

Versuch E2 – Konduktometrische Titration

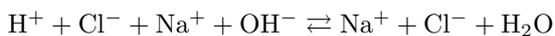
Zielstellung:

Es sind die unbekanntenen Mengen einer starken Säure und einer schwachen Säure in einer Mischung konduktometrisch mit N/10 NaOH zu bestimmen.

Grundlagen:

Als konduktometrische Titration bezeichnet man ein maßanalytisches Verfahren, bei dem der Endpunkt der Titration aus der Änderung der spezifischen Leitfähigkeit ermittelt wird.

Das Prinzip besteht darin, schnell wandernde H^+ durch langsamer wandernde Na^+ im Verhältniss 1:1 zu ersetzen. Die schnellere Wanderungsgeschwindigkeit der H^+ - und OH^- -Ionen kommt dadurch zustande, dass diese Ionen nur ihre Ladungen über Wasserstoffbrückenbindungen (auf Grundlage des Dipolmoments zw. H und O) übertragen und sich nicht samt eventuell vorhandener Hydrathülle durch die Lösung bewegen müssen.



Dadurch nimmt die spezifische Leitfähigkeit bis zum Äquivalenzpunkt kontinuierlich ab. Ab dem Äquivalenzpunkt nimmt die Leitfähigkeit, durch die steigende Anzahl an Ladungsträgern, wieder zu. Somit treten am Äquivalenzpunkt unstetige Leitfähigkeitsänderungen auf, aus denen der Endpunkt der Titration bestimmt werden kann.

Trägt man die spezifische Leitfähigkeit gegen den Verbrauch an Natronlauge auf, so erhält man zwei annähernd linear verlaufende Kurvenäste, deren Schnittpunkt dem Äquivalenzpunkt entspricht.



Besonders gut geeignet ist die konduktometrische Titration für gefärbte oder trübe Lösungen, da hier eine Titration mit Farbdikator oder als Fällungstitration nicht möglich ist. Um ein möglichst genaues Ergebnis zu erhalten ist es notwendig, dass der Titrator (Maßlösung) ausreichend hoch gegen die Probelösung konzentriert ist. Damit werden Abweichungen der Leitfähigkeitsmessung, welche auf Verdünnungseffekte zurück zu führen sind, minimiert.

Geräte/Chemikalien:

- Bürette und Bürettentrichter
- Bechergläser
- Magnetrührer
- Leitfähigkeitsmesszelle (Messfühler)

- NaOH-Lösung (N/10)
- HCl-Lösung (0,1M)
- unbekannte Mischung

Durchführung:

- zu Beginn Messfühler ausgiebig mit dest. Wasser spülen
- Versuchsaufbau vorbereiten
- Bestimmung des Titer der NaOH:
 - 10mL 0,1M HCl als Vorlage in Becherglas geben
 - Messfühler hinein hängen
 - soweit mit dest. Wasser auffüllen, bis Elektroden völlig bedeckt sind
 - mit der zu bestimmenden NaOH titrieren
 - spez. Leitfähigkeit κ messen und in Diagramm abtragen
 - aus den linearen Ästen auf den Äquivalenzpunkt extrapolieren
- zu bestimmende Unbekannt wird gegen eingestellte NaOH titriert

Messergebnisse

siehe Messprotokoll

Auswertung

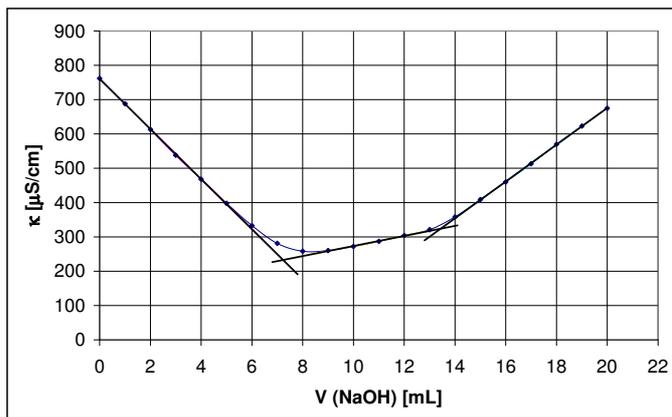
Bestimmung des Titers der NaOH:

$$f_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{NaOH}}(\text{Vorgabe})}{V_{\text{NaOH}}(\text{Messung})} = \frac{2 \cdot 10\text{mL}}{(10,4 + 10,6)\text{mL}} = \underline{\underline{0,95}}$$

Bestimmung der Volumina der starken und schwachen Säure in der Mischung:

$$V(\text{starke Säure}) = V(\overline{\overline{\text{ÄP}_1})} \cdot f_{\text{NaOH}} = \underline{\underline{6,90\text{mL}}}$$

$$V(\text{schwache Säure}) = V(\overline{\overline{\text{ÄP}_2}} - \overline{\overline{\text{ÄP}_1}}) \cdot f_{\text{NaOH}} = \underline{\underline{6,45\text{mL}}}$$



Fehlerbetrachtung:

Fehlerquellen stellen die Titration und das Abtragen der Werte in das Diagramm dar. Eingeschlossen sind dabei Ablesefehler der Werte nach der Extrapolation, sowie die Bestimmung des Titors der NaOH.

Der Fehler während der Titration beläuft sich auf $\pm 0,05\text{mL}$, da dies der Ablesegenauigkeit an der Bürette entspricht. Die Abtragung im Diagramm kann relativ genau, in Abhängigkeit der Skaleneinteilung vorgenommen werden, doch ist hier mit einer Ungenauigkeit von $\pm 0,1\text{mL}$ zu rechnen.

Ein weiterer Fehler ist die Lage der Ausgleichsgeraden im Diagramm, da der Schnittpunkt der Geraden das Volumen der verbrauchten NaOH am jeweiligen Äquivalenzpunkt wiedergibt. Somit haben die Geraden einen wesentlichen Einfluss auf das Ergebnis.