

## **5. Potentiometrie**

### **Einleitung**

Die Halogene Fluor, Chlor, Brom und Iod haben aus der Sicht des Umweltschutzes in verschiedenen Bereichen jeweils unterschiedliche Bedeutung. Als Substituenten von Kohlenwasserstoffen bilden sie eine breite Palette umweltrelevanter Substanzen. Die einfachsten derartigen Verbindungen sind halogenierte Methane, die u.a. auch bei der Desinfektion von Badewässern durch Chlorierung gebildet werden. Mit den menschlichen Ausdunstungen können Chlormethane gebildet werden. Bei brom- oder iodhaltigen Wässern können diese Halogene durch Oxidation mit zugesetztem Chlor freigesetzt werden und dann ebenfalls entsprechende einfach, mehrfach und gemischt halogenierte Methane bilden, die ein unterschiedlich gesundheitsgefährdendes Potential besitzen. Um den Gehalt der Halogenidionen zum Teil auch nebeneinander zu kontrollieren, können potentiometrische Titrations mit Silbernitrat durchgeführt werden. Als ein Beispiel für eine derartige potentiometrische Titration wird die quantitative Bestimmung von Iodid vorgestellt.

## Grundlagen

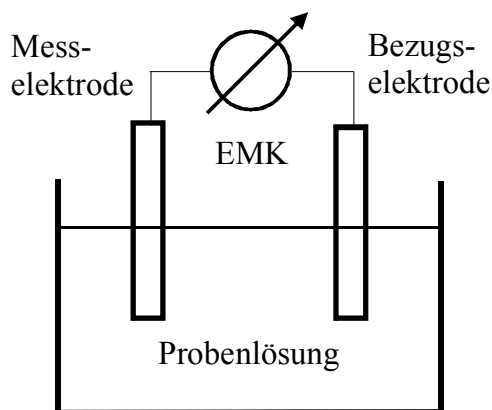
Potentiometrische Analysenmethoden ermöglichen die Gehaltsbestimmung von Elektrolytlösungen aufgrund der Konzentrationsabhängigkeit des elektrochemischen Potentials geeigneter Messelektroden. Man unterscheidet zwei Anwendungsbereiche (siehe auch Konduktometrie):

Bestimmungsverfahren      Konzentrationsbestimmung durch Messen des zugehörigen elektrochemischen Potentials; Auswertung anhand von Eichkurven.

Indikationsverfahren      Fortlaufendes Messen der Potentialänderung während einer Titration; Ermittlung des Äquivalenzpunktes aus der Titrationskurve.

Zur Bestimmung des elektrochemischen Potentials wird eine Galvanische Zelle aus zwei Elektroden benötigt, in der sich der "potentialwirksame" Elektrolyt, die Probenlösung, befindet. Im Einzelnen sind dazu erforderlich:

- a) Eine Indikator-Elektrode. Sie besteht aus der eigentlichen Messelektrode, welche in die Probenlösung eintaucht. An der Oberfläche der Messelektrode stellt sich das von der Konzentration des potentialaktiven Stoffes abhängige Potential reversibel ein. Das gesamte System aus Messelektrode und Probenlösung wird auch als "Indikator-Halbzelle" bezeichnet.
- b) Eine Bezugslektrode. Darunter versteht man ein System mit genau bekanntem und sehr konstantem Potential. Die Bezugslektrode taucht über eine "Salzbrücke" ebenfalls in die Probenlösung ein. Zusammen mit der Indikator-Elektrode bildet sie die Galvanische Zelle.
- c) Einen Messverstärker. Dies ist ein Messgerät für geringe elektrische Spannungen mit sehr hohem Eingangswiderstand (Größenordnung  $10^{12}\Omega$ ), mit dem die elektromotorische Kraft (EMK) der Galvanischen Zelle bestimmt wird. Ein hochohmiges Messgerät ist erforderlich, um die EMK möglichst stromlos bestimmen zu können: Bei merklichem Stromfluss brechen die Potentiale von Indikator- und Bezugslektrode rasch zusammen, und es wird ein verfälschter EMK-Messwert erhalten.



Die elektromotorische Kraft der aus zwei solcher Elektroden (Halbzellen) zusammengesetzten Galvanischen Zelle ergibt sich aus der Differenz der Potentiale beider Elektroden:

$$\text{EMK} = E_1 - E_2 \quad [\text{Volt}].$$

Das negative Vorzeichen erhält dabei immer diejenige Halbzelle, die das negativere Potential von beiden besitzt.

Abb.: 1

### ***Elektroden und ihr Potential***

Man unterscheidet in der Potentiometrie im Wesentlichen zwischen drei Arten von Elektroden:

- Elektroden 1.Art,
- Elektroden 2.Art,
- Redox-Elektroden.

#### ***Elektroden 1.Art***

Die einfachste Form einer Elektrode 1.Art ist ein Metall, das in die Lösung seiner Ionen eintaucht, wobei ein Gleichgewicht zwischen Metall und Metallionen besteht:



Ursache für die Gleichgewichtseinstellung sind zwei gegenläufige Effekte: a) der Lösungsdruck von Metallen, b) der osmotische Druck von Elektrolytlösungen.

- a) Lösungsdruck: Jedes Metall hat die Tendenz, an seiner Oberfläche Ionen aus dem Gitterverband zu entlassen und in Lösung zu schicken, wobei das Metall an der Phasengrenze zur umgebenden Lösung einen entsprechenden Elektronen-Überschuss erhält. Infolge der Anziehung entgegengesetzt gerichteter Ladungen verbleiben die Metallionen in unmittelbarer Nähe der Metalloberfläche

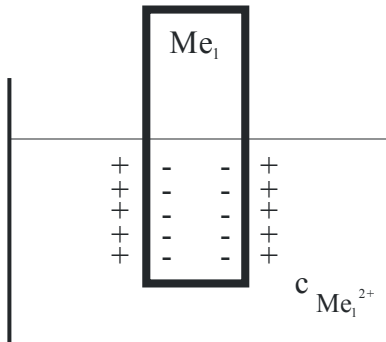


Abb.: 2

Prozesse ablaufen.

und bilden so zusammen mit den Elektronen eine "elektrische Doppelschicht". Die Größe des Lösungsdrucks hängt von der Stellung des Metalls in der elektrochemischen Spannungsreihe ab: Er ist umso größer, je unedler das Metall ist. Der Lösungsdruck hat nichts mit der Auflösung sehr unedler Metalle - etwa der Alkalien und Erdalkalien - in Wasser oder Säure zu tun, bei der gleichzeitig chemische

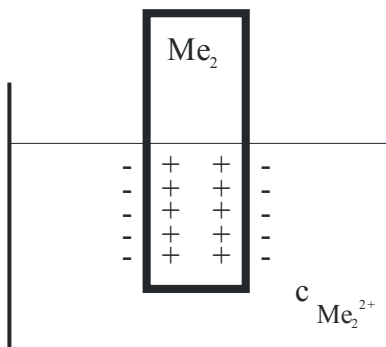


Abb.: 3

- b) Osmotischer Druck: Metallsalzlösungen haben das Bestreben, sich zu verdünnen; dies gelingt durch Verdrängen von Metallionen unter Einbau in das Gitter des eintauchenden Metalls. Auch hierbei entsteht eine elektrische Doppelschicht aus der nun positiven Grenzschicht des Metalls und den in der Nähe der Metalloberfläche verbleibenden Anionen. Der osmotische Druck wächst mit der Metallionen-Konzentration der Lösung.

Beide Tendenzen - Lösungsdruck und osmotischer Druck - führen zu einem Gleichgewicht; die Lage des Gleichgewichts hängt von der Stellung des Metalls in der Spannungsreihe und von der Konzentration der umgebenden Metallsalzlösung ab. Die Gleichgewichtslage bestimmt somit das Vorzeichen und die Größe der Ladungen auf beiden Seiten der Doppelschicht. Die zwischen den Ladungen der Doppelschicht aufgebaute elektrische Spannung schließlich ist das Potential der Elektrode, das durch das Metall abgeleitet und dadurch messbar gemacht werden kann. Allerdings ist die

Bildung der Doppelschicht mit der Überführung so geringer Ionenmengen aus Metall bzw. Lösung verbunden, dass chemisch keine Konzentrationsänderung nachgewiesen werden kann: Die Aufladung der Elektrode beruht auf der Überführung von größenordnungsmäßig nur  $10^{14}$  Ionen pro  $\text{cm}^2$  Elektrodenoberfläche und pro Volt Elektrodenpotential (bezogen auf einwertige Ionen); geringe Ströme bei der EMK-Messung führen - wie erwähnt - zum Ladungsausgleich und Potentialabfall.

Unter Berücksichtigung der bei der Bildung einer Doppelschicht zu leistenden Arbeit hat W. NERNST 1889 die für die Potentiometrie und andere elektroanalytische Bestimmungsverfahren grundlegende Gesetzmäßigkeit zwischen dem Potential von Elektroden und der Ionenkonzentration (genauer: Ionenaktivität) abgeleitet. Bei einer Temperatur von  $25^\circ\text{C}$  und bei der vereinfachenden Berücksichtigung von Konzentrationen anstelle der Ionenaktivitäten ergibt sich die NERNST-Gleichung für das Potential einer Elektrode:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg c_{\text{Me}^{n+}} \quad [\text{Volt}].$$

Die NERNST-Gleichung weist auf den logarithmischen Zusammenhang zwischen dem Elektrodenpotential und der Konzentration der potentialaktiven Ionen hin: Ändert man  $c_{\text{Me}^{n+}}$  um eine Zehnerpotenz, so ändert sich das Potential der Elektrode um  $0,059/n$  Volt.

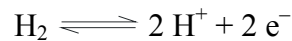
Elektroden 1. Art sind auch die so genannten Gas-Elektroden, bei denen ein "inertes" Metall (Pt, Au) von einem potentialaktiven Gas umspült wird. Beispiele für Gas-Elektroden sind:

- die Wasserstoff-Elektrode,
- die Sauerstoff-Elektrode,
- die Chlor-Elektrode.

Man kann sie verwenden, um in Wasser gelöste Gase oder die zugehörigen Ionen potentiometrisch zu bestimmen.

### Die Wasserstoff-Elektrode

Wird ein in verdünnte Säure eintauchendes mit "Platinmohr" bedecktes Platinblech von Wasserstoffgas umspült, so stellt sich an der Phasengrenze zwischen Metall und Lösung das Gleichgewicht



ein. Das zugehörige elektrochemische Potential gehorcht der NERNST-Gleichung

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = E^0_{\text{H}^+/\text{H}_2} + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{a_{\text{H}^+}^2}{P_{\text{H}_2}} \quad [\text{Volt}].$$

Neben der  $\text{H}^+$ -Ionenaktivität  $a_{\text{H}^+}$  wird das Potential auch vom Druck des einströmenden Gases bestimmt. Arbeitet man mit einem Wasserstoff-Druck von 1 atm, so erhält man eine Elektrode, deren Potential allein vom pH-Wert der umgebenden Lösung abhängt, die somit für pH-Bestimmungen verwendet werden kann: ( $\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+}$ ).

Die Wasserstoff-Elektrode hat für die Potentiometrie zusätzlich eine grundlegende Bedeutung: Zur potentiometrischen Konzentrationsbestimmung wird das Potential der eintauchenden Messelektrode ermittelt; dieses liefert über die NERNST-Gleichung den gewünschten Konzentrationswert. Potentiale von "Halbzellen" sind allein aber nicht messbar; dazu benötigt man den geschlossenen Stromkreis einer Galvanischen Zelle, also eine weitere Elektrode. Das gesuchte Potential ergibt sich dabei aus der Differenz der gemessenen EMK und dem Potential der zweiten Elektrode. Dieses muss somit bekannt sein, um aus dem EMK-Messwert das gesuchte Potential zu erhalten.

Versuche, das Potential einer solchen "Bezugselektrode" mit Hilfe komplizierter elektrochemischer Techniken "allein für sich" zu ermitteln, um dadurch die Möglichkeit zur Messung der "absoluten" Potentiale aller anderen Elektroden zu schaffen, haben nur geringe Erfolge gehabt.

Man hat sich deshalb dafür entschieden, einer in ihrem Versuchsaufbau genau beschreibbaren Elektrode willkürlich den Potentialwert "Null" zuzuordnen und die Potentiale anderer Elektroden darauf zu beziehen. Kombiniert man also diese "Null-

Elektrode" innerhalb einer Galvanischen Zelle mit einer Messelektrode, so liefert die gemessene EMK unmittelbar den Relativwert des Potentials der Messelektrode.

Willkürlicher Nullpunkt der Potentialskala ist das Potential der "Normal-Wasserstoffelektrode" (NWE). Vom Versuchsaufbau her ist diese eine Wasserstoffelektrode, die unter den standardisierten Bedingungen

$$a_{H^+} = 1 \quad [\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}]$$
$$P_{H_2} = 1 \quad [\text{atm}]$$

betrieben wird. Dafür gilt dann

$$E_{H^+/H_2} \stackrel{\text{def}}{=} 0 \quad [\text{Volt}].$$

Für den routinemäßigen Einsatz der NWE als Bezugslektrode in der analytischen Praxis entstehen jedoch zahlreiche Probleme, die vor allem in der Handhabung und Reproduzierbarkeit liegen: Brauchbar ist eine Bezugslektrode nur dann, wenn sie so einfach wie andere Elektroden benutzt werden kann und Potentialwerte liefert, die bis auf wenige Zehntel Millivolt zu reproduzieren sind. Gegen die NWE sprechen dabei folgende Punkte:

- Zum Betrieb der NWE ist Wasserstoff höchster Reinheit erforderlich; in Spuren enthaltene andere Gase oder Kontaktgifte verfälschen das Potential. Der  $H_2$ -Druck muss sehr konstant gehalten bzw. für eine Korrektur-Rechnung exakt gemessen werden. Die erforderliche  $H_2$ -Druckflasche mit den angeschlossenen Geräten für die Gasreinigung und Druckregelung machen die NWE sehr unbeweglich.
- Das Bezugspotential "0" der NWE wird nur dann gemessen, wenn  $a_{H^+}$  mit der erforderlichen Richtigkeit und Reproduzierbarkeit auf den Wert "1" eingestellt wird. Salzsäure der Aktivität 1 ist bei  $25^\circ\text{C}$  1,153 normal. Im Verlaufe einer Messung oder bei größeren Messreihen bleibt dieser Wert nur dann unverändert, wenn man verhindert, dass Wasser im durchperlenden  $H_2$ -Strom verdunstet und dass die im Labor "allgegenwärtigen" Gase ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ) die Acidität der Salzsäure beeinträchtigen. Auch dies erfordert einen hohen Aufwand.

Wenn alle diskutierten Punkte sorgfältig beachtet werden, kann das Potential der NWE mit viel Experimentierkunst bis auf wenige Zehntel Millivolt reproduzierbar und richtig eingestellt werden; im üblichen Laborbetrieb gelingt dies allerdings nur bis auf einige Millivolt. Aus diesem Grund verwendet man heute als Bezugs Elektroden genügend genaue Systeme, die für Routinemessungen aber wesentlich einfacher zu handhaben und gegenüber äußeren Einflüssen weitaus unempfindlicher sind als die NWE. Lediglich aus historischen Gründen hält man an der NWE als Bezugspunkt der Potentialskala auch weiterhin fest; sie dient gelegentlich allenfalls dazu, um andere Elektroden zu "eichen".

### ***Elektroden 2. Art***

Die bei der Potentiometrie eingesetzten besonders potentialkonstanten Bezugs Elektroden sind im Allgemeinen "Elektroden 2. Art". Bei diesen ist das Potential nur indirekt von der Konzentration (Aktivität) der potentialaktiven Ionen abhängig. Als Elektrolyt verwendet man die gesättigte Lösung eines schwerlöslichen Salzes des Elektrodenmetalls mit diesem Salz als Bodenkörper. Gleichzeitig enthält der Elektrolyt ein Alkalisalz in definierter Konzentration, welches das Anion der schwerlöslichen Metallverbindung besitzt. Diese Anionen-Konzentration bestimmt das Potential der Elektrode über das Löslichkeitsprodukt der Metallverbindung; hält man sie konstant, so bleibt auch das Potential konstant. Meist verwendet man eine Elektrolytlösung, die an dem Alkalisalz gesättigt ist und spricht dann von einer "gesättigten Elektrode". Daneben gibt es aber auch 1 M oder 0,1 M Elektroden mit entsprechender Alkalisalz-Konzentration im Elektrolyten.

Eine wichtige Bezugs Elektrode ist die gesättigte Silber/Silberchlorid-Elektrode, bei der ein mit AgCl bedeckter Silberdraht in gesättigte KCl-Lösung eintaucht.

$$E_{Ag/AgCl} = 0,197 \quad [\text{Volt}]$$

### ***Redox-Elektroden***

Redox-Elektroden bestehen aus der wässrigen Lösung zweier miteinander im Gleichgewicht stehender unterschiedlicher Oxidationsstufen eines Stoffes und aus einem zur Potentialableitung eingetauchten Edelmetallblech. Für die Konzentration  $c_{Ox}$  des Stoffes in



der oxidierten Form und  $c_{\text{Red}}$  die des reduzierten Stoffanteils in der Lösung gilt die NERNST-Gleichung in der Form

$$E_{\text{Ox/Red}} = E^0_{\text{Ox/Red}} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}},$$

wobei  $n$  die Zahl der pro Formelumsatz ausgetauschten Elektronen ist.

Für ein in unterschiedlichen Wertigkeitsstufen gelöstes Metall gilt analog:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^{m+}} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^{m+}} + \frac{0,059}{n-m} \cdot \lg \frac{c_{\text{Me}^{n+}}}{c_{\text{Me}^{m+}}} \quad [\text{Volt}]$$

wenn  $n > m$  ist.

$E_{\text{Ox/Red}}$  ändert sich um  $0,059/n$  Volt, wenn das Verhältnis der Konzentrationen beider Oxidationsstufen in der Lösung um eine Zehnerpotenz geändert wird. Die absoluten Konzentrationen sind dabei unerheblich; d.h. das alleinige Verdünnen der Lösung hat praktisch keinen Einfluss auf das Potential der Redox-Elektrode.

Zur Indizierung von Redox-Titrationen benutzt man als Messelektrode im Allgemeinen ein mit Salpetersäure gut gereinigtes Platinblech.

## ***Potentiometrische Indizierung des Endpunktes von Titrationsen***

### ***Messprinzip***

Aus der zu titrierenden Probenlösung, einer geeigneten Indikator-Elektrode sowie einer Bezugselektrode wird ein Galvanisches Element aufgebaut, dessen EMK-Änderung während des Titrationsverlaufs - auch über den Äquivalenzpunkt hinaus - gemessen wird. Die Indikator-Elektrode wird danach ausgesucht, dass sie mit dem zu titrierenden Stoff oder mit dem Titriermittel der Maßlösung eine reversible Elektroden-Reaktion eingeht. Der Titrationsendpunkt wird durch rechnerisches oder graphisches Ermitteln des Wendepunktes im Potentialsprung der Titrationskurven bestimmt.

### ***Möglichkeiten und Vorteile***

Der Endpunkt einer Titration kann potentiometrisch vielfach auch dann noch indiziert werden, wenn Farbindikatoren nicht zur Verfügung stehen oder versagen:

- Titrationsen in gefärbten oder trüben Lösungen;
- Titrationsen in sehr verdünnten Lösungen;
- Titration wenig dissoziierter Säuren oder Basen;
- Titration von Stoffen unter Bildung relativ schwacher Komplexverbindungen oder noch relativ löslicher Niederschläge;
- Titration mehrerer Stoffe nebeneinander; Voraussetzung für die Reaktionsprodukte der Titration:  $\Delta pK > 3$ .

Potentiometrische Titrationsverfahren besitzen darüber hinaus weitere Vorteile:

- Anhand der Titrationskurven kann der Reaktionsverlauf kontrolliert werden; Störungen und unerwünschte Nebenreaktionen werden leicht erkennbar.
- Die EMK-Messwerte können problemlos "online" einem Rechner zugeführt werden, welcher die Auswertung der Titration übernimmt.
- Die potentiometrische Titration großer Probenserien kann mit Hilfe rechnergesteuerter Titrierautomaten durchgeführt werden.

### ***Mess- und Auswerte-Verfahren:***

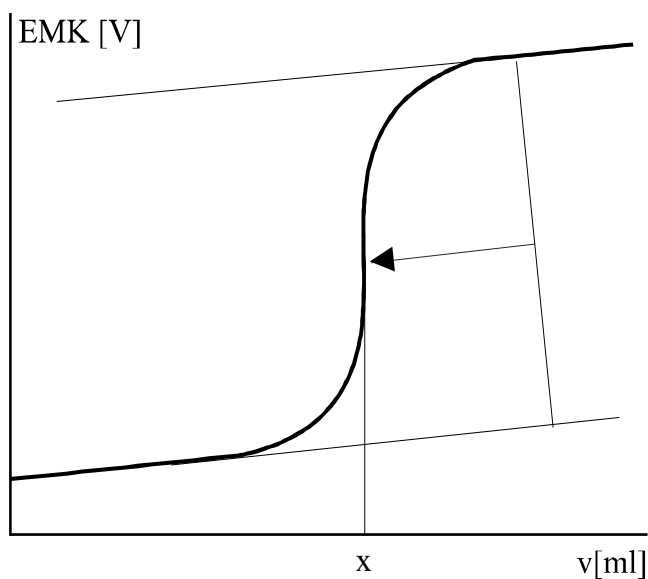
Je nach analytischer Problemstellung sowie der Größe von Probenserien benutzt man für potentiometrische Titrationsen

- einfache Laborverfahren,
- Potentiographen,
- Titrierautomaten.

Für gelegentlich durchzuführende Titrationsen genügt ein Versuchsaufbau aus

- Indikator-Bezugs-Elektrodensystem,
- hochohmigem Millivoltmeter (pH-Meter),
- Bürette,
- Rührer.

Die Maßlösung wird in kleinen Volumenschritten zugesetzt; nach jedem Zusatz wird die EMK abgelesen ("Punkt-für-Punkt-Messung"). Bei Titrationsbeginn sind wegen der geringen EMK-Änderung große Volumenschritte möglich; in der Nähe des Äquivalenzpunktes werden die Schritte verkleinert; nach Überschreiten des Äquivalenzpunktes werden schließlich wieder größere Volumenzusätze gemacht. Die EMK-Messwerte werden gegen den zugehörigen Verbrauch an Maßlösung aufgetragen. Auf die Volumenachse projiziert, zeigt der Wendepunkt der Titrationskurve den Endpunkt  $x$  an.



Zur Ermittlung des Wendepunktes werden zwei beliebige, aber zueinander parallele Richtungstangenten an die Kurvenäste vor bzw. hinter dem Potentialsprung angelegt. Eine weitere Parallele im halben Abstand der Richtungstangenten schneidet die Titrationskurve im Wendepunkt.

Abb.: 4

Für die Auswertung potentiometrischer Titrationsen mit Hilfe rechnerischer Verfahren benutzt man häufig die 1. oder 2. Ableitung der "normalen" Titrationskurve.

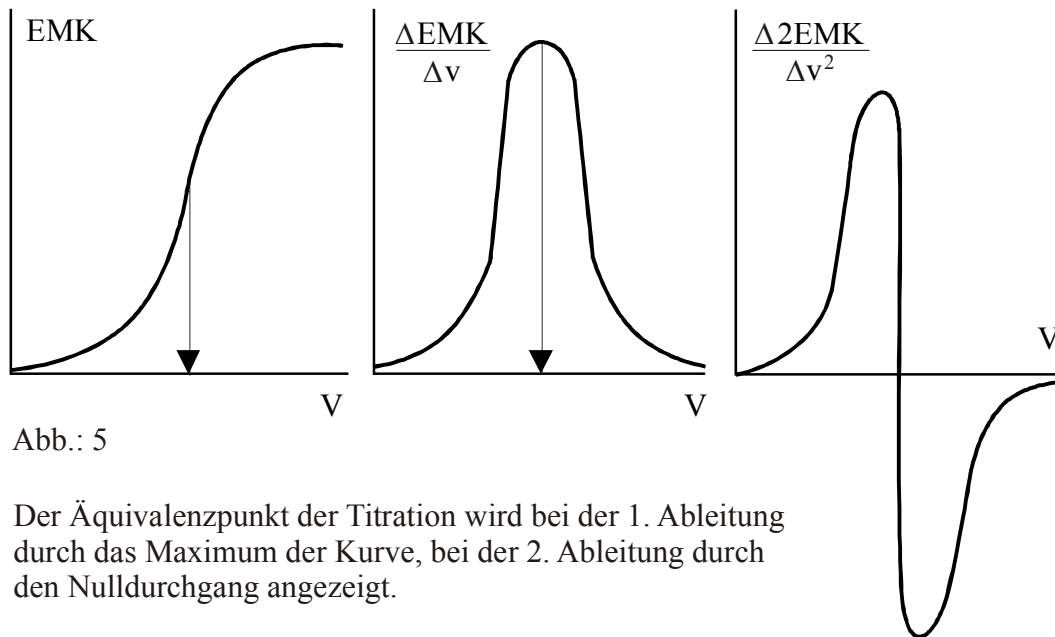


Abb.: 5

Der Äquivalenzpunkt der Titration wird bei der 1. Ableitung durch das Maximum der Kurve, bei der 2. Ableitung durch den Nulldurchgang angezeigt.

Vor allem die erste Ableitung wird vielfach verwendet, um die bei flach verlaufenden Kurven etwas problematische Auswertung zu erleichtern; das Maximum einer Kurve ist hier einfacher zu lokalisieren als der Wendepunkt. Dazu kann man die jedem Volumenschritt zugehörige EMK-Änderung aus den Messwerten errechnen und graphisch auftragen.

### Messfunktionen des WTW Labor-pH-Meters pH 526

Im Praktikum wird der pH-Meter-Typ 526 von dem Hersteller WTW verwendet.

Die aufgestellten pH-Meter sind Routine Labor-pH/mV-Meter mit Multifunktionalanzeige für pH-Wert / mV-Wert und Temperatur, integriertem Messwertspeicher, automatischer Temperaturkompensation und Analogausgang. Der Messbereich für die Potentiometrie liegt bei -1250 bis +1250 mV. Die Genauigkeit beträgt  $\pm 2$  mV. Die verwendeten Folienschalter sind anhand der folgenden Abbildung erläutert.

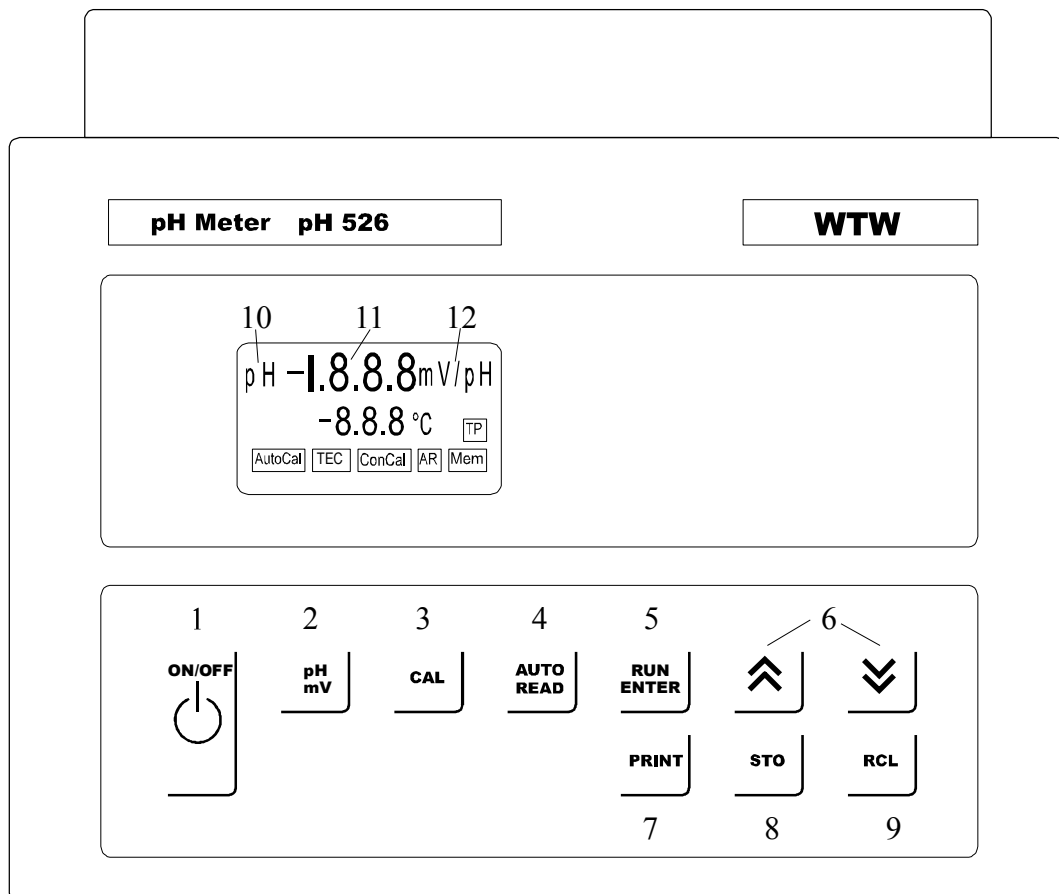


Abb.: 6 Messgerät

- 1 Ein-/Ausschalter
- 2 pH- und mV-Messen im Rollmodus (Messbereichsumstellung)
- 3 Kalibrierverfahren im Rollmodus
- 4 Ein-/Ausschalter für AutoRead-Funktion (AR)
- 5 Quittieren von Eingaben, Auslösen von AutoRead-Messungen,  
Messwertübernahme
- 6 Einstellen numerischer Werte, „Rollen“
- 7 Messwert drucken, Starten von Speicher auslesen über RS 232 (nur pH 538)
- 8 Messwert speichern
- 9 Gespeicherte Messwerte ausgeben
- 10 Messgröße
- 11 Alphanumerische Anzeige, pH-, mV-Messwert
- 12 Einheit

Die Buchsen für die Elektrodenstecker befinden sich auf der Geräterückseite.

Die zur Durchführung der Praktikumsaufgabe benötigten Schalter sind durch Unterstreichen gekennzeichnet.

## ***Praktikumsaufgabe***

Es soll der Gehalt einer Probenlösung an Jodid durch potentiometrische Titration mit Silbernitrat ermittelt werden.

### Arbeitsanleitung

Geräteliste:        WTW pH-Meter Typ 526  
                         Elektrodenmesskette aus Silber-Indikatorelektrode und Silber/Silberchlorid-Bezugselektrode. Salzbrücke mit gesättigter Ammoniumnitratlösung.  
                         Magnetrührer mit Stativ und Bürettenklammer,  
                         150 mL Becherglas mit Rührstab,  
                         Schliffgefäß zum Aufbewahren der Bezugselektrode  
                         100  $\mu$ L Eppendorf-Pipette,  
                         100 mL Messkolben,  
                         20 mL Vollpipette.

Maßlösung:        0,1 M  $\text{AgNO}_3$

### Arbeitsvorschrift:

- 1        Die ausgegebene Probenlösung mit destilliertem Wasser auf 100,00 mL auffüllen und gut durchmischen.
- 2        20,00 mL der Lösung in ein 150 mL Becherglas pipettieren, mit Wasser auf etwa 80 mL verdünnen. Rührstab zugeben.
- 3        Messgerät am Netzschalter einschalten. Elektroden eintauchen. Rührer starten und Lösung gut durchmischen.
- 4        Rührer abschalten. Den Messwert in mV ablesen und in eine Wertetabelle eintragen.
- 5        Rührer starten. Maßlösung (100  $\mu$ L) zugeben und gut durchmischen (ca. 30 sek).
- 6        Rührer abschalten. Nach 15 sek. mV-Wert im Display ablesen und in Wertetabelle eintragen.

- 7 Vorgänge 5. und 6. bis zum Überschreiten beider Äquivalenzpunkte wiederholen (etwa 60 Messwerte).
- 8 Für jeden Messpunkt den Quotienten  $\Delta mV/\Delta mL$  ausrechnen und gegen den jeweiligen Gesamtverbrauch an Maßlösung auf Millimeterpapier auftragen. Die Maxima geben Näherungswerte für die Äquivalenzpunkte.
- 9 Titration entsprechend 2.-9. wiederholen.
- 10 Elektroden mit destilliertem Wasser spülen. Bezugselektrode in das Schliffgefäß tauchen.
- 11 Glasgeräte und Arbeitsplatz sorgfältig reinigen.

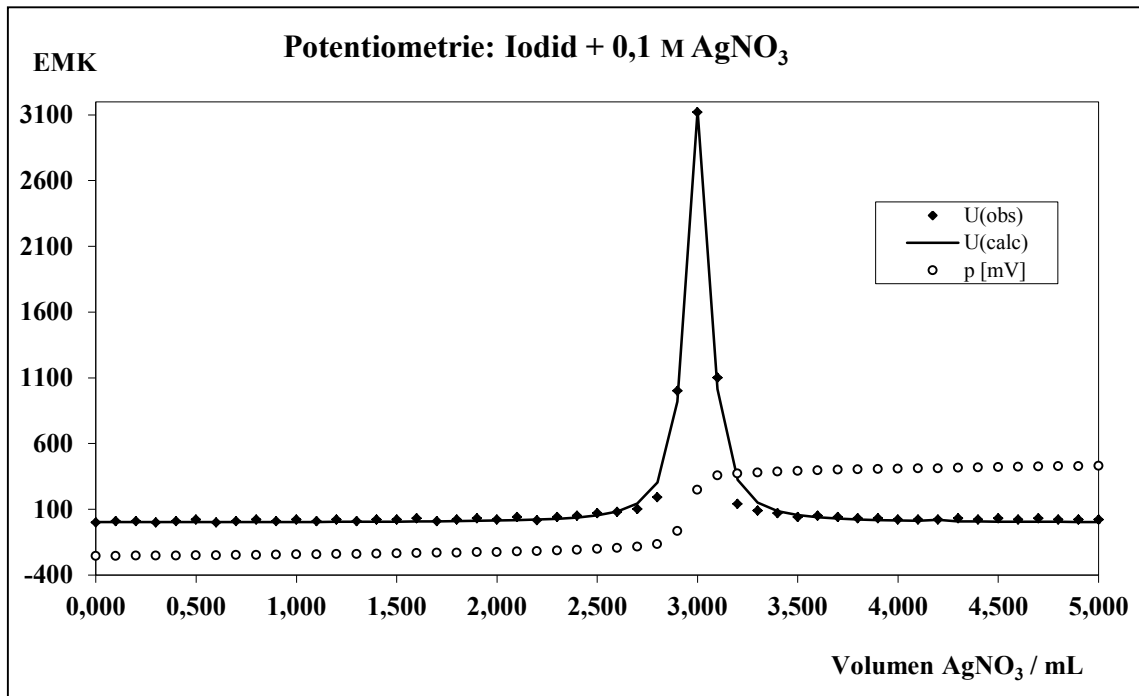


Abb.: 7 Titrationsskurve

### ***Fragen zur Potentiometrie***

- 1 Wie wird der angegebene Wert des Potentials der Ag/AgCl-Elektrode berechnet?
- 2 Welchen Potential hat eine Fe<sup>2+</sup>/Fe<sup>3+</sup>-Redoxelektrode?