

# Elettrolisi di una soluzione di solfato di sodio

## Materiale occorrente:

- un matraccio;
- un elettrometro di Hoffmann;
- un trasformatore raddrizzato.

## Reattivi:

- soluzione 0,5 M (molare) di solfato di sodio RPE;
- acqua distillata.

## Pericoli:

- non vi sono pericoli nell'esecuzione dell'esperienza se non la manipolazione della vetreria, che se si rompe diventa tagliente;
- non vi sono sostanze pericolose nell'esecuzione dell'esperienza.

## PRINCIPIO

L'elettrolisi è un fenomeno elettrochimico che consiste nel far passare della corrente continua in una soluzione di elettroliti.

La cella elettrolitica è composta da due elettrodi di varia composizione (**metalli, grafite** ecc.) immersi in una soluzione di elettroliti.

Nel caso specifico faremo passare della corrente continua in una soluzione acquosa di solfato di sodio, realizzando la seguente reazione:



La reazione non è spontanea ( $\Delta G > 0$ ), il che significa che essa avviene solo quando si fornisce energia dall'esterno.

## METODICA

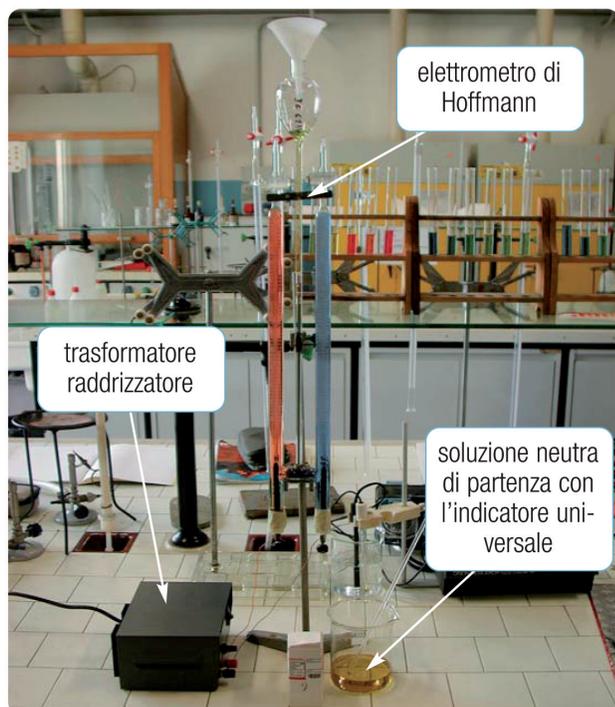
Per l'idrolisi dell'acqua utilizziamo l'elettrometro di Hoffmann. Lo strumento (figura 1) è composto da due burette capovolte unite da un tubo orizzontale, collegato a sua volta con un tubo verticale portante, nella parte superiore, un'ampolla che serve a riempire l'elettrometro con la soluzione di cui si vuole effettuare l'elettrolisi.

Nella parte inferiore delle burette capovolte vengono inseriti gli elettrodi di grafite ai quali si collegano i cavi di alimentazione provenienti da un trasformatore raddrizzatore.

Si prepara la soluzione **0,5 M (molare)** di solfato di sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MM} = 322,19 \text{ g/mole}$ ) pesando 80 grammi di sale, sciogliendolo, e portandolo a 250 millilitri in un becher, con acqua distillata.

Alla soluzione così prodotta si aggiungono 10 gocce di soluzione di indicatore universale: si otterrà una colorazione giallo-verdastro corrispondente a un pH vicino alla neutralità.

Si introduce la soluzione all'interno dell'elettrometro di Hoffmann.



**Figura 1**

L'apparecchiatura per la realizzazione dell'esperienza

Si collegano poi gli elettrodi di grafite al trasformatore-raddrizzatore (collegato a sua volta alla corrente di rete) e si accende lo strumento.

All'anodo (polo positivo) si forma ossigeno molecolare secondo la reazione:



Come possiamo vedere (figure 2 e 3) si sviluppano ioni idrogeno ( $\text{H}^+$ ) che fanno virare l'indicatore universale al rosso.



Figura 2

Sviluppo delle colorazioni blu (catodo) e rosso (anodo)

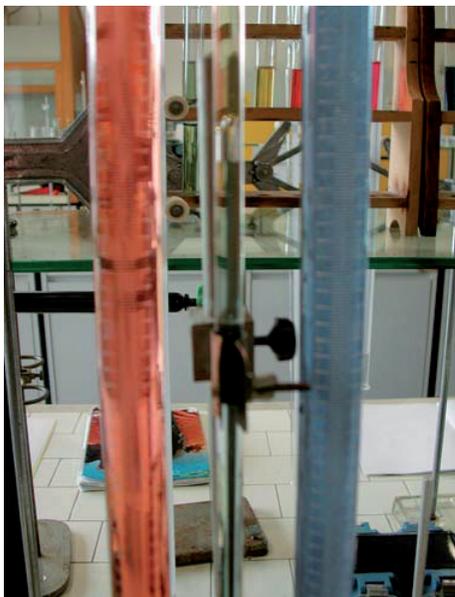
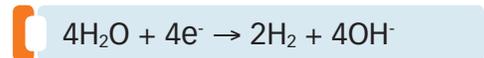


Figura 3

Primo piano delle colorazioni blu (catodo) e rosso (anodo)

Al catodo (polo negativo) si forma idrogeno molecolare secondo la reazione:

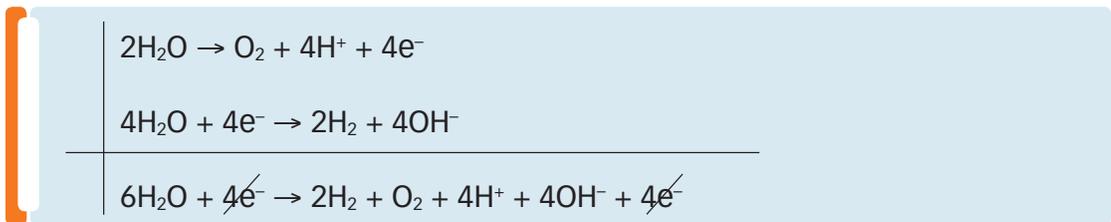


Come possiamo vedere (figure 2 e 3) si sviluppano ioni ossidrilici ( $\text{OH}^-$ ) che fanno virare l'indicatore universale al blu.

Le colorazioni rossa e blu si ottengono perché gli elettroni, nella soluzione, hanno una velocità più elevata della velocità di mescolamento delle molecole.

La particolare forma dell'elettrometro di Hoffmann non permette inoltre un rapido mescolamento della soluzione.

Una volta però che l'elettrometro è spento si nota, dopo del tempo, che la colorazione ritorna giallo-verdastro (tipica di un pH circa neutro):



Sommando  $4\text{H}^+$  e  $4\text{OH}^-$  si ottengono  $4\text{H}_2\text{O}$  che vengono sottratte alla reazione, per cui:

