

# Relazione esperienza 4:

## Celle galvaniche ed equazione di Nernst

**Gruppo A06:** Appoloni Alberto, Rossignoli Emanuele, Furlan Riccardo\*

*Università di Trento - Dipartimento di Fisica*

(Dated: June 2021)

### 1. INTRODUZIONE

Scopo dell'esperienza è analizzare il comportamento di celle galvaniche costruite utilizzando soluzioni diverse attraverso misure di differenza di potenziale. Successivamente abbiamo sfruttato questa differenza di potenziale per illuminare un LED. Infine mantenendo invariata la concentrazione della soluzione con il solfato di zinco  $\text{ZnSO}_4$  e diluendo invece quella con il solfato di rame  $\text{CuSO}_4$ , abbiamo verificato l'equazione di Nernst.

### 2. MATERIALI E METODI

Per la costruzione delle celle galvaniche avevamo a disposizione: due elettrodi di rame, uno di zinco e uno di argento, 2 becher da 100 ml alti e stretti che servivano a contenere le soluzioni di  $\text{CuSO}_4$  0.5 M,  $\text{ZnSO}_4$  0.25 M e  $\text{AgNO}_3$  0.5 M e gli elettrodi, 1 ponte salino(soluzione di  $\text{KNO}_3$  2 M in agar) per chiudere il circuito, sostegno in plastica per elettrodi con le boccole di connessione, 1 multimetro ad alta impedenza con cavi di connessione a banana per calcolare la differenza di potenziale tra le due celle, 1 LED con emissione nel visibile per provare il funzionamento della pila.

Per la pulizia degli elettrodi abbiamo utilizzato la carta vetrata e un becher da 600ml per il recupero delle acque di lavaggio.

Per preparare le soluzioni ci siamo serviti di 1 matraccio da 50 ml, 1 da 100 ml e 1 da 20 ml, utilizzati per misurare la quantità di  $\text{H}_2\text{O}$  da aggiungere con la spruzzetta alle soluzioni madre prelevate con 3 pipette tarate da 10 ml(1 per ogni soluzione) e una da 2ml con macroaspiratore. Al fine di essere più precisi con le misure abbiamo utilizzato la pipetta Pasteur. Inoltre avevamo a disposizione 4 bottiglie da 100 ml con tappo per contenere le soluzioni di  $\text{Cu}^{2+}$  0.1 M,  $10^{-3}$  M,  $10^{-4}$ ,  $10^{-5}$  e 2 da 50ml per contenere lo  $\text{Zn}^{2+}$  0.1 M e  $\text{Ag}^+$  0.1 M e 1 beuta da 100ml.

---

\*Electronic address: [alberto.appoloni@studenti.unitn.it](mailto:alberto.appoloni@studenti.unitn.it) - [emanuele.rossignoli@studenti.unitn.it](mailto:emanuele.rossignoli@studenti.unitn.it) - [riccardo.furlan@studenti.unitn.it](mailto:riccardo.furlan@studenti.unitn.it)

### 3. PROCEDIMENTO

#### 3.1. Misura del potenziale redox di celle galvaniche

Per prima cosa abbiamo preparato 50 ml di soluzione 0.1 M di  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$  e  $\text{AgNO}_3$  per diluizione utilizzando le pipette graduate e il matraccio da 50 ml a nostra disposizione. In seguito le soluzioni preparate sono state travasate nelle bottiglie in modo da essere utilizzate in un secondo momento. Successivamente sono state preparate le celle galvaniche utilizzando i becher da 100 ml, versandovi all'interno le soluzioni dei sali precedentemente preparate e immergendovi dentro l'elettrodo del materiale corrispondente. Le coppie analizzate sono: Cu-Zn, Ag-Cu, Ag-Zn. Abbiamo poi collegato, utilizzando il supporto in plastica con le boccole rossa e nera, gli elettrodi al multimetro. Dopo aver impostato il voltmetro per leggere correnti continue abbiamo verificato il comportamento redox delle varie coppie e misurato la differenza di potenziale.

Dopo ogni misura sono stati puliti gli elettrodi con la carta vetrata in modo da non compromettere la misura successiva. Infatti, per la natura della reazione, si forma un rivestimento attorno al catodo, ossia al metallo meno attivo (a cui è stato collegato il + del multimetro).

Infine aiutandoci con un gruppo di fianco a noi abbiamo collegato due pile in serie di Ag-Zn, ovvero quella che genera voltaggio maggiore, e abbiamo acceso il LED.

#### 3.2. Verifica dell'equazione di Nernst

Partendo dalla soluzione di  $\text{CuSO}_4$  precedentemente utilizzata abbiamo preparato per diluizioni successive 100 ml di soluzione a concentrazioni:  $1 \times 10^{-2}$  M,  $1 \times 10^{-3}$  M,  $1 \times 10^{-4}$  M,  $1 \times 10^{-5}$  M. Abbiamo poi costruito la cella galvanica Cu-Zn con l'elettrodo di zinco immerso nella soluzione 0.1 M di  $\text{ZnSO}_4$  e l'elettrodo di rame immerso alternativamente nelle varie soluzioni a differenti concentrazioni di  $\text{CuSO}_4$ , pulendo di volta in volta gli elettrodi. Sono stati registrati i valori di f.e.m di cella per ogni configurazione. Infine abbiamo pulito tutto il materiale con  $\text{H}_2\text{O}$  distillata e gli elettrodi con carta vetrata.

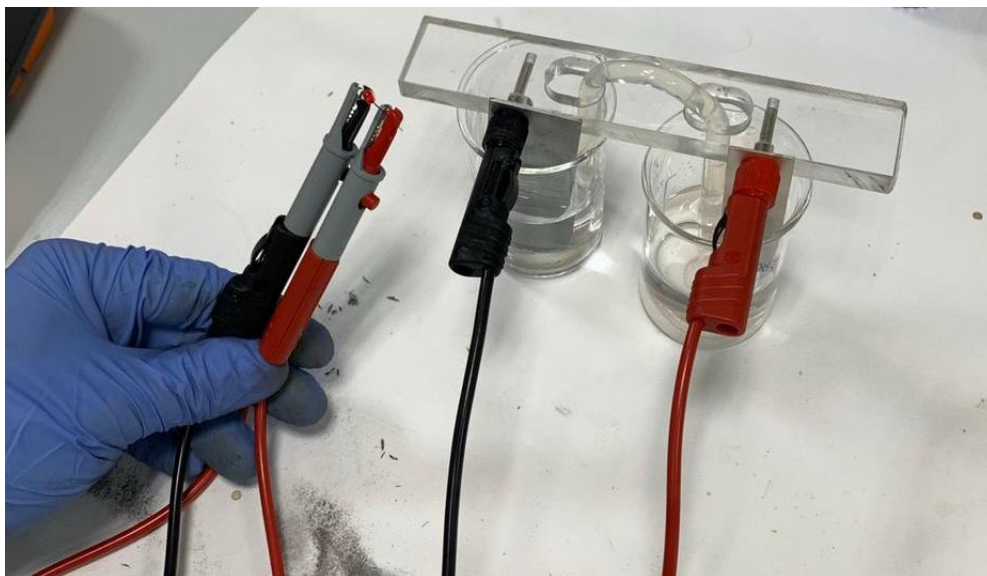
### 4. RISULTATI E DISCUSSIONE

Notiamo che tutte le tensioni misurate sono positive, infatti i terminali del multimetro sono stati collegati in modo che il catodo fosse sul positivo e l'anodo sul negativo. Le diverse configurazioni presenti in tabella sono scritte come (*Catodo* – *Anodo*).

	Nominali	Misurati direttamente	Risultato fit
$E^0(\text{Cu} - \text{Zn})$	$(0.34 + 0.762) \text{ V} = 1.102 \text{ V}$	$(1.102 \pm 0.003) \text{ V}$	$(1.1018 \pm 0.001) \text{ V}$
$E^0(\text{Ag} - \text{Cu})$	$(0.8 - 0.34) \text{ V} = 0.46 \text{ V}$	$(0.427 \pm 0.003) \text{ V}$	-
$E^0(\text{Ag} - \text{Zn})$	$(0.8 + 0.762) \text{ V} = 1.562 \text{ V}$	$(1.533 \pm 0.003) \text{ V}$	.

Dalle misure effettuate, come ci aspettavamo, abbiamo notato che la combinazione di elettrodi che produce una maggior differenza di potenziale è quella Argento-Zinco. Abbiamo perciò optato per questa configurazione per provare ad accendere un LED rosso, che necessita di circa 1.6 V per

accendersi. Nella foto seguente **1** il LED risulta praticamente spento, quindi abbiamo optato per unire in serie due celle ottenendo una tensione raddoppiata.



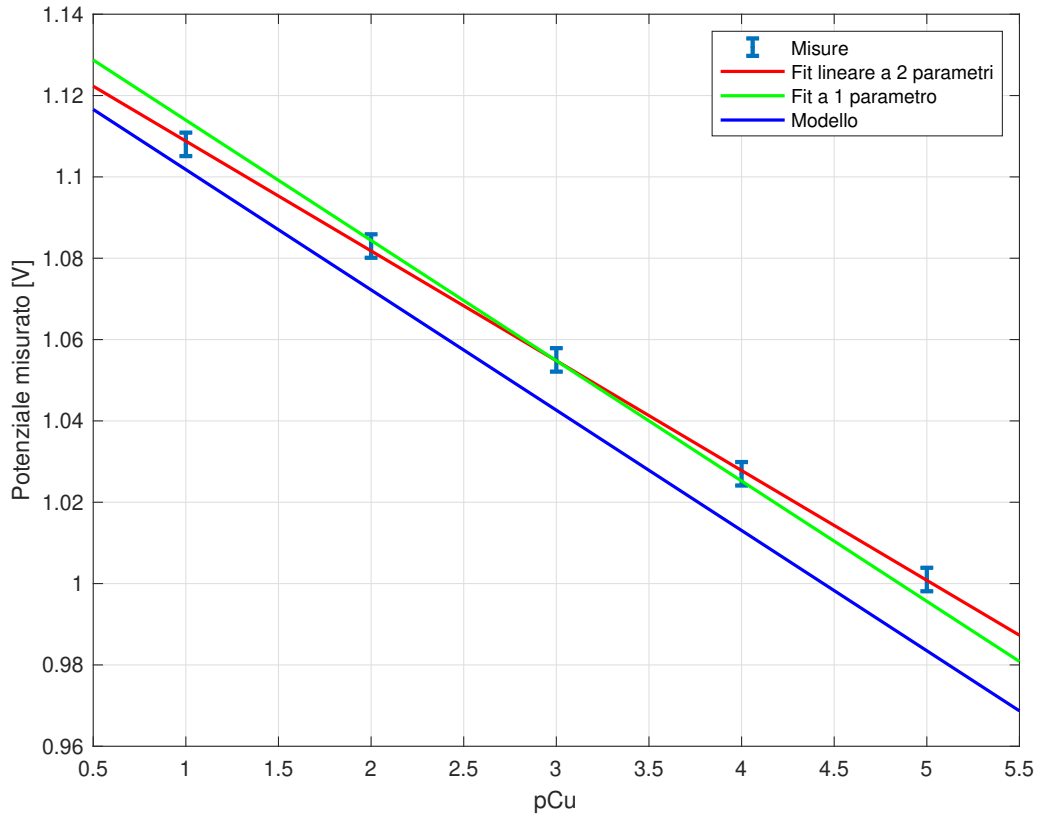
**Figura 1:** Foto del LED scarsamente illuminato a causa del voltaggio insufficiente.

Abbiamo creato un grafico con i valori del potenziale misurato  $E$  al variare della concentrazione della soluzione di solfato di rame. In seguito abbiamo effettuato un fit lineare a due parametri (la pendenza della retta e l'intercetta) ed uno ad un parametro (fissando la pendenza =  $0.0592/2$  e cercando  $E^0$ ). I fit sono stati confrontati con il modello dell'equazione di Nernst:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln(Q) = E^0 - \frac{(8.314)(273.15 + 25)}{2(96485)} (2.3026) \log \left( \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \right) = b - \frac{0.0592}{2} pCu$$

Dove  $F \simeq 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  è la costante di Faraday,  $R \simeq 8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$  la costante dei gas,  $n = 2$  il numero di elettroni scambiate  $Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$  il quoziente di reazione approssimato nel caso di concentrazioni ioniche diluite.

Si può notare dal grafico **2** una differenza di pendenza tra il modello e il fit lineare dei dati sperimentali. Questo può essere causato dalla presenza di reazioni chimiche non volute nelle soluzioni che vanno a variare le concentrazioni o alla presenza di potenziali liquido-liquido all'interfaccia del setto poroso che vanno ad aumentare o diminuire il potenziale teorico. Un'ultima spiegazione potrebbero essere i residui di polvere rimasti sugli elettrodi dopo la pulizia con carta vetrata.



**Figura 2:** Grafico dei dati ottenuti, i rispettivi fit e il modello

## 5. CONCLUSIONE

Per la prima parte dell'esperienza abbiamo ottenuto valori compatibili con quelli nominali nei casi di Cu-Zn e Ag-Cu entro una sola deviazione standard, mentre per la cella a Ag-Zn abbiamo ottenuto un valore un po' più basso di quello atteso (oltre 10 incertezze sperimentali), dovuto forse al fatto che la stessa soluzione di  $\text{AgNO}_4$  è stata utilizzata per combinazioni di elettrodi diversi.

Durante lo svolgimento della seconda parte ci sono stati alcuni problemi nel rilevare le differenze di potenziale in quanto il DMM non forniva un valore stabile, ma col passare del tempo questo aumentava costantemente. Una volta notata questa tendenza abbiamo provveduto a prendere il primo valore osservabile sul display, per poter avere una tecnica di misura più costante.

È utile notare che il fattore della pendenza  $0.0592/2$  è stato calcolato considerando una temperatura in laboratorio pari a  $T = 25^\circ$  e che eventuali variazioni porterebbero ad un modello leggermente diverso.

Per motivi già discussi nella parte precedente, le misure non sono quindi compatibili con il modello previsto senza fattori correttivi, pur essendo lineari e rispettando la legge di Nernst.