

**Note: al fine di consolidare concetti teorici importanti per comprendere il funzionamento delle celle fotovoltaiche viene proposta la seguente esperienza di laboratorio.**

### Richiami teorici

Le *ossidazioni* consistono in un flusso di elettroni dall'elemento meno elettronegativo a quello più elettronegativo; tale flusso altro non è che *energia elettrica*. Se teniamo separate le due semireazioni in modo tale che il flusso compia un percorso esterno al sistema di reazione, è possibile trasformare l'energia in *lavoro*.

Il lavoro svolto dal flusso di elettroni si chiama **f.e.m.** ( **forza elettromotrice** ) o **potenziale elettrico**.

I sistemi che trasformano una redox in un potenziale si dicono **celle elettrochimiche** o **pila elettrochimiche**.

Una pila è formata da due elementi galvanici ( **semicelle** ) formati ognuno da una lamina metallica immersa in una soluzione salina dello stesso metallo.

I due elementi sono collegati da un *ponte salino* ( tubo ad U contenente una soluzione concentrata, ad es., di  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{KNO}_3$  ) che permette la migrazione degli ioni al fine di mantenere elettricamente neutre le soluzioni senza il completo mescolamento delle stesse; tale evenienza farebbe, infatti, sì che gli ioni possano scambiarsi direttamente per contatto gli elettroni senza generare alcuna f.e.m.. Il ponte salino può essere sostituito da un *setto poroso* con la stessa funzione.

Le due *lamine metalliche* sono collegate con fili elettrici ad un circuito esterno comprendente un utilizzatore, in genere un *voltmetro*. Nel circuito passeranno gli elettroni partendo dall'elettrodo che ne possiede di più, ovvero quello della semicella ove si ha l'ossidazione ( **anodo** o **polo negativo** ), per giungere all'elettrodo della semicella ove si ha la riduzione ( **catodo** o **polo positivo** ). Attraverso il voltmetro o il multimetro è possibile misurare la *f.e.m.* generata.

Quando il sistema raggiunge l'equilibrio, il processo ha termine.

**Potenziale standard (  $E^0$  )**: si intende il potenziale di una redox che si svolge a 25 °C e a 1 atm. tra un elettrodo di un qualsiasi metallo in una soluzione 1 M di un suo sale ed un **elettrodo ad idrogeno**.

## PROCEDIMENTO:

Si pongono in un becker ca. 100 mL di soluzione 0.1 M di *solfo di rame* immergendo la lamina di *rame*. In un secondo becker si pone una identica quantità di *solfo di zinco* sol. 0.1 M immergendo la laminetta di *zinco*. Si collegano con due fili di diverso colore la lamina di rame all'ingresso positivo del voltmetro e la lamina di zinco all'ingresso negativo.

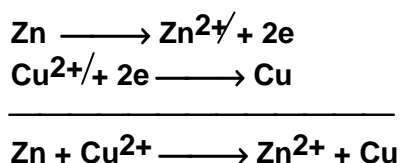
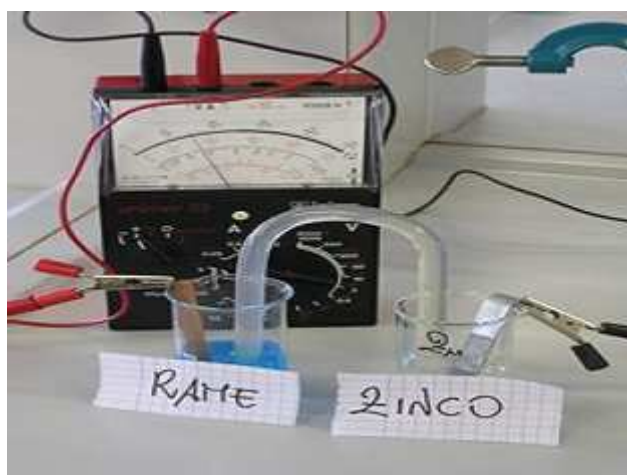
Si riempie completamente il tubo ad U di soluzione concentrata di *cloruro di ammonio*, tappando le due estremità con due batuffoli di cotone; il tubo serve, come detto, da *ponte salino*.

Si rovescia il ponte salino, controllando che vi sia continuità e si immergono i tubi nei due becker. Se tutto è stato fatto correttamente, sul voltmetro si può osservare una **f.e.m.** di **1.1 volts** circa.

Detta f.e.m. è data dalla differenza tra i potenziali dei due elettrodi:

$$E = E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0.34 - (-0.76) = 1.1 \text{ volts}$$

La reazione di ossidoriduzione che si è verificata è la seguente:



Lo *zinco* funziona da **anodo** ( **polo negativo** ) e, quindi si ossida consumandosi, mentre il *rame* funziona da **catodo** ( **polo positivo** ) riducendosi e, quindi, aumentando di volume.

Se si dispone di un amperometro, collegandolo al posto del voltmetro, è possibile misurare l'intensità della corrente.