

Potentiometrie

Ganz wichtig: Erst die **gesamte** Versuchsanleitung lesen, dann mit der Verkabelung und **dann erst** mit den Titrations beginnen. Vor der ersten Titration und Messung nochmals die Anleitung der Geräte und die Arbeitsvorschrift lesen. Auf Fehler an der Verkabelung und bei den Einstellungen der Geräte sind meistens mißlungene Titrations zurückzuführen.

Grundlagen und Auswertung potentiometrischer Messungen

Die elektromotorische Kraft (EMK) einer galvanischen Zelle (Titriergesäß mit Elektroden) ist ein Maß für die reversible Reaktionsarbeit (siehe auch Grundlagen der Thermodynamik) und daher abhängig von der Temperatur und der Aktivität (in unserem Fall gilt die Näherung: Aktivität des Ions ist gleich Konzentration des Ions) aller Reaktionspartner. In der analytischen Chemie wertet man nur die Konzentrationsabhängigkeit der EMK aus. Dabei können nicht nur Konzentrationsänderungen (z.B. im Verlauf von Titrations), sondern auch absolute Konzentrationen, wie pH, $c(\text{Ag}^+)$, $c(\text{I}^-)$ bestimmt werden.

Potentiometrische Titrations:

Man trägt die Potentialdifferenz $E[\text{mV}]$ (in der Literatur auch manchmal mit $U[\text{mV}]$ bezeichnet) zwischen der Indikatorelektrode (Silberstab) und der Bezugslektrode gegen das verbrauchte Volumen $V[\text{ml}]$ der Maßlösung auf und ermittelt den potentiometrischen Endpunkt (= Wendepunkt, Punkt maximaler Steigung, Steilheit) der Kurve. Bei der gegenseitigen Titration starker Elektrolyte ist diese Kurve punktsymmetrisch zu ihrem Wendepunkt. Die Abbildung 1 zeigt potentiometrische Titrationskurven und die drei verschiedenen Methoden zu ihrer Auswertung. Als Hilfsmittel für die graphische Auswertung sind spezielle Auswerteschablonen erhältlich, deren Anwendung ebenfalls in Abbildung 1 gezeigt wird.

Der im Praktikum ebenfalls vorgeführte Potentiograph ist in der Lage, von den potentiometrischen Titrationskurven die erste Ableitung (differenzierte Titrationskurven) zu bilden.

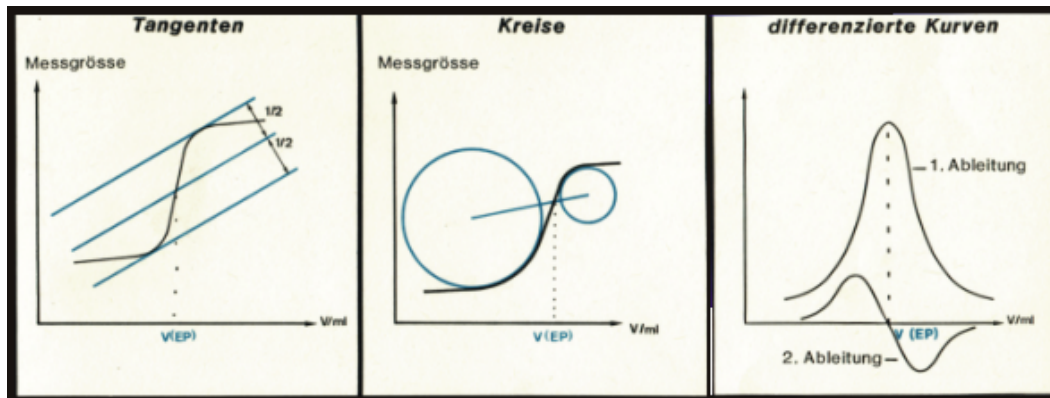


Abbildung 1: Titrationskurven beim Versuch "Potentiometrie" und versch. Auswertemethoden

Potentiometrische Bestimmung absoluter Konzentrationen:

Der Zusammenhang zwischen dem Potential $E[\text{mV}]$ der Indikatorelektrode und der Aktivität (bzw. in stark verdünnten Lösungen der Konzentration) c der potentialbestimmenden Ionen (Chlorid, Iodid oder H_3O^+), wird durch die Nernstsche Gleichung gegeben.

$$E = E_0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \frac{a(\text{Ox})}{a(\text{Red})} \quad (1)$$

- E = gemessenes Potential zwischen Bezugs- und Indikatorelektrode
- E_0 = Normalpotential
- R = allg. Gaskonstante
- T = Temperatur
- z = Anzahl der bei dem potentialbestimmenden Redoxvorgang ausgetauschten Elektronen
- F = Faradaysche Konstante (96.486 C/mol)
- a = Aktivität der oxidierten (Ox) bzw. reduzierten (Red) Spezies

Für verdünnte Lösungen bei 25 °C und $a(\text{Ag}) = 1$ (Silberstab, unveränderliche Konzentration) gilt näherungsweise Gleichung 2:

$$E = E_0 + 0,059 \cdot \lg c(\text{Ag}^+) \quad (2)$$

Vereinfacht heißt das:

Das gemessene Potential E ist eine Funktion der Konzentration.

Da Einzelpotentiale nicht meßbar sind, bedeutet Potential immer eine Potentialdifferenz gegenüber einer Bezugslektrode. Ist die Aktivität der potentialbestimmenden Ionen = 1, so spricht man vom Normalpotential E_0 , welches üblicherweise gegen die Normalwasserstoffelektrode für 25 °C tabelliert wird.

Grundsätzlich sind alle in den Lehrbüchern aufgeführten Normalpotentiale z.B. Redoxpotentiale nicht experimentell bestimmt worden, sondern aus thermodynamischen Daten berechnet worden. Das tatsächliche, in einem Elektrolyten gemessene Potential stimmt daher nie mit diesen Daten überein. Vielmehr ist ein reales Potential von sehr vielen verschiedenen Einflußgrößen abhängig (Ionenstärke, Ionenkonzentration, Wechselwirkungen mit dem Lösungsmittel, Elektrodenmaterial, Elektrodenoberfläche usw ...).

Zur Bestimmung absoluter Konzentrationen eines Ions ist aber die Kenntnis von E_0 nicht nötig. Mißt man das Potential in einer Lösung mit bekannter Ionenkonzentration, so kann man aus der Differenz zum Potentialwert einer anderen Lösung die Ionenkonzentration der unbekannteren Lösung berechnen. Mit Hilfe der potentiometrisch bestimmten Ionenkonzentrationen lassen sich häufig Gleichgewichtskonstanten und Löslichkeitsprodukte experimentell ermitteln.

Geräte:

pH-Meter 691

Das pH-Meter 691 ist ein kombiniertes pH- und mV-Meßgerät. Beim Versuch Potentiometrie wird es sowohl zur Messung des Potentials E[mV] als auch zur Bestimmung des pH-Wertes verwendet.

An der Rückseite des pH-Meters befinden sich die beiden Eingänge für die **Indikatorelektrode (Silberelektrode)** und für die **Bezugselektrode** (Abbildung 6, Seite 16, Nummernbereich **6**). Die Bezugselektrode wird mit dem Stecker (Bananenstecker) in die Buchse **Ref** eingesteckt (und nur dort, sonst ist keine Messung möglich). Das Kabel der Silberelektrode wird mit dem Adapter verbunden, der seinerseits in der Buchse **pH/ISE** eingesteckt ist.

Achtung:

Bitte Adapterkabel in dieser Buchse eingesteckt lassen, nie ausstecken oder gewaltsam herausziehen.

pH-Meter einschalten (in der Abbildung 6, Seite 16, Nummer 16, Power). Das Gerät macht zuerst einen kurzen Anzeigentest und ist dann einsatzbereit.

Sofern auf der Anzeige nicht die Einheit **mV** (auf der rechten Seite im Anzeigenfeld) erscheint, so oft auf die Taste **mode** drücken bis die Einheit **mV** angezeigt wird.

Während der Titration (Bestimmung der Halogenid-Ionen) ist dann am pH-Meter keinerlei Taste mehr zu bedienen. Die angezeigten Millivolt-Werte werden ins Meßprotokoll übernommen, nachdem in der Anzeige **Drift** erloschen ist, d. h. der angezeigte Potential-Wert konstant ist (kann bis zu 60 Sekunden dauern).

Dosimat E535

Der **Dosimat E535** (siehe Abb. 4) ist eine automatische Titrierstation (unterer Teil mit Digitalanzeige und Bedienungselementen) mit Wechseleinheit. Er ersetzt die Bürette aus dem quantitativen anorganischen Praktikum. Der Dosimat ist prinzipiell ein robustes Gerät, allerdings sind einige Punkte unbedingt zu beachten, die für die Lebensdauer des Gerätes von entscheidender Bedeutung sind (Neupreis DM 7.000,00).

Nach dem Einschalten (Netzschalter) drücken Sie bitte immer erst die Fülltaste (in der Abbildung 4 rot markiert). Vor dem Ausschalten und auch vor jedem Wechsel des Aufsatzes (Wechseleinheit) ist ebenfalls immer die Fülltaste zu drücken. Beim Drücken der Fülltaste bewegt sich der Bürettenhahn von rechts nach links und wieder zurück (relativ langsam). Dadurch wird die Kolbenbürette wieder befüllt. **Der Bürettenhahn muß vor der Titration und vor dem Wechsel des Aufsatzes und vor dem Ausschalten rechts stehen.**

Austauschen der Wechseleinheit (oberer Teil des Dosimaten):

Teflon-Titrierspitze aus dem Titriergefäß nehmen (Achtung, wird oft vergessen), Spitze abspülen und mit Klopapier leicht abwischen. Dann in den dafür vorgesehenen Halter auf der Rückseite der Wechseleinheit stecken bzw. befestigen. **Fülltaste drücken, füllen, auch wenn die Kolbenbürette scheinbar ganz unten ist.** Wechseleinheit am Handgriff ruhig, langsam und waagrecht abziehen. Am Anfang muß dabei ein leichter Widerstand überwunden werden. Vorsicht: die Vorratsflaschen sind nicht "festgenagelt". Neuen Aufsatz ebenso langsam, ruhig und waagrecht aufschieben, ganz nach hinten schieben. An der Digitalanzeige müßte nun 0000 erscheinen. Wenn nicht, dann auf die Nulltaste drücken. Erscheint dann immer noch nicht 0000, haben Sie etwas falsch gemacht, Assistenten verständigen. Füllen (Fülltaste) nach erfolgreichem Wechseln nicht vergessen.

Wichtig: Achten Sie bitte auf größere Luftblasen im oberen Teil der Bürette, bzw. in den Teflon-Schläuchen. Ab Haselnußgröße müssen die Blasen auf jeden Fall entfernt werden: Titrierspitze und die dazugehörige Leitung in ein bereitgestelltes Becherglas halten und ein wenig Lösung dosieren, bis die Luftblase durch die Teflonspitze ausgetreten ist. Silbernitrat ist ätzend und gibt sowohl auf den Geräten und insbesondere auf der Haut schwarze Flecken.

Dosieren

Vor dem Dosieren: **Füllen** Teflon-Titrierspitze erst kurz vor dem Messen (WARUM) in eine noch freie Öffnung des Meßgefäßdeckels (am besten in der Mitte) einführen (wird oft vergessen, man wundert sich dann allerdings über die konstanten "Potential-Meßwerte" obwohl die Digitalanzeige eine Zugabe in Milliliter anzeigt. Bei monotoner Titration auf kontrollierte Zugabe am Dosimaten schalten (je 0,1 mL Zugabe), also Zeichen (Pfeil nach oben) auf "ein" (obere Stellung). Bei dynamischer Titration diesen Schalter auf "aus" (untere Stellung) und die Dosiergeschwindigkeit mit dem Drehregler wählen (mittlere Stellung oder weniger hat sich bewährt). Mit dem Taster (Dosiertaste) dosieren.

Wichtig: Volumen notieren und dazu den jeweiligen Meßwert vom Anzeige-Gerät. Nach monotoner Titration, Kurve am besten sofort aufzeichnen. Versuch anschließend wiederholen, Diesmal genauer, bei der beginnenden Steigung (Äquivalenzpunkt !) langsamer Titrieren. D.h. also, solange sich das Potential wenig ändert, größere Volumina zudosieren, bei starker Änderung des Potentials Zugabevolumen so klein wie möglich wählen.

Aufgaben

Potentiometrische Titration von Halogenid-Ionen

Es sind drei Bestimmungen durchzuführen:

- Chlorid
- Iodid
- Gemisch aus Chlorid und Iodid

Geräte:

Dosimat mit Wechseleinheit (E535), Titriergefäß, Halter mit Magnetrührer
kombiniertes mV/pH-Meter (691, Metrohm)

Elektroden:

Silberdrahtelektrode (Indikator/Meßelektrode)
Silber/Silberchlorid-Elektrode (Bezugselektrode) Ag/AgCl/KCl

Titrationmittel:

0,1 mol/l Silbernitratlösung (oder eine mit angegebenem Titer) in der Wechseleinheit

Messung:

Geben Sie **10 ml** der Analyse (aus dem zuvor mit ention. Wasser auf 100 ml aufgefüllten Meßkolben) und ca. 10 ml Eisessig in das Titriergefäß. Stecken Sie die Elektroden in den Elektrodenhalter, schließen Sie die Elektroden (alle beide) ans mV-Meter (pH-Meter 691) an (Achtung: Es ist nicht gleichgültig, welche Elektrode an welchem Eingang am mV-Meter steckt). Dann Titriergefäß am Halter befestigen.

Schalten Sie nun den Rührer ein (Ausschalten nach Versuchsende nicht vergessen), wählen Sie eine vernünftige Rührgeschwindigkeit und behalten Sie diese bei allen weiteren Versuchen bei.

Ablauf:

- Analyse nach Vorschrift in das Titriergefäß füllen, Eisessig usw. dazu, Rührfisch nicht vergessen, dann Titriergefäß am Halter befestigen.

2. Elektroden-Kabel ins pH-Meter stecken
3. Elektroden **und** Dosierspitze durch die Deckelöffnungen stecken
4. Rührer einschalten
5. Titrieren und Messen.
6. Werte aufschreiben
7. Wichtig: Alle Original-Meßprotokolle müssen in jedem Fall der Ausarbeitung beigelegt werden, auch wenn Ihr die Ausarbeitung mit einem PC anfertigt. Die Meßprotokolle werden vom Assistenten mit Datum und Unterschrift versehen!!

Titriert wird folgendermaßen:

Jede Analyse (Chlorid, Iodid und Gemisch Chlorid/Iodid) wird zuerst einmal mit festem Zugabevolumen (bewährt haben sich 0,2 ml Schritte) titriert. Dann wird eine dynamische Titration mit Chlorid und Iodid (nicht mit dem Gemisch) durchgeführt. Dynamisch heißt: In der Nähe des Wendepunktes wird mit möglichst kleinen Volumenschritten titriert um die Genauigkeit zu erhöhen.

Zusammenfassend sind also folgende Titrations durchzuführen:

- Chlorid- und Iodid-Einzelstoffanalyse: je einmal mit konst. Zugabevolumen (monoton)
- Chlorid- und Iodid-Einzelstoffanalyse: je einmal mit variablem Zugabevolumen (dynamisch)
- Gemisch Chlorid/Iodid: nur einmal mit konst. Zugabevolumen (monoton)

Das Gemisch Iodid/Chlorid wird im Anschluß an die monotone Titration nun vom **Assistenten** mit dem Schreiber (Potentiograph) dynamisch durchgeführt. Dieser wird nur vom Assistenten bedient.

Auswertung:

Zeichnen Sie die Titrationskurve von Chlorid und Iodid mit den Meßwerten aus der **dynamischen Titration**, bestimmen sie den Halogenid-Gehalt von allen Analysen, vergessen Sie nicht die Fehlerbetrachtung. Alle aufgezeichneten Meßdaten sind in jedem Fall der Ausarbeitung im Original beizulegen.

pH-Messung mit der Glaselektrode

Grundlagen

Die Grundlage der pH-Wert-Bestimmung bildet ebenfalls das Nernstsche Gesetz. Anstelle der Ag^+ -Ionen werden H^+ -Ionen gemessen. Allerdings erfolgt hier eine **absolute Bestimmung der Konzentration**, es ist daher eine Kalibrierung (2-Punkt-Eichung) vor der eigentlichen Messung notwendig. Gemessen wird der pH-Wert mit Hilfe einer Bezugslektrode und einer Indikatorelektrode, deren Funktion im folgenden näher beschrieben wird. In der **Glaselektrode**, einer sog. **Einstabmeßkette**, sind Bezugssystem und Meßsystem zu "einer" Elektrode kombiniert, die im Prinzip aus zwei Elektroden besteht.

Die Funktion einer ionensensitiven Elektrode, zu denen auch die Glaselektrode zählt, soll an Hand dieses Beispiels erklärt werden. Wird die Oberfläche eines Glases (erstarrte SiO_2 - CaO - Na_2O -Schmelze) von Wasser benetzt, so werden innerhalb einer dünnen Oberflächenschicht die im SiO_2 -Netzwerk gebundenen Kationen gegen Wasserstoffionen ausgetauscht. Wird diese Schicht in Kontakt mit einer protonenhaltigen Lösung gebracht, so ist das chemische Potential μ_{H^+} der Protonen in der Glasschicht und in der Lösung verschieden. Aus diesem Grund werden zwischen der Oberflächenschicht und der Lösung so lange Protonen ausgetauscht, bis die Gleichgewichtsbedingung

$$\mu_{\text{H}^+}(\text{Glasschicht}) = \mu_{\text{H}^+}(\text{Lösung}) \quad (3)$$

erfüllt ist. Dies bedeutet aber:

$$a_{\text{H}^+}(\text{Glasschicht}) = a_{\text{H}^+}(\text{Lösung}) \quad (4)$$

Es stellt sich eine Potentialdifferenz

$$\Delta E = E(\text{Lösung}) - E(\text{Glasschicht}) = \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{H}^+}(\text{Glasschicht})}{a_{\text{H}^+}(\text{Lösung})} \quad (5)$$

zwischen Glasschicht und Lösung ein. Der beschriebene Effekt kann zur Bestimmung eines unbekanntes pH-Wertes benutzt werden, wenn man eine dünne (bis herab zu 1 μm) Glasmembran (die Membran muß so dünn sein, damit eine leitende Verbindung zustande kommt) als Trennwand zwischen einer Lösung mit bekannter und eine solche mit unbekannter Protonenkonzentration anordnet. Die Potentialdifferenz zwischen Lösung I (Innenpuffer in der Glaselektrode) und Lösung II (zu vermessende Lösung) ist dann (siehe dazu auch Abbildung 2):

$$\Delta E(\text{I} - \text{II}) = \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{\text{H}^+}(\text{Glasschicht I, außen})}{a_{\text{H}^+}(\text{Lösung I, außen})} - \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{\text{H}^+}(\text{Glasschicht II, innen})}{a_{\text{H}^+}(\text{Lösung II, innen})} \quad (6)$$

Zur praktischen Durchführung wird die Glasmembranelektrode und eine Bezugslektrode zu einer Elektrode zusammengefaßt (kombinierte Glaselektrode mit Innensystem, siehe auch großes Bild an der Praktikumstür, Einstabmeßkette!!).

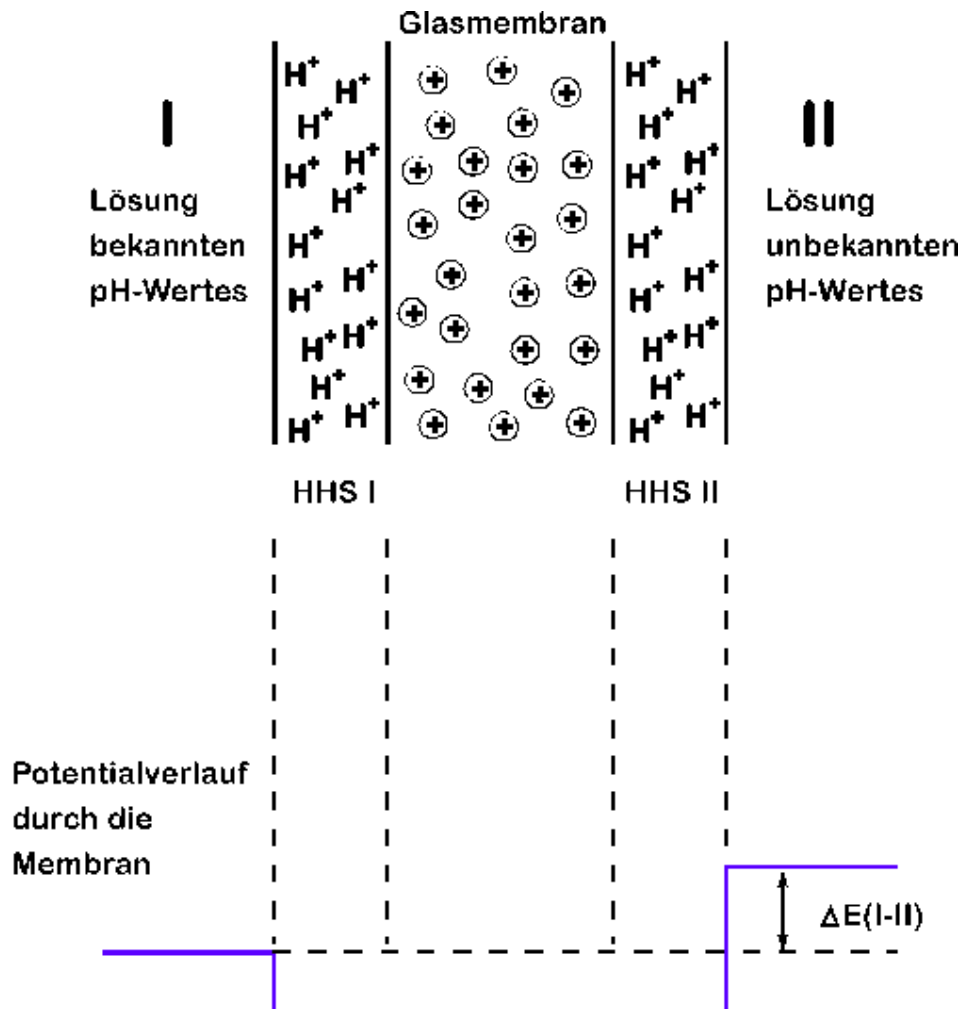


Abbildung 2:

Schematisierte Darstellung einer zwischen zwei elektrolytischen Lösungen unterschiedlichen pH-Wertes angeordneten Glasmembran und Potentialverlauf durch die Membran, □ Kationen im SiO₂-Netzwerk, H⁺ Protonen im SiO₂-Netzwerk

Bezugssystem ist hier meist eine Silber-Silberchloridelektrode mit KCl-Lösung als Innensystem. Damit das gemessene Potential durch H⁺-Ionen beeinflusst werden kann, besitzt die Meßelektrode eine pH-sensitive, leitende Glasmembran. Taucht man diese in eine wässrige Lösung, so bildet sich eine Quellschicht. Diese Quellschicht wird auch Haber-Haugaard-Schicht (HHS) genannt. Je nach pH-Wert diffundieren die H⁺-Ionen in die Quellschicht hinein oder aus ihr heraus. Dies verändert jeweils das sich an der Außenseite der Glasmembran einstellende Potential. Die Lösung an der Innenseite der Glasmembran hat einen konstanten pH-Wert (Pufferlösung), das Potential, das sich innen einstellt, ist daher ebenfalls konstant. Gemessen wird letztendlich die Potentialdifferenz, die sich zwischen Innen- und Außensystem einstellt (Gleichung 7).

$$\Delta E = E_a - E_i = \frac{R \cdot T}{F} \cdot \ln \frac{a(\text{H}^+)_a}{a(\text{H}^+)_i} \quad (7)$$

mit

- E_a = sich einstellendes Potential an der Glasmembran außen
- E_i = sich einstellendes Potential an der Glasmembran innen = konstant wegen Pufferlösung
- a(H⁺)_a = Aktivität/Konzentration von H⁺ in der Meßlösung außen
- a(H⁺)_i = Aktivität/Konzentration von H⁺ in der Pufferlösung innen = konstant

Die nun meßbare Potentialdifferenz ergibt sich aus dem Potentialunterschied zwischen der Bezugelektrode und in Gleichung 7 beschriebener EMK (Glasmembran), da die sich an der Glasmembran einstellende Potentialdifferenz alleine nicht meßbar ist.

Bei pH-Werten unter 0 und über 12 treten Säure- oder Alkalifehler auf. Sie sind am nicht linearen Verlauf der Meßkettenkennlinie zu erkennen. Die Glaselektrode ist querempfindlich gegen Natrium-Ionen. Bei den heute verwendeten Gläsern macht sich dieser sogenannte Alkalifehler (hohe Konzentration an Alkali-Ionen) erst ab einem pH-Wert oberhalb von 12 bis 13 und Na⁺-Konzentrationen über 0,1 mol/l bemerkbar.

Vor der Messung muß eine Kalibrierung der Glaselektrode mit (meist zwei) Lösungen mit bekanntem pH-Wert stattfinden, um den Zusammenhang zwischen gemessenem Potential und H⁺-Ionenkonzentration festzustellen. Zu beachten ist, daß Puffer- oder Meßlösungen und Elektrode die gleiche Temperatur aufweisen sollten, da der pH-Wert stark temperaturabhängig ist. Eine pH-Elektrode wird durch ihren Nullpunkt und ihre Steilheit (Steigung der Kalibriergeraden) charakterisiert. Der Nullpunkt, d.h., der pH-Wert, bei welchem die Meßkette 0 mV Spannung abgibt, liegt etwa bei pH 7. Umgekehrt bezeichnet man das Potential, welches die Meßkette bei pH 7,0 anzeigt als das Asymmetriepotential U_{ASY} (siehe dazu auch Abbildung 3). Zur Kalibrierung sollten zwei nach pH-Meßbereich ausgewählte Pufferlösungen verwendet werden. Der Wert der ersten Lösung sollte möglichst nahe dem Nullpunkt (pH 7) liegen, der zweite sollte im beabsichtigten Meßbereich liegen. Typische Puffer besitzen pH 4 oder pH 9.

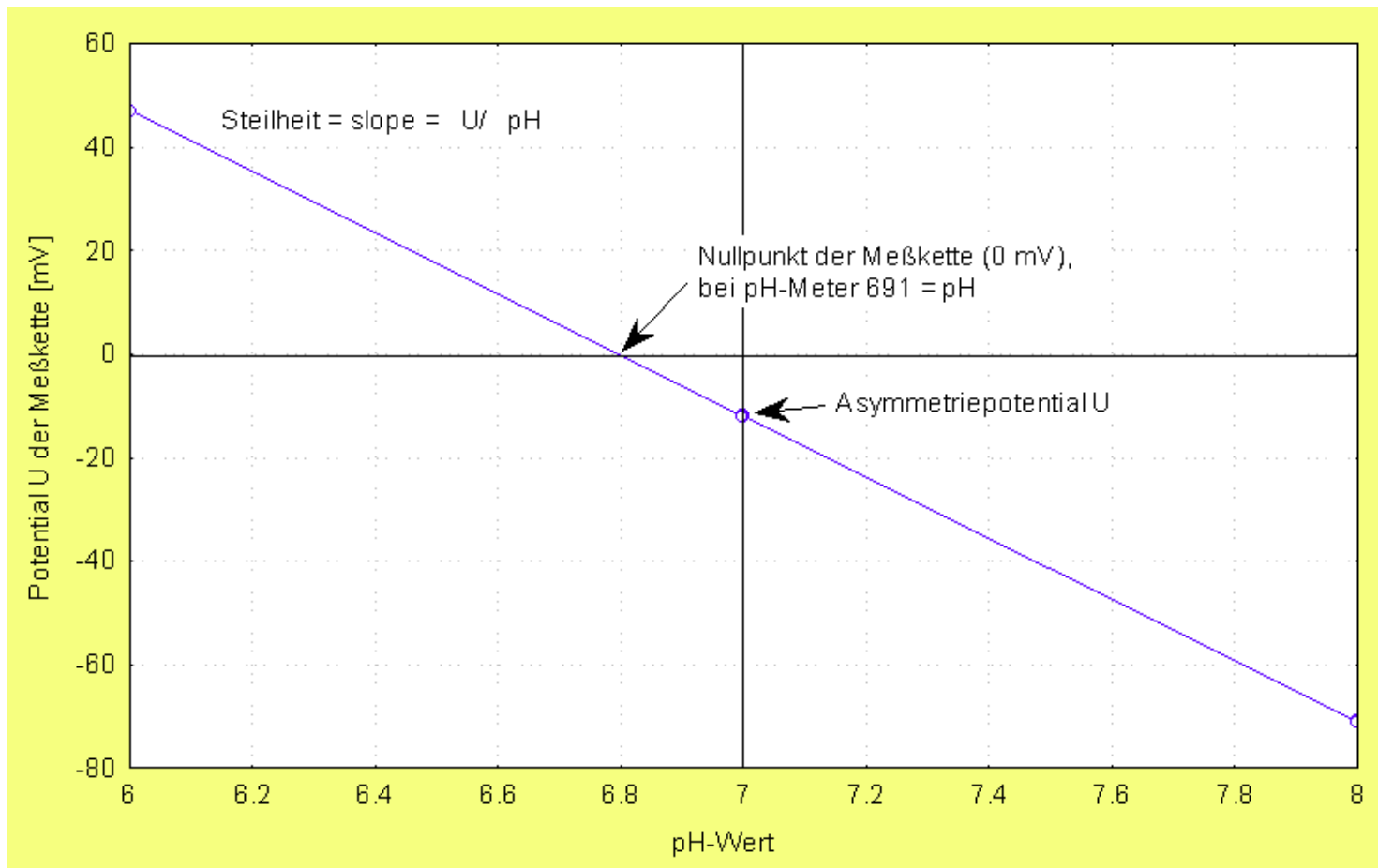


Abbildung 3:
Kennlinie einer pH-Meßkette mit markiertem Asymmetriepotential und angegebener Steilheit

Versuchsdurchführung:

Zubehör:

- pH-Meter Metrohm 691
- Pufferlösung pH 7,02, Pufferlösung pH 4,00
- Probenlösung 1 und 2,

Den Versuch pH-Messung mit der Glaselektrode erst nach der potentiometrischen Titration durchführen!

Kalibrierung der pH-Elektrode

Gerät einschalten, pH-Elektrode einstecken. Die pH-Elektrode (Einstabmeßkette, Preis DM 350,-) ist eine Kombination aus Indikatorelektrode (Glasmembran) und Bezugslektrode. Sie wird mit dem Adapterstecker (der steckt am pH-Meter im Anschluß pH/ISE und bleibt auch im dort stecken!!!) verbunden. **Die Bezugslektrode von der potentiometrischen Titration ist unbedingt auszustecken!!!** Die pH-Elektrode dann am besten in die mittlere Öffnung des Elektrodenhalters stecken. Rühren ist bei diesem Versuch nicht erforderlich. Sehr wahrscheinlich muß bei diesem Versuch der Elektrodenhalter in der Höhe verstellt werden!

Gummi-Stopfen an der pH-Elektrode öffnen!!!

Elektrode an der Unterseite (dünne Glasmembran, sehr empfindlich) nicht mit Papier oder ähnlichem abwischen. Es reicht, die Elektrode nach jedem Versuch mit ention. Wasser abzuspülen. Sollte evtl. noch ein Wassertropfen an der Elektrode (Glasmembran) hängen, stört dies die Messung nicht.

Kalibrierung:

1. Drücken Sie die **mode** Taste am pH-Meter so oft, bis in der Anzeige **pH** erscheint (angezeigter Wert ist vorerst zu ignorieren).
2. Drücken Sie die Taste **pH-cal**. In der Anzeige erscheint ein blinkender Temperaturwert. Drücken Sie dann die Taste **enter**.
3. In der Anzeige erscheint der pH-Wert für den 1. Puffer: 7.02 **pH** blinkend.
Den Puffer 7.02 (Glas aufmachen, Elektrode in das Glas eintauchen, Diaphragma muß ebenfalls eintauchen, WARUM?) mit der pH-Elektrode messen, warten bis die **Drift** Anzeige erlischt.
4. Drücken Sie dann die **enter** Taste.
Sie sehen einen mV-Wert (liegt in der Nähe von 0 mV), warten Sie bis in der Anzeige die Schrift **Drift** verschwindet, dann erscheint die Anzeige **bu 2** (Puffer 2).
5. Elektrode aus dem Puffer 7.02 entfernen, Elektrode mit ention. Wasser abspülen (nicht in den Puffer, sondern in ein Becherglas)
6. Elektrode in den Puffer 2 (pH 4,00) eintauchen.
Drücken Sie die Taste **enter**.
In der Anzeige erscheint 4.00, **pH** blinkt.
7. Drücken Sie die Taste **enter**.
pH-Meter mißt nun den Puffer.
Es erscheint ein mV-Wert um 170 mV.

Anschließend, nachdem die **Drift**-Anzeige erloschen ist, wird die **Steilheit "slope"** (Steilheit der pH-Kalibrierungsgerade, im Idealfall 1, Werte zwischen 0,900 und 1,000) und der Wert **pH_{as}** (Schnittpunkt der Kalibriergerade mit der x-Achse, ca. pH 7,00) der pH-Elektrode angezeigt.

Achtung: Die Steilheit "slope" und "pH_{as}" der pH-Elektrode wird nur sehr kurz angezeigt.

Wert merken und erst dann aufschreiben. Wenn Sie den angezeigten Werte "verschlafen" haben, dürfen Sie die Kalibrierung wiederholen.

Anschließend ist die pH-Elektrode einsatzbereit für die Messung der Probe 1 und 2 bzw. des Brauchwassers (Nicht-Trinkwasser aus der Hausleitung). Bitte nach jeder Messung, auch nach dem letzten Puffer die Elektrode mit ention. Wasser gut abspülen, **aber niemals abwischen**.

Messen sie nach erfolgreicher Kalibrierung den pH-Wert von den aufstehenden Proben und den pH-Wert des Wassers aus der Hausleitung. Den jeweiligen pH-Wert können Sie notieren, nachdem die **Drift**-Anzeige erloschen ist.

In die Ausarbeitung kommen die drei pH-Werte und zusätzlich die Steilheit der pH-Elektrode, die ein wichtiges Kriterium für die Qualität der Elektrode und der verwendeten Puffer ist.

Überlegen Sie sich die Antworten zu folgenden Fragen:

- Hat die Rührgeschwindigkeit einen Einfluß auf die Meßwerte?
- Warum wird Eisessig zur Analysenlösung gegeben?
- Welcher Potentialänderung entspricht die Änderung um 1 pH-Einheit?
Berechnen sie Sie aus der vereinfachten Nernst-Gleichung.

[zurück zur Versuchsübersicht](#)



Home

[zurück zur Startseite](#)