

Grundlagen der Leitfähigkeitstiteration

Im Demonstrationsversuch **V10** wurde Ihnen eine Leitfähigkeitstiteration von 200 mL Natronlauge der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$ mit Salzsäure der Konzentration $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/L}$ vorgeführt. Ihre Aufgabe ist es, ein ausführliches Versuchsprotokoll anzufertigen, dabei die Messergebnisse graphisch darzustellen und im Auswertungsteil die Versuchsergebnisse mit Hilfe der Tabelle "Molare Ionenleitfähigkeiten einiger Ionen" zu begründen.

Füllen Sie zunächst die Tabelle rechts oben aus. In die zweite Spalte (I in A) tragen Sie die Werte des Amperemeters ein, in die dritte Spalte die Werte des Voltmeters (die im Idealfall konstant bleiben). In die letzte Spalte tragen Sie die elektrische Leitfähigkeit als Quotienten aus Stromstärke und Spannung ein, $\sigma = I / U$.

V(HCl) in ml	I in A	U in V	σ in S
0			
5			
10			
15			
20			
25			
30			
35			
40			

Die Tabelle rechts unten zeigt Ihnen den Beitrag verschiedener Kationen und Anionen zur Leitfähigkeit einer Elektrolyt-Lösung. Die genaue Einheit der Ionenleitfähigkeit ist Siemens mal Quadratmeter pro mol, was jetzt aber nicht so wichtig ist; für die Deutung der Versuchsergebnisse sind die Zahlenverhältnisse wichtig. Oxonium-Ionen beispielsweise haben eine sehr hohe Ionenleitfähigkeit.

Im Unterrichtsgespräch werden wir ein Modellsystem entwickeln, welches den Verlauf einer Leitfähigkeitstiteration nachbildet. Auch dazu benötigen Sie die Tabelle.

Das im Unterrichtsgespräch erarbeitete Modell der Leitfähigkeit sollten Sie im Theorieteil Ihres Versuchsprotokolls ebenfalls darstellen und erläutern und dann mit dem tatsächlich gemessenen Verlauf der elektrischen Leitfähigkeit vergleichen.

Quelle der Tabelle rechts: Buchner, Chemie 2000+, Band 2

Ion	$\lambda \cdot 10^{-3}$
H ₃ O ⁺	35,0
Li ⁺	3,87
Na ⁺	5,01
K ⁺	7,35
Ca ²⁺	11,9
OH ⁻	19,9
F ⁻	5,54
Cl ⁻	7,64
NO ₃ ⁻	7,15
SO ₄ ²⁻	16,0