a ridursi direttamente al catodo producendo così idrogeno gassoso che andrebbe a polarizzare la pila, cioè a creare uno strato di gas che disposto attorno alla grafite ne impedisce l'ulteriore scarica di ioni  $\text{H}^+$ , mentre ricoprendo il catodo di grafite con biossido di manganese la reazione di riduzione che avviene nella pila non produce idrogeno gassoso.

Negli anni '50 dello scorso secolo iniziarono gli studi sulle pile alcaline per risolvere alcuni dei problemi che si presentavano con le pile zinco-carbonio, quali la fuoriuscita della soluzione elettrolitica, e furono inventate dall'ingegnere canadese Lewis Urry.

Come suggerisce il nome, questi tipi di pile utilizzano elettroliti alcalini come idrossido di potassio e il loro anodo è costituito da zinco mentre il catodo da ossido di manganese nelle quali avviene la redox:



La reazione complessiva è quindi:



Durante il funzionamento del dispositivo vengono consumati Zn e  $MnO_2$  mentre la concentrazione di KOH non varia nel tempo in quanto esso viene sia utilizzato che prodotto nel corso della reazione in uguale quantità.

La presenza dell'idrossido di potassio è di rilevante importanza sia in quanto non si verifica produzione di gas durante il funzionamento sia perché non si verificano cadute di tensione, che invece rimane costante nel tempo anche sotto un carico consistente.

La polvere di zinco e di ossido di manganese sono poi immerse in una pasta gelatinosa di KOH e sono separate da una membrana che consente il passaggio di ioni ma non delle due sostanze polverizzate.

Le batterie alcaline hanno una maggiore densità di energia rispetto ad altri tipi di pile e ciò implica che, a parità di energia fornita, durano più a lungo delle altre ed inoltre, se non utilizzate, perdono solo il 5% della loro energia ogni anno quindi possono essere conservate a lungo.

Lo svantaggio delle pile alcaline rispetto alle altre è il costo maggiore che, tuttavia, appare compensato dal fatto che, oltre alla maggior durata sono particolarmente indicate in quelle applicazioni in cui vengono assorbite alte correnti come nel caso di macchine fotografiche e telecamere digitali.

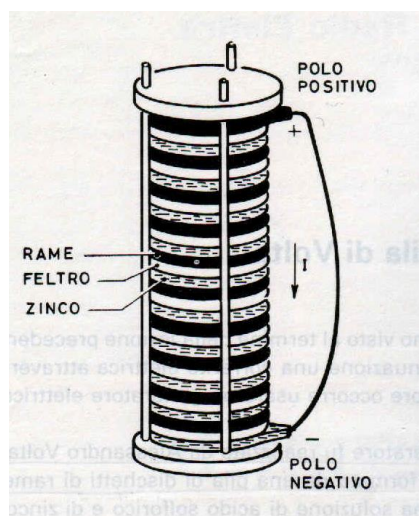


Figura 4 – pila di Volta

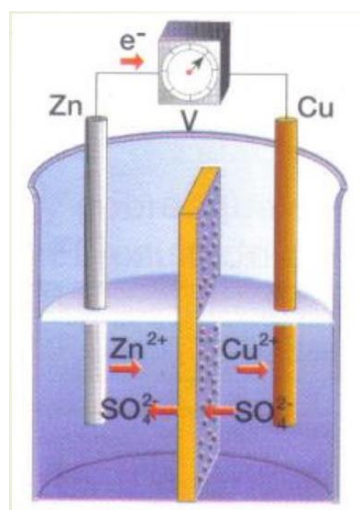


Figura 5 – pila di Daniell

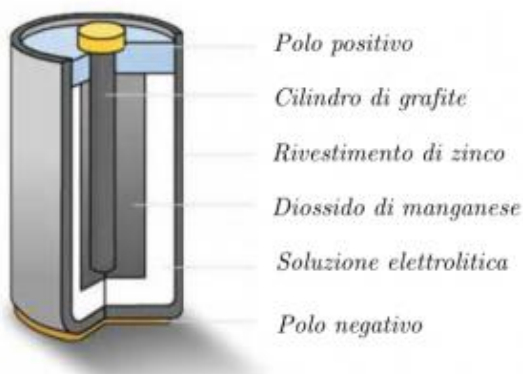


Figura 6 – Pila a secco

#### FONTI:

[http://www.fmboschetto.it/didattica/pdf/la\\_pila\\_Daniell.pdf](http://www.fmboschetto.it/didattica/pdf/la_pila_Daniell.pdf)

[http://www.fmboschetto.it/didattica/pdf/Pila\\_a\\_secco.pdf](http://www.fmboschetto.it/didattica/pdf/Pila_a_secco.pdf)

<https://cultura.biografieonline.it/pila-voltaica/7>

<http://online.scuola.zanichelli.it/chimicafacile/files/2011/02/app72.pdf>

<https://www.chimicamo.org/elettrochimica/pile-alkaline.html>