

# Elektrolitik İletkenlik

$$V \propto I$$

$$V = IR$$

Bir iletkenden geçen  $I$  akımı ve iletken üzerine uygulana  $V$  voltajı arasındaki ilişki Ohm yasası olarak bilinir. Bu eşitlikteki orantılılık sabit de direnç  $R$  dir.

İyonik çözeltilerin direnç ölçümleri direncin elektrotlar arasındaki mesafe ile doğru, elektrodların alanı ile ters orantılı olduğunu gösterir.

$$R = \rho \cdot \frac{\ell}{A}$$

$$\kappa = \frac{1}{\rho}$$

$$\Lambda = \frac{\kappa}{N}$$

Birçok termodinamik sistemde iyonlar önemli rol oynar. İyonik çözeltilerden akım geçebildiği için, kimyasal değişikliklere neden olabilmektedir. Elektrokimyasal sistemlere termodinamiklerin uygulanması ise standart olmayan şartlarda potansiyelleri ve denge sabiti ve reaksiyon bölümü ilişkisini anlamamıza yardım eder.

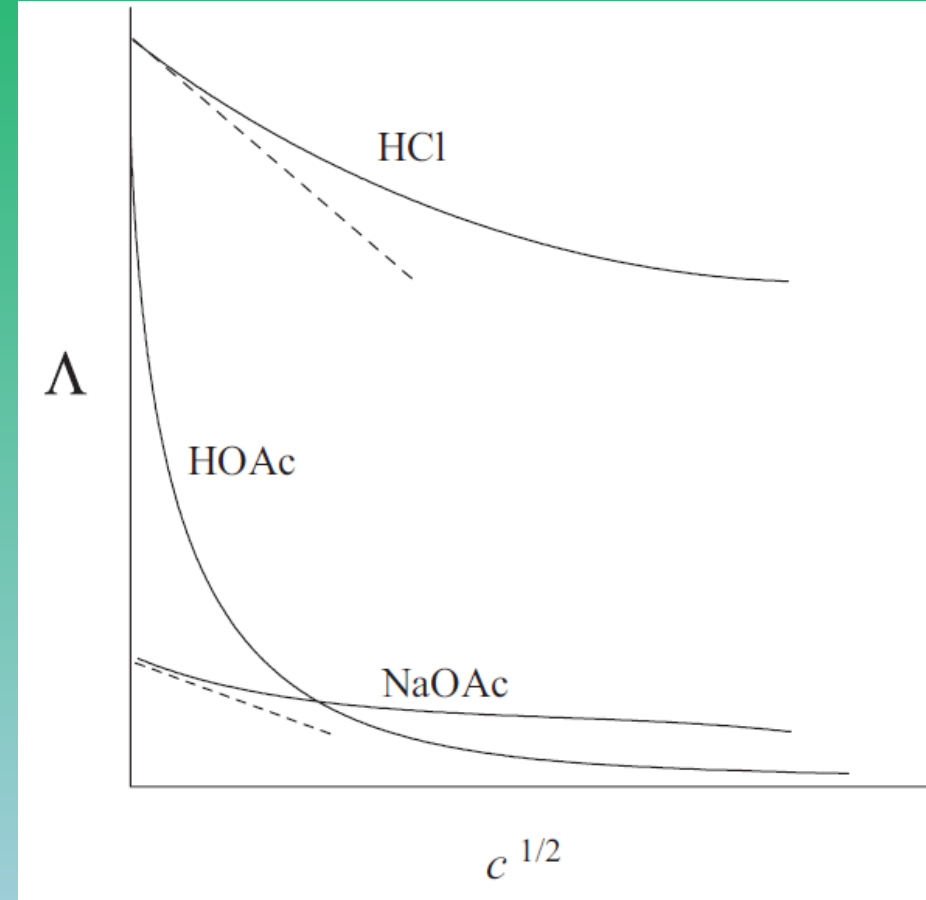
## **Molar İletkenlik**

Elektrolit çözeltisinin molar iletkenliği aşağıdaki eşitlik ile verilir.

$$|\Lambda \equiv \frac{\kappa}{c}$$

Kohlrausch yasası ile molar iletkenliğin farklı derişimlerdeki çözeltiler için, derişim ile doğru orantılı değil ancak derişimin karekökü ile lineer ilişkisi olduğu bulunmuştur.

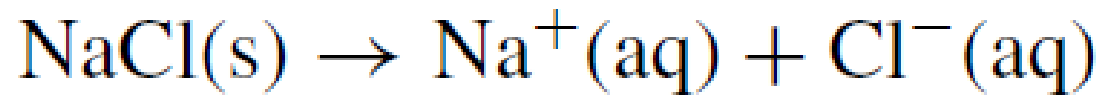
$$\Lambda = \Lambda^{\circ} - \tilde{K} \sqrt{c}$$



Kuvvetli ve zayıf elektrolitin iletmesi için Kohlrausch yasası

Sulu çözeltilerde elektrolitler güçlü ve zayıf elektrolitler olmak üzere iki geniş sınıfa ayrılır. Sınır molar iletkenlik güçlü elektrolitler için lineer ilişki verirken, zayıf elektrolitler için vermez.

$$\Lambda_{\text{KCl}}^{\circ} - \Lambda_{\text{NaCl}}^{\circ} = \Lambda_{\text{KNO}_3}^{\circ} - \Lambda_{\text{NaNO}_3}^{\circ} = \Lambda_{\text{KOH}}^{\circ} - \Lambda_{\text{NaOH}}^{\circ}$$



$$\Lambda_{\text{KCl}}^{\circ} = \lambda_{\text{K}^+}^{\circ} + \lambda_{\text{Cl}^-}^{\circ}$$

$$\Lambda_{\text{NaCl}}^{\circ} = \lambda_{\text{Na}^+}^{\circ} + \lambda_{\text{Cl}^-}^{\circ}$$

⋮

$$\Lambda_{\text{KCl}}^{\circ} - \Lambda_{\text{NaCl}}^{\circ} = \Lambda_{\text{KNO}_3}^{\circ} - \Lambda_{\text{NaNO}_3}^{\circ}$$

$$\begin{aligned}\Lambda_{\text{KCl}}^{\circ} - \Lambda_{\text{NaCl}}^{\circ} &= \lambda_{\text{Na}^+}^{\circ} + \lambda_{\text{Cl}^-}^{\circ} - \lambda_{\text{K}^+}^{\circ} - \lambda_{\text{Cl}^-}^{\circ} \\ &= \lambda_{\text{Na}^+}^{\circ} - \lambda_{\text{K}^+}^{\circ}\end{aligned}$$

$$\Lambda^{\circ} = \nu_+ \lambda_+ + \nu_- \lambda_-$$

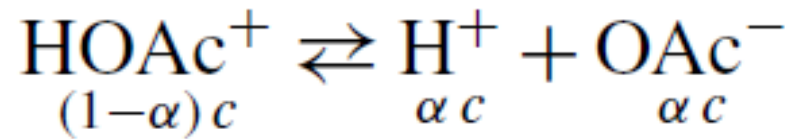
## Zayıf Elektrolitler : Kısmi iyonlaşması

$$\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda^{\circ}}$$

Sulu çözeltilerde iyonlaşma tam olmadığı için belli derişimlerde iyonlaşma çok küçüktür. Ancak sonsuz küçük derişimlerde tamamen ayrışma gözlenir. Bu durumda iyonlaşma derecesi yukardaki eşitliğe göre hesaplanır.

Kolligatif özelliklerin ölçülmesi ile bulunan ayrışma derecesi ile iletkenlik ölçülmesi ile bulunan ayrışma derecesi sonuçları arasında iyi bir benzerlik de bulunmaktadır.

$$\begin{aligned}
& \Lambda_{\text{HCl}}^{\circ} + \Lambda_{\text{NaOAc}}^{\circ} - \Lambda_{\text{NaCl}}^{\circ} \\
&= \lambda_{\text{H}^+}^{\circ} + \lambda_{\text{Cl}^-}^{\circ} + \lambda_{\text{Na}^+}^{\circ} + \lambda_{\text{OAc}^-}^{\circ} - \lambda_{\text{Na}^+}^{\circ} - \lambda_{\text{Cl}^-}^{\circ} \\
&= \lambda_{\text{H}^+}^{\circ} + \lambda_{\text{OAc}^-}^{\circ} \\
&= \Lambda_m^{\circ}(\text{HOAc})
\end{aligned}$$



Zayıf elektrolitler çözeltilerinde tam olarak iyonlaşmayan maddelerdir. Asetik asit en tipik örnektir. Aynı zamanda Bronsted asitleri ve bazları ve amonyak da zayıf elektrolitlere örneklerdir.