

## Misure di pH di acidi e basi deboli

### Materiale occorrente:

- due pipette a due tacche da 10 ml;
- due matracci da un litro;
- due becher;
- un piaccametro.

### Reattivi:

- soluzione 0,1 M di acido cloridrico;
- soluzione 0,1 M di idrossido di sodio;
- 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

Gli elettroliti sono sostanze che si scindono in ioni. In particolare, gli elettroliti deboli sono quegli elettroliti che si scindono parzialmente in ioni.

La teoria acido-base di Arrhenius afferma che un acido è una sostanza che in acqua sviluppa ioni idrogeno ( $\text{H}^+$ ) mentre una base sviluppa ioni ossidrilici ( $\text{OH}^-$ ).

Il pH è il meno logaritmo della concentrazione molare degli ioni idrogeno ( $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ ).

### METODICA A

L'acido acetico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) glaciale ha una concentrazione molare pari a 17,4 moli/litro.

Si prelevano con una pipetta a due tacche 10 ml di acido acetico glaciale (circa 17,4 M) e si diluiscono in un pallone graduato da 1 litro ottenendo la seguente concentrazione approssimativa:

$$M_{\text{A.acetico}} = 17,4 \text{ M} \cdot 10 \text{ ml} / 1.000 \text{ ml} = 0,174 \text{ M}$$

La formula del pH di un acido debole monovalente è la seguente:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_a}$$

Dove  $C_a$  è la concentrazione iniziale dell'acido (**0,174 M**) e  $K_a$  è la costante di dissociazione dell'acido ( $1,8 \cdot 10^{-5}$ ), quindi si ha un pH teorico uguale a 2,75 ( $\text{pH} = -\log 1,770 \cdot 10^{-3}$ ).

Prima del suo impiego il piaccametro deve essere calibrato, per fare ciò ci serviamo di soluzioni tampone, soluzioni che mantengono il loro valore di pH costante (figure 1 e 3).

Si calibra il piaccametro immergendo la sonda (l'elettrodo) dello strumento nella soluzione tampone a pH = 4 per misure di soluzioni acide, nella soluzione a pH = 7 per misure di soluzioni basiche, e agendo poi sul dispositivo elettronico che aggiusta il pH.

La misura del pH si effettua semplicemente immergendo la sonda nella soluzione 0,174 M di acido acetico (figura 2).



Figura 1

Taratura del piaccametro a pH = 4



Figura 2

Misura del pH della soluzione acetica (è leggermente diverso dal dato teorico ma accettabile)



Figura 3

Taratura del piaccametro a pH = 7

### METODICA B

L'idrossido di ammonio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) ha una concentrazione molare pari a 14,8 moli/litro.

Si prelevano con una pipetta a due tacche 10 ml di soluzione di idrossido di ammonio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) al 32% avente concentrazione molare approssimativa 14,8 M, e si portano in un matraccio al volume finale di 1 litro (1.000 ml) ottenendo una soluzione con concentrazione approssimativa:



Figura 4

Misura del pH della soluzione ammoniacale (è leggermente diversa dal lato teorico ma accettabile)

$$M_{\text{ammonio}} = 14,8 \text{ M} \cdot 10 \text{ ml} / 1.000 \text{ ml} = 0,148 \text{ M}$$

Si porta a volume in un matraccio da 1 litro.

La formula del pH di un acido debole monovalente è la seguente:

$$\text{pH} = 14 - \left( -\log \sqrt{K_b \cdot C_b} \right)$$

Dove  $C_b$  è la concentrazione iniziale dell'idrossido e  $K_b$  è la costante di dissociazione dell'idrossido ( $1,8 \cdot 10^{-5}$ ); quindi si ha un pH teorico uguale a 11,21 [ $\text{pH} = 14 - (-\log 1,632 \cdot 10^{-3})$ ].

Per la misura di pH si impiega un piaccametro.

Si confronta il dato teorico con quello sperimentale (figura 4).