

## Misure del pH di sali

### Materiale occorrente:

- una bilancia tecnica;
- tre matracci da 250 ml.

### Reattivi:

- cloruro di sodio;
- acetato di sodio;
- cloruro di ammonio;
- acqua distillata.

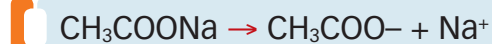
### Pericoli:

- 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

Il termine «**idrolisi**» significa etimologicamente «rottura dell'acqua», ed è la rottura che avviene quando vi si scioglie un sale proveniente da un acido debole o una base debole.

Infatti, se sciogliamo in acqua un sale come l'acetato di sodio (**CH<sub>3</sub>COONa**) si ha la seguente reazione di ionizzazione:

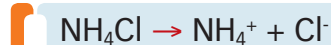


Ma essendo lo ione acetato l'anione dell'acido acetico (**CH<sub>3</sub>COOH**), che è un elettrolita debole, reagisce con acqua per formare acido acetico non dissociato secondo la seguente reazione:



sviluppando ioni ossidrilici (**OH<sup>-</sup>**) e rendendo così l'ambiente basico.

Se invece sciogliamo in acqua un sale come il cloruro di ammonio (**NH<sub>4</sub>Cl**) si ha la seguente reazione di ionizzazione:



Ma essendo lo ione ammonio il catione dell'idrossido di ammonio (**NH<sub>4</sub>OH**), che è un elettrolita debole, reagisce con acqua per formare idrossido d'ammonio non dissociato secondo la seguente reazione:



sviluppando ioni idrogeno (**H<sup>+</sup>**) e rendendo così l'ambiente acido.

Se infine sciogliamo del cloruro di sodio (**NaCl**), che proviene dalla reazione di due elettroliti forti, il pH sarà neutro.

Si preparano dunque tre soluzioni tutte a concentrazione 1 M, una di acetato di sodio (**CH<sub>3</sub>COONa**), una di cloruro di ammonio (**NH<sub>4</sub>Cl**) e una di cloruro di sodio (**NaCl**).

Si esegue una misura di pH in ogni soluzione e si confronta il dato sperimentale con quello teorico.



Figura 1

Le soluzioni saline con cartina all'indicatore universale



Figura 2

Soluzione 1M di acetato sodico



Figura 3

pH di una soluzione 1M di cloruro sodico

### METODICA

L'acetato di sodio tri-idrato (**CH<sub>3</sub>COONa • 3H<sub>2</sub>O**) ha una massa molecolare pari a 136,08 g/mol, quindi per produrre 250 ml di soluzione 1 M si devono pesare:

$$Mg = M \cdot MM \cdot V_l = 1 \text{ mol} / l \cdot 136,08 \text{ g/mol} \cdot 0,25 l = 34,02 \text{ g}$$

Si pesano su una bilancia tecnica 34,02 grammi di acetato di sodio tri-idrato (**CH<sub>3</sub>COONa • 3H<sub>2</sub>O**), si introducono in un matraccio da 250 millilitri, si sciolgono e si portano a volume ottenendo così una soluzione 1 molare.

Con lo stesso procedimento si pesano su una bilancia tecnica 13,37 grammi di cloruro di ammonio (**NH<sub>4</sub>Cl**, **MM = 53,491 g/mol**), si introducono in un matraccio da 250

millilitri, si sciolgono e si portano a volume ottenendo così una soluzione 1 molare.

Infine si pesano su una bilancia tecnica 14,61 grammi di cloruro di sodio (**NaCl**, **MM = 58,443 g/mol**), si introducono in un matraccio da 250 millilitri, si sciolgono e si portano a volume ottenendo così una soluzione 1 molare.

Si esegue una misura di pH in ogni soluzione e si confronta il dato sperimentale con quello teorico.

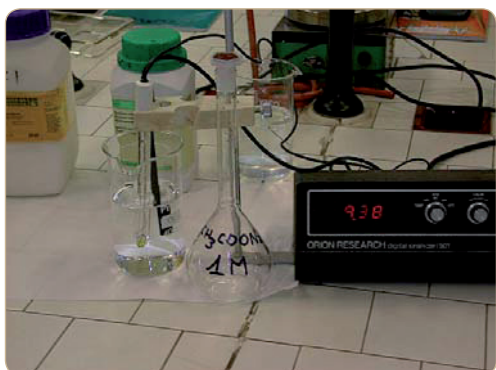


Figura 4

pH di una soluzione 1M di acetato sodico

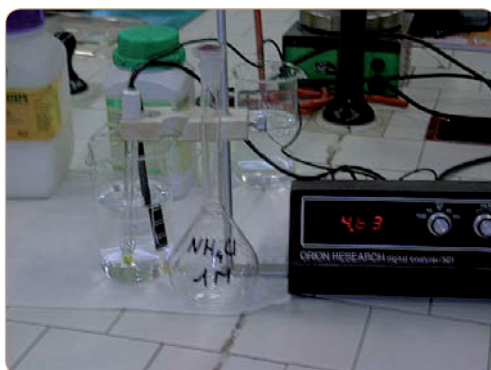


Figura 5

pH di una soluzione 1M di cloruro ammonico

I calcoli teorici del pH delle soluzioni preparate si eseguono con le seguenti formule:

1)  $\text{CH}_3\text{COONa}$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(\text{K}_w/\text{K}_a) \cdot \text{C}_s}$$

Dove  $\text{K}_w$  è il prodotto ionico dell'acqua ( $1 \cdot 10^{-14}$ ),  $\text{K}_a$  è la costante di dissociazione dell'acido acetico ( $1 \cdot 10^{-5}$ ) e  $\text{C}_s$  è la concentrazione del sale ( $1 \text{ mol/l}$ ).

Dai calcoli si ottiene:

$$[\text{OH}^-] = 2,357 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\log 2,357 \cdot 10^{-5} = 4,63$$

$$\text{pH} = 14 - 4,63 = 9,37$$

2)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{(\text{K}_w/\text{K}_b) \cdot \text{C}_s}$$

Dove  $\text{K}_w$  è il prodotto ionico dell'acqua ( $1 \cdot 10^{-14}$ ),  $\text{K}_b$  è la costante di dissociazione dell'idrossido di ammonio ( $1 \cdot 10^{-5}$ ) e  $\text{C}_s$  è la concentrazione del sale ( $1 \text{ mol/l}$ ).

Dai calcoli si ottiene:

$$[\text{H}^+] = 2,357 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log 2,357 \cdot 10^{-5} = 4,63$$

3)  $\text{NaCl}$

Il pH di queste soluzioni è 7,00.