

PC A E1 - Konduktometrische und Potentiometrische Titration

Aufgabenstellung

Mithilfe von Leitfähigkeitstitration und potentiometrischer Titration sind verschiedene Säure-Base-Titrationen mit starken und schwachen Elektrolyten durchzuführen. Für alle aufgenommenen Titrationskurven sind Anzahl und Position(en) der Äquivalenzpunkte zu bestimmen. Für schwache Säuren/Basen sind außerdem die Säure-/Basekonstante(n) und für eine Aminosäure zusätzlich der isoelektrische Punkt zu berechnen. Abschließend soll die Zusammensetzung einer Mischung aus Essigsäure und Salzsäure und der Gehalt an Phosphorsäure in Cola ermittelt werden.

Grundlagen

Konduktometrie:

Die Leitfähigkeit einer Elektrolytlösung verändert sich in Abhängigkeit von der Konzentration der ladungstransportierenden Ionen. Wird während einer Titration die Konzentration bspw. durch eine chemische Reaktion zwischen einem Ion und dem Titrationsmittel verändert, so ändert sich dementsprechend auch die Leitfähigkeit der Lösung. Diese Veränderung kann zur Indizierung bei Titrationen eingesetzt werden. Die zugefügten Titrationsmittel sind in der Regel selbst Elektrolyte. Der Reaktionsverlauf lässt sich verfolgen, wenn die ausgetauschten Ionensorten unterschiedliche Ionenäquivalentleitfähigkeiten aufweisen. Wird bei einer Säure-Base-Titration eine Säure mit einer Lauge umgesetzt, so nimmt zunächst die Konzentration der besonders gut leitenden Protonen ab, während nur mäßig gut leitfähige Kationen des Titrationsmittels zugefügt werden. Bis zum Erreichen des sogenannten Äquivalenzpunktes (bei einem Stoffmengenverhältnis $\chi = 1$) nimmt die Leitfähigkeit der Lösung somit ab. Nach dem Äquivalenzpunkt nimmt durch Zugabe der Hydroxidionen aus dem Titrationsmittel, welche ebenfalls eine hohe Äquivalentleitfähigkeit besitzen, die Leitfähigkeit der Lösung wieder rasch zu. In dem V-förmigen Verlauf der Leitfähigkeit-Volumenzugabe-Kurve ist der Äquivalenzpunkt leicht als Knickpunkt auszumachen.

Verwendet man mehrprotonige Säuren (z.B. H_2SO_4 mit ÄP bei $\chi = 1$ und $\chi = 2$) oder Mischungen aus starken und schwachen Elektrolyten, so ist der Kurvenverlauf etwas komplexer, wie in Abbildung 1 beispielhaft gezeigt wird.

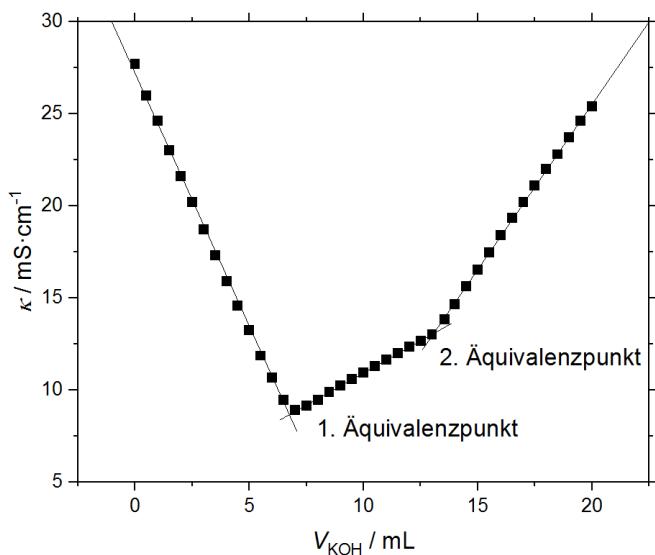


Abbildung 1: Typische konduktometrische Titrationskurve für eine Lösung unbekannten Gehalts an Essig- und Salzsäure mit KOH als Maßlösung und Kennzeichnung beider Äquivalenzpunkte.

Messprinzip:

Mithilfe eines Leitfähigkeitsmessgerätes (siehe Abbildung 2) wird die spezifische Leitfähigkeit gemessen.

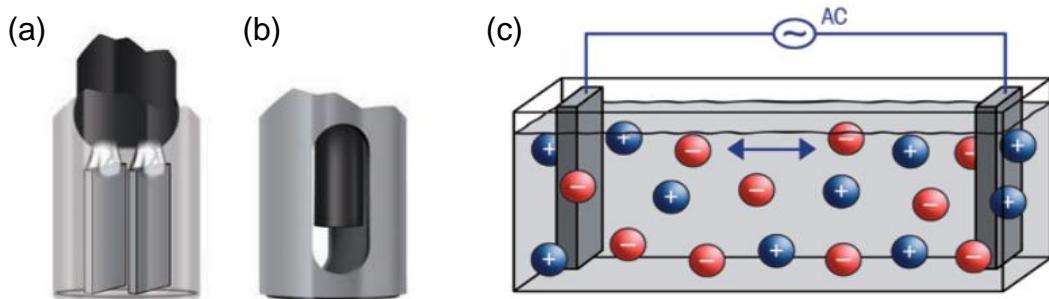


Abbildung 2: Schematischer Aufbau einer zweipoligen Leitfähigkeitsmesszelle, (a) offene Bauweise, (b) geschlossene Bauweise, (c) schematische Darstellung; entnommen aus [1]

Eine Leitfähigkeitsmessung erfolgt grundsätzlich mit Hilfe eines Elektrodenpaares, an welches eine Spannung angelegt wird. Das Messgerät misst den fließenden Strom und kann daraus unter Einbeziehung der Elektrodengeometrie die spezifische Leitfähigkeit berechnen. Um Polarisationseffekte zu verringern wird die Messung unter Wechselspannung durchgeführt. Nichtsdestotrotz können Polarisationseffekte bei Proben mit hoher Leitfähigkeit nicht vollständig vermieden werden. ^[1,2] Daher eignet sich

die zweipolige Leitfähigkeitszelle nur für die Analyse von reinem Wasser, stark verdünnten wässrigen Lösungen und nicht wässrigen Lösungen. Der typische Messbereich beträgt 0.001 $\mu\text{S}/\text{cm}$ bis 1000 $\mu\text{S}/\text{cm}$.^[1]

Zur Analyse von Proben mit höherer Leitfähigkeit können vierpolige Leitfähigkeitsmesszellen eingesetzt werden. Diese enthalten im Wesentlichen zwei äußere Strompole, an denen ein Wechselstrom anliegt und zwei innere Messpole, welche in dem elektrischen Feld der Strompole platziert sind und die Spannung mit einem hochohmigen Verstärker messen. Durch diesen Aufbau fließt nur sehr wenig Strom durch die inneren Elektroden, sodass keine Polarisationseffekte auftreten, die die Messung beeinflussen.^[1,2] Das Messsystem kann damit Leitfähigkeiten in einem großen Messbereich zwischen 10 $\mu\text{S}/\text{cm}$ bis 1 S/cm erfassen.^[1]

Potentiometrie:

Ein weiteres elektrochemisches Verfahren zur quantitativen Analyse stellt die Potentiometrie dar. Hier wird die Abhängigkeit der Gleichgewichtszellspannung von der Konzentration verschiedener Ionen in Lösung genutzt. Im Versuch werden Säure-Base-Titrationen durchgeführt, während derer sich die H_3O^+ -Ionenkonzentration (und damit der pH-Wert) durch schrittweise Zugabe der Maßlösung ändert. Die pH-Änderung lässt sich hier mithilfe einer Glaselektrode verfolgen, bei der sich abhängig von pH-Wert eine Änderung der Gleichgewichtszellspannung zeigt (s.u. zum Messprinzip). Eine Messkurve für die Titration von Kalilauge mit Salzsäure, die mithilfe einer Glaselektrode aufgenommen wurde, ist in Abbildung 3 exemplarisch dargestellt.

Durch die Zugabe von Maßlösung verringert sich fortschreitend die Konzentration der OH^- -Ionen in der Lösung, während die Konzentration von H_3O^+ -Ionen zunimmt. Durch den logarithmischen Zusammenhang zwischen Säurekonzentration und pH-Wert nach Gl. 1 wird somit zuerst ein flacher Abfall des pH-Wertes beobachtet. Um den Äquivalenzpunkt wird der Abfall deutlich steiler, wobei genau am Äquivalenzpunkt der maximale Abfall erreicht wird (Wendepunkt der Messkurve). Nach Überschreiten des Äquivalenzpunktes kann erneut ein flacher Abfall des pH-Werts beobachtet werden.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (1)$$

Zur genauen Bestimmung des Äquivalenzpunkts kann die Tangentenmethode eingesetzt werden: Dazu werden, wie in der Abbildung 3(a) gezeigt, zwei parallele Tangenten an die flachen Abschnitte der Messdaten angelegt. Anschließend wird eine dritte Linie parallel und mittig zu den beiden Tangenten eingezeichnet. Der Schnittpunkt dieser mit der Titrationskurve kennzeichnet den Äquivalenzpunkt.

Alternativ (siehe Abb. 3(b)) kann die Auswertung über die Bestimmung der 2. Ableitung erfolgen, wobei der Wendepunkt der Titrationskurve (als Nullstelle in der 2. Ableitung) bestimmt wird, welcher dem Äquivalenzpunkt entspricht.

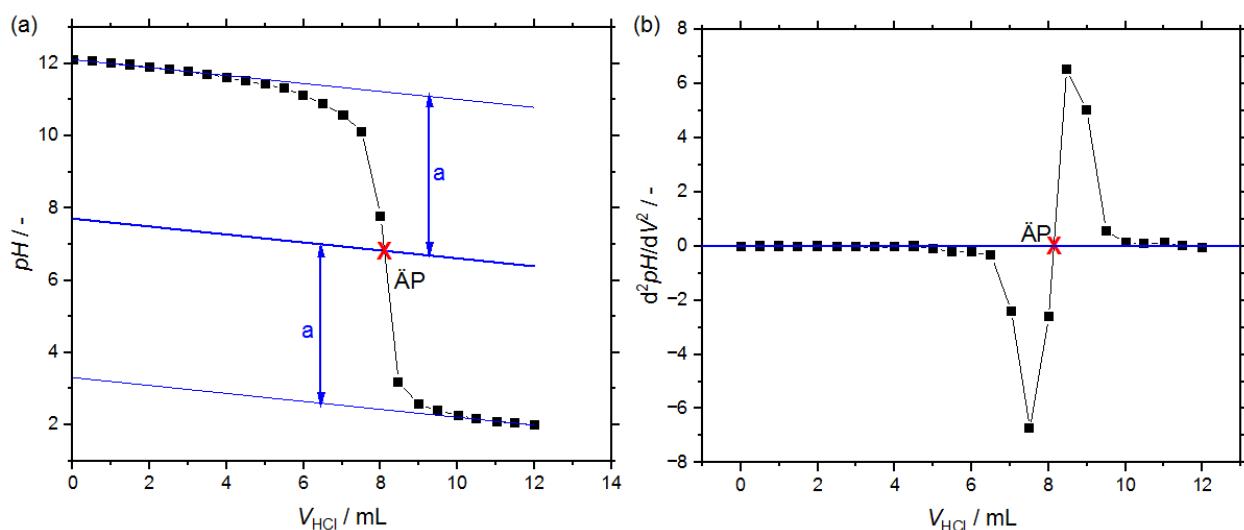


Abbildung 3: (a) Typischer Kurvenverlauf für die potentiometrische Titration von Kalilauge (Analysenlösung) mit Salzsäure (Maßlösung). Blau eingezeichnet ist die Bestimmung des Äquivalenzpunktes (ÄP) nach der Tangentenmethode, (b) zweite Ableitung und Bestimmung des ÄP nach der Ableitungs methode.

Für Puffersysteme, die sich aus schwachen Säuren HA und dem jeweiligen zugehörigen Anion A^- zusammensetzen, lässt sich der Verlauf des pH-Wertes während der Titration mithilfe der Henderson-Hasselbalch-Gleichung beschreiben (Gl. 2).

$$pH = pK_s + \lg \frac{[A^-]}{[HA]} \quad (2)$$

Dabei muss im Gegensatz zu starken Säuren die Säurekonstante K_s (bzw. deren negativ dekadischer Logarithmus pK_s , siehe Gl. 3) in die pH-Berechnung während der Titration mit einbezogen werden.

$$pK_S = -\lg K_S \quad (3)$$

Entsprechend lässt sich mithilfe der experimentell bestimmten Titrationskurven die Säurekonstante einer schwachen Säure berechnen. Dazu muss der Punkt ermittelt werden, an dem die Konzentrationen von Säure und zugehörigem Anion gleich sind. Diese Bedingung wird am sogenannten Halbäquivalenzpunkt (bei einem Stoffmengenverhältnis $\chi = 0,5$) erfüllt, wenn genau die Hälfte der schwachen Säure mit einer starken Base umgesetzt wurde.

Eine Besonderheit stellen Aminosäuren dar, die sowohl über eine Carbonsäuregruppe als auch eine Aminogruppe verfügen und entsprechen sowohl als schwache Säure als auch als schwache Base reagieren können. Ein solches Verhalten wird als amphoter beschrieben. Es kann sowohl eine Säure- als auch eine Basekonstante angegeben werden. Die Säurekonstante beschreibt dabei die Abgabe eines Protons der Carbonsäuregruppe und die Basekonstante die Aufnahme eines Protons der Aminogruppe. Der isoelektrische Punkt pI einer Aminosäure ist dann erreicht, wenn gleich viele negative wie positive Ladungen im Molekül vorhanden sind und somit nach außen keine Ladung vorhanden ist. Aminosäuren liegen an diesem Punkt als Zwitterion vor, das heißt, die Carbonsäuregruppe ist deprotoniert (negativ geladen) und die Aminogruppe ist protoniert (positiv geladen).

Messprinzip:

Eine pH-Elektrode besteht aus zwei Halbzellen, zwischen denen die Gleichgewichtszellspannung gemessen wird. Bei der ersten Halbzelle handelt es sich um eine Ag/AgCl-Referenzelektrode, die in eine KCl-Lösung taucht. Die zweite Elektrode ist die Messelektrode, bei der es sich ebenfalls um eine Ag/AgCl-Elektrode handelt. Sie taucht jedoch in eine gepufferte KCl-Lösung, deren pH-Wert bekannt ist (meist pH=7). Der pH-sensitive Teil der Elektrode ist eine Glasmembran, die die Messelektrode kugelförmig umschließt. Deshalb werden pH-Elektroden auch als Glaselektroden bezeichnet. Ebenfalls üblich ist die Bezeichnung Einstabmesskette nach der Bauform, bei der beide Halbzellen in einem Stab ineinander verbaut sind (Abb. 4).

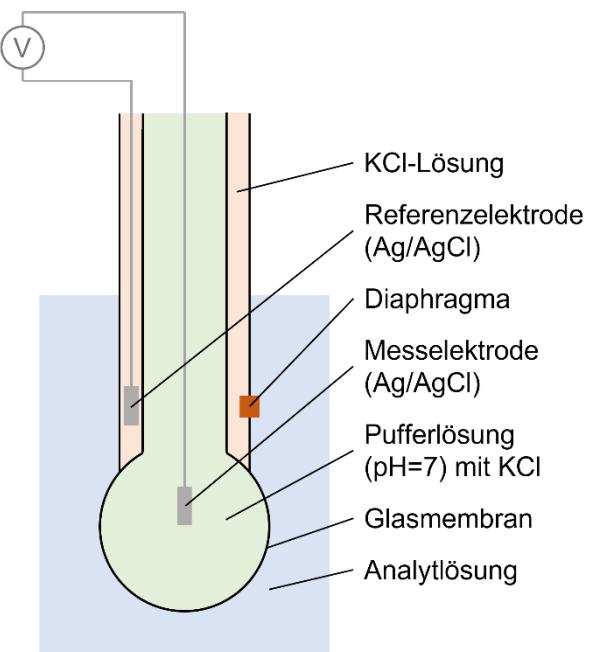


Abbildung 4: Querschnittszeichnung einer Einstabmesskette. [4]

Die pH-Sensitivität der Glaselektrode beruht darauf, dass Glasoberflächen in wässrigen Lösungen eine Quellschicht ausbilden, deren Dicke zwischen 5 nm und 500 nm liegt.^[3] Dabei werden die im SiO₂-Netzwerk gebundenen Kationen (z.B. Na⁺) gegen Wasserstoff-Ionen ausgetauscht. Zur Ausbildung solcher Quellschichten werden Glaselektroden in wässrigen Medien gelagert. Dabei entstehen zwei Quellschichten: Eine an der Innenseite mit der angrenzenden Pufferlösung und eine an der Außenseite mit der angrenzenden wässrigen Analytlösung.

Wird die pH-Elektrode in eine Lösung unbekannten pH-Wertes getaucht, werden Wasserstoff-Ionen zwischen Analytlösung und äußerer Quellschicht ausgetauscht, bis sich ein stabiles Gleichgewicht aufgebaut hat. Auch innen verläuft derselbe Prozess mit der angrenzenden Pufferlösung, wobei hier der pH-Wert der Lösung bekannt ist. Die darzwischen liegende dünne Glasmembran weist eine gewisse Leitfähigkeit auf, da die darin befindlichen Alkalimetallkationen beweglich sind. Durch den elektrischen Kontakt bildet sich ein Gleichgewichtspotential zwischen der Innenlösung (Puffer bekannten

pH-Werts) und der Außenlösung (Lösung unbekannten pH-Werts) aus, welches im Idealfall direkt proportional zur pH-Wert-Differenz der beiden Lösungen ist. Dieses Gleichgewichtspotential kann aus der Potentialdifferenz zwischen der Messelektrode und der Referenzelektrode bestimmt werden. Um den Stromkreis zu schließen, ist die Referenzelektrode über ein Diaphragma mit der Analytlösung verbunden.

Während der pH-Messung sind die Potentiale der Messelektrode sowie der Referenzelektrode konstant, da es sich in beiden Fällen um Ag/AgCl-Elektroden handelt, die jeweils in KCl-Lösungen mit einer konstanten, bekannten Konzentration tauchen. Die messbare Gleichgewichtszellspannung der Glaselektrode wird somit lediglich durch das Membranpotential an der Glasmembran bestimmt, dass durch unterschiedliche Konzentrationen der H^+ -Ionen auf beiden Seiten der Membran entsteht (Abb. 5).

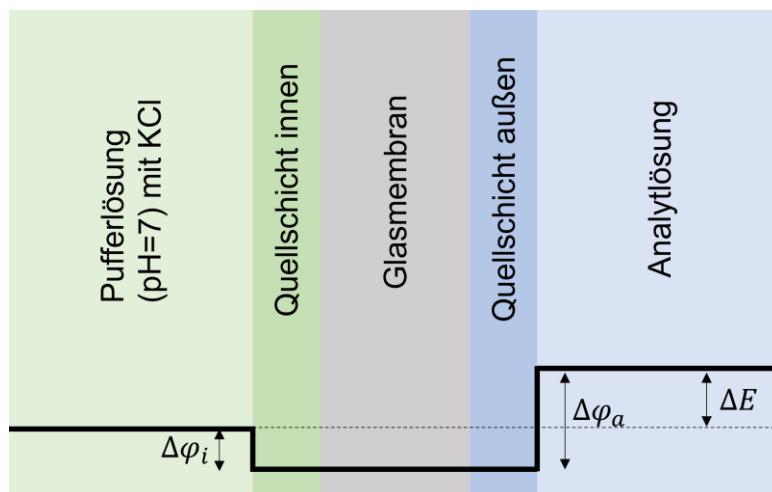


Abbildung 5: Schematische Skizze des Potentialverlaufs durch die Glasmembran.

Die Gleichgewichtszellspannung der Glaselektrode lässt sich entsprechend wie folgt beschreiben (Gl. 3).

$$\Delta E = \Delta\varphi_i - \Delta\varphi_a = \varphi_0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a(H^+, QS \text{ innen})}{a(H^+, Lös \text{ innen})} - \varphi_0 - \frac{RT}{zF} \ln \frac{a(H^+, QS \text{ außen})}{a(H^+, Lös \text{ außen})} \quad (3)$$

Durch Umstellen unter Nutzung der Logarithmengesetze ergibt sich:

$$\Delta E = \frac{RT}{zF} \ln \frac{a(H^+, QS \text{ innen})}{a(H^+, QS \text{ außen})} - \frac{RT}{zF} \ln \frac{a(H^+, Lös \text{ innen})}{a(H^+, Lös \text{ außen})} \quad (4)$$

Wird nun der natürliche Logarithmus im zweiten Term in den dekadischen Logarithmus umgerechnet, kann anschließend Gleichung 1 genutzt werden, um die Abhängigkeit der Gleichgewichtszellspannung vom pH-Wert der Analytlösung zu zeigen (Gl. 5).

$$\begin{aligned}
 \Delta E &= \frac{RT}{zF} \ln \frac{a(H^+, QS \text{ innen})}{a(H^+, QS \text{ außen})} - \frac{RT \ln 10}{zF} \log \frac{a(H^+, \text{Lös innen})}{a(H^+, \text{Lös außen})} \\
 &= \frac{RT}{zF} \ln \frac{a(H^+, QS \text{ innen})}{a(H^+, QS \text{ außen})} - \frac{RT \ln 10}{zF} (\text{pH}_a - \text{pH}_i) \tag{5}
 \end{aligned}$$

Der erste Term der Gleichung beschreibt das Assymetriepotential der Glaselektrode, welches durch eine Kalibration bestimmt werden kann. Der zweite Term zeigt die Abhängigkeit der Gleichgewichtszellspannung vom pH-Wert der Analytlösung. Auffallend ist, dass die Beschreibung der Gleichgewichtszellspannung der Glaselektrode eine große Ähnlichkeit zur Nernst-Gleichung aufweist.

Hashtags zur Vorbereitung

Potentiometrie, Konduktometrie, pH-Wert, Nernst-Gleichung, Leitfähigkeit, Säuren/Basen, starke/schwache Elektrolyte

Kontrollfragen

Die Kontrollfragen dienen zur Vorbereitung auf den Versuch und das Antestat und sind kein Bestandteil des Protokolls.

- 1) Welche Gefährdungen gehen von den im Versuch verwendeten Chemikalien sowie eventuell entstehenden Reaktionsprodukten aus? Beurteilen Sie zusammenfassend die Gefährdung und nennen Sie die notwendigen Schutzmaßnahmen.
- 2) Erklären Sie, warum Protonen bzw. Oxoniumionen eine besonders hohe Leitfähigkeit aufweisen.
- 3) Erläutern Sie (mit Skizze) für folgende Titrationen die zu erwartenden Kurvenverläufe:
 - Potentiometrische Titration von Essigsäure (Analysenlösung) mit KOH
 - Potentiometrische Titration von Phosphorsäure mit KOH
 - Konduktometrische Titration von Natriumacetat mit HCl

Geben Sie dazu ebenfalls die Reaktionsgleichung(en) an. Beziehen Sie in Ihre Überlegungen zur konduktometrischen Titration auch die Grenzleitfähigkeiten der entsprechenden Ionen mit ein.

4) Was versteht man unter dem sogenannten Alkalifehler einer pH-Messkette? Wie beeinflusst dieser den experimentell ermittelten pH-Wert?

5) Zur Kalibrierung einer pH-Elektrode wird diese bei 25 °C in Pufferlösungen mit bekannten pH-Werten (z.B. pH = 4.01, 7.01, 10.01) getaucht, wobei jeweils das Gleichgewichtspotential der Glaselektrode E_{eq} protokolliert wird. Dieses wird anschließend als Funktion des pH-Wertes aufgetragen. Idealerweise wird dabei eine lineare Regressionsgerade mit dem Anstieg -59.2 mV erhalten (siehe Abbildung 4). Erklären Sie den Kurvenverlauf und die erhaltene Steigung.

Hinweis: In der Glaselektrode befindet sich eine Pufferlösung (pH = 7).

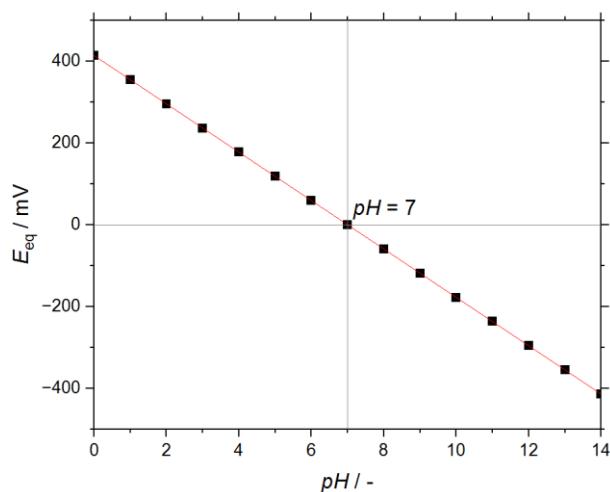


Abbildung 6: Idealer Kurvenverlauf des Gleichgewichtspotentials der Glaselektrode in Abhängigkeit des pH-Wertes der äußeren Pufferlösung.

6) Welche Strukturformel hat Glycin? Wie liegt das Molekül bei verschiedenen pH-Werten vor (mit Strukturformel)?

Durchführung

Chemikalien und Geräte

- Multiparameterlabormessgerät ProLab2500 (für Konduktometrie)
- HANNA edge pH-Meter (für Potentiometrie)
- Magnetrührwerk und Rührfisch
- Becherglas 100 mL + 200 mL, Vollpipetten 10 mL + 5 mL
- Maßkolben mit Lösung unbekannter Konzentration aus HCl und CH_3COOH
- 1 M Lösungen von HCl, H_3PO_4 , Glycin, KOH; 0.1 M Lösung von KOH
- Abgekochte Cola (80°C, 2h, starkes Rühren)
- Deionisiertes Wasser (DI)
- Bürette 25 mL mit Trichter

Versuchsablauf

Es sind folgende konduktometrische und potentiometrische Titrationskurven (zeitgleich) aufzunehmen:

Teilversuch	Analysenlösung (Vorlage)		Maßlösung
#1	1 M HCl	10 mL	1 M KOH
#2	1 M CH_3COOH	10 ml	1 M KOH
#3	HCl + CH_3COOH unbekannter Konzentrationen	20 mL	1 M KOH
#4	1 M Glycin + 1 M HCl	5 ml + 5 ml	1 M KOH
#5	1 M H_3PO_4	10 mL	1 M KOH
#6	Cola (abgekocht)	100 mL	0.1 M KOH

- Die Lösungen sind vorzulegen und mit Wasser (auf ca. 50 mL, ausgenommen #6) zu verdünnen, sodass die Messelektroden mit Sicherheit auch bei laufendem Rührwerk vollständig eintauchen.
- Bürette mit Maßlösung spülen und Nullwert einstellen
- Einschalten der Messgeräte (Spülen der Elektroden mit DI) und Einstellung eines stabilen Messwerts nach jedem Titrationsschritt abwarten

- Zugabe der Maßlösung
 - Für #1: bis 8 ml → 2 ml Schritte; bis pH = 2 → 0,5 ml Schritte; bis pH = 11 → 0,1 ml Schritte; dann 0,5 ml Schritte bis pH = 13,5
 - Für restliche Versuche: bei kleinen pH-Änderungen → 0,5 ml Schritte; bei großen pH-Änderungen → 0,1 ml Schritte (Vergleich mit #1 für Einschätzung der Größe der pH-Änderung)

Auswertung

Hinweise: Beachten Sie die Hinweise zur Erstellung eines Protokolls. Experimentell ermittelte sowie berechnete Ergebnisse sind möglichst tabellarisch zusammenzufassen. Achten Sie auf nachvollziehbare Rechenwege!

*Zur grafischen Auswertung nutzen Sie bitte OriginPro (kostenfreie Home Use Lizenz ist über die Webseite des URZ erhältlich)! Hilfreiche Tutorials zur Benutzung von OriginPro finden Sie zum Beispiel hier! Bei Fragen und Problemen sprechen Sie bitte rechtzeitig mit dem/der Betreuer*in.*

- 1) Geben Sie die Gefährdungshinweise (H- und P-Sätze) aller im Versuch zu verwendenden Chemikalien (ausgenommen Cola) bzw. der entstehenden Produkte an. Beachten Sie dabei die gegebenen Konzentrationen. Beurteilen Sie zusammenfassend die Gefährdung und nennen Sie die notwendigen Schutzmaßnahmen.
- 2) Beschreiben Sie kurz die Durchführung.
- 3) Tragen Sie die konduktometrischen Titrationskurven graphisch auf und ermitteln Sie den/die Äquivalenzpunkt/e aus den Schnittpunkten der Regressionsgeraden. Die graphische Ermittlung sollte nachvollziehbar dargestellt werden (Kennzeichnung der Regressionsgeraden und des Schnittpunkts). Diskutieren Sie die Ergebnisse (Kurvenverlauf und ermittelte Äquivalenzpunkte).
- 4) Tragen Sie die potentiometrischen Titrationskurven graphisch auf und ermitteln Sie den/die Äquivalenzpunkt/e mit Hilfe einer der im Skript angegebenen Methoden. Die Ermittlung sollte nachvollziehbar dargestellt und diskutiert werden. Vergleichen Sie die Ergebnisse aus Aufgabe 3 und 4. Gibt es Unterschiede bei den ermittelten Äquivalenzpunkten?
- 5) **Titration HCl:** Bei der Nutzung von KOH als Maßlösung ist zu beachten, dass ein signifikanter Anteil der KOH Plättchen aus Wasser besteht. Beim Einwiegen

der KOH Plättchen für die 1 M Maßlösung wurde dies nicht beachtet, da der genaue Wassergehalt nicht bekannt ist. Berechnen Sie einen Korrekturfaktor f für die tatsächliche Konzentration der verwendeten KOH-Lösung aus ihren Messergebnissen. Beachten Sie diesen Korrekturfaktor für alle folgenden Auswertungen.

- 6) **Titration CH_3COOH :** Ermitteln Sie aus 4) den pK_s -Wert der Essigsäure. Vergleichen Sie diesen mit Literaturwerten (Quellenangaben nicht vergessen!).
- 7) **Titration $\text{HCl}+\text{CH}_3\text{COOH}$:** Berechnen Sie die **Masse** an HCl (37 vol%) und CH_3COOH (Eisessig, 99.7 vol%) in der Probelösung #3 (bezogen auf den gesamten Maßkolben). Achten Sie dabei auf Ihre Ergebnisse aus Aufgabe 4.
- 8) **Titration Glycin:** Ermitteln Sie aus 4) den pK_s - und pK_B -Wert sowie den isoelektrischen Punkt für Glycin. Vergleichen Sie alle Werte mit Literaturwerten (Quellenangaben nicht vergessen!). Geben Sie die Strukturformeln für Glycin für signifikante Punkte in Abhängigkeit des pH-Wertes an (Beginn der Titration, isoelektrischer Punkt, Ende der Titration).
- 9) **Titration H_3PO_4 :** Ermitteln Sie aus 4) die pK_s -Werte der Phosphorsäure. Vergleichen Sie alle Werte mit Literaturwerten (Quellenangaben nicht vergessen!).

10) Titration von Cola

- a. Berechnen Sie den Anteil (Massenkonzentration) an Phosphorsäure in Cola aus dem 1. Äquivalenzpunkt. Achten Sie dabei auf Ihre Ergebnisse aus Aufgabe 4. Vergleichen Sie mit Angaben typischer Colasorten.
 - b. Bestimmen Sie die Lage des 2. Äquivalenzpunktes aus der potentiometrischen Messung. Wieso taucht dieser nicht in der konduktometrischen Messung auf? Vergleichen Sie die Lage mit dem 2. Äquivalenzpunkt aus der Titration der reinen Phosphorsäure. Wieso ist der erhaltene Wert bei dieser Titration im Vergleich zur reinen Phosphorsäure verschoben?
- 11) Fassen Sie Ihre Ergebnisse zusammen und führen Sie eine kurze Diskussion der Ergebnisse und eine Fehlerbetrachtung durch.

- 12) Geben Sie zusammen mit dem Protokoll Ihre Messdaten sowohl als gescanntes Tagesprotokoll als auch in einer maschinenlesbaren Form (z.B. als digitalisierte Tabelle oder Origindatei) ab.

Referenzen

- [1] Leitfaden für Online-Leitfähigkeitsmessungen (Theorie und Praxis) – Mettler Toledo Prozessanalytik, https://www.prozesstechnik-portal.com/wp-content/uploads/Leitfaden_Leitfaehigkeitsmessung_DE_2016_07.pdf, abgerufen am **07.10.2022**.
- [2] Leitfähigkeits-Fibel – Theorie der Messtechnik und Tipps für die Praxis, https://www.xylemanalytics.com/de/file%20library/resource%20library/wtw/04%20flyers%20brochures/deu/fibel_28_leitf%C3%A4higkeits-fibel_1651-kb_d-pdf.pdf, abgerufen am **07.10.2022**.
- [3] C.H. Hamann und W. Vielstich: *Elektrochemie*, Wiley-VCH, Weinheim, **2005**, S. 149.
- [4] Universität Bayreuth: Potentiometrische Titration mit der pH-Glaselektrode, https://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/umat/titration_potentiometrisch/Potentiometrische_Titration.pdf, abgerufen am **26.10.2025**.

Literatur zur Vorbereitung:

G. Wedler: *Lehrbuch der Physikalischen Chemie*, VCH Weinheim, **2018**.

C.H. Hamann und W. Vielstich: *Elektrochemie*, Wiley-VCH, Weinheim, **2005**.

Inhaltsstoffe Cola:

Wasser, Zucker (9.7%), Kohlensäure, Farbstoff: Ammoniumsulfit-Zuckerkulör, Süßungsmittel: Phosphorsäure, Aroma: Koffein, natürliches Aroma.