

Classifichiamo gli elettroliti utilizzando misure di conducibilità

Prerequisiti:

Equilibrio di dissociazione in soluzione acquosa e ionizzazione.

Obiettivi:

- 1) concetto di elettrolita forte e debole e loro classificazione, comportamento degli elettroliti durante fenomeni di diluizione.
- 2) misura conduttometrica del grado di dissociazione presente in un elettrolita debole a varie diluizioni.

Classificazione degli elettroliti

Per mettere in evidenza il comportamento che gli ioni mostrano in una soluzione, sfruttiamo una loro specifica proprietà (che è anche la verifica più diretta della loro esistenza) cioè quella di condurre la corrente elettrica se sottoposti all'azione di un campo elettrico alternato.

Se la quantità delle particelle trasportatrici è espressa in moli/L la loro capacità di condurre si chiama **conduttività molare** (Λ_m). Essa si esprime $\Omega^{-1}\text{cm}^2 \text{moli}^{-1}$ e deve essere riferita alla temperatura alla quale viene effettuata la misura di χ (conducibilità specifica della soluzione) con il conduttimetro. Tra le due grandezze intercorre la seguente relazione:

$$\Lambda_m = \frac{\chi}{M} \cdot 1000$$

dove M è la molarità della soluzione.

Effettuando un certo numero di misure di Λ_m di alcune soluzioni di elettroliti a diverse concentrazioni si possono fare delle osservazioni sui risultati:

- una categoria di sostanze ha la Λ_m che dipende solo debolmente dalla concentrazione del soluto. Si nota infatti che la conduttività aumenta di poco al diminuire della concentrazione e raggiunge subito un limite che si chiama **conduttività molare a diluizione infinita** e viene indicata con Λ_m° . Gli elettroliti che hanno questo comportamento sono definiti **elettroliti forti**.
- una seconda categoria evidenzia una Λ_m fortemente dipendente dalla concentrazione dell'elettrolita, e quando si raggiunge una forte diluizione Λ_m è comparabile con i valori degli elettroliti forti. Questo genere di elettroliti li definiamo **elettroliti deboli**.

Ciò fa riflettere sulla eventuale presenza di un equilibrio di ionizzazione che si sposta verso la formazione degli ioni all'aumentare della diluizione.

Ricordare che il valore della conduttività è in relazione con il numero degli ioni presenti nella soluzione e quest'ultimo dipende dalla costante di dissociazione.

Materiale

Soluzioni di:

- HCl 0,05 M
- CH₃COOH 0,05 M
- NaCl 0,05 M
- LiCl 0,05 M
- KCl 0,05 M
- NaOH 0,05 M
- CH₃COONa 0,05 M

conduttimetro

cella conduttimetria

termometro

Procedimento

1) Misurare con un conduttimetro la conducibilità specifica delle seguenti soluzioni:

HCl	0,05 M	0,025 M	0,01 M	0,005 M
CH ₃ COOH	0,05 M	0,025 M	0,01 M	0,005 M
NaCl			0,01 M	
LiCl			0,01 M	
KCl			0,01 M	
NaOH			0,01 M	
CH ₃ COONa			0,01 M	

Per lo stesso elettrolita, cominciare le misure di conducibilità dalle soluzioni più diluite (in questo caso non occorre sciacquare gli elettrodi con acqua distillata tra una misura e l'altra).

2) Calcolare le Λ_m per tutte le soluzioni

3) Diagrammare i valori di Λ_m in funzione di M.

4) Confrontare le curve ottenute per HCl e CH₃COOH e classificare i due elettroliti in base a ciò.

5) Osservando i valori di conducibilità degli elettroliti forti ad uguale concentrazione e con uno ione in comune, confrontare le conducibilità dell'altro ione e costruire una scala di conducibilità decrescente per gli ioni in esame.

6) Trarre le possibili conclusioni e considerazioni.