

### CONDUZIONE ELETTRICA

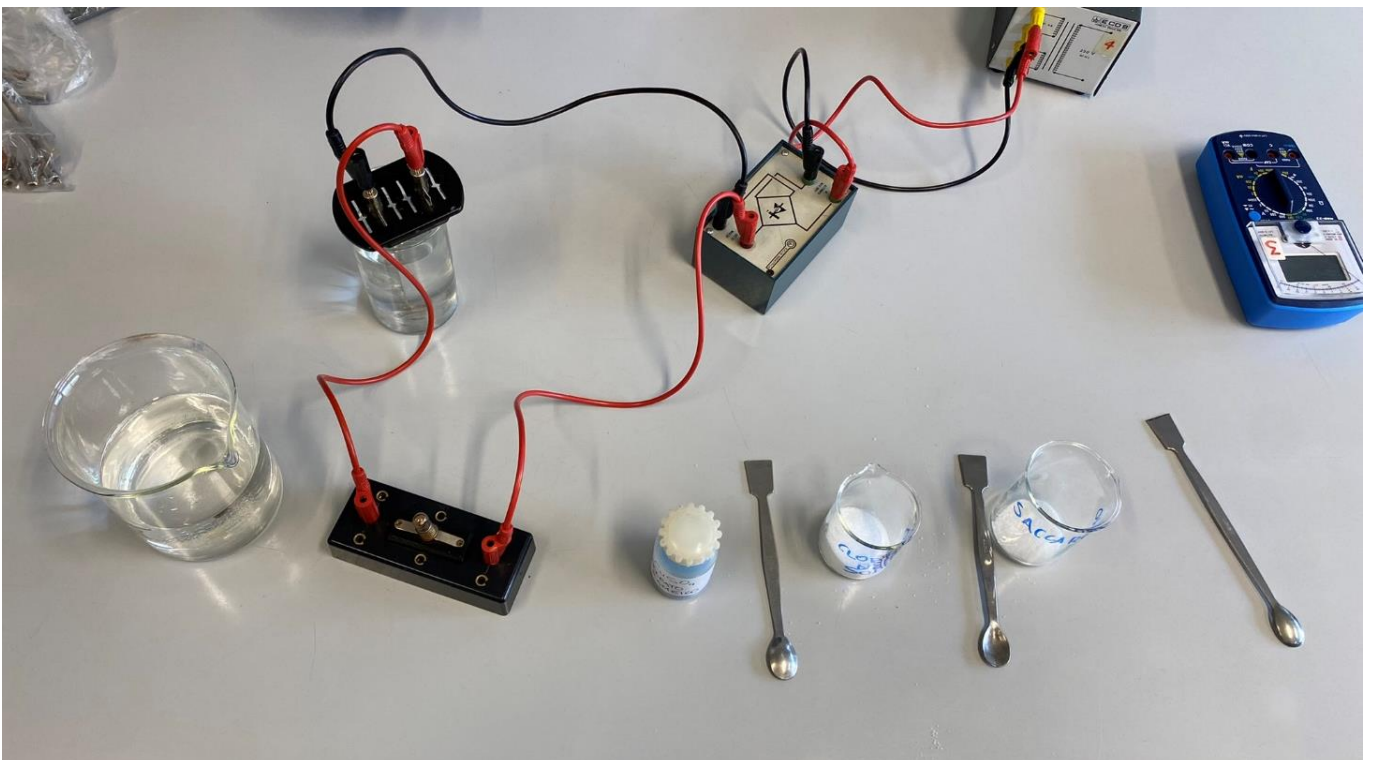
Delle seguenti quattro relazioni, le prime tre si occupano di elettrochimica, cioè quella branca della scienza che tratta i processi nei quali avviene una trasformazione di energia chimica in energia elettrica o viceversa.

#### **ESPERIENZA 1**

SCOPO: verificare la conduzione nei solidi e nelle relative soluzioni.

MATERIALE UTILIZZATO:

- Trasformatore;
- Ponte a diodi;
- Basetta con 11 prese;
- Resistenza con lampadina ad incandescenza;
- Becher;
- Supporto in plastica;
- Lamine metalliche;
- Acqua;
- Saccarosio;
- Cloruro di sodio;
- Solfato rameico;
- Conduttori elettrici unipolari.



## PREMESSA TEORICA

Per un'introduzione esaustiva ai concetti di elettrostatica ed elettrodinamica utili alla comprensione di quest'esperienza vedere la relazione del 11/12/2021. Lo stesso vale per descrizioni, immagini e funzionamento dei componenti circuitali già utilizzati in precedenza: trasformatore, cavi, ponte a diodi e basetta. Mentre, per una descrizione di lampadina a incandescenza e dei fenomeni ad essa collegati vedere relazione del 22/01/2022. Le reazioni di ossidoriduzione o reazioni redox sono reazioni chimiche nelle quali si verifica un trasferimento elettronico. Il termine ossidazione indica la perdita di elettroni da parte di un reagente, mentre il termine riduzione riguarda l'acquisto dello stesso numero di elettroni da parte di un altro reagente. Poiché gli elettroni non vanno persi, ma vengono semplicemente spostati, i due processi avvengono sempre simultaneamente.

L'acqua pura ha una conducibilità molto scarsa poiché costituita quasi esclusivamente da molecole neutre, incapaci di trasportare cariche elettriche. Alcune soluzioni acquose sono, invece, degli ottimi conduttori e i loro soluti prendono il nome di elettroliti. Essi sono principalmente composti ionici che in acqua si dissociano in cationi (ioni positivi) e anioni (ioni negativi), i portatori di cariche. Se il processo di dissociazione avviene in maniera completa – ossia non ci sono particelle indissociate – il soluto si dice elettrolita forte e la capacità di conduzione della sua soluzione è maggiore. Sia il cloruro di sodio (NaCl) che il solfato di rame ( $\text{CuSO}_4$ ) utilizzati in questa esperienza sono elettroliti forti; quindi, ci aspettiamo che le loro soluzioni conducano la corrente.

In una cella elettrolitica quale è quella presente nel nostro circuito, l'energia elettrica induce un'ossidoriduzione che porta i due ioni a trasformarsi in particelle neutre indipendenti.

Per chiarire, vediamo il caso esemplificativo del cloruro di sodio (NaCl). Il catodo, cioè l'elettrodo con carica negativa, attira il catione  $\text{Na}^+$  e qui avviene la riduzione:  $2\text{Na}^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Na}$ . Contemporaneamente, l'anodo, ossia l'elettrodo con carica positiva, attira l'anione  $\text{Cl}^-$  e qui avviene l'ossidazione:  $2\text{Cl}^- \rightleftharpoons 2e^- + 2\text{Cl}$ . NaCl, in soluzione, si dissocia in ioni che conducono elettricità, ma che sono destinati a diventare particelle neutre: il sodio precipita e il cloro si libera in forma gassosa. L'elettrolisi (così si chiama questo processo) ha tempi lunghi; ad esempio, una soluzione di NaCl in condizioni normali (1 M, 25°C, 1atm) viene elettrolizzata in circa 35 minuti con una corrente di 3,50 A. Di conseguenza, in questa esperienza, andremo a rimarcare solo la prima trasformazione di NaCl, cioè la dissociazione in ioni.

La cosa si ripete pressoché immutata anche per il solfato di rame ( $\text{CuSO}_4$ ), e qualsiasi altra soluzione elettrolitica. Sebbene anche alcuni composti molecolari possano andare incontro a reazioni di ionizzazione, non è il caso del saccarosio ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) che si mescola con l'acqua senza dissociarsi. Di conseguenza, esso non è un elettrolita e prevediamo che una sua soluzione non conduca.

## ESECUZIONE DELL'ESPERIENZA

Tramite cavetti collegare tra loro un trasformatore, un ponte a diodi, una basetta e una resistenza non ohmica con una lampadina ad incandescenza. Verifichiamo se determinate sostanze solide e liquide conducono corrente elettrica:

- > Riempiamo un becher con acqua e posizioniamo sopra di esso un supporto in plastica per sostenere le due lamine metalliche, collegate tramite i cavetti al raddrizzatore. Possiamo osservare che la lampadina non si accende e, quindi, dedurre che l'acqua non è un conduttore.
- > Riempiamo un becher con saccarosio e mettiamolo a diretto contatto con gli elettrodi dei cavi. Possiamo osservare che la lampadina non si accende e, quindi, dedurre che il saccarosio solido non è un conduttore.
- > Riempiamo un becher con una soluzione di acqua e saccarosio e posizioniamo sopra di esso il supporto in plastica con le due lamine metalliche. Possiamo osservare che la lampadina non si accende e, quindi, dedurre che la soluzione acqua e saccarosio non è un conduttore.
- > Riempiamo un becher con cloruro di sodio e mettiamolo a diretto contatto con gli elettrodi dei cavi. Possiamo osservare che la lampadina non si accende e, quindi, dedurre che il cloruro di sodio solido non è un conduttore.
- > Riempiamo un becher con una soluzione di acqua e cloruro di sodio e posizioniamo sopra di esso il supporto in plastica con le due lamine metalliche. Possiamo osservare che la lampadina si accende e, quindi, dedurre che la soluzione acqua e cloruro di sodio è un conduttore.

- > Riempiamo un becher con solfato rameico  $\text{CuSO}_4$  e mettiamolo a diretto contatto con gli elettrodi dei cavi. Possiamo osservare che la lampadina non si accende e, quindi, dedurre che il solfato rameico solido non è un conduttore.
- > Riempiamo un becher con una soluzione di acqua e solfato rameico e posizioniamo sopra di esso il supporto in plastica con le due lamine metalliche. Possiamo osservare che la lampadina si accende e, quindi, dedurre che la soluzione acqua e solfato rameico è un conduttore.

## CONCLUSIONI

Come ci aspettavamo, gli elettroliti in soluzione ( $\text{NaCl}$  e  $\text{CuSO}_4$ ) conducono la corrente. Al contrario, il saccarosio non è un elettrolita quindi la sua soluzione non conduce. Per quanto riguarda le sostanze allo stato solido, esse non conducono in quanto non dissociate in ioni. Infine, abbiamo visto che l'acqua non conduce anche se quella utilizzata da noi non essendo pura aveva una debole concentrazione di sali, comunque non sufficienti ad accendere lampadina.

## **ESPERIENZA 2**

### PREMESSA TEORICA

Per un'introduzione esaustiva ai concetti di elettrostatica ed elettrodinamica utili alla comprensione di quest'esperienza vedere la relazione del 11/12/2021. Lo stesso vale per descrizioni, immagini e funzionamento dei componenti circuitali già utilizzati in precedenza: alimentatore, cavi e coccodrilli.

Come accennato nella prima parte di questa stessa relazione, una cella elettrolitica è formata da un becher contenente una soluzione elettrolitica in cui sono immersi due elettrodi (il catodo e l'anodo) collegati a un circuito in cui scorre corrente. Questa seconda parte si occupa di osservare due fenomeni che avvengono nelle cellule elettrolitiche: l'idrolisi e la galvanostegia.

L'idrolisi altro non è che l'elettrolisi dell'acqua; l'elettrolisi è spiegata ed esemplificata nella prima parte di questa relazione. Prima abbiamo detto che l'acqua pura non conduce corrente poiché non si ionizza. In realtà, anche l'acqua pura ha una, seppur minima, presenza di ioni che si formano grazie alla reazione di autoionizzazione dell'acqua:  
 $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$  (l'idrogeno non si trova mai da solo nella forma  $\text{H}^+$ ).

Nell'idrolisi, poi, tramite ossidoriduzione (vedere prima parte), lo ione idronio  $\text{H}_3\text{O}^+$  e lo ione ossidrilico  $\text{OH}^-$  si liberano come idrogeno e ossigeno molecolari. Al catodo avviene sempre la riduzione, secondo l'equazione:

$4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2$ ; all'anodo abbiamo, invece, l'ossidazione:  $4\text{OH}^- \rightleftharpoons 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ . L'equazione finale dell'idrolisi è, quindi:  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ .

Lo strumento ideale per osservare l'idrolisi è il voltmetro di Hoffmann, ma non è difficile costruire, come nel nostro caso, un circuito che lo sostituisca.

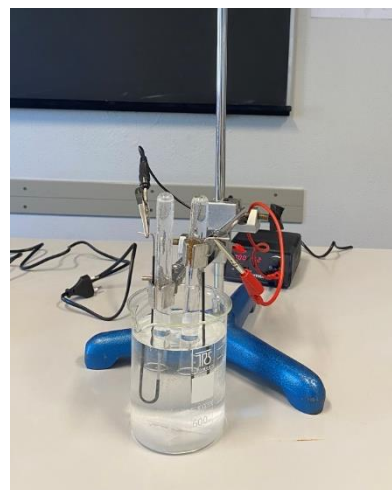
La galvanostegia, invece, è un processo utilizzato per ricoprire un oggetto con il metallo desiderato. Per farlo, si utilizza sempre una cella elettrolitica contenente una soluzione del sale del metallo e i cui elettrodi sono costituiti uno da una lamina dello stesso metallo e l'altro dall'oggetto che si vuole ricoprire. Nel nostro caso, vogliamo ricoprire di rame una lamina di alluminio. Il rame costituisce il nostro anodo, l'alluminio il nostro catodo. La riduzione del rame al catodo ( $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cu}$ ) porta il metallo che si origina a depositarsi su di esso, ricoprendolo. La vera galvanostegia è preceduta da un minuzioso procedimento di pulizia dell'oggetto da ricoprire di tipo sia meccanico che chimico (con l'utilizzo di acidi). Tale processo è detto decappaggio. Saltare questo passaggio ha come conseguenza che non si riesca a ramare bene l'alluminio, come nel nostro caso.

### 2.a

SCOPO ESPERIENZA: verifica qualitativa dell'idrolisi dell'acqua.

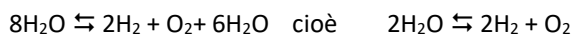
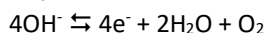
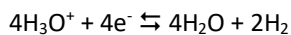
### MATERIALE UTILIZZATO:

- Alimentatore
- Elettrodi;
- Becher;
- Fiale;
- Treppiede;
- Morsetti;
- Acqua;
- Idrossido di sodio;
- Coccodrilli;
- Conduttori elettrici unipolari.



### ESECUZIONE DELL'ESPERIENZA

Costruiamo un circuito che funzioni come un voltmetro di Hoffmann. Colleghiamo con cavi e coccodrilli l'alimentatore agli elettrodi immersi in un becher in cui è presente una soluzione molto diluita di acqua e idrossido di sodio (NaOH) per facilitare la conduzione di elettricità. Grazie al supporto di un treppiede, inseriamo nel becher due fiale capovolte contenenti acqua (per rovesciare le fiale senza perdere acqua ci aiutiamo con un cartoncino). Come anticipato nella premessa teorica, nel becher avviene la seguente redox:



Solleviamo la fiala contenente l'idrogeno in modo da far fuoriuscire l'acqua al suo interno, ma avendo cura di tenerla sempre capovolta. Accendiamo un fiammifero e cercando di non farlo bagnare con le gocce d'acqua ancora sull'orlo della fiala, posizioniamolo in corrispondenza della sua imboccatura. A questo punto si ode un intenso suono di breve durata, quasi come uno scoppio. In seguito, la fiala risulta calda al tatto.

### CONCLUSIONI

Idrogeno e ossigeno si liberano entrambi come gas ed essendo più leggeri salgono sotto forma di bolle e si separano dal liquido. Notiamo che nella fiala associata al catodo, dove si è liberato l'idrogeno, il volume del gas è maggiore rispetto a quello dell'ossigeno liberatosi all'anodo. In particolare, esso dovrebbe essere circa il doppio, stando all'equazione sopracitata che descrive l'idrolisi dell'acqua. Infatti, per ogni mole di molecole di  $\text{O}_2$  se ne liberano due di  $\text{H}_2$ .

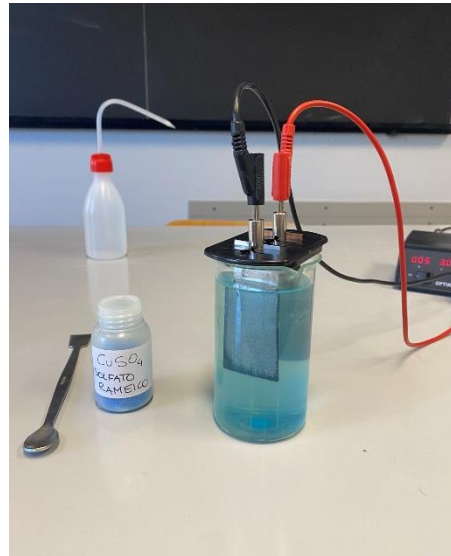
Come spiegare, invece, lo scoppio udito alla fine? è quel fenomeno noto come grido dell'idrogeno. Il primo elemento della tavola periodica, infatti, reagisce con tutti gli agenti ossidanti (l'esempio classico è l'ossigeno) e, in presenza di una fonte di innesco (nel nostro caso, la fiamma del fiammifero), le reazioni possono diventare esplosive, soprattutto se avvengono in ambienti chiusi. La combustione dell'idrogeno è, inoltre, una reazione esotermica, cioè libera calore, per questo la fiala si scalda.

## 2.b

SCOPO ESPERIENZA : verifica sperimentale della galvanostegia.

### MATERIALE UTILIZZATO:

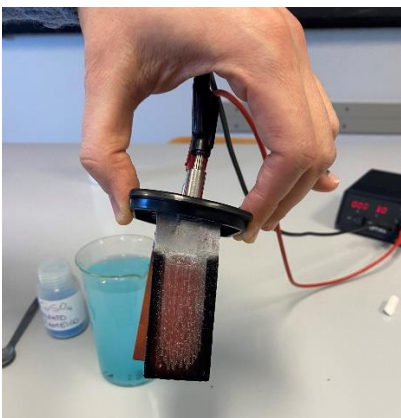
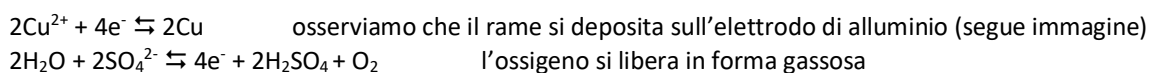
- Alimentatore
- Becher;
- Supporto in plastica;
- Lamine metalliche di alluminio e di rame;
- Acqua;
- Solfato rameico;
- Conduttori elettrici unipolari.



### ESECUZIONE DELL'ESPERIENZA

Costruiamo un circuito che funzioni come una cella elettrolitica.

Riempiamo un becher con acqua e solfato rameico ( $\text{CuSO}_4$ ); posizioniamo sopra di esso un supporto in plastica per sostenere le due lamine metalliche, una di alluminio e una di rame; colleghiamo i due elettrodi tramite i cavi all'alimentatore: il rame al polo positivo e l'alluminio a quello negativo. Il solfato di rame si dissocia così:  $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$  e nel becher avviene la seguente redox:



### CONCLUSIONI

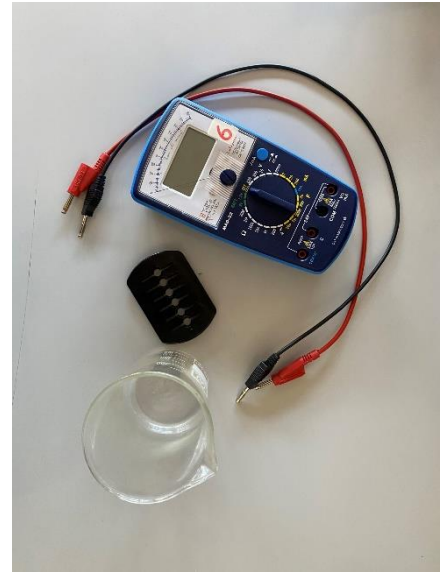
Come possiamo osservare, il rame si è depositato all'elettrodo di alluminio. Purtroppo, non si riesce a ramare bene perché non è stato effettuato il decappaggio. Infatti, quando l'elettrodo viene sollevato parte del rame depositato precipita nella cella.

### ESPERIENZA 3

SCOPO ESPERIENZA 3: costruzione di una pila di Daniell.

MATERIALE UTILIZZATO:

- Elettrodi;
- Bacchetta di grafite;
- Becher;
- Supporto in plastica;
- Acqua;
- Succo di limone;
- Tester;
- Conduttori elettrici unipolari.



PREMESSA TEORICA

Per un'introduzione esaustiva ai

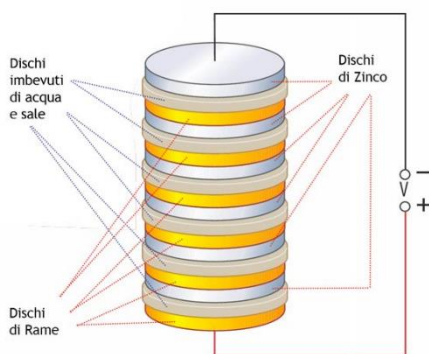
concetti di elettrostatica ed elettrodinamica utili alla comprensione di quest'esperienza vedere la relazione del 11/12/2021. Lo stesso vale per descrizione e immagine di un voltmetro.

Approfondiamo ora la storia della pila: la sua nascita e la sua evoluzione.

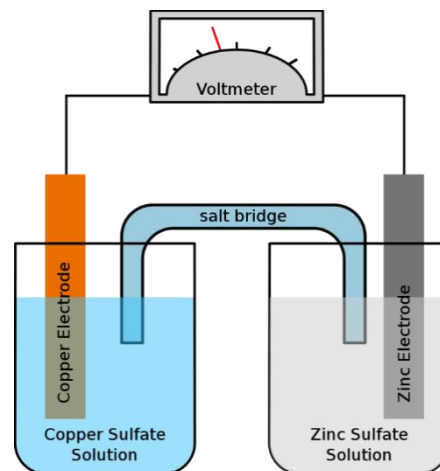
Luigi Galvani (1737-1798), mentre teneva una lezione di biologia all'università di Bologna, toccò con una bacchetta di rame un cadavere di rana funzionale alla sua spiegazione che si trovava sul piano zincato della sua cattedra. La rana, come risuscitata, fece un salto e Galvani, ispirato dal contemporaneo mesmerismo, si convinse dell'esistenza di un'elettricità animale.

Tuttavia, il fisico Alessandro Volta (1745-1827) fornì la dimostrazione che fosse stato il contatto tra i metalli (rame e zinco) e, eventualmente, le soluzioni acide presenti nella rana in decomposizione a generare l'impulso elettrico, poi trasmesso ai muscoli dell'animale. Volta condusse tre esperienze in merito, servendosi di una bacchetta metà in rame e metà in zinco e dell'elettroscopio condensatore, una sua invenzione. Esso è formato da un elettroscopio con le foglioline collegate ad un elettroforo di Volta (la prima macchina elettrostatica a induzione, sempre di sua invenzione) in rame. Per prima cosa, toccò il piatto inferiore dell'elettroforo con la parte in rame della bacchetta: tolto il piatto superiore, le foglioline dell'elettroscopio si aprirono leggermente. Ripeté poi il procedimento capovolgendo, però, la bacchetta e, quindi, toccando il piatto con la parte in zinco: questa volta, le foglioline non si mossero. Infine, provò a ripetere la seconda esperienza interponendo tra zinco e rame una spugna imbevuta di soluzione acida: in questo caso, si accorse che le foglioline divergevano molto. Volta formulò quindi tre leggi per interpretare quanto osservato. Per la prima legge di Volta, il contatto tra metalli diversi genera una differenza di potenziale indipendente dalla superficie di contatto. Per la seconda legge, in una catena di conduttori metallici, la differenza di potenziale tra i due estremi è la stessa che si avrebbe se essi fossero a contatto diretto tra loro. Infine, la terza legge, quella più significativa per la storia della pila, afferma che, detti conduttori di prima specie i metalli e conduttori di seconda specie le soluzioni, se in

una catena di conduttori di prima specie il primo e l'ultimo sono uguali la differenza di potenziale è nulla, ma questo non accade se ad essi sono interposti conduttori di seconda specie. Nel 1799, impilando conduttori di prima e seconda specie, Volta costruì la prima pila (esempio in figura); il suo difetto era che i dischi metallici si ossidavano in fretta.



Più tardi, John Frederic Daniell (1790 – 1845) potenziò la scoperta di volta ed elaborò un altro prototipo di pila. Nella pila Daniell, un elettrodo di rame ed uno di zinco vengono immersi in una soluzione di acido solforico ( $H_2SO_4$ ) che si dissocia in  $H_3O^+$  e  $SO_4^{2-}$ . All'elettrodo di rame, l'anodo, avviene l'ossidazione, mentre al catodo di zinco la riduzione, con procedimenti del tutto equivalenti a quelli già visti in precedenza. In teoria, la pila dovrebbe funzionare finché tutto l'elettrodo di zinco non si sia consumato; in realtà, in un tempo relativamente breve, l'idrogeno sviluppatosi all'elettrodo di rame lo isola, impedendo il passaggio di corrente: tale fenomeno è noto come polarizzazione della pila. Daniell, per ovviare a questo problema, elaborò un secondo prototipo, che oggi è conosciuto come cella galvanica. In sostanza, vi sono due semicelle separate da un setto poroso (o collegate da un ponte salino) e collegate da un circuito esterno. In una semicella c'è l'elettrodo di zinco in una soluzione di solfato di zinco: qui avviene la riduzione; nell'altra c'è l'elettrodo di rame e una soluzione di solfato di rame: qui avviene l'ossidazione. Ossidazione e riduzione, quindi, avvengono contemporaneamente, ma in maniera separata. La polarizzazione prevenuta perché gli ioni positivi attraversano il setto poroso, quelli negativi scorrono nel circuito esterno, originando il flusso di corrente: il sistema mantiene il suo equilibrio.

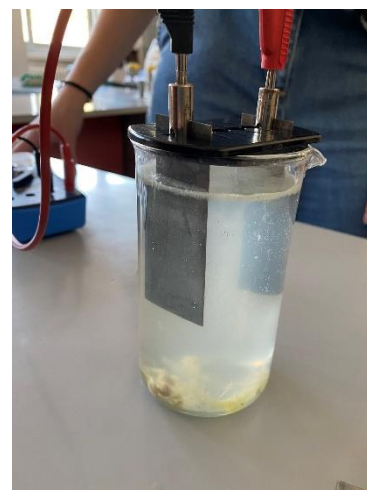


La pila da noi realizzata, sebbene semplificata, è basata sugli stessi principi utilizzati da Daniell nel primo prototipo. Infatti, ai fini del nostro esperimento, non serve che la pila sia duratura: l'osservazione che vogliamo condurre è di pochi istanti. L'acido solforico sarà sostituito da quello citrico, il succo di limone. Gli elettrodi nella nostra esperienza sono lamine alluminio (Al), rame (Cu), piombo (Pb), ferro (Fe), zinco (Zn) e una bacchetta di grafite (costituita di carbonio il cui simbolo chimico è C). Ogni volta, se ne sceglie una coppia e tra i due elettrodi si stabilisce una differenza di potenziale che dipende dal materiale che li compone. Avendo a disposizione una tabella dei potenziali standard di riduzione a temperatura ambiente, per prevedere la differenza di potenziale tra due determinati elettrodi occorre sottrarre al potenziale standard della sostanza che si riduce quello della sostanza che si ossida. Il potenziale standard ( $E^0$ ) è il potenziale in condizioni normali: concentrazione della soluzione 1,00 M, temperatura  $25^\circ C$  e pressione 1 atm. Tuttavia, la nostra osservazione è prettamente qualitativa, per cui ci limiteremo a confrontare i potenziali misurati tra loro per trarne le opportune conclusioni.

La storia della pila continua anche dopo Daniell con le pile a secco, così chiamate in quanto non contengono liquidi ma una sospensione colloidale (gel semisolido), solitamente di  $NH_4Cl$ . In esse la polarizzazione della pila è rallentata drasticamente da depolarizzanti come  $MgO_2$ . Infine, oggi abbiamo anche le pile alcaline, come quelle che si trovano nei cellulari. Esse sono molto stabili poiché fatte di Litio, che, però, è un materiale molto cancerogeno.

### ESECUZIONE DELL'ESPERIENZA

Costruiamo un circuito che funzioni come la pila ideata da Daniell. Diluiamo del succo di limone all'interno di un becher contenente acqua. Appoggiamo sopra il becher il supporto di plastica in cui inseriamo due lamine di materiali diversi. Colleghiamo gli elettrodi, attraverso cavi, con un tester impostato come voltmetro. Ad ogni coppia di elettrodi corrisponde una differenza di potenziale differente da cui dipende, quindi, una diversità capacità di conduzione. Il cavo rosso si collega all'elettrodo positivo, mentre quello nero all'elettrodo negativo. Ricordiamo che, poiché non sappiamo a priori quale dei due elettrodi sia il catodo e quale l'anodo, se il tester misura una differenza di potenziale negativa, occorre invertire i cavi.



ANODO	CATODO	$\Delta V$ [V]
Rame	Zinco	0,97
Ferro	zinco	0,39
Alluminio	Zinco	0,55
Rame	Alluminio	0,41
Rame	Ferro	0,58
Alluminio	Ferro	0,08
Grafite	Alluminio	0,55
Grafite	Ferro	0,59
Grafite	Zinco	1,03
Grafite	Rame	0,10

### CONCLUSIONI

In questa esperienza abbiamo osservato che cambiando i materiali degli elettrodi cambia anche la differenza di potenziale che tra essi si stabilisce. Il potenziale migliore è quello che si stabilisce tra la grafite e lo zinco mentre quello peggiore è tra grafite e rame.

### **ESPERIENZA 4**

SCOPO ESPERIENZA 4: verificare la conduzione nei gas.

MATERIALE UTILIZZATO:

- Alimentatore fino a 5000V;
- Tubo di Plücker contenente neon;
- Telaio di legno;
- Vari tubi di Plücker contenenti vari gas;
- Conduttori elettrici unipolari.
- Dispositivo per la realizzazione dell' arco voltaico con elettrodi in carbonio;
- Trasformatore.



### PREMESSA TEORICA

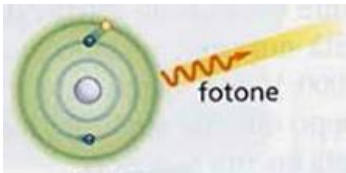
Per un'introduzione esaustiva ai concetti di elettrostatica ed elettrodinamica utili alla comprensione di quest'esperienza vedere la relazione del 11/12/2021.

Sebbene in linea teorica un gas perfettamente neutro non conduce l'elettricità, agenti esterni (fulmini, fiamme, raggi cosmici o radioattività) ne possono facilmente ionizzare le molecole. Il gas che, in questo modo, diventa un conduttore



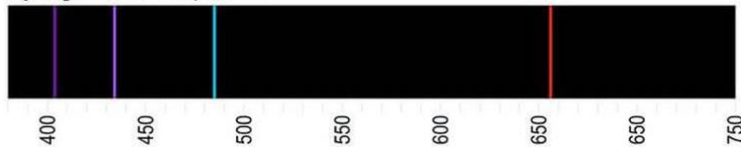
non è, tuttavia, classificabile come conduttore ohmico. La sua caratteristica tensione-corrente, infatti, non è una retta (o semiretta), ma una curva sulla quale si possono identificare quattro fasi.

1. Scarica oscura. In questa prima fase la corrente aumenta molto lentamente rispetto alla differenza di potenziale poiché sono ancora pochi gli ioni presenti; non vi sono fenomeni luminosi.
2. Scarica di Townsend. Qui la curva saturo perché l'energia è impiegata per la produzione a valanga di ioni: ioni accelerati ne ionizzano altri. Tale scarica è accompagnata da deboli fenomeni luminosi.



3. Scarica a bagliore. Gli elettroni, eccitati da agenti esterni, acquistano energia sufficiente per abbandonare i propri livelli energetici con conseguente produzione di fotoni, quindi di luce. Elettroni di gas diversi producono fotoni a frequenza diversa e, quindi, una luce di colore differente; questo, ad esempio, è lo spettro di emissione dell'idrogeno (ogni elemento ha il suo).

Hydrogen Emission spectrum



4. Scarica ad arco. Infine, gli elettroni raggiungono livelli di energia talmente alti da diventare incandescenti: il gas inizia ad evaporare. In questa fase si genera una colonna di plasma accompagnata da una luce accecante. La scarica ad arco è accompagnata da un rumore che può raggiungere i 160 dB.

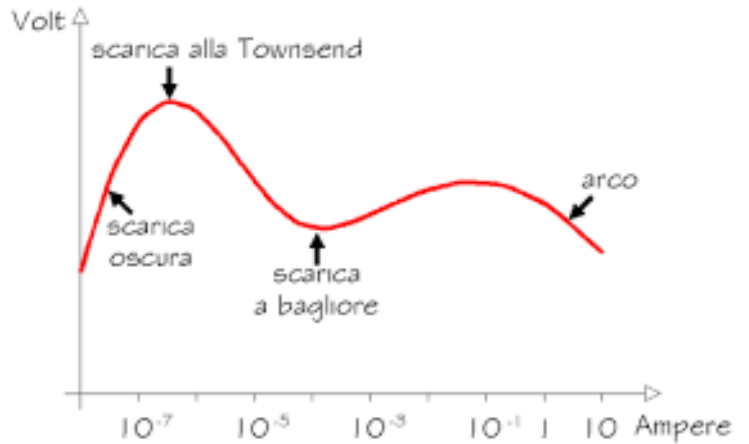
Il tubo di Plücker è uno strumento di laboratorio utile per osservare il fenomeno della conduzione nei gas. Esso è sostanzialmente un tubo in vetro trasparente che contiene del gas rarefatto; ai suoi estremi ha due elettrodi che permettono di collegarlo ad un circuito.

Poiché, spesso, è difficile osservare la scarica ad arco con il tubo di Plücker, noi abbiamo usato un dispositivo per la realizzazione dell'arco voltaico. Esso è uno strumento di laboratorio costituito da due bracci mobili in metallo che sorreggono due elettrodi in carbonio, collegati ad un trasformatore. I due elettrodi vengono avvicinati girando la vite senza fine e, quando scocca la scintilla, subito allontanati; il dispositivo funziona con un principio del tutto simile a quello del saldatore.

### ESECUZIONE DELL'ESPERIENZA

Collegiamo il tubo di Plücker contenente neon all'alimentatore e accendiamo. Aumentiamo lentamente il voltaggio e notiamo che, al raggiungimento di 3200 V il neon, seguendo le prime tre fasi sopra descritte, si accende di rosso e il potenziale crolla di colpo perché l'energia serve per produrre fotoni.

Abbiamo poi ripetuto l'esperienza usando un telaio di legno al cui interno sono posizionati vari tubi di Plücker, tutti contenenti gas differenti. Collegiamo il cavo nero in alto e quello rosso di volta in volta nella presa singola di ogni tubo (come mostrato in figura). Notiamo che ogni gas ha un potenziale di attivazione differente a cui corrisponde un colore diverso:



GAS	POTENZIALE DI ATTIVAZIONE	COLORE
Neon	3200 V	Rosso
Idrogeno	3000 V	Violaceo
Ossigeno	4800 V	Verde acqua
Azoto	>>5000 V	-
Elio	>5000 V	Crema
Argon	2400 V	Rosa

Il trasformatore utilizzato non ci permette di osservare la scarica ad arco. Per fare ciò, quindi, consideriamo il dispositivo per la realizzazione dell'arco voltaico. Colleghiamo i suoi elettrodi di carbonio ad un trasformatore che, in questo caso, porta il voltaggio da 220V a 12,6 V. Facendo girare la vite senza fine si forma una scintilla tra i due elettrodi e, per qualche istante, anche la colonna di plasma data dall'evaporazione del carbone (ci troviamo alla temperatura di circa 500-1000 K). L'effetto ottenuto può essere percepito anche a livello uditivo grazie al rumore della scarica.

#### CONCLUSIONI

Come possiamo riscontrare, ogni gas al passaggio dell'elettricità emette una luce di colore diverso per la diversa frequenza a cui i suoi elettroni emettono fotoni. Dell'azoto non siamo riusciti a vedere il colore che dovrebbe emettere perché il potenziale richiesto per attivare la sua scarica a bagliore è di molto maggior a quello che la nostra strumentazione può fornire. Osserviamo, inoltre, che nella parte alta del tubo di Plücker i raggi anodici vanno al polo negativo mentre in basso i raggi catodici vanno al polo positivo.

Per quanto riguarda la scarica ad arco, notiamo la forte intensità della luce emessa, causata dall'evaporazione del carbonio e dalla formazione della colonna di plasma, e il rumore che la accompagna. L'osservazione prolungata di una luce così intensa può danneggiare la vista.

