

Project work chimica  
TFA A059

**Docente:** Matematica e Scienze (prof. Alfonso D'Ambrosio)

**Destinatari:** classe 3 media

**Unità di Apprendimento:** Elettrolisi e corrente elettrica (NB I ragazzi hanno già svolto l'unità di Fisica sull'elettrostatica, elettricità e leggi di Ohm)

Periodo di svolgimento : 3 settimane circa (Novembre/Dicembre)

**Materiale utilizzato:** Laboratorio povero, Laboratorio di Scienze della scuola, Appunti, Videolezioni, Libro di testo, simulazioni Applet Java.

**Obiettivi specifici:** saper scrivere una relazione di laboratorio, conoscere le leggi sull'idrolisi, saper distinguere anodo e catodo, sapere le soluzioni elettrolitiche e non, conoscere il principio di funzionamento di una Pila, saper scrivere almeno una reazione chimica in soluzione elettrolitica

**Obiettivi relazionali:** saper lavorare in gruppo, saper prendere appunti in laboratorio, sviluppare un processo in zona di sviluppo prossimale in relazione ai laboratori poveri

### **1 parte: laboratorio povero a casa**

Avvicina una bacchetta elettrizzata (anche per strofinio) vicino ad un filo di acqua che scorre (es. dal rubinetto) ed osserva cosa accade. L'acqua è quindi un buon conduttore di corrente? Perché viene deviata?

### **2 parte:**

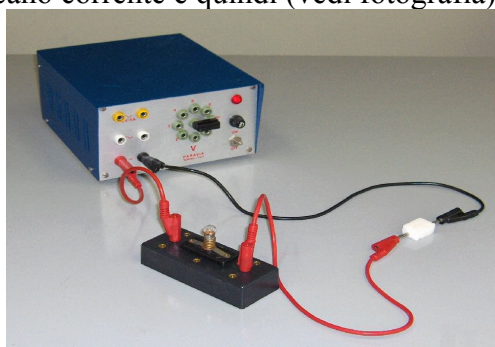
La prima parte della lezione (2 ore circa) inizia con un set di esperimenti da svolgere nel laboratorio della scuola.

La scelta di iniziare subito con un laboratorio è perchè preferisco dare una impronta fortemente sperimentale a questa unità.

Gli studenti partono dal laboratorio a scuola per costruire un modello teorico concettuale sull'elettrolisi.

### **Esperimenti**

Le sostanze che, se disciolte in acqua o allo stato fuso, conducono la corrente elettrica vengono chiamate **elettroliti**. Prendiamo un solido tenuto assieme da legami di Van der Waals come una semplice zolletta di zucchero: gli elettroni sono tutti confinati all'interno della molecola di **glucosio**, non vi è possibilità che conducano corrente e quindi (vedi fotografia) la lampadina non si accende



Sciogliendo la zolletta di zucchero in acqua e ponendovi due elettrodi collegati alla solita lampadina, si vede che essa non si accende. Ne consegue che le molecole di glucosio non si ionizzano una volta disciolte in acqua, e dunque non possono condurre la corrente elettrica. **Lo zucchero non è un elettrolita.**

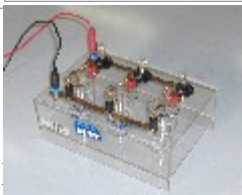
Si noti che una sostanza può condurre corrente quando è in soluzione ma non allo stato solido. Prendiamo in considerazione del **cloruro di sodio** (sale da cucina, NaCl), versiamone un po' su un frammento di carta ed infiliamo in esso gli elettrodi. Si constata facilmente che **il solido ionico non conduce corrente** perchè gli ioni sono intrappolati nella struttura cristallina.

Si noti che una sostanza può condurre corrente quando è in soluzione ma non allo stato solido. Prendiamo in considerazione del **cloruro di sodio** (sale da cucina, NaCl), versiamone un po' su un frammento di carta ed infiliamo in esso gli elettrodi. Si constata facilmente che **il solido ionico non conduce corrente** perchè gli ioni sono intrappolati nella struttura cristallina.

Tuttavia, disciogliendo lo stesso sale in un becker di acqua, si verifica facilmente che esso conduce la corrente perchè la lampadina si è accesa. Infatti il cristallo di cloruro di sodio si dissolve in acqua e gli ioni liberi possono trasportare la corrente da un elettrodo all'altro. **Il sale dunque è un elettrolita.**



In tema di conducibilità, questa è la semplicissima apparecchiatura da banco detta **conducimetro a comparazione ottica** per dimostrare intuitivamente la diversa conduzione delle varie soluzioni. Basta versare le soluzioni nei rispettivi bicchierini dotati di elettrodi, per vedere le lampadine accendersi con differente intensità a seconda della concentrazione di ioni nella soluzione. Se nei bicchierini verso per es. acido cloridrico ed acido acetico, quest'ultimo farà illuminare la lampadina assai meno del primo, visto che è molto meno forte dell'HCl.



Un altro esempio di una reazione favorita dal passaggio di corrente elettrica. In questo caso nel becker è stata posta una **miscela elettrolitica di acqua e cloruro di sodio**, il comune sale da cucina (NaCl); in esso poi sono stati immersi una lastrina di **rame**, collegata al polo positivo della pila, e un catodo che chiude il circuito (il cavo nero è collegato al polo negativo della pila). Dopo breve tempo, il becker appare invaso da una soluzione di colore verde. Come mai?



La spiegazione è semplice. L'anodo di rame rilascia in soluzione ioni positivi  $\text{Cu}^{++}$ , che reagiscono in soluzione con gli ioni cloruro  $\text{Cl}^-$ , presenti nell'acqua perchè derivati dalla dissociazione del cloruro di sodio. e danno vita a **cloruro rameico** ( $\text{CuCl}_2$ ), un sale cristallino dal tipico colore verdazzurro. Come si vede, estraendo dalla soluzione la lamina di rame si nota che essa è stata **erosa**, a causa del rame passato in soluzione e combinatosi con gli ioni cloruro.



## Scheda di lavoro di laboratorio



## SCHEDA DI LABORATORIO



# Decomposizione dell'acqua per elettrolisi

**Tempo richiesto:** 30'.

### Obiettivi didattici

*Al termine dell'esperienza sarete in grado di:*

- usare correttamente il voltmetro di Hoffmann;
- eseguire la decomposizione elettrolitica dell'acqua;
- indicare se l'acqua è una sostanza semplice o composta;
- riconoscere, attraverso il saggio dello stecco incandescente, il componente dell'acqua meno abbondante.

### Materiale occorrente:

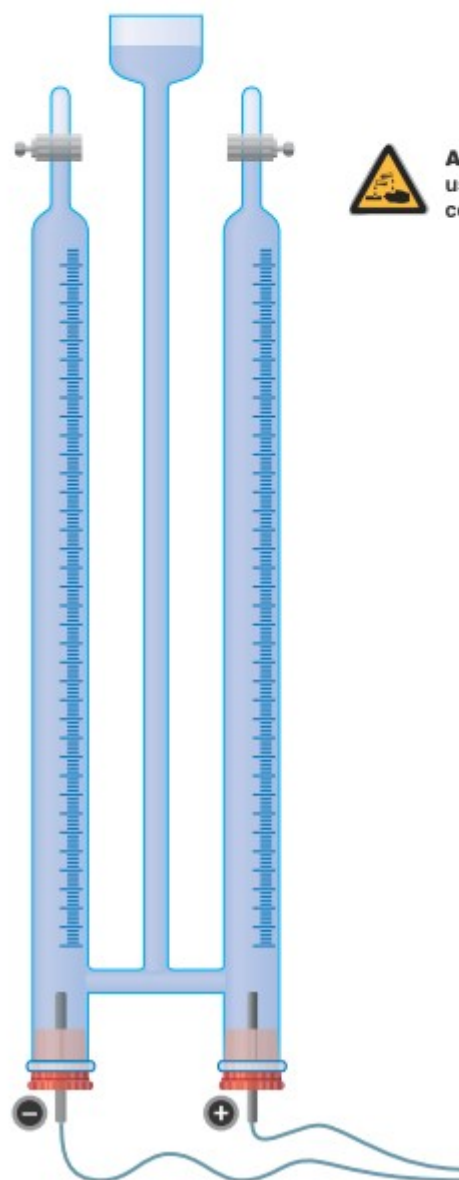
- voltmetro di Hoffmann;
- fuscello di legno tenero;
- fiammiferi;
- soluzione acquosa diluita di acido solforico  $H_2SO_4$ ;
- generatore di corrente elettrica continua a 12 V.

### Svolgimento della prova

- Versate la soluzione diluita di  $H_2SO_4$  nel serbatoio del voltmetro di Hoffmann (figura a lato), badando che i rubinetti delle colonne laterali siano chiusi. Fate in modo che il serbatoio sia riempito quasi per intero. La soluzione risale solo in parte nelle colonne laterali.
- Aprite con cautela i rubinetti delle colonne laterali, in modo che la soluzione salga fino alla sommità di ciascuna colonna.
- Chiudete i rubinetti del voltmetro di Hoffmann e collegate gli elettrodi con il generatore di corrente.
- Lasciate in funzione il generatore per il tempo necessario per fare scendere il livello del liquido di circa 5 cm nella colonna in cui la discesa è minore.
- Predisponete il fuscello di legno incandescente e accostatelo al rubinetto della colonna in cui il livello del liquido è sceso di meno. Sappiamo che in presenza di ossigeno puro il fuscello riprende a bruciare attivamente. Aprite il rubinetto e osservate che cosa succede.

### Domande e attività

- ▶ Per quale motivo dovete riempire il voltmetro di Hoffmann a rubinetti chiusi e solo in un secondo momento dovete aprire i rubinetti?
- ▶ Quale fenomeno causa la discesa del liquido nelle due colonne laterali? Indicate per ciascuna delle due colonne quale gas si è raccolto.
- ▶ Ripetete la prova per un tempo diverso e raccogliete nuovamente i prodotti della decomposizione dell'acqua. Trascrivete i valori dei volumi che avete ottenuto. Che cosa potete dedurre circa il rapporto volumetrico tra i due gas?



**Attenzione!**  
uso di sostanze  
corrosive







## Esperienza

## La pila Daniell

## Premessa

Nelle reazioni di ossido-riduzione, si verifica spontaneamente un flusso di elettroni da una specie chimica (che si ossida) a un'altra (che si riduce).

Immergendo una lamina di zinco in un becher contenente una soluzione di solfato di rame (di colore azzurro), la lamina di zinco, dopo un po' di tempo, assume un colore rossiccio, perché si ricopre di uno strato di rame metallico: lo zinco si è ossidato (da Zn metallico, n.o. = 0, a ione  $Zn^{2+}$ , n.o. = +2) cedendo 2 elettroni al rame, che si è ridotto da ione  $Cu^{2+}$  (n.o. = +2) a rame metallico Cu (n.o. = 0).

Questa reazione è esotermica (la temperatura aumenta). L'energia che si libera può essere convertita in energia elettrica, convogliando gli elettroni liberati nella reazione di ossidazione dello zinco non direttamente, attraverso la soluzione, al rame, ma separando fisicamente le due semireazioni (di ossidazione e di riduzione), e collegando i siti delle due semireazioni mediante un filo conduttore metallico: gli elettroni liberati nella semireazione di ossidazione (zinco) scorreranno lungo il filo metallico per raggiungere l'agente ossidante (solfato di rame), che si riduce "catturando" questi elettroni.

Stiamo così costruendo la pila Daniell, dal nome del suo inventore (l'invenzione è del 1836 e rappresenta un perfezionamento della prima pila, la pila di Volta).

## Obiettivi

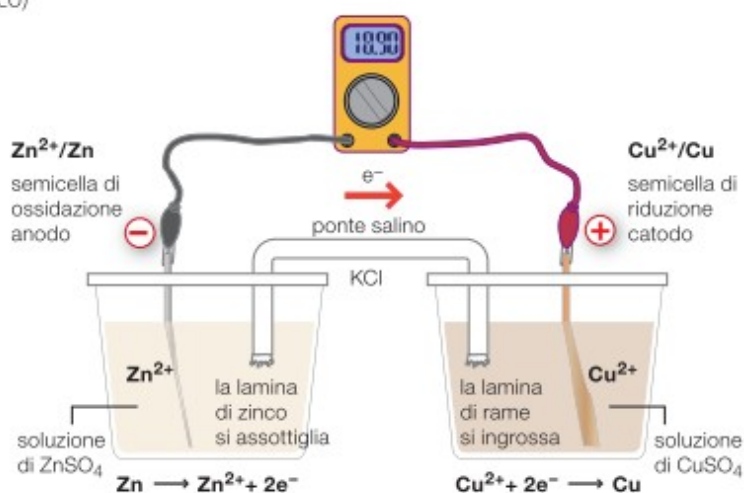
Costruire la pila Daniell, per comprendere come sia possibile sfruttare reazioni di ossido-riduzione spontanee per produrre energia elettrica continua.

## Materiali e strumenti

- Due becher
- Solfato di rame 1 M
- Solfato di zinco 1 M
- Barretta di rame
- Barretta di zinco
- Soluzione salina satura di nitrato di potassio ( $KNO_3$ )
- Tubo di vetro
- Filo conduttore
- Amperometro (o voltmetro)

## Esecuzione

- 1 Inseriamo la lamina di zinco in un becher contenente solfato di zinco (semicella di ossidazione).
- 2 Inseriamo la lamina di rame nell'altro becher contenente solfato di rame (semicella di riduzione) colleghiamo le due soluzioni (i due becher) con un ponte salino (un tubo contenente una soluzione satura di nitrato di potassio).
- 3 Colleghiamo le due lamine (rame e zinco) all'amperometro (o al voltmetro).





## Conclusioni

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

1 di ossidazione



2 di riduzione



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

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



Durante il funzionamento della pila, all'anodo aumentano gli ioni  $\text{Zn}^{2+}$  mentre al catodo diminuiscono gli ioni  $\text{Cu}^{2+}$ . All'anodo, l'eccesso di cariche positive nella soluzione impedirebbe altre trasformazioni di atomi di zinco in ioni  $\text{Zn}^{2+}$ . Al catodo, la carenza di cariche positive impedirebbe l'ulteriore trasformazione di ioni  $\text{Cu}^{2+}$  in rame metallico. Il ponte salino (tubo contenente soluzione saturata di un sale come  $\text{KNO}_3$  o  $\text{KCl}$ ) con i suoi ioni neutralizza le cariche che si vanno accumulando nelle due semicelle: gli anioni  $\text{NO}_3^-$  (o  $\text{Cl}^-$ ) si spostano verso l'anodo per bilanciare la carica positiva che qui si produce, mentre gli ioni  $\text{K}^+$  si spostano verso il catodo per bilanciare l'eccesso di ioni negativi che si vanno accumulando.

Il passaggio di corrente è rilevato, alla chiusura del circuito, dall'amperometro (oppure la differenza di potenziale che si realizza tra le due semicelle è registrata dal voltmetro).

## Parte 5

### Laboratorio a casa: La pila al limone

Materiali:

- un limone
- una lamina di rame
- una lamina di zinco
- un tester
- due cavi con morsetti a coccodrillo
- un termometro o un orologio a cristalli liquidi

Rotolate il limone schiacciandolo un po', in modo da rompere una parte dei sacchetti di acido. Piantate le due lamine metalliche dentro al limone, evitando che si tocchino fra loro. Con il tester, misurate la tensione che si produce fra le lamine (figura 3). Il valore di questa tensione sarà di circa 1 volt.

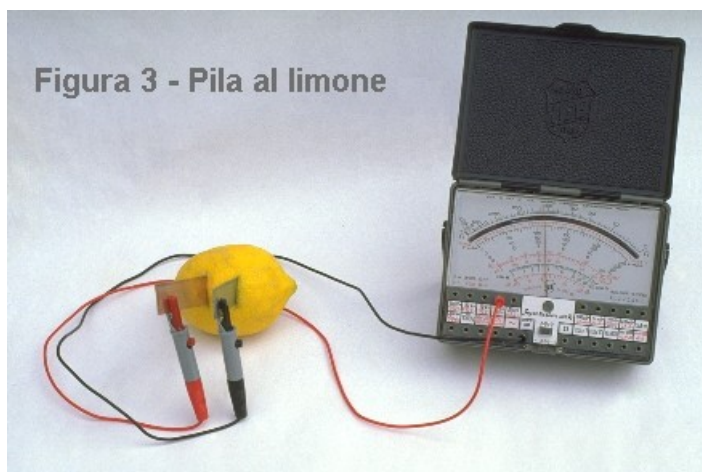


Figura 3 - Pila al limone

A questo punto, sarebbe bello accendere una lampadina per mezzo della pila che avete appena costruito. Purtroppo, la potenza prodotta è troppo bassa. Se provaste a collegare una lampadina, la tensione della pila al limone cadrebbe immediatamente a zero. Tuttavia, se volete dimostrare che la corrente elettrica prodotta dalle pile può effettivamente far funzionare qualcosa, prendete un piccolo strumento che abbia un display a cristalli liquidi. Un orologio o un termometro vanno bene. Infatti, un display a cristalli liquidi ha un assorbimento di corrente estremamente ridotto e la vostra pila



3) Enuncia le leggi di Faraday sull'elettrolisi

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4) Descrivi brevemente cosa si intende per idrolisi dell'acqua

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

- 5 domande a risposta multipla in relazione agli strumenti e agli esperimenti visti in classe

Prof. Alfonso D'Ambrosio