



Potentiometrische Titration mit der pH-Glaselektrode

Stephanie Bruchner, WS 08/09; Christoph Trescher, WS 09/10; Jana Pesendorfer, SS 23

Gliederung

1	Quantitative Analysen	2
1.1	Übersicht der Analysen	2
1.2	Begriffe	2
2	Mess-Verfahren mit der pH-Glaselektrode.....	3
2.1	Aufbau der pH-Glaselektrode als Einstabmesskette	3
2.2	Funktionsweise der pH-Glaselektrode.....	4
3	Physikalische Vorgänge an der pH-Glaselektrode.....	6
3.1	Potentialberechnung.....	6
3.2	pH-Wert-Berechnung.....	6
4	Praktische Anwendung der pH-Glaselektrode	7
4.1	Mögliche Fehler	7
4.2	pH-Wert Messung: Verdünnungsreihe	8
5	Potentiometrische Titration	8
5.1	Versuch 1: Titration von Rotwein.....	8
5.2	Auswertung des Versuch 1: Titration von Rotwein	10
5.3	Versuch 2: Titrationskurve und Äquivalenzpunkt-Bestimmung.....	10

Einstieg 1: Bei der Abgas-Untersuchung wird dem Autobesitzer gesagt, dass er für das vorgeführte Auto keine Plakette bekommt. Der Auto-Mechaniker hat mit seinen Geräten festgestellt, dass das Auto zu viel Kohlenstoffmonoxid (CO) ausstößt. Daraufhin versucht der Mechaniker, eine Lösung zu finden und will die Lambda-Sonde überprüfen. Wenn diese defekt sei, so der Mechaniker, würde das Luft/Benzin-Gemisch nicht richtig eingestellt werden und es komme zu einem erhöhten Kohlenstoffmonoxid-Ausstoß. Die Beziehung zwischen Lambda-Sonde und der potentiometrischen Titration wird in diesem Beitrag beleuchtet.

Einstieg 2:



Abb. 1: Wein-Tester bei der Arbeit [11]

Wein-Kenner teilen den Wein ihrer Wahl in trockene und liebliche Sorten ein. Diese Kategorisierung ist unter anderem abhängig vom Säure-Gehalt des jeweiligen Weins. Zur Bestimmung dieser bedienen sich Chemiker in den meisten Fällen der Titration. Allerdings wird diese – gerade im Fall von Rotwein – durch die intensive Färbung des Weins erschwert, da Farb-Indikatoren somit nicht eingesetzt werden können. Auch in anderen Lösungen mit intensiver Färbung oder Trübung durch Niederschlag ist eine Bestimmung der Konzentration der enthaltenen Ionen mithilfe von Indikatoren in einer Titration nicht möglich. Die Möglichkeiten der Messung des elektrischen Potentials zwischen zwei Halbzellen erlauben allerdings die Anwendung potentiometrischer Titrations bei Säure/Base-Titrations, Redox-Titrations, Komplextometrischen Titrations und Fällungs-Titrations, um so auf den Gehalt einzelner Ionen schließen zu können.

Einstieg 3: Das Beste am Chemie-Unterricht sind die Experimente. Da es nicht immer knallen und rauchen kann, bieten sich viele Versuche mit sauren und basischen Lösungen an. Der pH-Wert kann hierbei mit Indikatoren oder der pH-Glaselektrode gemessen werden. Viele Lehrenden wissen aber gar nicht, wie Letztere funktioniert bzw. wie man sie richtig pflegen muss, denn billig ist sie nicht.

1 Quantitative Analysen

1.1 Übersicht der Analysen

Titrimetrische Verfahren	Indikatoren
Neutralisations-Verfahren	Farbumschlags-Indikatoren
Redox-Verfahren	Niederschläge
Fällungs-Verfahren	Potentiometrische Titration
Komplexbildungs-Verfahren	Polarographie
	Elektrogravimetrie
	Konduktometrie

1.2 Begriffe

Titration ist ein quantitatives Verfahren zur Bestimmung einer unbekannt Menge eines gelösten Stoffes durch Zugaben einer bekannten Reagenz-Lösung bis zur quantitativen Umsetzung. Die quantitative Umsetzung ist am Äquivalenz-Punkt, wo die Stoffmenge „x“ eines Stoffes „A“ gleich der Stoffmenge „y“ eines Stoffes „B“ ist.

Die **potentiometrische Titration** ist eine maßanalytische Methode, bei der der Potential-Verlauf in Abhängigkeit vom Reagenz-Zusatz aufgenommen wird. Diese Methode bietet einen Vorteil bei gefärbten oder trüben Lösungen.

2 Mess-Verfahren mit der pH-Glaselektrode

Die potentiometrische Titration von Säuren und Basen bedient sich der Messung des plötzlichen Sprungs des chemischen Potentials zweier Halbzellen einer galvanischen Zelle am Äquivalenz-Punkt der Titration zu dessen Bestimmung. Dazu wird während der gesamten Titration der pH-Wert der untersuchten Lösung erfasst. Im Allgemeinen wird dazu eine Glas-Elektrode verwendet.

2.1 Aufbau der pH-Glaselektrode als Einstabmesskette

Die pH-Glaselektrode ist aus 2 Halbzellen aufgebaut (Abb. 2).

Die Halbzelle 1 ist die sogenannte Messelektrode. Hierbei taucht eine Glaskugel in die Analyt-Lösung. Die Glaskugel ist mit einer gesättigten Kaliumchlorid-Lösung gefüllt, in die ein Silberdraht taucht, der mit Silber(I)-chlorid beschichtet ist.

Die zweite Halbzelle, die Referenzelektrode, besteht lediglich aus dem mit Silber(I)-chlorid beschichteten Silberdraht, der in eine Kaliumchlorid-Lösung taucht.

Beide Halbzellen sind durch einen Spannungsmesser verbunden und der Stromkreis wird über eine Salzbrücke geschlossen. Der Silberdraht funktioniert dabei als Leiter 1. Ordnung, indem Elektronen als elektrischer Strom transportiert werden, die Salzbrücke stellt einen Leiter 2. Ordnung dar, da hier ein Ladungstransport durch Ionen stattfindet.

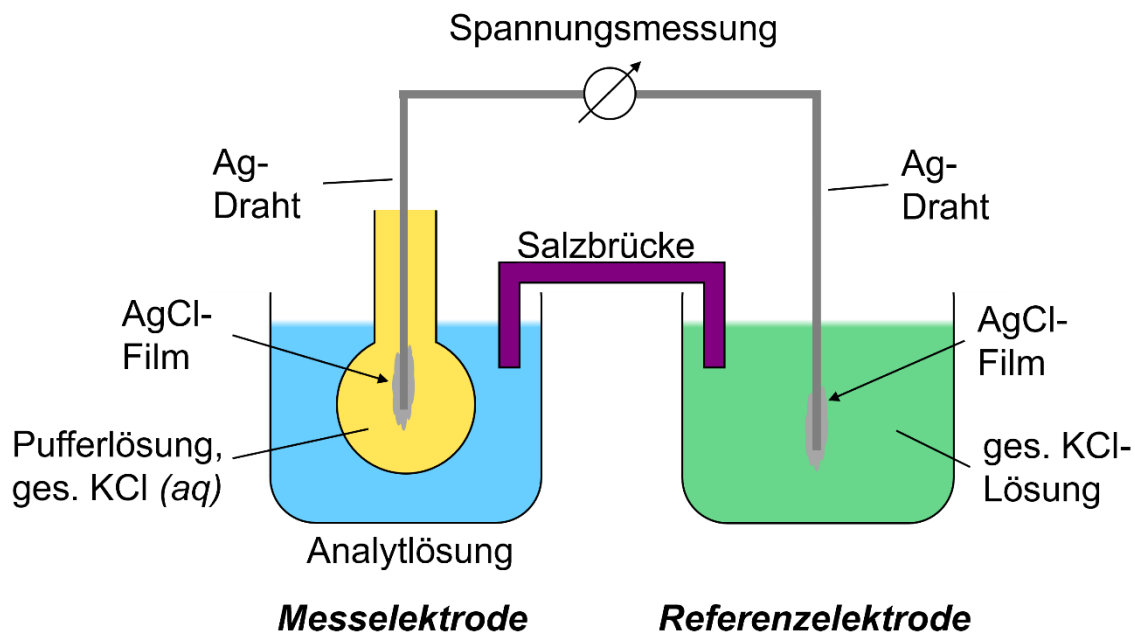


Abb. 2: Halbzellen der pH-Glaselektrode

Häufig trägt die pH-Glaselektrode auch den Namen **Einstabmesskette** (Abb. 3). Diese Bezeichnung beschreibt die Bauweise der Standard-pH-Glaselektrode, in der die beiden Halbzellen in einer Bauform, einem Stab, ineinander verbaut sind. Die Referenzelektrode wird als Mantel um die Messelektrode gebaut, das Diaphragma bildet die Salzbrücke zwischen den beiden Elektroden [1, 2, 4].

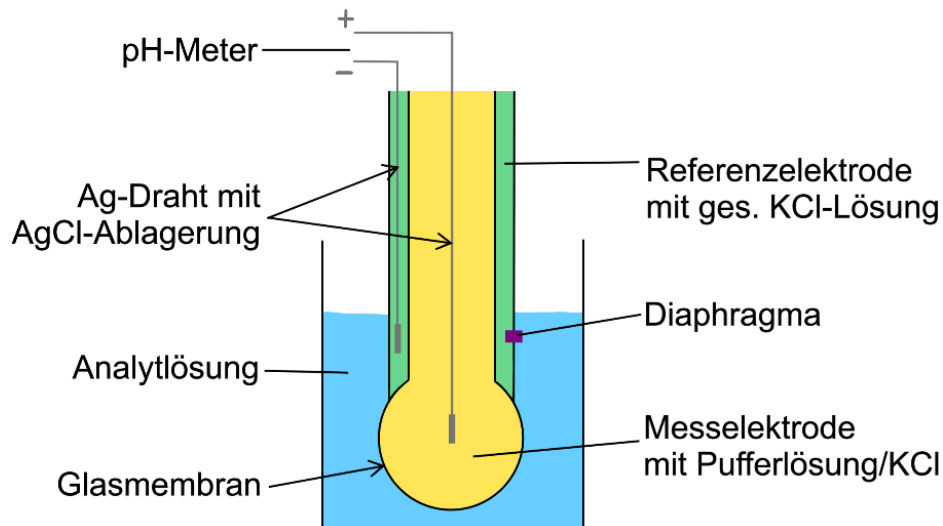


Abb. 3: Aufbau der pH-Glaselektrode als Einstabmesskette.

2.2 Funktionsweise der pH-Glaselektrode

Die Glasmembran der Messelektrode ist an den Rändern gequollen. Diese gequollenen Schichten, die Gelschichten, sind je ca. 1 nm dick. Im Inneren der Glasmembran existiert weiterhin eine trockene Glasschicht von ca. 10^5 nm Dicke.

Das Glas besteht aus SiO_2 , das aus eckenverknüpften SiO_4 -Tetraedern aufgebaut ist (Abb. 4). Im Glasinneren wirken Wechselwirkungen zwischen Na^+ -Ionen und freien Oxid-Anionen.

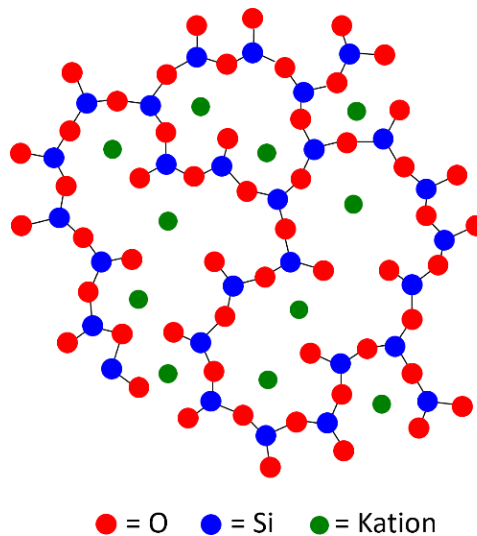


Abb. 4: Silicatgitter des Glases

An den Außengrenzen dieses Netzwerks können sich Protonen (H^+) an die freien Oxid-Ionen des Glases binden. Durch eine lokale Ladungsänderung diffundieren die Na^+ -Kationen durch die Glasschicht (Abb. 5). Da die Protonen dies nicht können, lagern sie sich an den Gelschichten an. An der äußeren Gelschicht verdrängen Protonen also die am Sauerstoff des Glases (SiO_4 -Netzwerk) gebundenen Na^+ -Ionen.

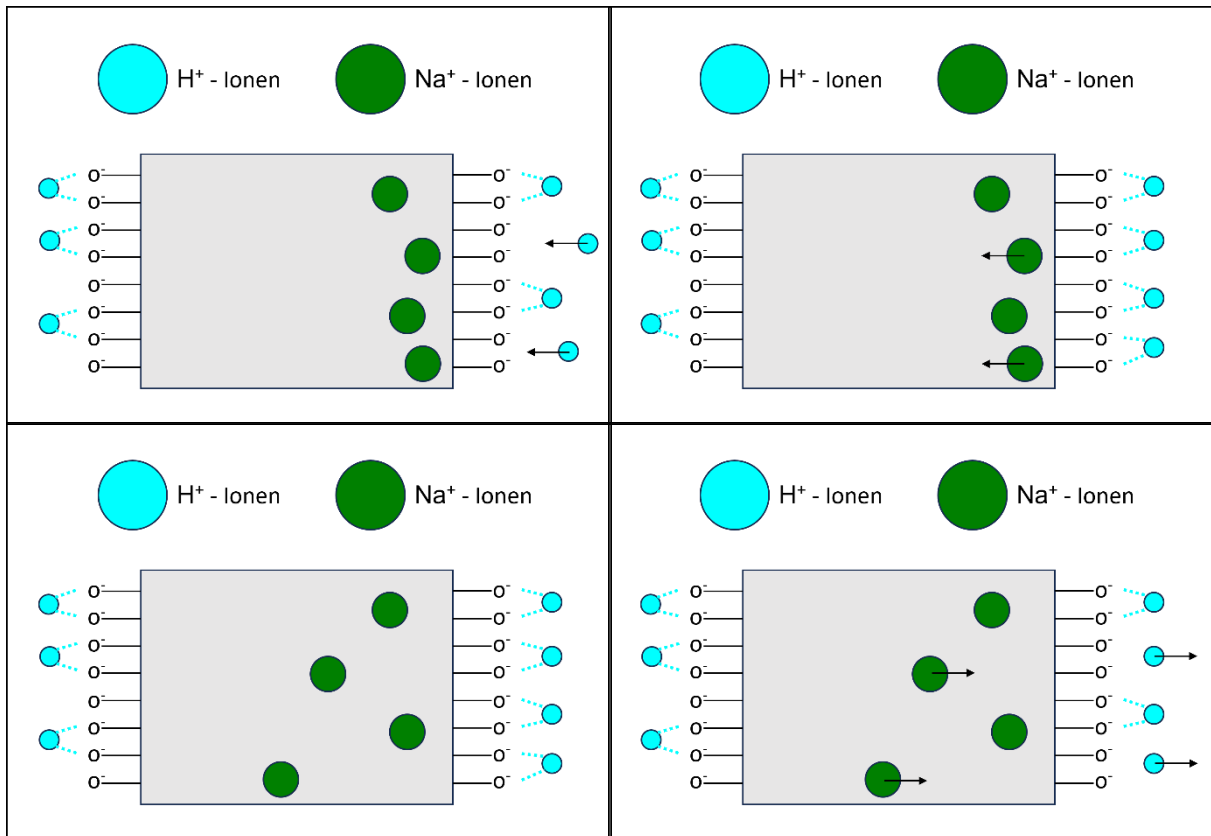


Abb. 5: Vorgänge an der Glasmembran

An der Inneren Gelschicht (*Potential C*, Abb. 6), zur Pufferlösung/KCl-Lösung hin (*Potential A*), herrscht eine bekannte H^+ -Aktivität vor, da der pH-Wert in dieser Lösung stabil bleibt. An der äußeren Gelschicht (*Potential B*) liegen jedoch stets unbekannte H^+ -Aktivitäten vor, da diese vom pH-Wert der Analysenlösung (*Potential A*) abhängen.

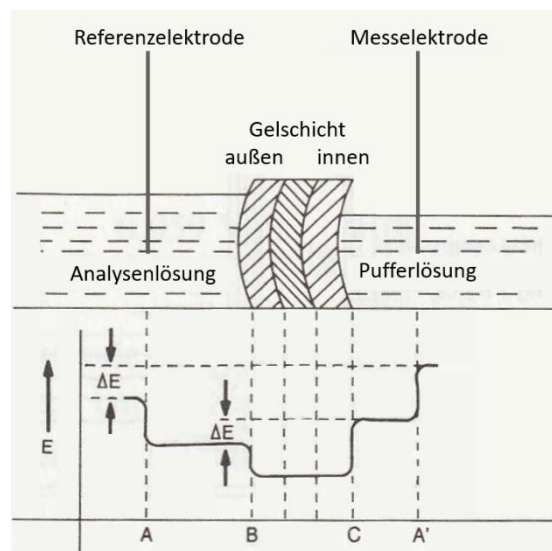


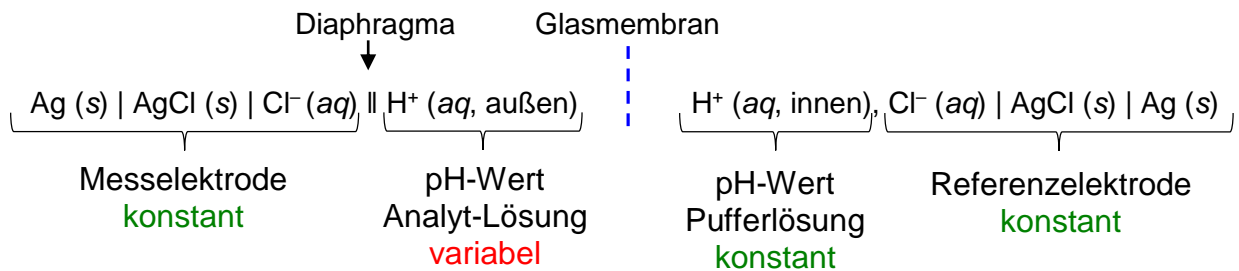
Abb. 6: Schematischer Potentialverlauf an der Glaselektrode aus Jander et al. 1995, S. 428

Durch den Ionenaustausch an den Gelschichten entstehen die verschiedenen Potentiale, mit einer spezifischen Potentialdifferenz, die als Spannung messbar ist. Abhängig vom Potential A verändert sich besonders das Potential B am äußeren Rand der Glasschicht. Aus dieser Potentialdifferenz wird schließlich der pH-Wert abgeleitet [1, 2, 7].

3 Physikalische Vorgänge an der pH-Glaselektrode

3.1 Potentialberechnung

Die Potentiale an der Glasmembran können durch die Zellsymbolik der elektrochemischen Reihe ausgedrückt werden:



Die Messelektrode leitet das Potential der Analysenlösung ab. Da hier der pH-Wert konstant ist, ist auch das Potential **konstant**. Das Diaphragma verbindet die Messelektrode mit der Analyt-Lösung.

Der unbekannte pH-Wert der Analyt-Lösung ist die einzige **Variable** in der elektrochemischen Reihe. Gemeinsam bilden die Messelektrode und die Analysenlösung das äußere Potential, aus dem sich schließlich das Potential der Analyt-Lösung und somit der pH-Wert, ableiten lässt.

Das äußere Potential ist vom inneren durch die Glasmembran getrennt. Sowohl das Potential des pH-Werts der Pufferlösung als auch das der Referenzelektrode sind **konstant**.

Aus dieser elektrochemischen Reihe ergibt sich die Elektrische Potentialdifferenz für ionenselektive Elektroden [1, 2, 5, 7]:

$$(1) \quad E = \text{Konstante} + \frac{0,05916}{n} \log A_L$$

3.2 pH-Wert-Berechnung

Die Berechnung der Potentialdifferenz zwischen den äußeren und inneren Lösungen erfolgt über die Gleichung 2:

$$(2) \quad E = E_{\text{Außen}} - E_{\text{Innen}} = \frac{\Delta G_{\text{Solvatis.}}}{nF} - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{A_m}{A_L} \right) - E_{\text{Innen}}$$

Auf diese Gleichung lässt sich die Zellsymbolik der elektrochemischen Reihe übertragen, sodass sich einige Terme ergeben:

$$(3) \quad E = \underbrace{\frac{\Delta G_{\text{Solvatis.}}}{nF}}_{\text{konstant}} + \underbrace{\frac{RT}{nF} \ln(A_L)}_{\text{variabel}} - \underbrace{\frac{RT}{nF} \ln(A_m)}_{\text{konstant}} - \underbrace{E_{\text{Innen}}}_{\text{konstant}}$$

Auffallend ist außerdem die Ähnlichkeit zur Nernst-Gleichung, die sich durch Einsetzen der *Universellen Gaskonstante R*, *Temperatur T* sowie der *Faraday-Konstante F* vereinfachen lässt:

$$(4) \quad E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{A_{\text{ox}}}{A_{\text{red}}} \right) = E_0 + \frac{0,05916}{n} \ln \left(\frac{A_{\text{ox}}}{A_{\text{red}}} \right)$$

Durch die Kombination der konstanten Terme aus Gleichung 3 erhält man folgende Gleichung zur Berechnung der Potentialdifferenz:

$$(5) \quad E = \text{Konstante} + \frac{RT}{nF} \ln(A_L)$$

Analog zur Nernst-Gleichung können auch in die Gleichung 5 R , T und F eingesetzt werden, sodass sich die Gleichung 1 zur Berechnung der Elektrischen Potentialdifferenz für ionenselektive Elektroden ergibt:

$$(1) \quad E = \text{Konstante} + \frac{0,05916}{n} \log A_L$$

Für die pH-Messung muss die Elektrode mit Hilfe von mindestens zwei Pufferlösungen (P1 und P2) auf einen erwarteten Bereich kalibriert werden. Die zu messenden pH-Werte liegen auf der Kalibrierungsgeraden, weshalb die Puffer so gewählt werden sollten, dass der zu erwartende pH-Wert zwischen ihren pH-Werten liegt.

Unter Idealbedingungen ist die Elektrode auf eine Veränderung des pH-Wert um 59,16 mV/pH bei 25°C eingestellt.

Aus dem gemessenen Potential der Analyt-Lösung kann schließlich der pH-Wert mit folgender Gleichung berechnet werden:

$$(6) \quad \frac{E_{\text{unbekannt}} - E_{P1}}{pH_{\text{unbekannt}} - pH_{P1}} = \frac{E_{P2} - E_{P1}}{pH_{P2} - pH_{P1}}$$

E_{P1} , E_{P2} , pH_{P1} und pH_{P2} sind durch die Kalibration bekannt, $E_{\text{unbekannt}}$ lässt sich durch die Formel zur Berechnung der Elektrischen Potentialdifferenz für ionenselektive Elektroden berechnen. Schließlich bleibt als einzige Unbekannte der pH-Wert übrig, der aus den bekannten Werten abgeleitet werden kann [2].

4 Praktische Anwendung der pH-Glaselektrode

4.1 Mögliche Fehler

Die pH-Glaselektrode hat **Grenzen bezüglich der Messung**. Um ein Austrocknen der Gelschicht, das die Elektrode unbrauchbar machen würde, zu verhindern, muss sie in einer wässrigen Lösung aufbewahrt werden.

Vor einer Reihe an Messung wird die Elektrode, wie oben beschrieben kalibriert und anschließend mit Wasser gespült, um Verunreinigungen zu entfernen. Die Reinigung sollte nach jeder weiteren Messung erfolgen.

Weitere Faktoren, wie z.B. die *Temperatur*, können das Messergebnis verfälschen. Häufige Fehler sind der *Säure-Fehler* oder der *Alkali-Fehler*.

Der *Säure-Fehler* tritt bei einer zu hohen Konzentration an Protonen, also bei sehr starken Säuren, auf. Es wird vermutet, dass der Grund für den Fehler darin liegt, dass das Glas dadurch schnell mit Protonen gesättigt ist. Der gemessene pH-Wert ist höher als der tatsächliche pH-Wert.

Bei einer Verfälschung durch Fremd-Ionen spricht man vom *Alkali-Fehler*. Dieser tritt besonders bei alkalischen Lösungen, die Natriumionen enthalten auf. Ein hydratisiertes Na^+ -Ion besitzt fast denselben Ionenradius bzw. dieselbe Ionendichte, wie ein hydratisiertes Oxonium-Ion. Die Glaselektrode spricht somit auch auf diese Natrium-Kationen an. Der gemessene pH-Wert ist dadurch niedriger als der tatsächliche pH-Wert.

Die Messung sollte außerdem sollte bei derselben *Temperatur* wie die Kalibration, standardmäßig bei 25 °C, durchgeführt werden, da sich die Steigung der Kalibrierungsgeraden, auf der der pH-Wert liegt, mit zunehmenden oder abnehmenden Temperaturen verändert.

Schließlich stellt auch die *Zusammensetzung der Analyt-Lösung* eine Fehlerquelle dar. Je nach Diffusionspotential am Diaphragma der Bezugselektrode kann der Messwert verfälscht werden. Bei der Wahl des Analyt sollten beispielsweise hydrophobe Stoffe oder

Suspensionen vermieden werden, da sie die klassische Glaselektrode verstopfen [1, 2, 5, 7].

4.2 pH-Wert Messung: Verdünnungsreihe

Um etwas Abwechslung in den Schulversuchen und einen für die Lernenden spannenderen und greifbareren Zugang zum Thema zu erlangen, kann im Unterricht eine Verdünnungsreihe mit Weißwein angesetzt werden. Der Wein ist hierbei als saure Substanz der Säureersatz.

Experiment: pH-Wert-Messung in der Verdünnungsreihe von Weißwein

Material:

- All-Chem-Misst mit Glaselektrode
- 6 Bechergläser
- 10 mL Vollpipette
- VE-Wasser

Chemikalien:

- Weißwein
- 2 Pufferlösungen, z.B. $pH_{P1} = 4$, $pH_{P2} = 7$

Durchführung:

Den All-Chem-Misst mit der pH-Glaselektrode nach Anleitung einschalten und mit den beiden Pufferlösungen kalibrieren.

Zur Vorbereitung sollte bereits eine Verdünnungsreihe angesetzt sein. In das Becherglas 1 werden 100 mL Weißwein gegeben. Im Becherglas 2 werden 10 mL Weißwein auf 100 mL VE-Wasser, im dritten Becherglas 10 mL der Lösung aus dem Becherglas 2 ebenfalls auf 100 mL verdünnt. Diese Verdünnung kann 4-5 mal wiederholt werden.

Anschließend werden der Reihe nach, beginnend beim Weißwein, die pH-Werte der jeweiligen Mischungen gemessen. Nach jeder Messung sollte die Elektrode mit dem VE-Wasser gespült werden. Für ein genaueres Ergebnis wird außerdem empfohlen die Glaselektrode etwas in der Analytlösung zu schwenken, sodass die Glasmembran komplett vom Analyt umspült wird.

Beobachtung:

Entsprechend den Erwartungen nimmt der pH-Wert mit Abnahme der Konzentration des Weißweins zu, die Konzentration der Protonen in der Lösung sinkt also, die Potentialdifferenz an der Glasmembran und die gemessene Spannung nimmt ab.

5 Potentiometrische Titration

5.1 Versuch 1: Titration von Rotwein

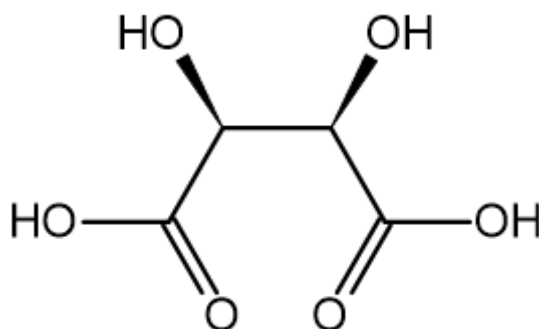


Abb. 7: Weinsäure

Unter gleichmäßiger Tropf-Geschwindigkeit wird Natronlauge ($c_{NaOH} = 1 \text{ mol/L}$) in 100 mL Rotwein titriert. Gleichzeitig erfasst der Computer über die Chembox die pH-Messwerte

der Glas-Elektrode und überträgt diese in eine Titrationskurve. Es soll der Gehalt an Weinsäure $C_2H_6O_6$ gemessen werden.

Experiment: Potentiometrische Titration von Weinsäure

Material:

- Chembox
- Computer
- pH-Messkette
- Gleichlauf-Bürette
- Stativ, -Ring
- 2x Muffe, 2x Stativ-Klammer
- Magnetrührer, -Stäbchen
- Becherglas, 150 mL

Chemikalien:

- **Natronlauge** (ca. 10 – 15 mL)
c= 1 mol/L
CAS-Nr.: 1310-73-2
- **Rotwein** (100 mL)



Gefahr

H290, H314
P280, P303+P361+P353,
P305+P351+P338

Durchführung: Die pH-Messkette an der Chembox vor dem Versuch kalibrieren. Ebenso die Gleichlauf-Bürette.

Über die Gleichlauf-Bürette langsam Natronlauge zum Rotwein titrieren, dabei kontinuierlich den pH-Wert der Lösung mithilfe der pH-Messkette und der Chembox auf dem Computer aufzeichnen lassen. Die Messkette muss dabei bis zum Diaphragma in die Lösung eintauchen.

Beobachtung: Während der Titration kann das Entstehen der Titrationskurve auf dem Monitor des Computers mitverfolgt werden. Eine schwache Säure wie die Weinsäure zeigt dabei eine nur schwache Steigung. Ist der zweite Scheitel der Titrationskurve deutlich überschritten, kann die Titration beendet werden.

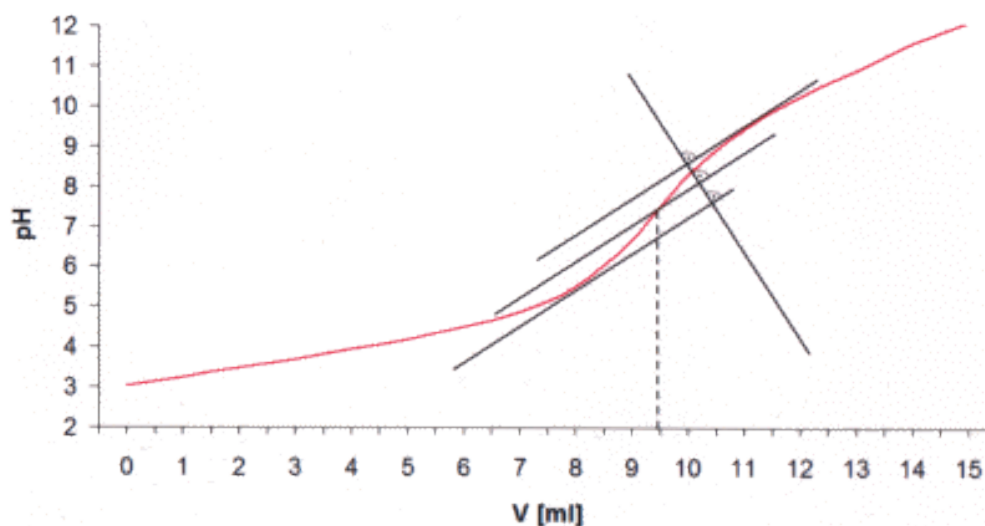


Abb. 8: Titrationskurve mit Auswertung nach der Tangenten-Methode

5.2 Auswertung des Versuchs 1: Titration von Rotwein

Um den Wende-Punkt der Titrationskurve (Äquivalenz-Punkt der Titration) zu ermitteln, werden in der Tangenten-Methode zwei parallele Tangenten an die Scheitel der Titrationskurve gelegt und eine Mittel-Parallele gezogen. Im Schnittpunkt dieser Mittel-Parallele mit der Kurve liegt der Äquivalenz-Punkt.

Aus dem ermittelten Verbrauch von Natronlauge (hier: 9,45 mL) lässt sich anschließend die Konzentration der im Wein enthaltenen Säure berechnen:

$$c_{\text{Weinsäure}} \cdot V_{\text{Weinsäure}} \cdot z_{\text{Weinsäure}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot z_{\text{NaOH}}$$
$$c_{\text{Weinsäure}} = \frac{1 \text{ mol/L} \cdot 9,45 \text{ mL} \cdot 1}{100 \text{ mL} \cdot 2} = 0,472 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Damit ergibt sich ein Säure-Gehalt (mit $M_{\text{Weinsäure}} = 150 \text{ mol/L}$) von:

$$\beta = c_{\text{Weinsäure}} \cdot M_{\text{Weinsäure}} = 0,472 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 150 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 7,08 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Dieser deckt sich mit Literatur-Werten von Wein, der zwischen 5 und 7 g/L liegt. Der relativ hohe Gehalt an Weinsäure ist durch die Verwendung eines „trockenen“ Weins und die fehlende Berücksichtigung anderer Säuren im Wein wie der Äpfelsäure, o. ä. zu erklären.

5.3 Versuch 2: Titrationskurve und Äquivalenzpunkt-Bestimmung

Die Wasserstoff-Ionen der Säure (Salzsäure) werden bei der Zugabe von einer Base (Natronlauge) neutralisiert. Dadurch sinkt die Konzentration der Wasserstoff-Ionen und der pH-Wert steigt relativ gleichmäßig an.

Am Äquivalenz-Punkt sind alle Wasserstoff-Ionen der Säure neutralisiert. Der pH-Wert von 7 ergibt sich aus den nun relevanten Wasserstoff-Ionen des Wassers, die in einer Konzentration von 10^{-7} mol/L vorliegen. An diesem Punkt erkennt man eine sprunghafte Veränderung des pH-Wertes.

Bei einer größeren Zugabe der Base steigt der pH-Wert weiterhin an.

Anstelle des pH-Wertes kann das Ergebnis auch in Form der Spannung angegeben sein. Wie in folgender Abbildung gezeigt wird.

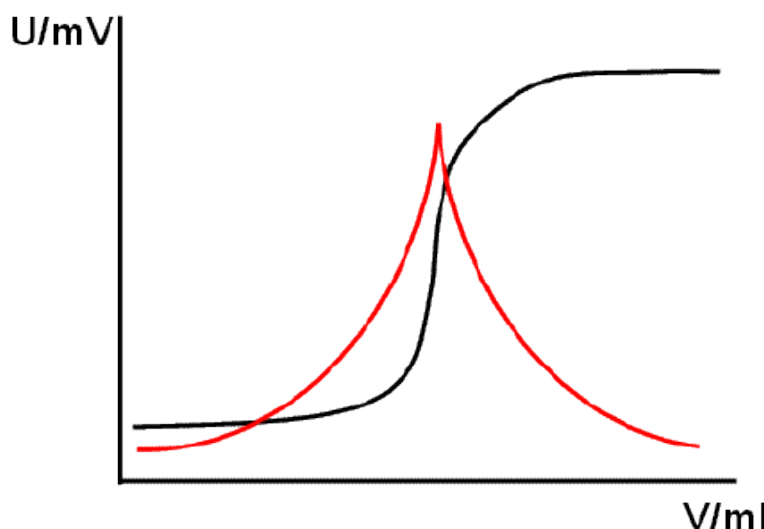


Abb. 9: Spannungs-Kurven bei Zugabe von Natronlauge in Salzsäure

Die Form gleicht der Neutralisations-Kurve. Mitunter ist es zweckmäßig, nicht mit der Größe des Potentials, sondern mit dem Verhältnis der Potential-Änderung „ ΔU “ zur Volumen-Änderung „ ΔV “ zu rechnen. Die Änderung des Quotienten aus „ $\Delta U/\Delta V$ “ am Äquivalenz-Punkt ist größer als die des Potentials „ U “ und kann graphisch leicht erkannt werden, wie in Abb. 9 die rot dargestellte Kurve zeigt.

Zusammenfassung: Die potentiometrische Titration ermöglicht auch eine Durchführung von Titrations, wenn durch eine starke Färbung oder Trübung der Probe-Lösung die Anwendung von Indikatoren verhindert wird. Dabei dient die Messung der Potential-Differenz zweier Halbzellen einer Glas-Elektrode zur Bestimmung des pH-Werts der Probe-Lösung. Diese Potential-Differenz wird beeinflusst von der Konzentration der Protonen in der Probe-Lösung. Aus der so erhaltenen Titrationskurve kann der Äquivalenz-Punkt der Titration abgelesen und so die Berechnung der zu bestimmenden Ionen-Konzentration durchgeführt werden.

Die pH-Glaselektrode ist eine Einstabmesskette, in der zwei Ag/AgCl-Elektroden in einer KCl-Lösung miteinander verbaut sind. Sie messen die Veränderung der Potentialdifferenz an der Glasmembran bei unterschiedlichen H^+ -Aktivitäten. Daraus kann schließlich der pH-Wert berechnet werden.

Abschluss 1: Bei der Lambda-Sonde ergibt sich das Sonden-Potential ebenfalls durch das Nernst'sche Gesetz, ist aber abhängig vom Sauerstoff-Partialdruck aus dem Abgas und der Luft. Funktioniert diese Sonde nicht, so sendet sie kein oder ein falsches Signal weiter und das Benzin/Luft-Gemisch ist in einem schlechten Verhältnis. Durch ein schlechtes Benzin/Luft-Gemisch gelangen vermehrt Schadstoffe wie das Kohlenstoffmonoxid in die Luft.

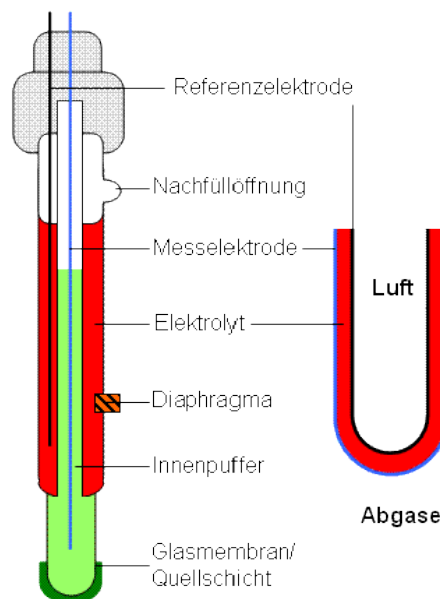


Abb. 10: Ausschnitte von pH-Meter (links) und Lambda-Sonde (rechts) im Vergleich

Abschluss 2: fehlt

Abschluss 3: Die pH-Elektrode ist nicht nur für Chemie-Lehrkräfte und Chemiker relevant, sie wird in vielen weiteren Bereichen verwendet. In der Geographie kann z.B. mit der pH-Elektrode in einer Suspension aus einer Bodenprobe in Pufferlösung der Boden-pH bestimmt werden. In der Medizin ist im Blutgasanalysegerät eine Glaselektrode verbaut, mit der sichergestellt werden kann, dass der empfindliche Blut-pH-Bereich bei der Beatmung von Patienten stabil gehalten wird. Den wohl wichtigsten Einsatzbereich stellt aber die Lebensmittelindustrie dar. Die pH-Elektrode ermöglicht eine lebensmittelechte pH-Überwachung unserer Getränke und Nahrungsmittel, sowie des Trinkwassers.

Quellen:

1. Grube, Markus (2014): Ein neues Konzept zur Diagnose elektrochemischer Sensoren am Beispiel von pH-Glaselektroden. Karlsruhe: KIT Scientific Publishing.
2. Harris, Daniel C. (2014): Lehrbuch der Quantitativen Analyse. Berlin, Heidelberg: Springer Berlin Heidelberg.
3. Holleman, A.F.; Wiberg, E.: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, DeGruyter, Berlin 2007
4. IAC Uni Stuttgart: Einführung Potentiometrie & Titration von Phosphorsäure. Online verfügbar unter <https://youtu.be/tMf84Owf0h4>, zuletzt geprüft am 17.12.2023
5. Jander, Gerhart; Blasius, Ewald; Strähle, Joachim; Schweda, Eberhard (1995): Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum. 14., neu bearb. Aufl. Stuttgart: S. Hirzel.
6. Mortimer, Charles E.; Müller; Ulrich: Chemie, Das Basiswissen der Chemie, 8. Auflage, 2003
7. Ritgen, Ulf (2020): Analytische Chemie II. 1. Aufl. 2020. Berlin, Heidelberg: Springer Spektrum.
8. Strähle, Schweda, Jander, Blasius: Einführung in das anorganisch chemische Praktikum, Stuttgart, 1990
9. <http://www.chemiephysikskripte.de/potent/potent.pdf>; (online 17.01.2012) (Quelle verschollen, 17.12.2023)
10. http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/experimente/chembox/ph_saeuren/ph_saeuren.htm; (online 17.01.2012)
11. http://www.bilderlernen.at/bilder/utsoekt_op.jpg; (online 17.01.2012, Copyright: System Bola- get) (Quelle verschollen, 17.12.2023)
12. <https://www.wikipedia.de>, (19.10.2008) [Glaselektrode] [Potentiometrie] [Nernstsche Gesetz]
13. <http://www.chemiephysikskripte.de/potent/potent.pdf>; (19.10.2008) (Quelle verschollen, 17.12.2023)
14. http://www.chemie.uni-greifswald.de/~plasma/biomathanleitungen/Potentiometrie_Bio-math.pdf; (19.10.2008) (Quelle verschollen, 17.12.2023)
15. <http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/11/cmt/vlus/titration.vlu/Page/vsc/de/ch/11/cmt/simulationen/titration/potentiometrie1.vscml.html>; (20.10.2008) (Quelle verschollen, 17.12.2023)