

Alfons Reichert

Chemieversuche mit Cassy

Inhalt

Einleitung	2
Einführung	3
Fotometrie	5
Kaliumpermanganat	5
Leitfähigkeit	20
Lösungen.....	24
Titrationen	31
pH-Wert	41
Lösungen.....	41
Titrationen	44
Redoxpotentiale	70
Lösungen.....	70
Titrationen	90
Strom/Spannung	108
Elektrolyse	108
Brennstoffzelle.....	119
Temperatur	129
Siedekurve	129
Literatur	131

Einleitung

Nichts ist in der Chemie motivierender für Schülerinnen und Schüler als eigene Versuche. Daher werden in der Literatur zahlreiche qualitative Freihandversuche vorgestellt, die die Schülerinnen und Schüler mit einfachen Hilfsmitteln in kurzer Zeit selbst durchführen können (s. Literaturliste). Aber Chemie ist eine exakte Wissenschaft. Daher sind quantitative Versuche in der Oberstufe das Maß aller Dinge, wenn nicht ein Muss. Aber quantitative Experimente werden schnell sehr zeitaufwändig, wenn man sie mit herkömmlichen Geräten durchführt. Man denke nur an die Aufnahme einer pH-metrischen Titrationskurve mit einem herkömmlichen pH-Meter, einer Leitfähigkeitstitrationskurve mit einem Leitwertmeter oder einer Schmelz- und Siedekurve mit einem Digital- oder Flüssigkeitsthermometer. Jeder Versuch muss unter leicht abgewandelten Bedingungen mehrfach wiederholt werden, um die Gesetzmäßigkeit zwischen den Messgrößen ableiten zu können. Das kostet Zeit und ist auf Dauer langweilig für die Schülerinnen und Schüler. Doch damit nicht genug. Anschließend müssen die Messwerte sehr zeitintensiv per Hand in einen Computer eingegeben oder auf Papier übertragen werden. Und das angesichts der Tatsache, dass die Stofffülle immer mehr zunimmt. Die Lehrpersonen stehen vor einem großen Dilemma. Einerseits möchten sie die motivierende Wirkung der Schülerversuche nutzen, um ihren Unterricht spannender zu gestalten, andererseits sind sie verpflichtet, den gesamten Stoff durchzupauken. Ansonsten sind die Schülerinnen und Schüler spätestens im Zentralabitur die Leidtragenden. Einen Ausweg aus diesem Dilemma bieten moderne digitale Messgeräte, die die automatische Aufnahme der Messkurven erlauben und gleichzeitig das mathematische Rüstzeug an Bord haben, die Messkurven auszuwerten. Die so gewonnene Zeit kann man sinnvoller nutzen, die Messergebnisse ausführlich zu interpretieren. Das fördert das chemische Verständnis. Fast jede Firma, die Geräte für Schulen vertreibt, wie z.B. Leybold, Mekruphy oder Phywe, bietet inzwischen solche Systeme nicht nur für Demonstrationsexperimente, sondern auch für Schülerversuche an. Und man bekommt sie zu einem Preis, den die Schulen bezahlen können. Die folgenden Versuchsanleitungen wurden exemplarisch mit dem cassy-System der Firma Leybold aufgenommen. Sie zeigen, wie vielseitig man diese modernen, digitalen Geräte inzwischen einsetzen kann. Um die Experimentierzeit weiter zu verkürzen, habe ich zu jedem Versuch eine Datei erstellt, die die benötigte Einstellung des Gerätes enthält und einfach in einen Ordner auf dem Gerät kopiert werden kann. Ich wünsche viel Spaß beim Experimentieren. Mein besonderer Dank gilt dem Schulleiter Herrn Pipoh und den Kolleginnen und Kollegen der Gesamtschule Stolberg, die mir ihre Sammlung für zahlreiche Versuche zur Verfügung gestellt haben.

Baesweiler/Stolberg, im Oktober 2018 und April 2020

Alfons Reichert

Einführung

Wenn die Schülerinnen und Schüler cassy mobile nutzen, müssen Sie vor jedem Versuch einige Einstellungen vornehmen, um das Gerät optimal an die jeweiligen Versuchsbedingungen anzupassen. Da diese zum Teil recht komplex sind, würde es sehr viel Zeit in Anspruch nehmen, die für die eigentlichen Versuche verloren ginge. Daher ist es einfacher und zeitsparender, die Datei „Chemie.zip“ auf die cassy mobile Geräte zu kopieren. Sie können Sie per Mail bei [mir](#) anfordern. Sie enthält für jeden Versuch die nötigen Einstellungen. Extrahieren Sie die Datei zunächst auf einem Computer, z.B. in einen Ordner Chemie oder cassy. Schließen Sie anschließend cassy mobile über USB an den Computer an. Im Datei-Explorer wird automatisch ein Ordner „Mobile cassy 2 (E)“ mit einem Unterordner „Examples“ angezeigt. Erstellen Sie in diesem Unterordner einen neuen Unterordner Chemie. Kopieren Sie die extrahierten Dateien in diesen Unterordner. Bearbeiten Sie folgende Aufgaben, um sich mit cassy mobile vertraut zu machen. Falls Probleme auftreten, ziehen Sie die Bedienungsanleitung von cassy mobile zu Rate. Sie liegt dem Gerät bei. In ihr sind die grundlegenden Bedienungsvorgänge von cassy mobile auf nur zwei Seiten zusammengefasst.

Aufgabe 1

1. Starten Sie cassy mobile durch Drücken der roten OK-Taste.
2. Öffnen Sie den Ordner Chemie über das Startmenü und das Untermenü „Ordner“.
3. Laden Sie die Datei „LwHCl“ im Ordner „Chemie“.
4. Wählen Sie im Startmenü den Menüpunkt „Beschreibungen anzeigen“. Scrollen Sie durch den Text.
5. Schließen Sie den Menüpunkt durch Drücken der OK-Taste.
6. Laden Sie die Beispielwerte über den entsprechenden Menüpunkt.
7. Zeigen Sie die Werte als Tabelle bzw. Diagramm an, in dem Sie am roten Knopf drehen.
8. Scrollen Sie durch die Tabelle. Schalten Sie dazu vorher im Diagramm-Menü auf manuelles Scrollen um.
9. Markieren Sie das $c_A(n)$ -Diagramm unter „Bereich“ im Diagrammmenü.
10. Legen Sie durch die $c_A(n)$ -Kurve eine Ausgleichsgerade.
11. Testen Sie die Zoom-Funktion im Untermenü „Auswertung“ des Diagramm-Menüs.
12. Wählen Sie das Menü c_A aus und machen Sie sich mit den Einstellungen vertraut.
13. Wiederholen Sie die Aufgaben z.B. mit der Datei „LwNaOH“.
14. Schalten Sie cassy mobile aus. Benutzen Sie das Einstellungsmenü oben rechts.

Aufgabe 2

1. Starten Sie cassy mobile.
2. Schließen Sie an cassy den Temperatursensor an. Achten Sie auf die richtige Polung, da die Stecker unterschiedlich breit sind.
3. Starten Sie die Messung über das Startmenü.
4. Fassen Sie den Sensor mit der Hand an. Achten Sie auf die Anzeige.
5. Schalten Sie auf die graphische Anzeige um.
6. Stoppen Sie die Messung über das Startmenü.
7. Entfernen Sie den Temperatursensor und schalten Sie cassy mobile aus.

Aufgabe 3

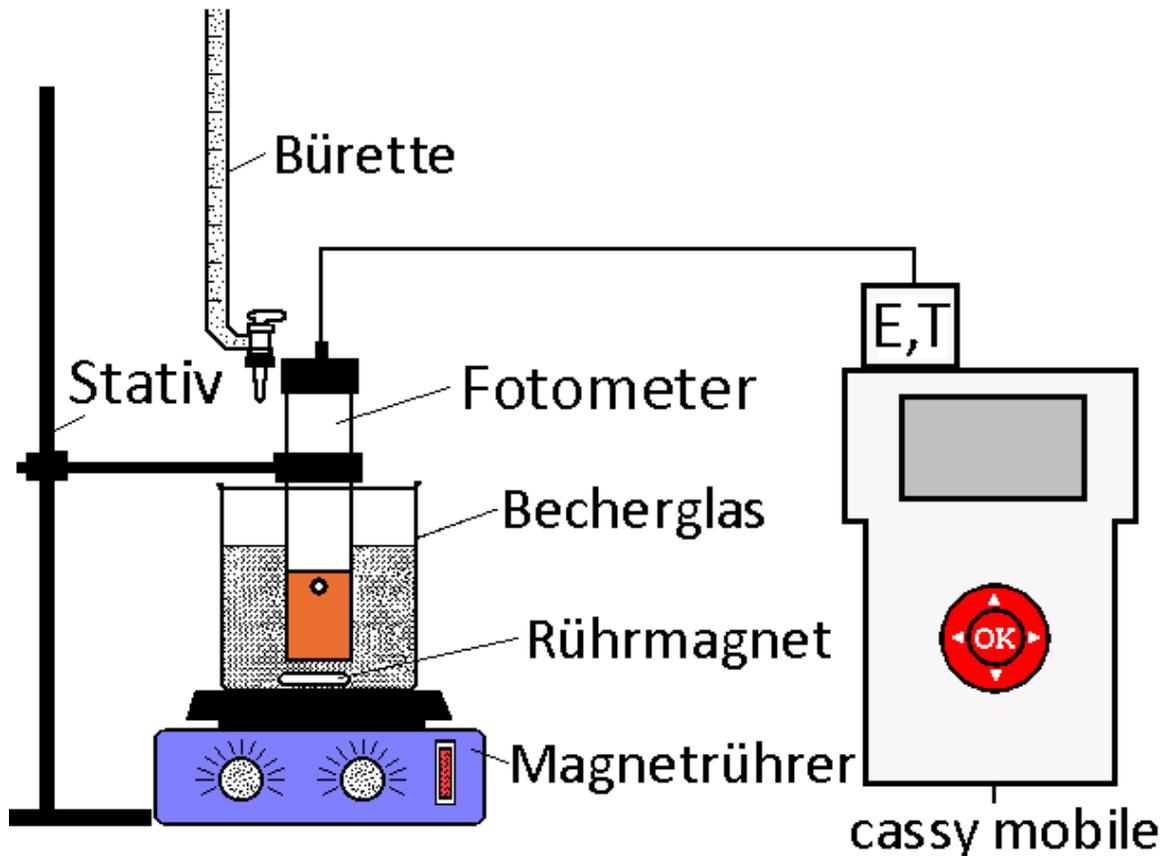
1. Starten Sie cassy mobile.
2. Schalten Sie im U-Menü die Spannung auf Momentanwerte um.

3. Schließen Sie an die rote und schwarze Buchse eine Wechselspannung $U = 2V$ an.
4. Wählen Sie im Startmenü eine Messzeit $t = 100ms$. Starten Sie die Messung.
5. Schalten Sie auf graphische Anzeige der $U(t)$ -Kurve um.
6. Zoomen Sie die Graphik (s. Aufgabe 1, Punkt 11).
7. Speichern Sie die Kurve über das Startmenü.
8. Löschen Sie alle Messwerte und laden Sie sie aus der gesicherten Datei neu.
9. Löschen Sie die Datei im Startmenü.
10. Schalten Sie im U-Menü die Spannung auf Effektivwerte und den Messbereich $7V$ um.
11. Schalten Sie im Startmenü auf manuelle Messwertaufnahme um. Erhöhen Sie die Spannung in Schritten bis auf $10 V$ und speichern Sie jeden neuen Messwert durch Drücken der OK-Taste.
12. Betrachten Sie die Werte als grafische Anzeige.
13. Entfernen Sie die Spannungsquelle und schalten Sie cassy mobile aus.

Fotometrie

Kaliumpermanganat

Versuch 1:



Durchführung

1. Laden Sie die Einstellungen der Datei „FmKMnO4a“ im Ordner Chemie.
2. Stellen Sie sich eine Kaliumpermanganatlösung der Konzentration $c = 0,01 \text{ mol/l}$ her, in dem Sie $m = 0,1 \text{ g KMnO}_4$ in $V = 63 \text{ ml}$ Wasser lösen. Füllen Sie die Lösung in die Bürette.
3. Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
4. Geben Sie ins Becherglas $V = 50 \text{ ml}$ Wasser. Das Fotometer sollte so weit eintauchen, dass die seitlichen Löcher mit Wasser bedeckt sind. Außerdem darf sich im Inneren des Eintauchphotometers keine Luftblase befinden. Notfalls müssen Sie ein paar ml Wasser nachfüllen.
5. Starten Sie den Rührer.
6. Wählen Sie im Menü T_A die Wellenlänge $\lambda = 445 \text{ nm}$. Klicken Sie im Menü E_A auf die Option $\rightarrow 0 \leftarrow$. Das Fotometer ist damit kalibriert.
7. Fügen Sie $V = 5 \text{ ml}$ der KMnO_4 -Lösung zum Wasser hinzu und rühren Sie um.
8. Tragen Sie den Transmissions- und den Extinktionswert sowie die Wellenlänge in eine Tabelle ein.
9. Wiederholen Sie die Messung für alle Wellenlängen im Menü T_A .

Aufgaben

- a. Deuten Sie die erhaltenen Messwerte.
- b. Laden Sie die Messwerte ins Programm cassy lab 2 und ergänzen Sie die fehlenden Transmissionswerte. Legen Sie eine Spalte mit den Wellenlängen an. Erstellen Sie anschließend ein $T(\lambda)$ und $E(\lambda)$ -Diagramm.
- c. Erläutern Sie anhand der beiden Diagramme, warum Kaliumpermanganat tiefviolett gefärbt ist.

Beobachtung

Man erhält folgende Messtabelle.

λ [nm]	445	520	558	612	696
T[%]	56,8	7,0	29,6	95,3	82,1
E	0,245	1,156	0,529	0,021	0,086

Auswertung

- 1) Die einzelnen Wellenlängen des Lichtes werden beim Durchgang durch die Lösung unterschiedlich stark absorbiert. Besonders geschwächt wird grünes Licht mit einer Wellenlänge zwischen 500nm und 550 nm.
- 2) Man erhält folgende Diagramme.

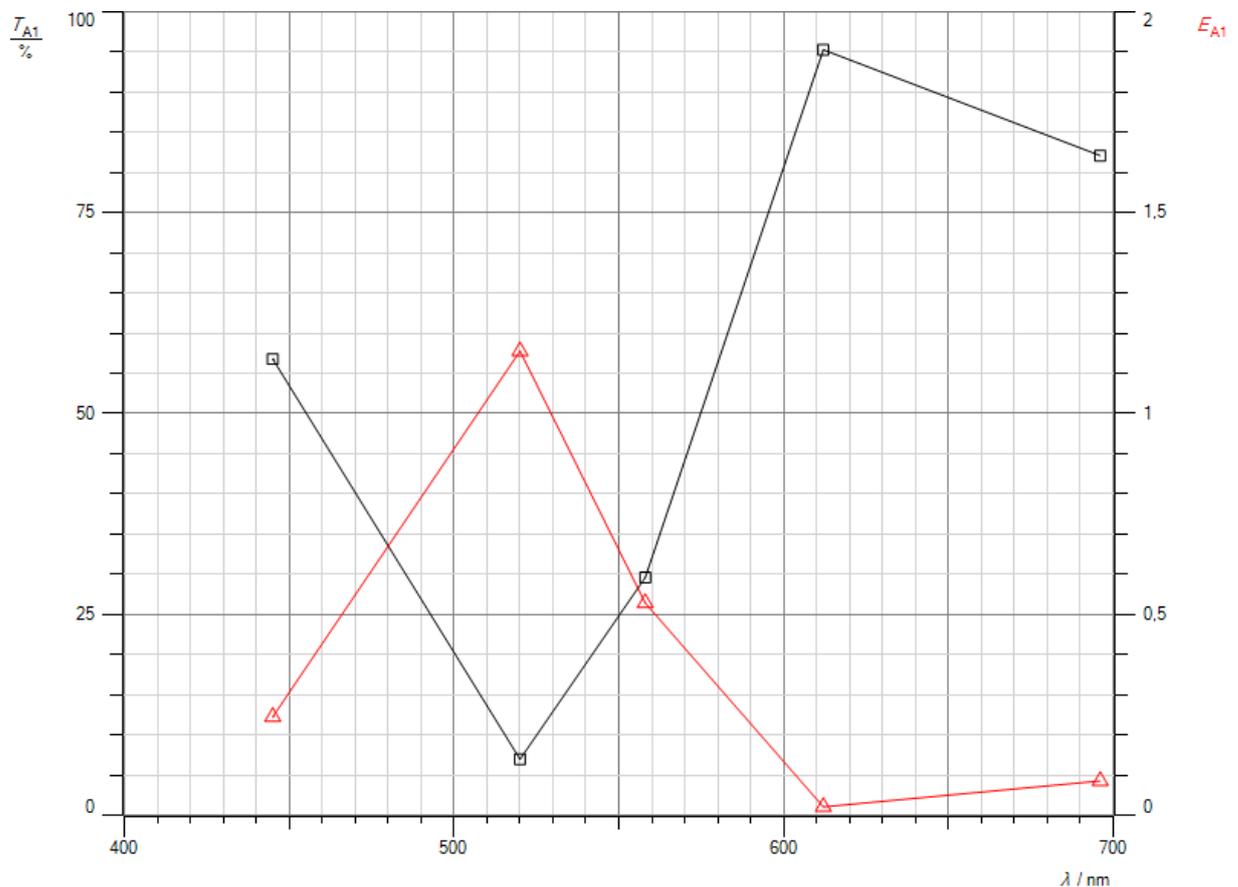
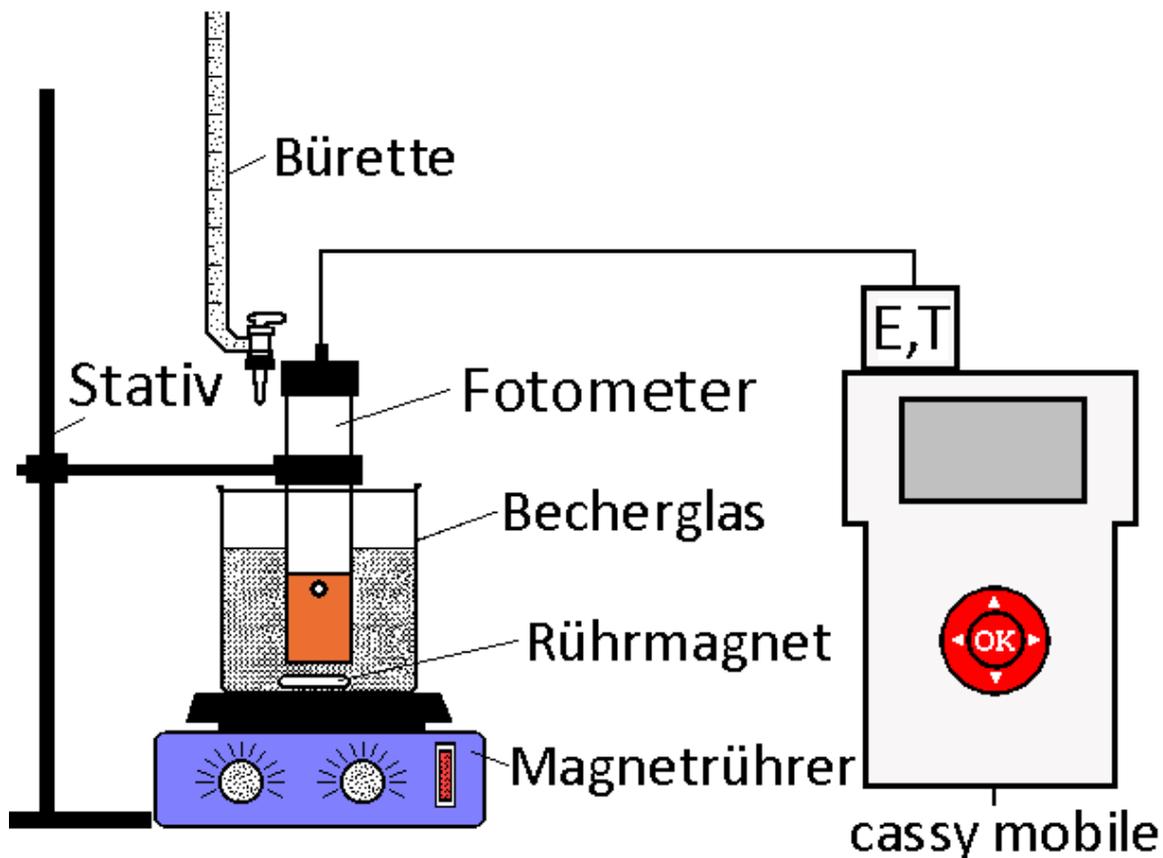


Abb.1: Transmissions-/Extinktionsdiagramm KMnO4

- 3) Kaliumpermanganat absorbiert Licht im grünen Wellenlängenbereich besonders stark. Die roten und blauen Wellenlängenbereiche können die Lösung mehr oder weniger gut passieren. Weißes Licht kann man sich vereinfacht zusammengesetzt denken aus den drei Grundfarben rot, grün und blau. Wird grün absorbiert, so überlagern sich rot und blau zu violett. Daher ist Kaliumpermanganat tief violett gefärbt.

Versuch 2



Durchführung

1. Laden Sie die Einstellungen der Datei „FmKMnO4d.labm“ im Ordner Chemie.
2. Stellen Sie sich eine Kaliumpermanganatlösung der Konzentration $c = 0,01 \text{ mol/l}$ her, in dem Sie $m = 0,1 \text{ g KMnO}_4$ in $V = 63 \text{ ml}$ Wasser lösen. Füllen Sie die Lösung in die Bürette.
3. Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
4. Geben Sie ins Becherglas $V = 50 \text{ ml}$ Wasser. Das Fotometer sollte so weit eintauchen, dass die seitlichen Löcher mit Wasser bedeckt sind. Außerdem darf sich im Inneren des Eintauchphotometers keine Luftblase befinden. Notfalls müssen Sie ein paar ml Wasser nachfüllen.
5. Starten Sie den Rührer.
6. Wählen Sie im Menü T_A die Wellenlänge $\lambda = 520 \text{ nm}$. Klicken Sie im Menü E_A auf die Option $\rightarrow 0 \leftarrow$. Das Fotometer ist damit kalibriert.
7. Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie die Messwerte durch Drücken der O.K. Taste.
8. Beenden Sie die Titration nach Zugabe von insgesamt $V = 5 \text{ ml KMnO}_4$ -Lösung.

Aufgaben

- a. Interpretieren Sie die erhaltenen Messkurven.
- b. Laden Sie die Messwerte ins Programm cassy lab 2. Erstellen Sie im Programm eine Formel mit der Sie die Nummern $n = 1 - 10$ der Versuchsschritte in die jeweilige Konzentration $c(\text{KMnO}_4)$ umrechnen können. Erläutern Sie diese Formel.
- c. Erzeugen Sie ein $T(c)$ und $E(c)$ -Diagramm.
- d. Legen Sie durch das $E(c)$ -Diagramm eine Ausgleichgerade. Lesen Sie die Steigung der Kurve ab. Diskutieren Sie ihre Einheit und ihre chemische Bedeutung.
- e. Nähern Sie die $T(c)$ -Kurve durch eine Exponentialfunktion an. Interpretieren Sie das Ergebnis.
- f. Erkundigen Sie sich im Buch oder im Internet nach dem Lambert-Beer-Gesetz und vergleichen Sie dessen Aussagen mit der Auswertung der Transmissionskurve nach Aufgabe e.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurve.

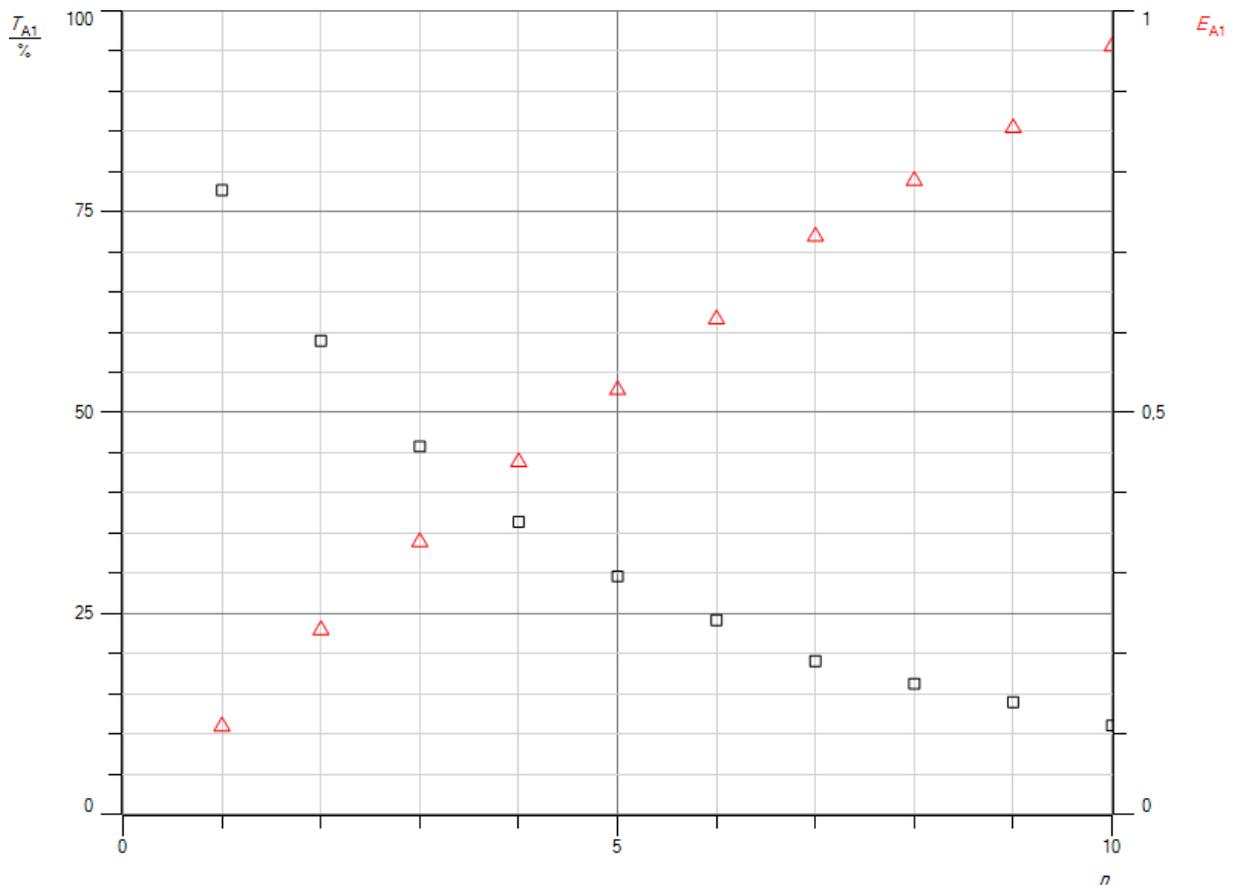


Abb.1: Messkurve

Auswertung

- Die Transmission sinkt zu Beginn steil, mit zunehmender Konzentration der Kaliumpermanganat-Lösung immer langsamer ab. Zwischen beiden Größen besteht vermutlich ein exponentieller Zusammenhang. Die Extinktion E steigt offensichtlich proportional mit der Konzentration der Kaliumpermanganat-Lösung an. Ob diese Vermutungen stimmen, zeigen die genauen Auswertungen mit dem Programm cassy lab 2.
- Die Konzentration $c(\text{KMnO}_4)$ nimmt mit der zugesetzten Menge an KMnO_4 zu. Für sie gilt definitionsgemäß:

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{n(\text{KMnO}_4)}{V_L}$$

Die Stoffmenge $n(\text{KMnO}_4)$ berechnet sich aus dem zugegebenen Volumen $V(\text{KMnO}_4)$ und der Konzentration $c_0(\text{KMnO}_4)$ der Ausgangslösung. Das Volumen V_L setzt sich zusammen aus dem Ausgangsvolumen der Lösung V_0 und dem zugefügten Volumen $V(\text{KMnO}_4)$. Es gilt somit

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{V(\text{KMnO}_4) * c_0(\text{KMnO}_4)}{V_0 + V(\text{KMnO}_4)}.$$

Setzt man alle Größen ein und beachtet, dass pro Versuchsschritt $n \Delta V = 0,5 \text{ ml}$ Lösung zugesetzt werden, so ergibt sich insgesamt die Formel für die Momentankonzentration $c(\text{KMnO}_4)$ in der Lösung zu

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{n * 0,5 \text{ ml} * 0,01 \text{ mol/l}}{(50 \text{ ml} + n * 0,5 \text{ ml})}$$

c. Man erhält folgendes Diagramm.

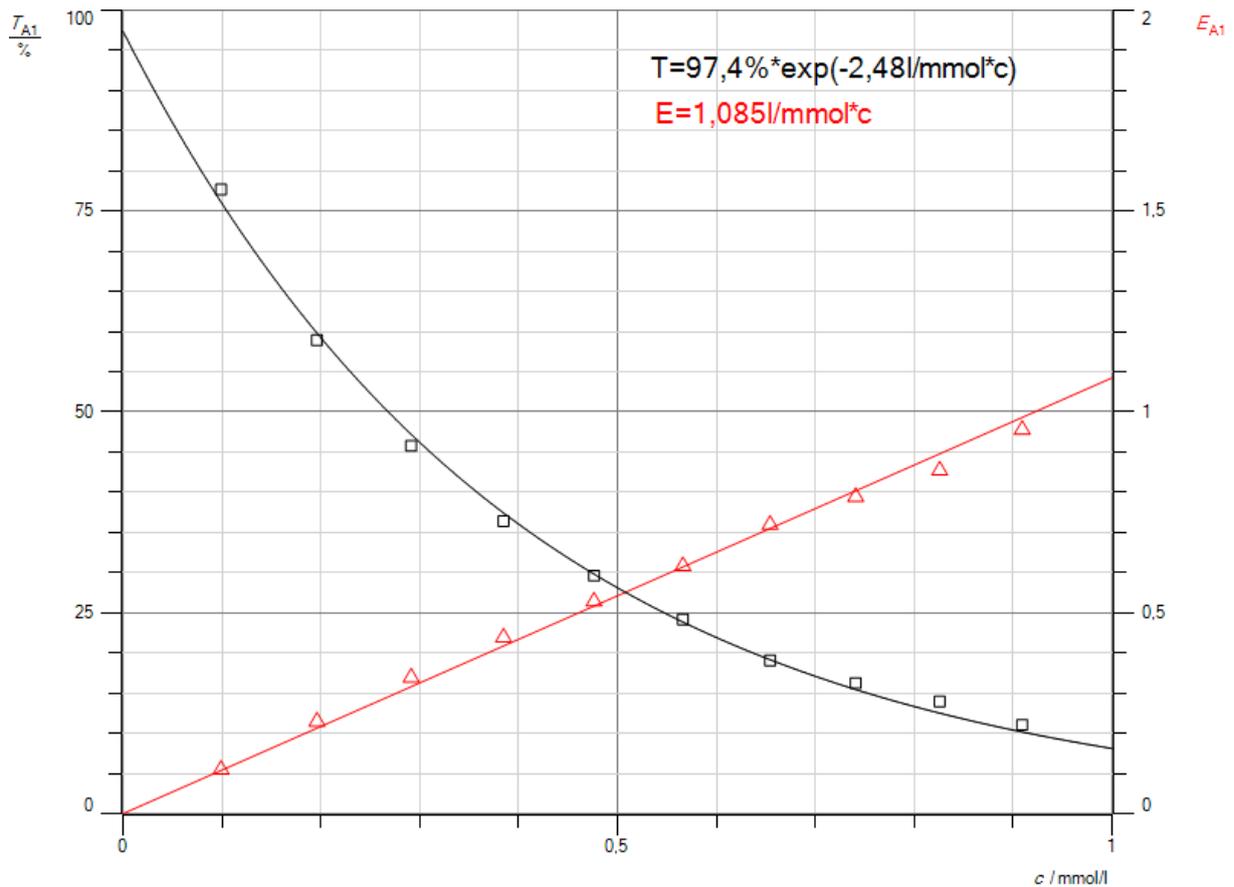


Abb.2: Auswertungskurve

- Die Steigung hat die Einheit l/mmol . Sie gibt an, um wieviel die Extinktion pro Einheitskonzentration mmol/l steigt. Sie wird als Extinktionskoeffizient ϵ bezeichnet. Er ist keine Stoffkonstante, sondern hängt von der Dicke d der durchstrahlten Flüssigkeitsstrecke und der verwendeten Wellenlänge λ ab.
- Die Transmission nimmt exponentiell mit der Konzentration $c(\text{KMnO}_4)$ ab. Das ist nicht verwunderlich, da das Licht beim Durchgang durch die Lösung umso stärker absorbiert wird, je konzentrierter die Lösung ist.
- Das Lambert-Beer-Gesetz lautet:

$$I_T = I_0 * e^{-\epsilon_e * c * d} = I_0 * 10^{-\epsilon_d * c * d}$$

Darin haben die einzelnen Größen folgende Bedeutung:

I_T, I_0 : durchgehende bzw. ursprüngliche Intensität des Lichtes,

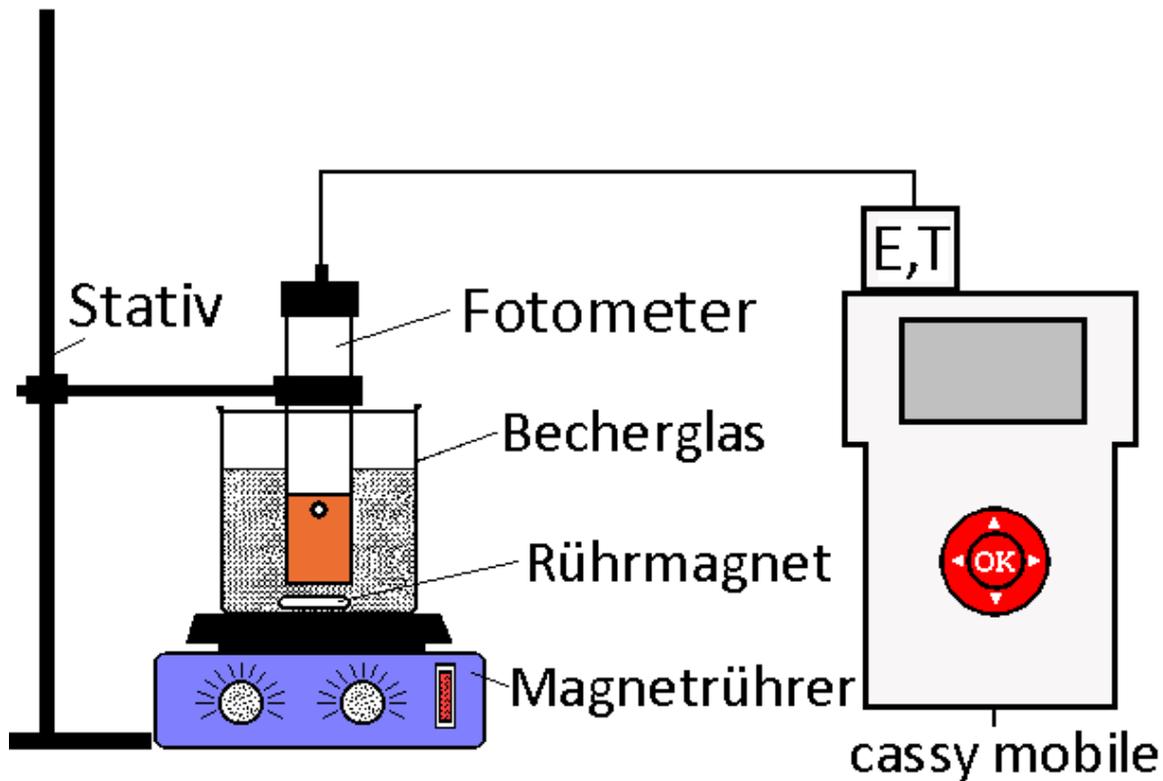
ϵ_e , ϵ_d : exponentieller bzw. dekadischer molarer Extinktionskoeffizient,
c: Konzentration der Lösung,
d: Dicke der durchstrahlten Lösungsmittelschicht.

Der exponentielle und der dekadische Extinktionskoeffizient unterscheiden sich nur um den Faktor $\ln 10$, der sich aus der Umrechnung der Zehnerpotenz in die Potenz zur Basis e ergibt. Die durchdringende Intensität nimmt potentiell mit der Konzentration c und der Dicke d der Lösung ab. Bildet man den dekadischen Logarithmus, so folgt für die Extinktion E :

$$E = -\log \frac{I_T}{I_0} = -\log T = \epsilon_d * c * d .$$

Darin ist T der prozentuale Anteil der Intensität, der die Lösung durchdringt. Er wird Transmissionsgrad genannt. Aus der Gleichung erkennt man, dass die Extinktion linear mit der Konzentration und der Dicke der Lösung steigt. Die Versuchsergebnisse bestätigen die theoretischen Überlegungen nahezu perfekt.

Versuch 3:



Durchführung

1. Laden Sie die Einstellungen der Datei „FmKMnO4b.labm“ im Ordner Chemie.
2. Stellen Sie sich mehrere Kaliumpermanganatlösungen verschiedener Konzentration her, in dem Sie zwischen 1 und 6 ml der Ausgangslösung aus Versuch 2 mit jeweils $V = 50$ ml Wasser verdünnen.
3. Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
4. Geben Sie ins Becherglas $V = 50$ ml Wasser. Das Fotometer sollte so weit eintauchen, dass die seitlichen Löcher mit Wasser bedeckt sind. Außerdem darf sich im Inneren des Eintauchphotometers keine Luftblase befinden. Notfalls müssen Sie ein paar ml Wasser nachfüllen.
5. Starten Sie den Rührer. Wählen Sie im Menü T_A die Wellenlänge $\lambda = 520$ nm. Klicken Sie im Menü E_A auf die Option $\rightarrow 0 \leftarrow$. Das Fotometer ist damit kalibriert.
6. Tauschen Sie das Wasser nach und nach gegen die Probelösungen aus. Beginnen Sie mit der am stärksten verdünnten Lösung. Starten Sie den Rührer.
7. Tauchen Sie das Fotometer in die Lösungen ein und bestimmen Sie ihre Transmission und Extinktion. Speichern Sie jeweils den Messwert, in dem Sie auf die O.K. Taste drücken.

Aufgaben

- a. Bestimmen Sie aus den Extinktions- und den Transmissionswerten anhand der Eichkurven aus Versuch 2 die Konzentrationen $c(\text{KMnO}_4)$ der Lösungen.
- b. Berechnen Sie die Konzentrationen $c(\text{KMnO}_4)$ mit Hilfe der Gleichung für die Extinktionsausgleichsgerade aus Versuch 2.
- c. Vergleichen Sie die abgelesenen und berechneten Werte miteinander. Diskutieren Sie Vor- und Nachteile beider Methoden.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messtabelle.

Nr.	1	2	3	4	5	6	7
T[%]	84,7	68,4	52,3	39,5	18,9	10,5	6,9
E	0,072	0,165	0,281	0,403	0,724	0,978	1,159

Auswertung

a. Aus den Eichkurven liest man folgende Werte für die Konzentrationen $c(\text{KMnO}_4)$ ab:

Nr.	1	2	3	4	5	6	7
T[%]	84,7	68,4	52,3	39,5	18,9	10,5	6,9
E	0,078	0,165	0,281	0,403	0,724	0,978	1,159
c[mmol/l]	0,076	0,156	0,262	0,381	0,678	0,906	-

b. Für die Ausgleichsgerade in Versuch 2 berechnet das Programm folgende Gleichung:

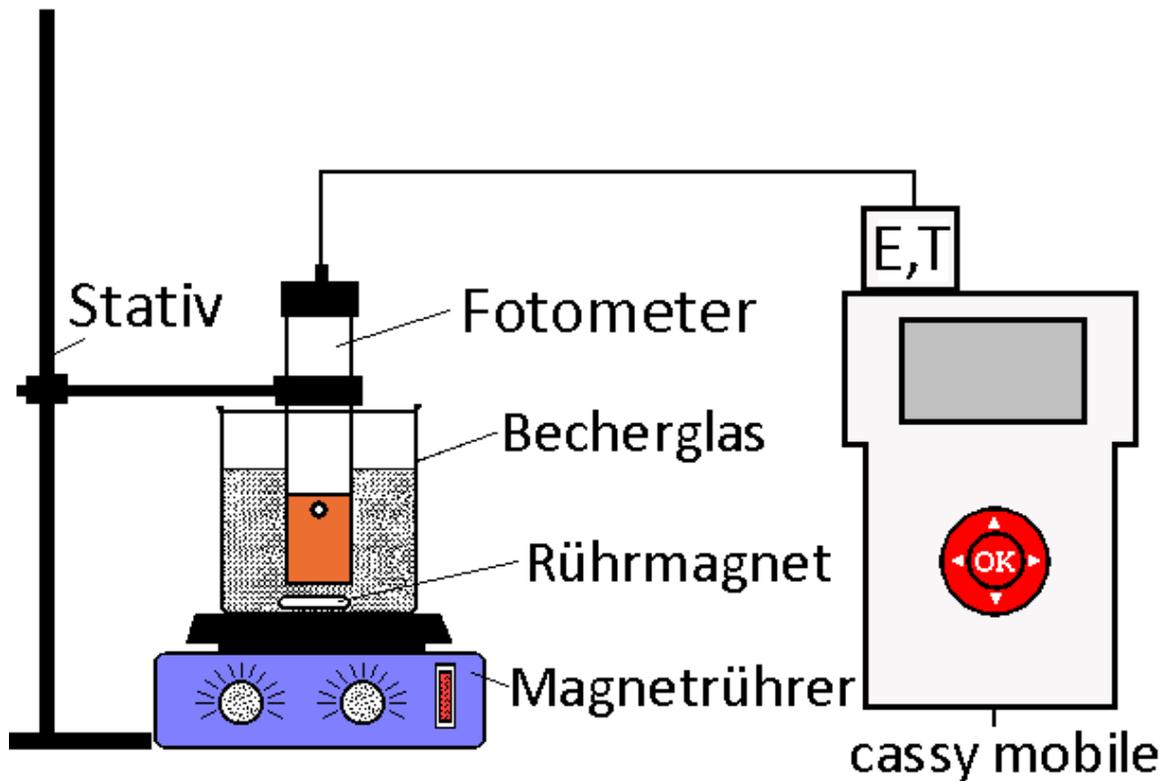
$$E = 1,085l/\text{mmol} * c.$$

Löst man diese Gleichung nach c auf und setzt die Extinktionswerte für die einzelnen Messungen ein, so erhält man für die Konzentrationen c :

Nr.	1	2	3	4	5	6	7
T[%]	84,7	68,4	52,3	39,5	18,9	10,5	6,9
E	0,078	0,165	0,281	0,403	0,724	0,978	1,159
c[mmol/l]	0,072	0,152	0,259	0,381	0,667	0,901	1,068

c. Beide Werte stimmen recht überein. Die errechneten sind nur geringfügig kleiner. Die Berechnung der Werte hat den Vorteil, dass man auch Werte ermitteln kann, die außerhalb des Diagrammbereiches liegen.

Versuch 4:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „KMnO4c.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Geben Sie ins Becherglas $V = 50$ ml Wasser. Das Fotometer sollte so weit eintauchen, dass die seitlichen Löcher mit Wasser bedeckt sind. Außerdem darf sich im Inneren des Eintauchphotometers keine Luftblase befinden. Notfalls müssen Sie ein paar ml Wasser nachfüllen.
- 4) Starten Sie den Rührer.
- 5) Wählen Sie im Menü T_A die Wellenlänge $\lambda = 520$ nm. Klicken Sie im Menü E_A auf die Option $\rightarrow 0 \leftarrow$. Das Fotometer ist damit kalibriert.
- 6) Geben Sie ein kleines Körnchen $KMnO_4$ ins Wasser und starten Sie gleichzeitig cassy mobile.
- 7) Stoppen Sie die Messung, wenn der Wert der Transmission T sich nicht mehr ändert oder unter $T = 5\%$ gesunken ist. Speichern Sie die Messkurve.
- 8) Wiederholen Sie die Messung mit anderen Rührgeschwindigkeiten.

Aufgaben

- a. Erläutern und erklären Sie die Kurvenverläufe.
- b. Bestimmen Sie die Konzentration $c(KMnO_4)$ in der Lösung zu zwei verschiedenen Zeitpunkten aus der Extinktion mit Hilfe der Eichkurve aus Versuch 2.
- c. Bestimmen Sie die Auflösengeschwindigkeit zu Beginn des Lösevorganges mit Hilfe der Eichkurve aus Versuch 2.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurven.

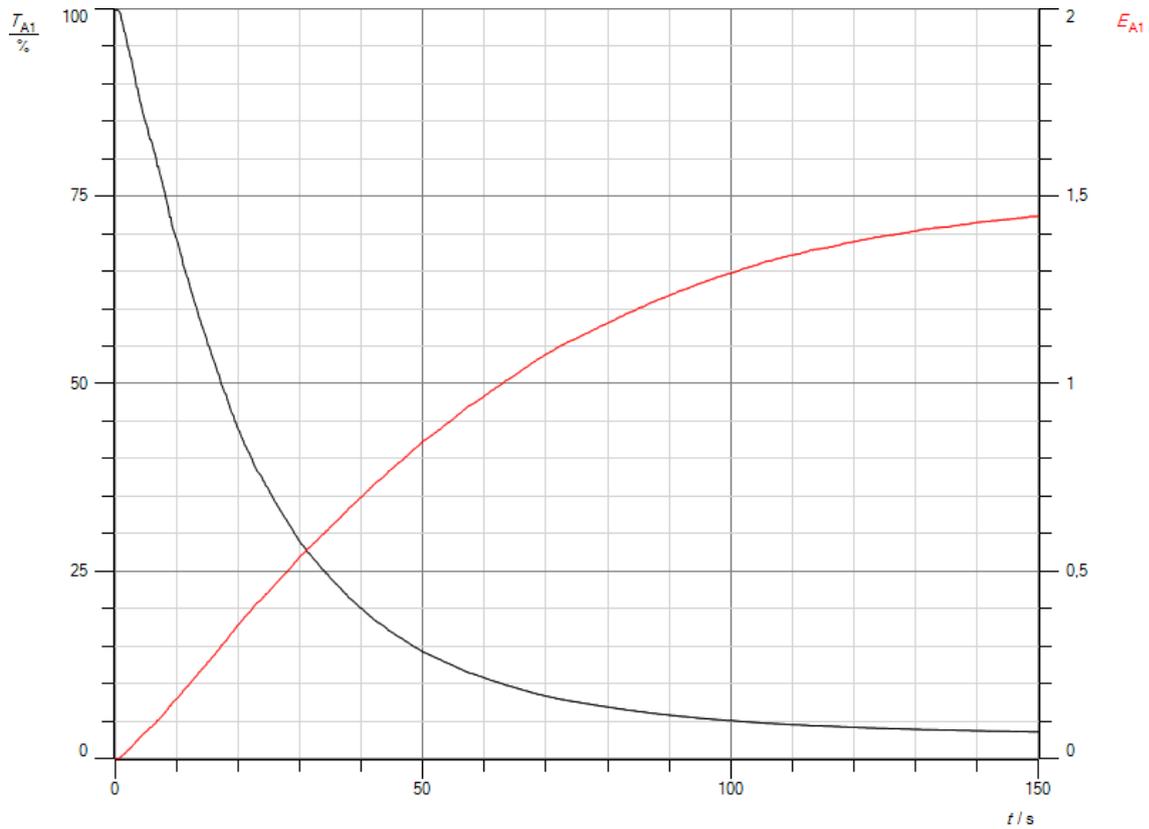


Abb.1: schnelles Umrühren

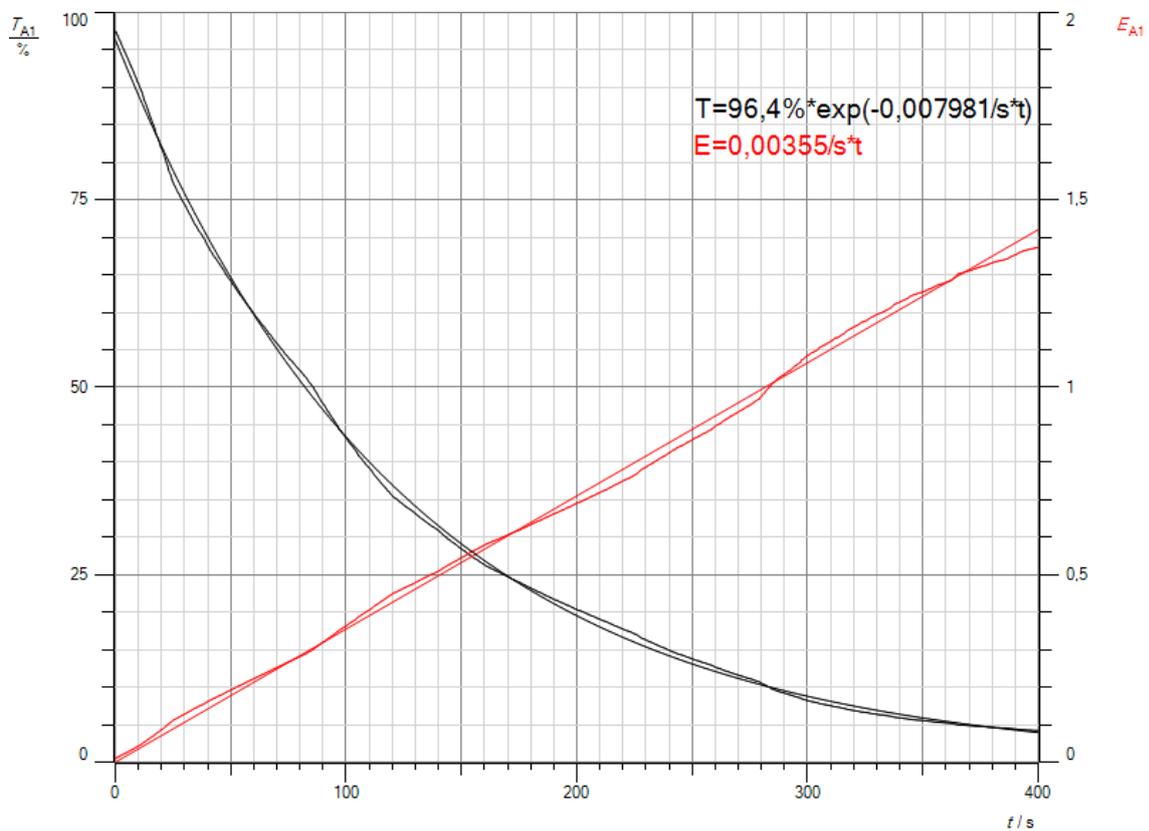


Abb.2: langsames Umrühren

Auswertung

- a) In der ersten Kurve steigt die Extinktion zunächst steil an. Mit der Zeit strebt sie einem konstanten Endwert zu. Entsprechend sinkt die Transmission zu Beginn stark, dann immer langsamer ab und erreicht ebenfalls einen konstanten Endwert. Da die Extinktion nach den Ergebnissen aus Versuch 2 proportional zur Konzentration c ist, kann man folgern, dass sich das Kaliumpermanganat zu Beginn schnell auflöst und dann immer langsamer, bis es sich komplett gelöst hat. Bei der zweiten Kurve löst sich das Kaliumpermanganat gleichmäßig langsam, insgesamt aber nur teilweise auf.
- b) Die Extinktion besitzt zu zwei Zeitpunkten folgende Werte

$$E(50s) = 0,847$$

$$E(100s) = 1,293.$$

Damit ergeben sich für die Konzentrationen zu diesen Zeiten

$$c(50s) = \frac{0,847}{1,085l/mmol} = 0,781mmol/l.$$

$$c(100s) = \frac{1,293}{1,085l/mmol} = 1,192mmol/l.$$

- c) Für die Reaktionsgeschwindigkeit v gilt definitionsgemäß:

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

und mit dem Lambert-Beer-Gesetz

$$v = \frac{\Delta E}{\varepsilon_d * \Delta t}.$$

Darin ist ε_d der dekadische Extinktionskoeffizient. Die Steigung m der Extinktionskurve beträgt laut Abb. 2

$$m = \frac{\Delta E}{\Delta t} = 0,00355 * 1/s.$$

Für den Extinktionskoeffizienten gilt nach Versuch 2

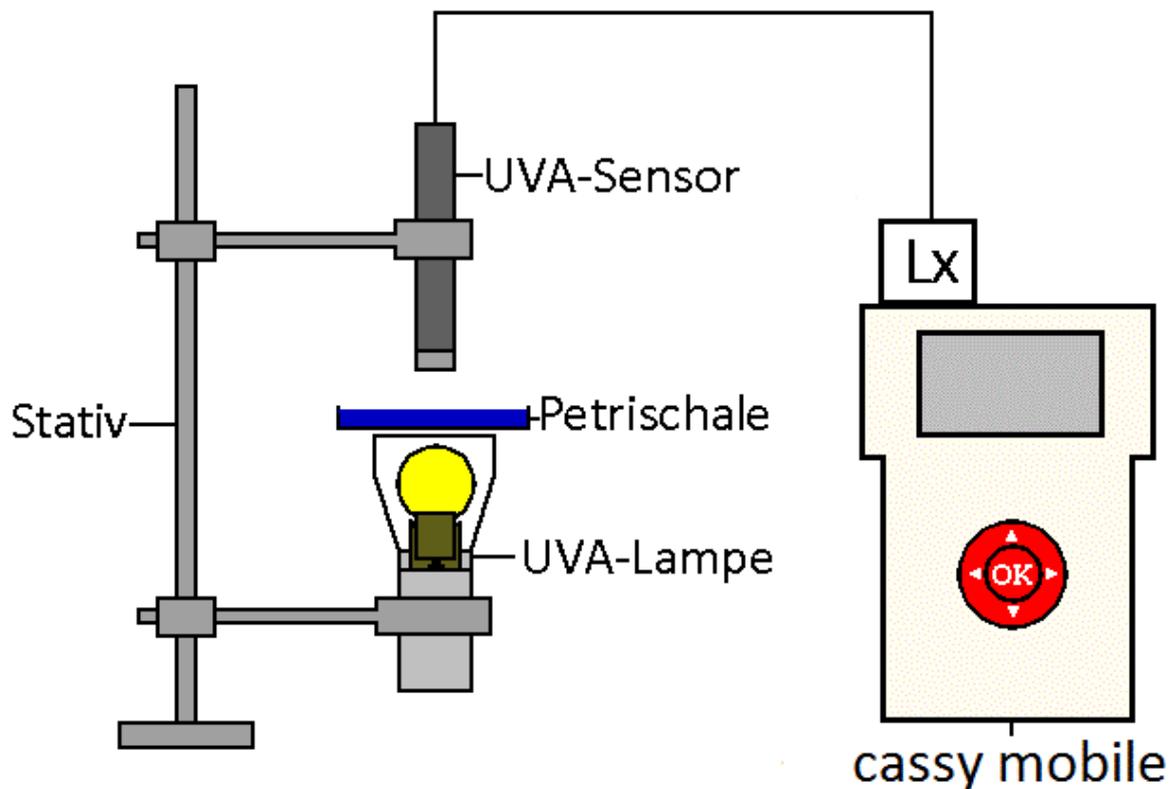
$$\varepsilon_d = 1,085l/mmol.$$

Setzt man beide Ergebnisse in die Formel für die Geschwindigkeit ein, so erhält man:

$$v = \frac{0,00355 * 1/s}{1,085l/mmol} = 0,00327 \frac{mmol}{l * s}.$$

Fluoreszenz

Versuch



Durchführung

1. Stellen Sie eine Waschmittellauge und eine Sonnenmilchemulsion her, in dem Sie jeweils einen kleinen Tropfen in $V = 20$ ml Wasser einrühren. Zerkleinern Sie mit einem Messer oder einer Schere ein paar Stücke Kastanienrinde, Eschenrinde bzw. grüne Blätter. Geben Sie die Stücke in je ein Marmeladenglas. Füllen Sie die Gläser mit der Kastanienrinde und der Eschenrinde mit $V = 20$ ml Wasser und das Glas mit den grünen Blättern mit $V = 20$ ml Brennspritus auf. Verschließen Sie die Gläser, schütteln Sie kräftig durch und lassen die Lösungen 2-3 Stunden stehen. Filtrieren Sie die Lösungen ab.
2. Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf. Sensor und Lampe sollten einen Abstand von ca. $s = 5$ cm haben.
3. Schalten Sie cassy mobile ein. Laden Sie die Einstellungen der Datei „UVA.labm“ im Ordner Chemie. Alternativ können Sie den Sensor auch wie folgt selbst eichen. Wählen Sie im Untermenü Korrektur des Menüs E_A die Option Faktor und Offset. Drücken Sie die O.K. Taste. Stellen Sie den Offset mit dem Touchwheel auf 0,0 klx. Drücken Sie erneut die O.K.-Taste. Geben Sie im Bereich Faktor den f-Wert ein, der auf dem UVA-Sensor vermerkt ist und bestätigen Sie Ihre Eingabe durch Drücken der O.K.-Taste. Der Sensor ist damit kalibriert.
4. Schalten Sie die UV-Lampe ein. Notieren Sie sich den Messwert. Gegebenenfalls müssen Sie je nach Leuchtstärke der Lampe den Messbereich im Untermenü Bereich des Menüs E_A anpassen.
5. Halten Sie zwischen die Lampe und den Sensor verschiedene Gegenstände, etwa eine Petrischale aus Glas, eine Plastikfolie, ein Stück Alufolie, ein Blatt Papier, eine entspie-

gelte Brille usw. Notieren Sie sich jeweils die Intensität der durchgelassenen UVA-Strahlung.

6. Füllen Sie die Petrischale etwa 1 cm hoch mit Wasser und anschließend nacheinander jeweils mit den Emulsionen bzw. Lösungen aus 1. Halten Sie die Petrischale zwischen die Lampe und den Sensor. Notieren Sie sich für alle Teilversuche die Intensität der durchgelassenen UVA-Strahlung und die zusätzlichen Beobachtungen.

Aufgaben

- a. Stellen Sie die Messergebnisse in einer Tabelle zusammen. Deuten Sie die Tabelle und die zusätzlichen Beobachtungen in den Teilversuchen 5 und 6.
- b. Erklären Sie, welche Stoffe für das besondere Verhalten der Waschmittellauge, der Lösung der Kastanien- und Eschenrinde bzw. des Blattgrüns und der Sonnenmilchemulsion verantwortlich sind.
- c. Recherchieren Sie im Internet nach weiteren Anwendungen dieser Stoffe.
- d. Erkundigen Sie sich im Buch oder Internet, wie Brillen entspiegelt werden.
- e. Beleuchten Sie mit der UV-Lampe in einem abgedunkelten Raum verschiedene Gegenstände und Geldscheine.
- f. Erkundigen Sie sich im Internet, welche Arten von UV-Strahlung es gibt, worin sie sich unterscheiden und wie sie sich in Technik und Natur auswirken.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messtabelle.

Gegenstand/Stoff	UVA-Strahlung [Lx]
Luft	66,7
Glas	59,0
Kunststoff	54,1
Wasser	62,3
Waschmittellaug	12,4
Sonnenmilch	10,4
Rindenlösung	7,5
Blattgrünlösung	6,1
entspiegeltes Glas	0,6
Alufolie	0,0
Papier	0,0

Tabelle 1: Messtabelle

Auswertung

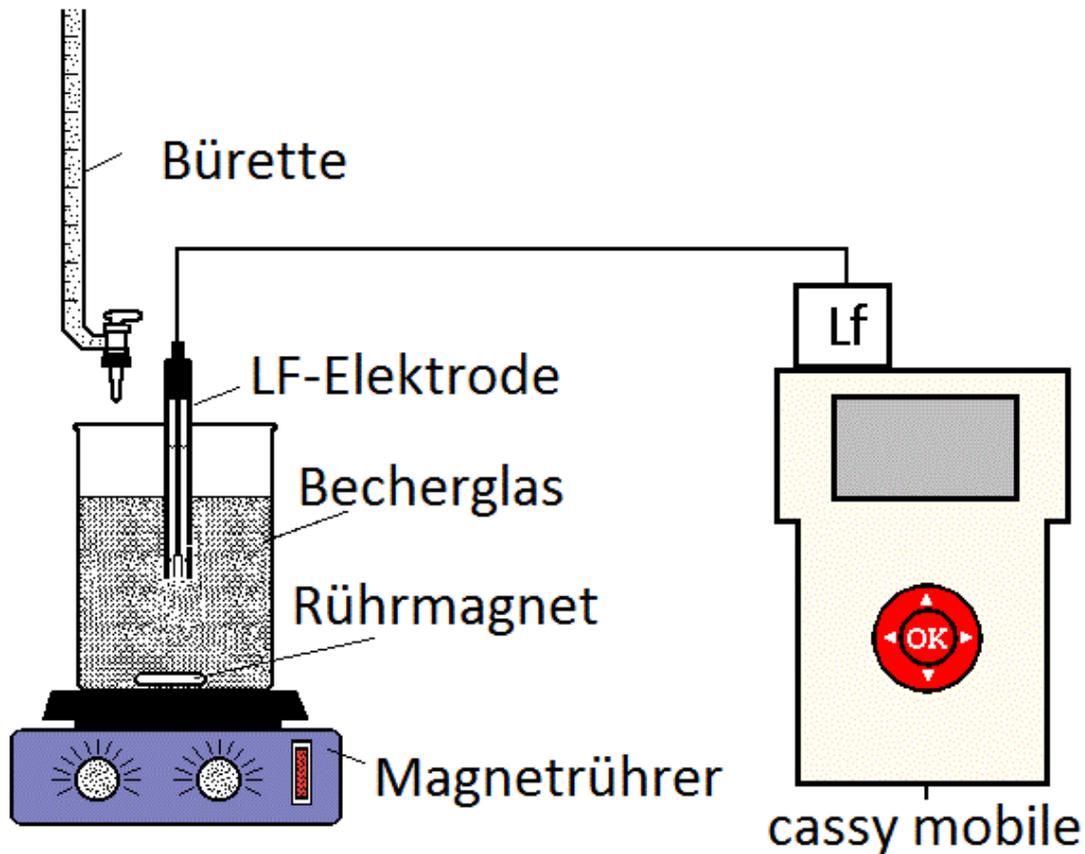
- Glas und Kunststoff schirmen die UV-Strahlung nur wenig ab. Füllt man Wasser in die Petrischale, so steigt die durchgelassene Intensität sogar ein wenig an. Vermutlich wirkt das Wasser wie eine kleine Linse, die die Strahlung ein wenig bündelt. Waschmittellaug, Sonnenmilch, Rindenlösung und Blattgrünlösung absorbieren die UVA-Strahlung zu 80 - 90%. Dabei leuchtet die Waschmittellösung hellblau, die Rindenlösung grünlich, die Sonnenmilch violett und die Blattgrünlösung rot unter dem Einfluss der UVA-Strahlung. Entspiegeltes Glas, Alufolie und Papier verschlucken die Strahlung fast vollständig.
- Die Waschmittellaug, die Rindenlösung und die Sonnenmilchemulsion enthalten jeweils einen fluoreszierenden Stoff, der UV-Licht in sichtbares Licht umwandelt. Daher wird die UV-Strahlung geschwächt und die drei Lösungen leuchten im sichtbaren Bereich des Spektrums. Blattgrün oder Chlorophyll absorbiert einerseits rotes und blaues Licht und erscheint daher grün. Andererseits zeigt es im UV-Licht eine rote Fluoreszenz.
- In Sonnencremes sind fluoreszierende Stoffe enthalten. Sie wandeln das energiereiche UV-Licht, das einen Sonnenbrand verursachen kann, in weniger energiereiches sichtbares Licht um. Früher extrahierte man die Fluoreszenzstoffe Aesculin und Fraxin aus Rosskastanien- oder Eschenrinde. Heute kann man Stoffe mit besserer Wirkung synthetisieren.
- Die Brillengläser sind mit einer dünnen Schicht des Minerals Kryolith bedampft. Sie lässt das Licht im sichtbaren Bereich durch, reflektiert jedoch das UV-Licht. Entspiegelte Gläser erkennt man an ihren purpurnen Reflexen im weißen Licht. Sie entstehen als Komplementärfarbe zur grünen Mitte des Spektrums, die besonders gut durchgelassen wird.
- Papier, Gardinen, Bucheinbände, usw. fluoreszieren bei Bestrahlung mit der UV-Lampe. Sie werden dadurch optisch aufgehellt und wirken weniger vergilbt. Das UV-Licht wird in blaues Licht umgewandelt, das zusammen mit dem Gelbton der vergilbten Materialien ein strahlendes Weiß ergibt. Auch Geldscheine leuchten an einigen Punkten. Sie sind so fälschungssicherer. Wenn die Kassiererin oder der Kassierer im Supermarkt einen Geldschein auf seine Echtheit überprüfen will, hält sie oder er ihn unter eine UV-Lampe.
- Man teilt die UV-Strahlung je nach Wellenlänge λ in UVA mit $\lambda = 320-400$ nm, UVB mit $\lambda = 280-320$ nm und UVC mit $\lambda = 220-280$ nm ein. Je kürzer die Wellenlänge, umso

energiereicher sind die Photonen und umso mehr können Sie die Zellen schädigen. Sonnenschutzmittel schützen vor der UVA- und UVB-Strahlung. Alle drei Arten lösen im Erbgut der Zellen Mutationen aus. Sie greifen Kunststoffe an, die dadurch porös werden und zerbröseln.

Leitfähigkeit

Lösungen

Versuch 1:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „LwHCl.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Salzsäure.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie die Steigung der Kurve und errechnen Sie die Äquivalentleitfähigkeit für Salzsäure.
- c) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem Literaturwert von $\lambda = 426,1 \text{ mS} \cdot \text{l}/(\text{cm} \cdot \text{mol})$ bei $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ und diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

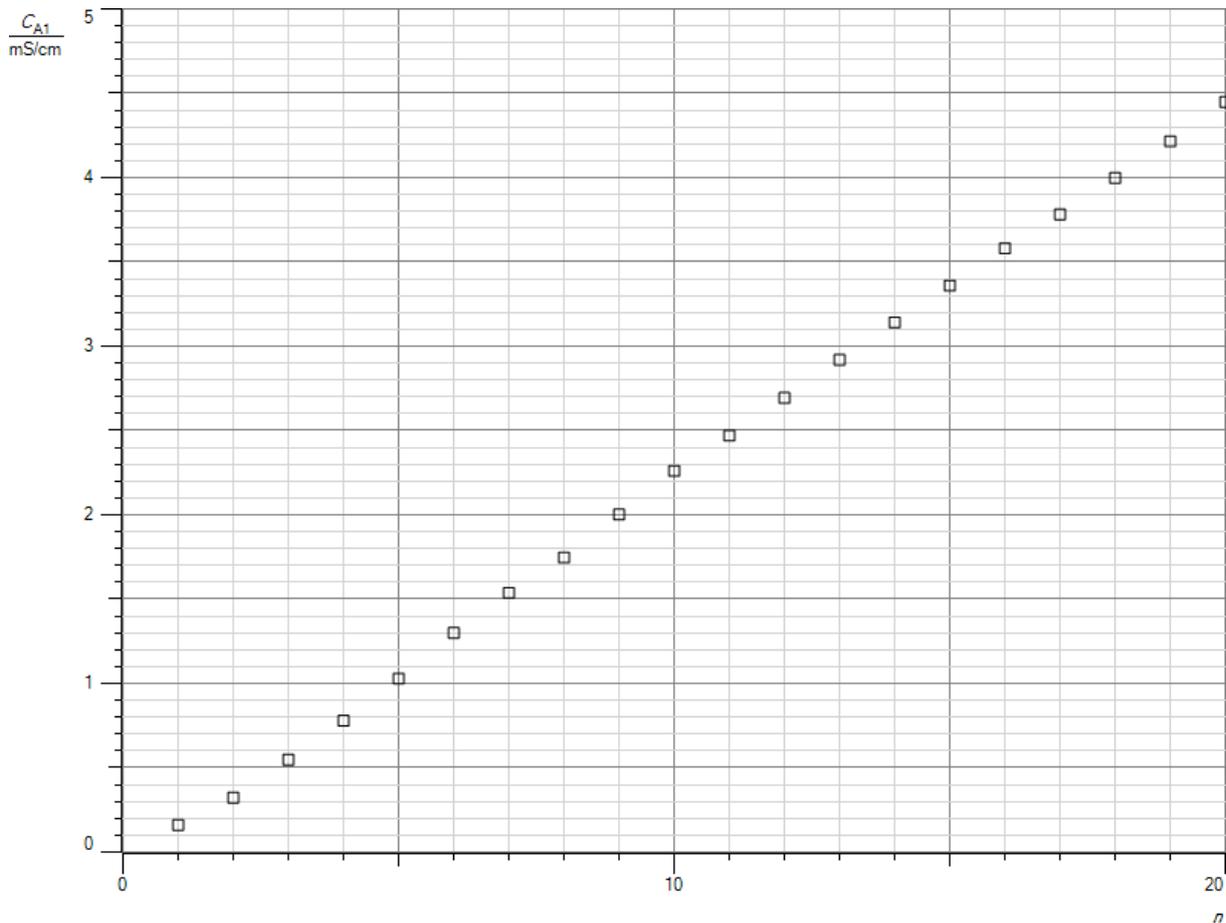


Abb.1: Leitwert Salzsäure

Auswertung:

- Durch die schrittweise Zugabe der Salzsäure steigt die Konzentration der Salzsäure in der Lösung kontinuierlich an. Mit ihr nimmt der Leitwert zu.
- Legt man durch die Messkurve mit cassy eine Ausgleichsgerade, so erhält man eine Steigung m

$$m = 0,222 \text{ mS/cm.}$$

Berücksichtigt man, dass sich die Konzentration der Salzsäure pro Schritt um

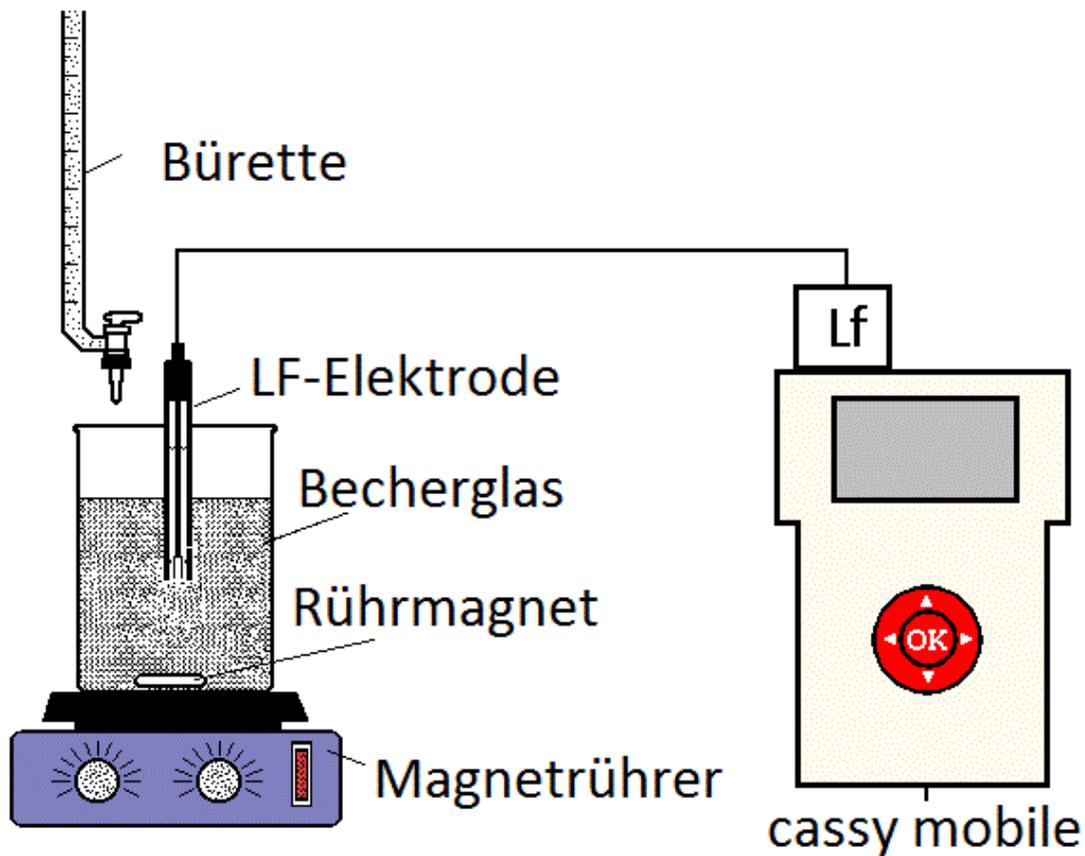
$$\Delta c = \frac{0,5 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} * 0,1 \text{ mol/l} = 0,0005 \text{ mol/l}$$

ändert, so ergibt sich eine Äquivalentleitfähigkeit

$$\lambda = \frac{0,222 \text{ mS/cm}}{0,0005 \text{ mol/l}} = 444 \frac{\text{mS} * \text{l}}{\text{mol} * \text{cm}} = 444 \frac{\text{S} * \text{cm}^2}{\text{mol}}$$

- c) Literaturwert und Messwert stimmen im Rahmen der Messgenauigkeit recht gut überein. Mögliche Fehlerquellen sind die Temperatur und Ungenauigkeiten bei der Zugabe der Salzsäure und beim Abmessen des Volumens des Wassers. Außerdem weichen die Literaturwerte je nach Quelle um bis zu 10% voneinander ab, da nicht immer die genaue Messtemperatur mit angegeben wird.

Versuch 2:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „LwNaOH.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Natronlauge.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie die Steigung der Kurve und errechnen Sie die Äquivalentleitfähigkeit der Natronlauge.
- c) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem Literaturwert von $\lambda = 249,3 \text{ mS}^* \text{l}/(\text{cm}^* \text{mol})$ bei $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ und diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

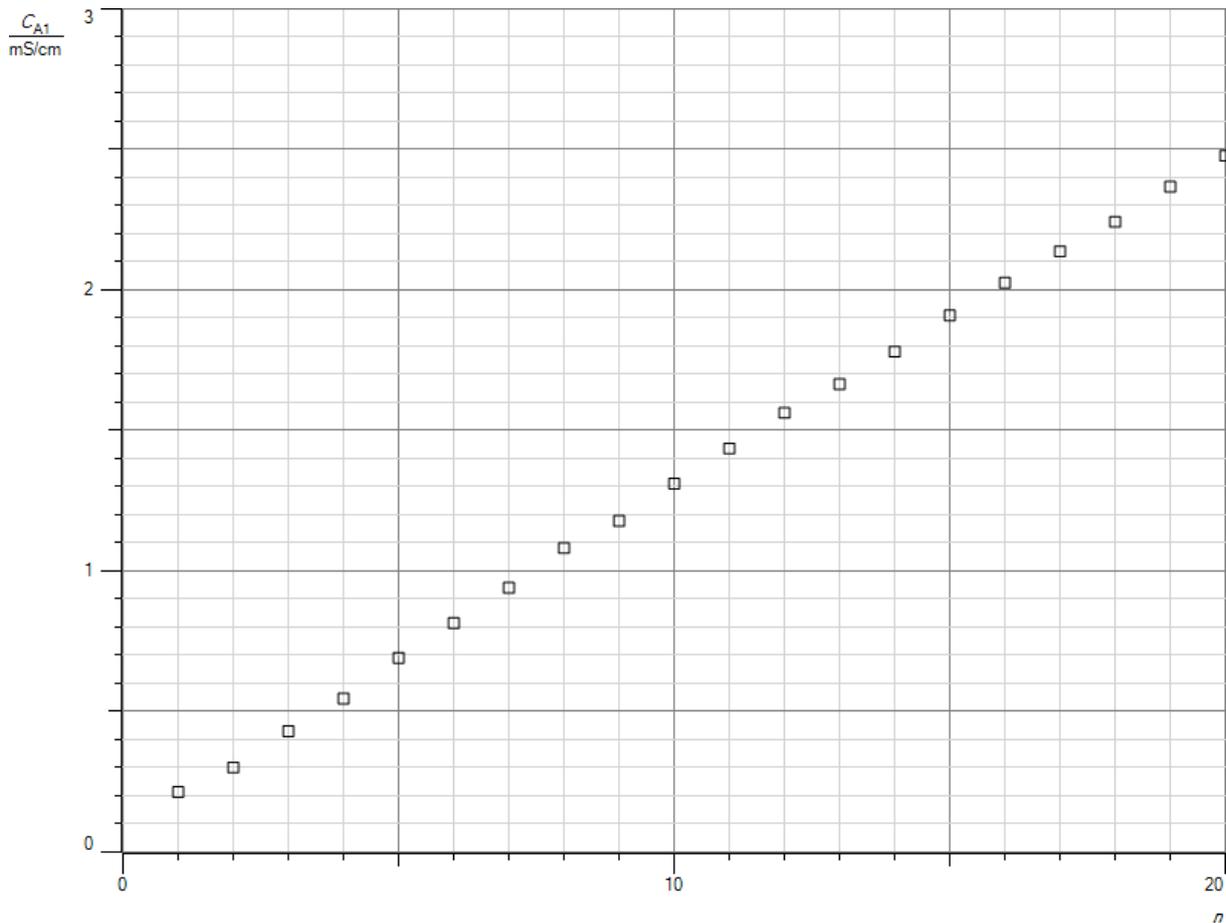


Abb.1: Leitwert Natronlauge

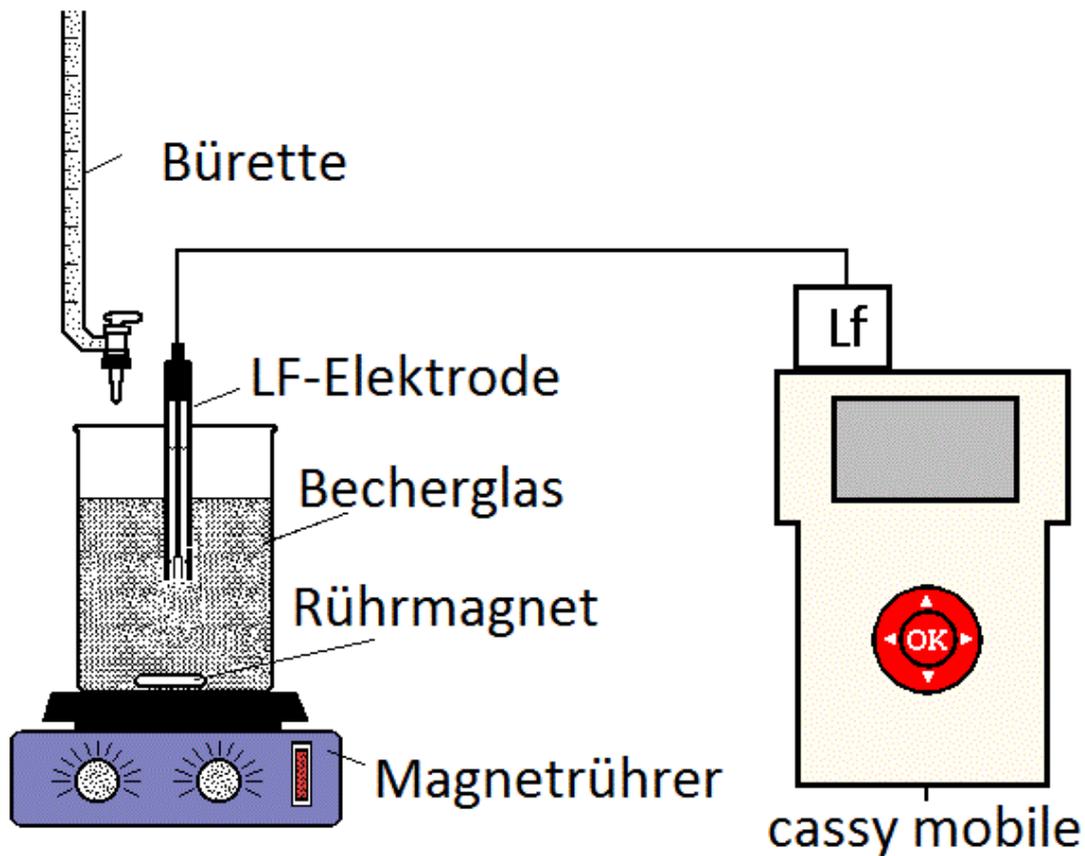
Auswertung:

- Durch die schrittweise Zugabe der Natronlauge steigt die Konzentration der Natronlauge in der Lösung kontinuierlich an. Mit ihr nimmt der Leitwert zu.
- Wertet man die Kurve analog zu Versuch 1 aus, so erhält man eine Äquivalentleitfähigkeit

$$\lambda = 254 \frac{S * cm^2}{mol}$$

- Messergebnis und Literaturwert stimmen sehr gut überein. Mögliche Fehlerquellen wurden bereits in Versuch 1 diskutiert.

Versuch 3:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „LwH2SO4.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Schwefelsäure ($c = 0,05 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Schwefelsäure.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie die Steigung der Kurve und errechnen die Äquivalentleitfähigkeit der Schwefelsäure.
- c) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem Literaturwert von $\lambda = 859,4 \text{ S}\cdot\text{cm}^2/\text{mol}$ bei $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ und diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

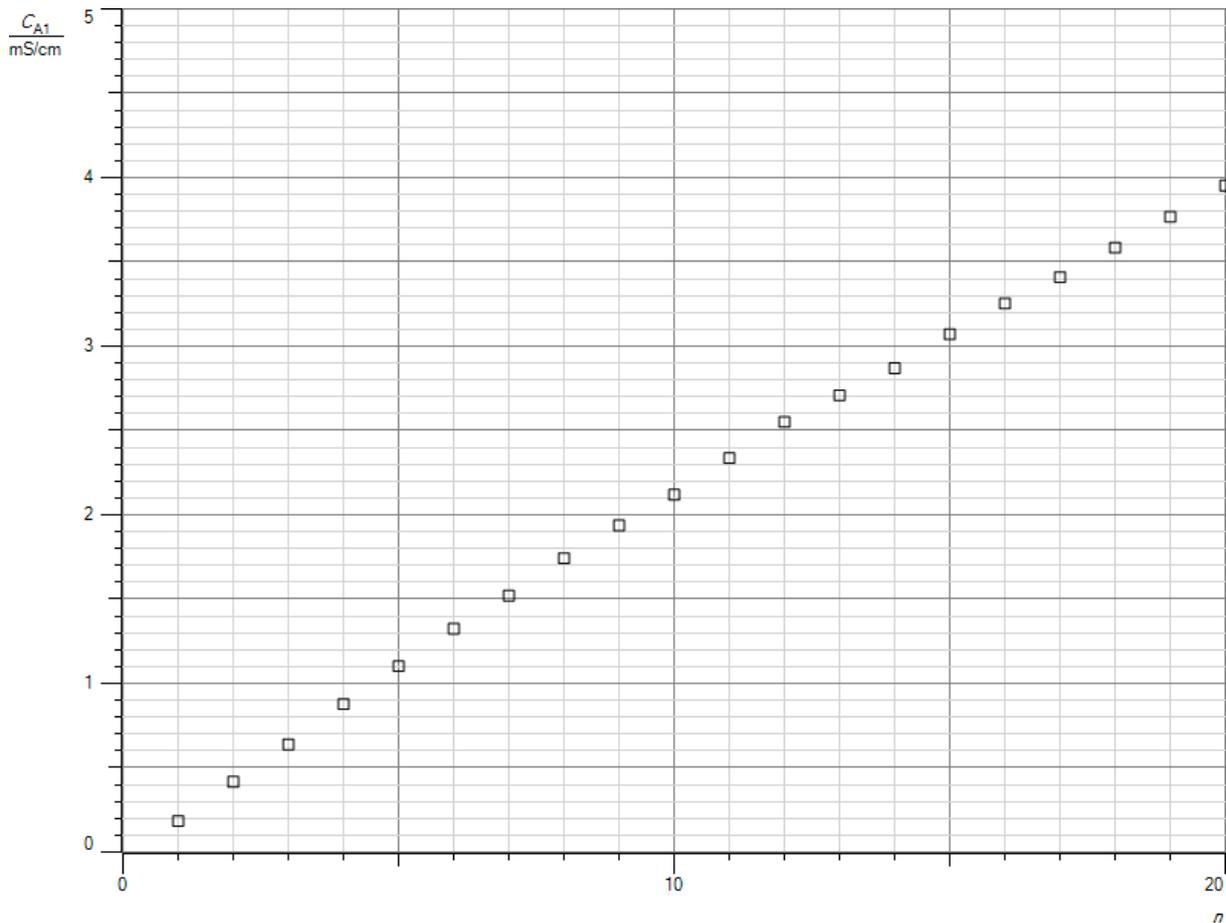


Abb.1: Leitwert Schwefelsäure

Auswertung:

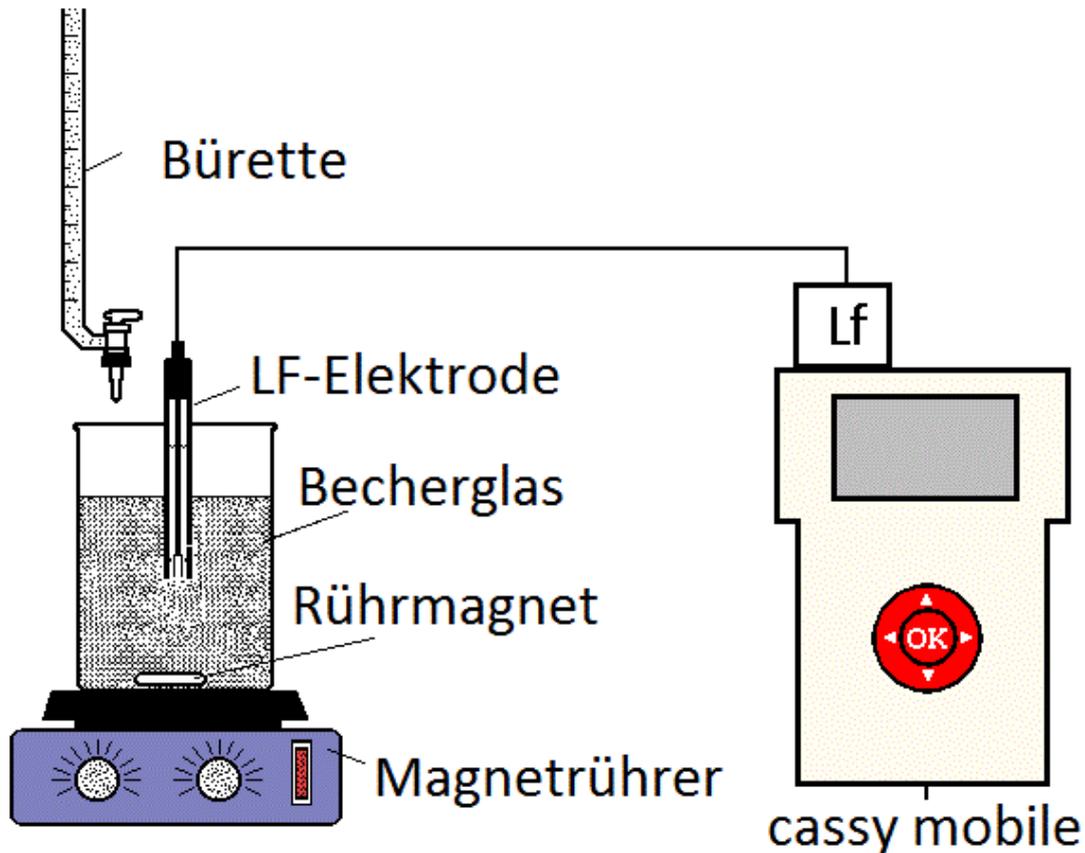
- Durch die schrittweise Zugabe der Schwefelsäure steigt die Konzentration der Schwefelsäure in der Lösung kontinuierlich an. Mit ihr nimmt der Leitwert zu.
- Wertet man die Kurve analog zu Versuch 1 aus, so erhält man eine Äquivalentleitfähigkeit

$$\lambda = 788 \frac{S * cm^2}{mol}$$

- Messergebnis und Literaturwert stimmen recht gut überein. Mögliche Fehlerquellen wurden bereits in Versuch 1 diskutiert.

Titrationen

Versuch 1:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „LfCola.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Cola und rühren Sie 10 Minuten um.
- 5) Titrieren in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Natronlauge.

Aufgaben

- a) Begründen Sie, warum man die Cola vor der Titration 10 Minuten rühren muss.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus der Messkurve den Äquivalenzpunkt.
- d) Berechnen Sie den Gehalt der Cola an Phosphorsäure in mg/l .

Hinweis

Phosphorsäure hat die Formel H_3PO_4 und ist dreiprotonig.

Beobachtung:

Man erhält z. B. folgende Messkurve:

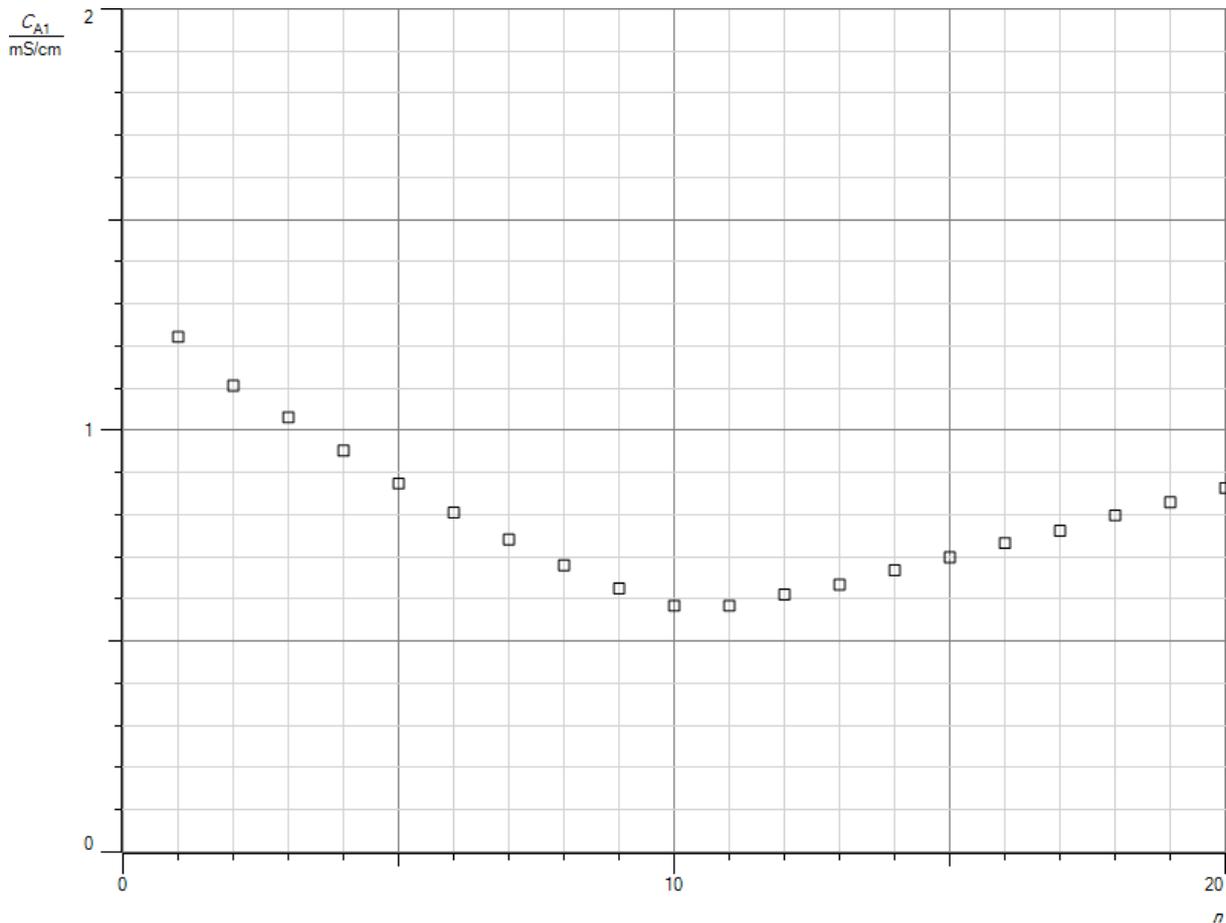


Abb.1: Phosphorsäuregehalt in Cola

Auswertung:

- Cola enthält neben Phosphorsäure auch gelöstes Kohlendioxid, das die Titration verfälschen würde. Es verflüchtigt sich durch Rühren.
- Zunächst sinkt die Leitfähigkeit, da die H^+ -Ionen der Säure nach und nach neutralisiert werden und durch weniger gut leitende Natriumionen ersetzt werden. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit an, da die Hydroxidionen nicht mehr neutralisiert werden und die Konzentration der Natriumionen steigt.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei einer Zugabe von

$$V = 10 * 0,5ml = 5ml$$

Natronlauge.

- Daraus folgt mit der Titergleichung für die Konzentration c der Phosphorsäure:

$$c = \frac{5ml * 0,1mol/l * 1}{100ml * 3} = 1,67 * 10^{-3}mol/l.$$

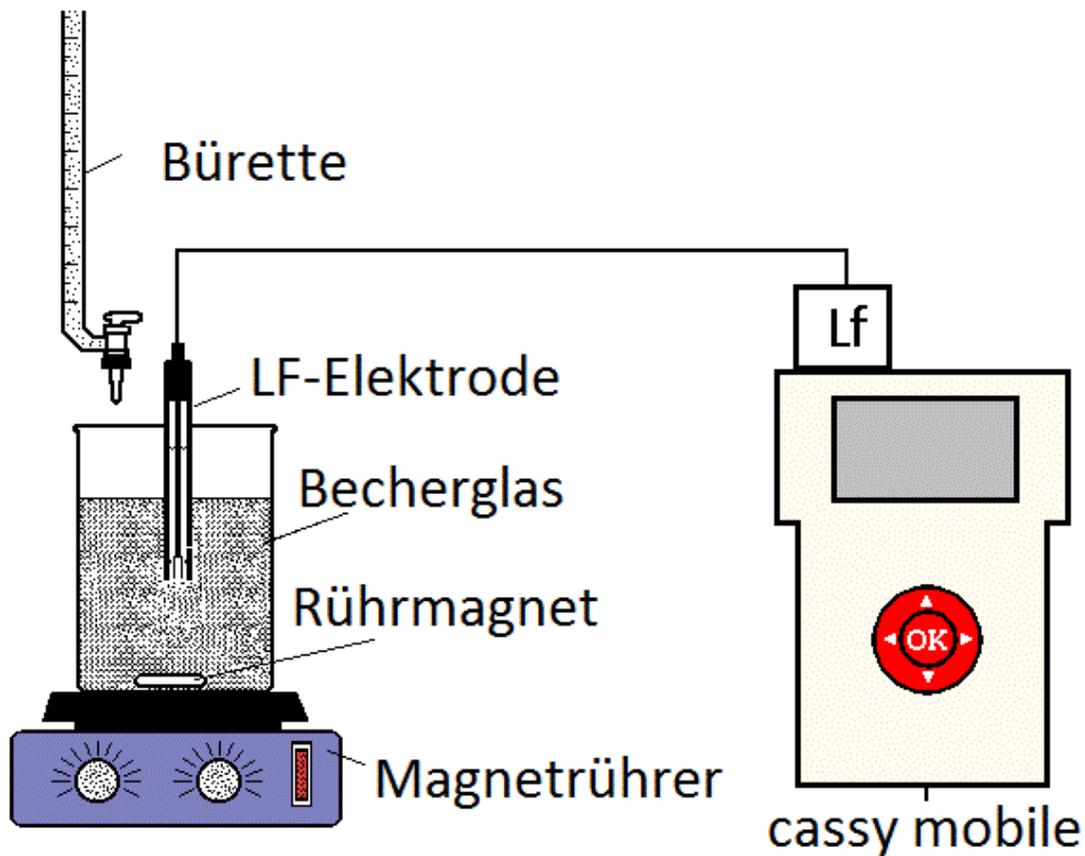
Die Molmasse M von Phosphorsäure beträgt:

$$M = (3 * 1 + 1 * 31 + 4 * 16)g/mol = 98g/mol.$$

Damit ergibt sich für den Phosphorsäuregehalt G der Cola

$$G = c * M = 0,164g/l = 164mg/l.$$

Versuch 2:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „LfHClNaOH.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Titrieren in Schritten von 1 ml , rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 20 \text{ ml HCl}$.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- c) Berechnen Sie die Konzentration der Natronlauge und vergleichen Sie sie mit dem Aufdruck auf der Flasche.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

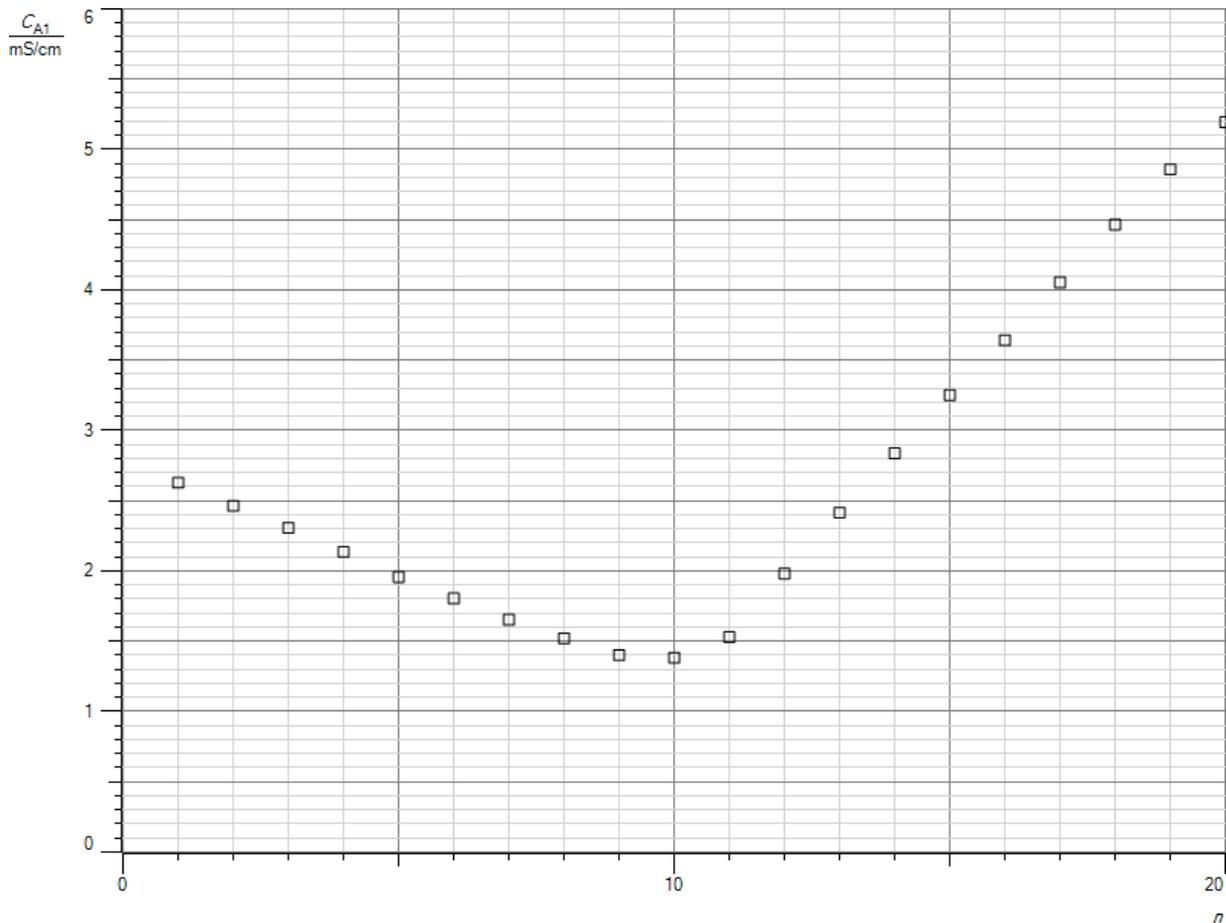


Abb.1: Leitfähigkeitstiteration NaOH mit HCl

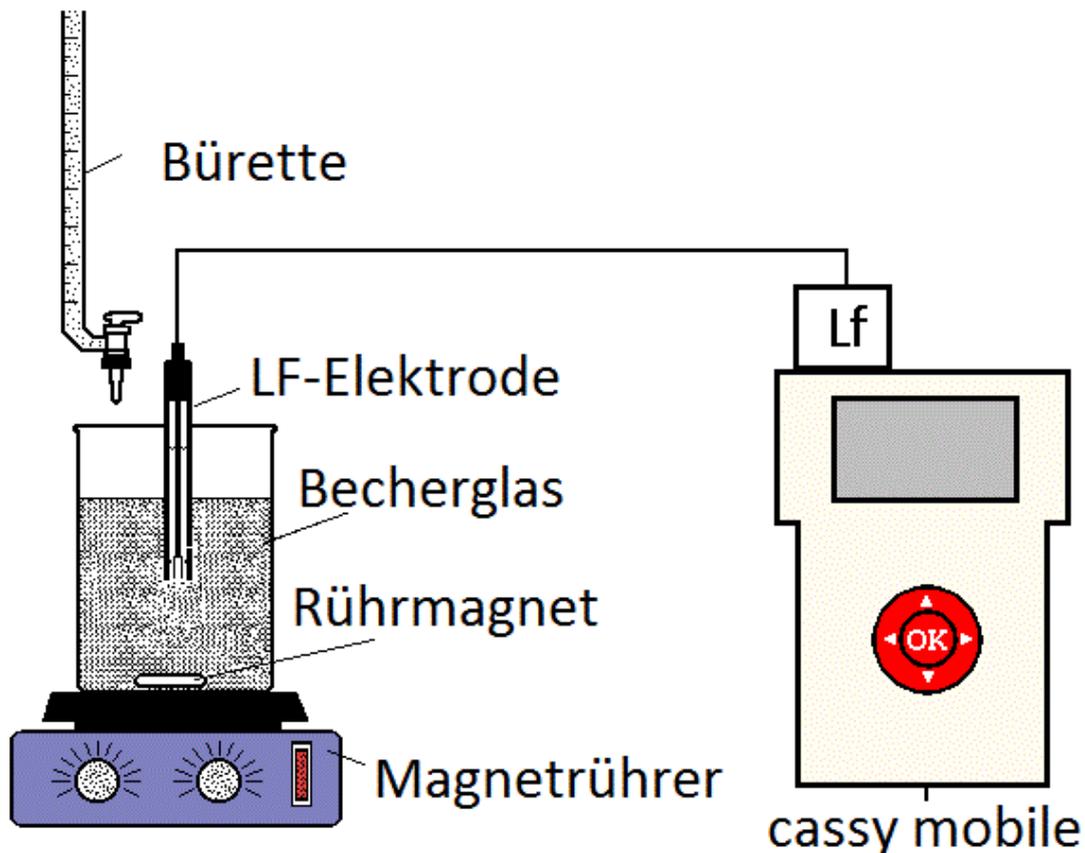
Auswertung:

- Zunächst sinkt die Leitfähigkeit, da die vorhandenen OH^- -Ionen durch die H^+ -Ionen der Säure neutralisiert werden. Sie werden durch weniger gut leitende Chloridionen ersetzt. Daher sinkt die Leitfähigkeit am Äquivalenzpunkt nicht auf null ab. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit an, weil die Konzentration der Salzsäure in der Lösung zunimmt. Die Kurve verläuft nach dem Äquivalenzpunkt steiler als davor, da Salzsäure eine höhere Äquivalentleitfähigkeit hat als Natronlauge.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei $V = 10 \text{ ml}$ Salzsäure.
- Damit ergibt sich für die Konzentration c der Natronlauge

$$c = \frac{10\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 1}{10\text{ml} * 1} = 0,1\text{mol/l.}$$

Messergebnis und Aufdruck auf der Flasche stimmen überein.

Versuch 3:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „LfSprudel.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 20 \text{ ml}$ Sprudel, füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf und rühren Sie 10 Minuten um.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Salzsäure.

Aufgaben

- a) Begründen Sie, warum man den Sprudel vor der Titration 10 Minuten rühren muss.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus der Messkurve den Äquivalenzpunkt.
- d) Berechnen Sie den Gehalt des Sprudels an Hydrogencarbonationen in g/l .
- e) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit der Aufschrift auf der Sprudelflasche. Diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

Hinweis

Hydrogencarbonationen haben die Formel HCO_3^- und sind einprotonig.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

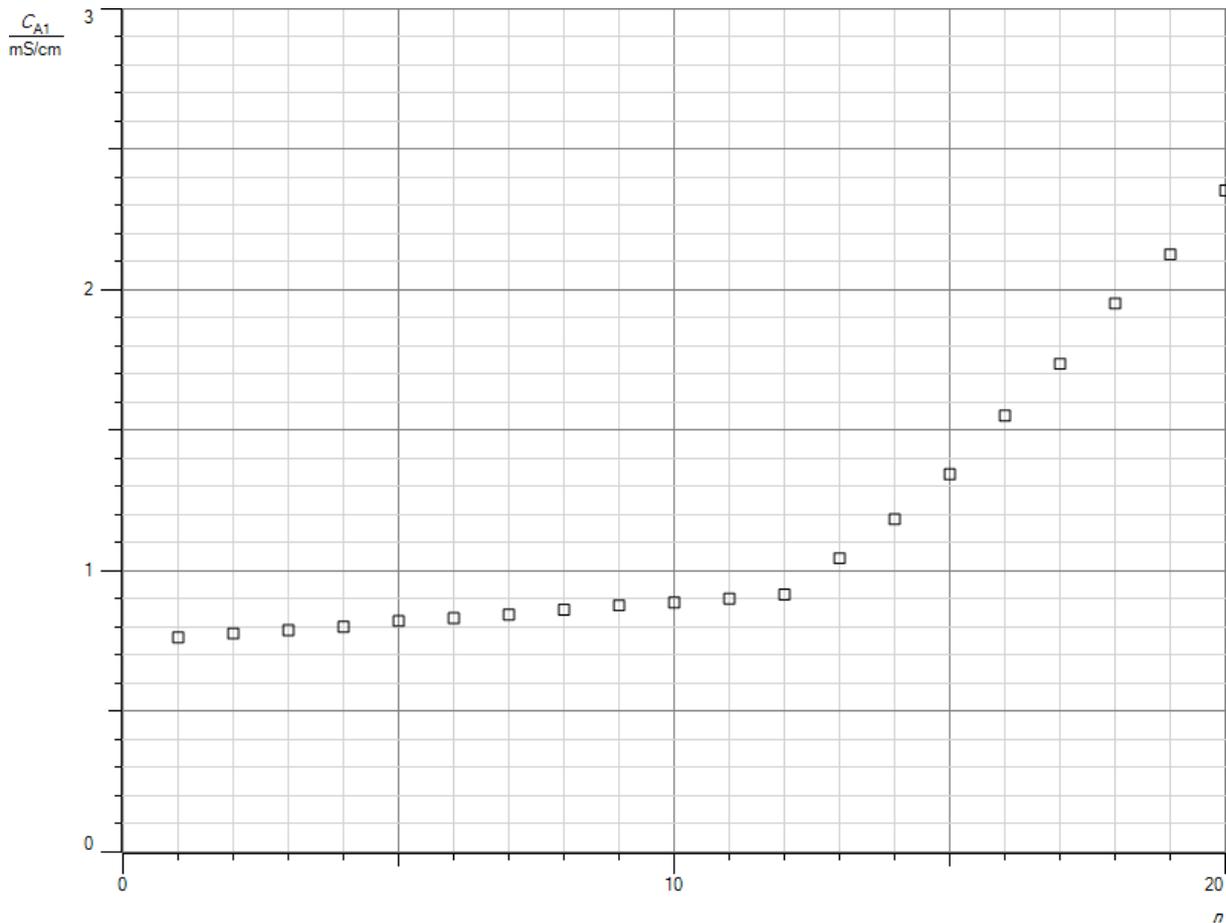


Abb.1: Hydrogencarbonatgehalt in Sprudel

Auswertung

- Sprudel enthält gelöstes Kohlendioxid, das die Messung verfälschen würde. Es verflüchtigt sich durch Rühren.
- Zunächst steigt die Leitfähigkeit langsam an, da die vorhandenen HCO_3^- -Ionen durch die H^+ -Ionen der Säure neutralisiert werden. Sie werden durch etwas besser leitende Chloridionen ersetzt. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit stark an, weil die Konzentration der Salzsäure in der Lösung zunimmt.
- Legt man durch beide Teilabschnitte Ausgleichsgeraden, so schneiden sie sich bei

$$V = 12 * 0,5ml = 6ml$$

Salzsäure.

- Damit ergibt sich für die Konzentration c der HCO_3^- -Ionen

$$c = \frac{6ml * 0,1mol/l * 1}{20ml * 1} = 0,03mol/l.$$

Die Molmasse M der HCO_3^- -Ionen beträgt:

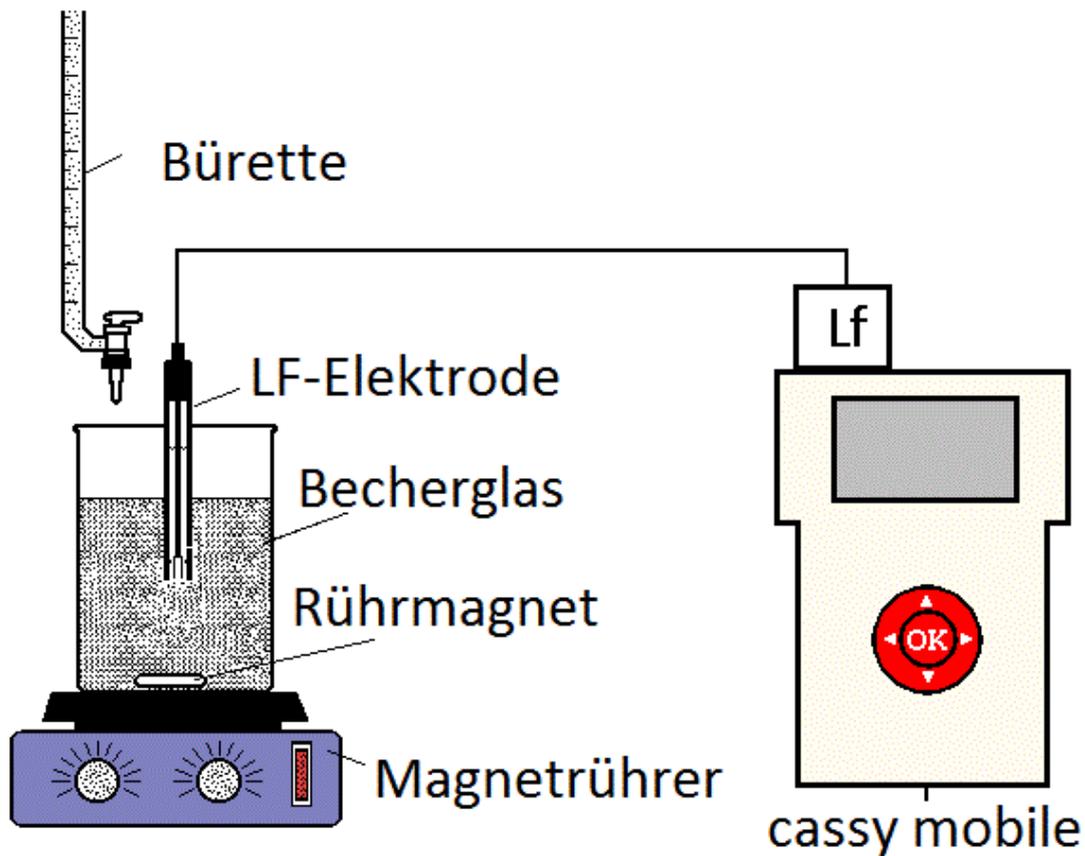
$$M = (1 * 1 + 1 * 12 + 3 * 16)g/mol = 61g/mol.$$

Damit erhält man einen Gehalt an HCO_3^- -Ionen im Sprudel:

$$G = c * M = 1,83g/l.$$

- e) Auf der Sprudelflasche wird er mit $G = 1,816g/l$ angegeben. Messwert und Aufschrift auf der Flasche stimmen im Rahmen der Messgenauigkeit sehr gut überein.

Versuch 4:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „LfH2SO4Ba(OH)2.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Schwefelsäure ($c = 0,05 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Bariumhydroxidlösung ($c = 0,05 \text{ mol/l}$) und füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Schwefelsäure.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- c) Berechnen Sie die genaue Konzentration der Bariumhydroxidlösung.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

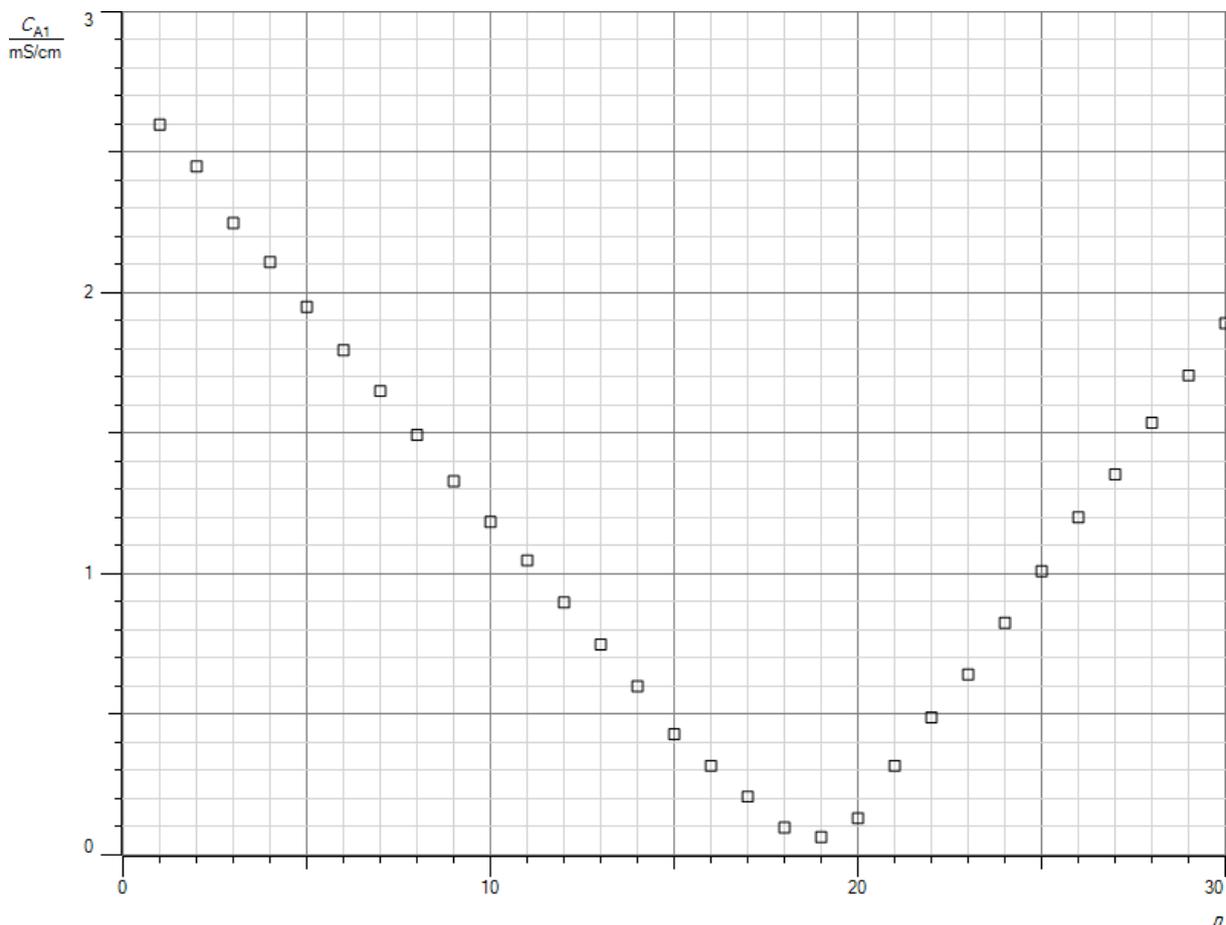


Abb.1: Leitfähigkeitstiteration von $\text{Ba}(\text{OH})_2$ mit H_2SO_4

- Zunächst sinkt die Leitfähigkeit, da die vorhandenen OH^- -Ionen durch die H^+ -Ionen der Säure neutralisiert werden. Sie reagieren zu neutralen Wassermolekülen. Gleichzeitig bildet sich schwerlösliches Bariumsulfat BaSO_4 , das ausfällt. Daher sinkt die Leitfähigkeit am Äquivalenzpunkt fast auf null ab. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit an, weil die Konzentration der Schwefelsäure in der Lösung zunimmt.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 19 \cdot 0,5\text{ml} = 9,5\text{ml}$$

Schwefelsäure.

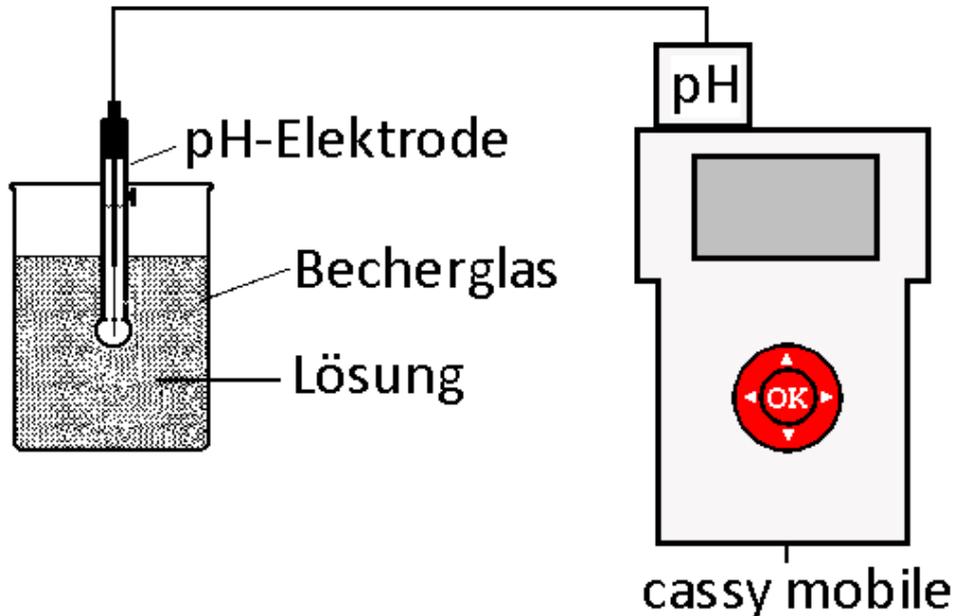
- Damit ergibt sich für die Konzentration c der Bariumhydroxidlösung

$$c = \frac{9,5\text{ml} \cdot 0,05\text{mol/l} \cdot 2}{10\text{ml} \cdot 2} = 0,0475\text{mol/l}.$$

pH-Wert

Lösungen

Versuch 1:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „pH-Wert.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Kalibrieren Sie zunächst die pH-Elektrode. Benutzen Sie im pH-Menü das Untermenü Korrektur und wählen Sie die Option 2 Sollwerte. Tauchen Sie die Elektrode in HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) ein, rühren Sie um und stellen Sie einen Wert $\text{pH} = 1$ ein. Spülen Sie die Elektrode mit destilliertem Wasser. Wiederholen Sie den Vorgang mit NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) mit dem Wert $\text{pH} = 13$. Die Elektrode ist für das benutzte Cassy mobile Gerät geeicht. Benutzen Sie ein anderes Gerät, müssen Sie die Eichung erneut ausführen.
- 4) Bestimmen Sie mit der kalibrierten Kombination die pH-Werte verschiedener Lösungen, z.B.
 - Essigsäure (1 mol/l ; $0,1 \text{ mol/l}$; $0,01 \text{ mol/l}$),
 - HCl ($0,01 \text{ mol/l}$; $0,001 \text{ mol/l}$),
 - NaOH ($0,01 \text{ mol/l}$; $0,001 \text{ mol/l}$),
 - NH_3 ($0,1 \text{ mol/l}$; $0,01 \text{ mol/l}$).

Aufgaben

- a) Berechnen Sie für die verwendeten Säuren und Laugen den pK_S - bzw. pK_B -Wert und vergleichen Sie sie mit den Angaben im Buch.
- b) Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messwerte:

Essigsäure:

c[mol/l]	1	0,1	0,01
pH	2,39	2,88	3,37

Salzsäure:

c[mol/l]	0,1	0,01	0,001
pH	1	2,01	2,98

Natronlauge:

c[mol/l]	0,1	0,01	0,001
pH	13	12,01	10,98

NH₃:

c[mol/l]	1	0,1	0,01
pH	11,79	11,29	10,81

Auswertung

a) Das Massenwirkungsgesetz lautet für eine Säure HA:

$$K_S = \frac{c(A^-) * c(H^+)}{c(HA)}$$

Bildet man den negativen Logarithmus, so folgt:

$$pK_S = pH - \log \frac{c(A^-)}{c(HA)}$$

Für Essigsäure erhält man aus den Messdaten bei der ersten Konzentration:

$$pK_S(1\text{mol/l}) = 2,39 - \log \frac{10^{-2,39}\text{mol/l}}{(1 - 10^{-2,39})\text{mol/l}} = 4,78.$$

Die anderen Konzentrationen liefern folgende Werte:

$$pK_S(0,1\text{mol/l}) = 4,75$$

$$pK_S(0,01\text{mol/l}) = 4,72.$$

Damit erhält man einen Mittelwert für Essigsäure:

$$pK_S = 4,75.$$

Dieser Wert stimmt sehr gut mit dem Literaturwert überein.

Da die Salzsäure aufgrund der gemessenen pH-Werte praktisch vollständig dissoziiert ist, kann man für sie keinen pKs-Wert angeben.

Das Massenwirkungsgesetz lautet für eine Base BOH:

$$K_B = \frac{c(B^+) * c(OH^-)}{c(BOH)}$$

Bildet man den negativen Logarithmus, so folgt:

$$pK_b = pOH - \log \frac{c(B^+)}{c(BOH)}$$

Für Ammoniak erhält man aus den Messdaten bei der ersten Konzentration:

$$\begin{aligned} pK_b(1\text{mol/l}) &= (14 - 11,79) - \log \frac{10^{-(14-11,79)}\text{mol/l}}{(1 - 10^{-(14-11,79)})\text{mol/l}} \\ &= 4,42 \end{aligned}$$

Die anderen Konzentrationen liefern folgende Werte:

$$\begin{aligned} pK_b(0,1\text{mol/l}) &= 4,41 \\ pK_b(0,01\text{mol/l}) &= 4,35. \end{aligned}$$

Damit erhält man einen Mittelwert für Ammoniak:

$$pK_b = 4,39.$$

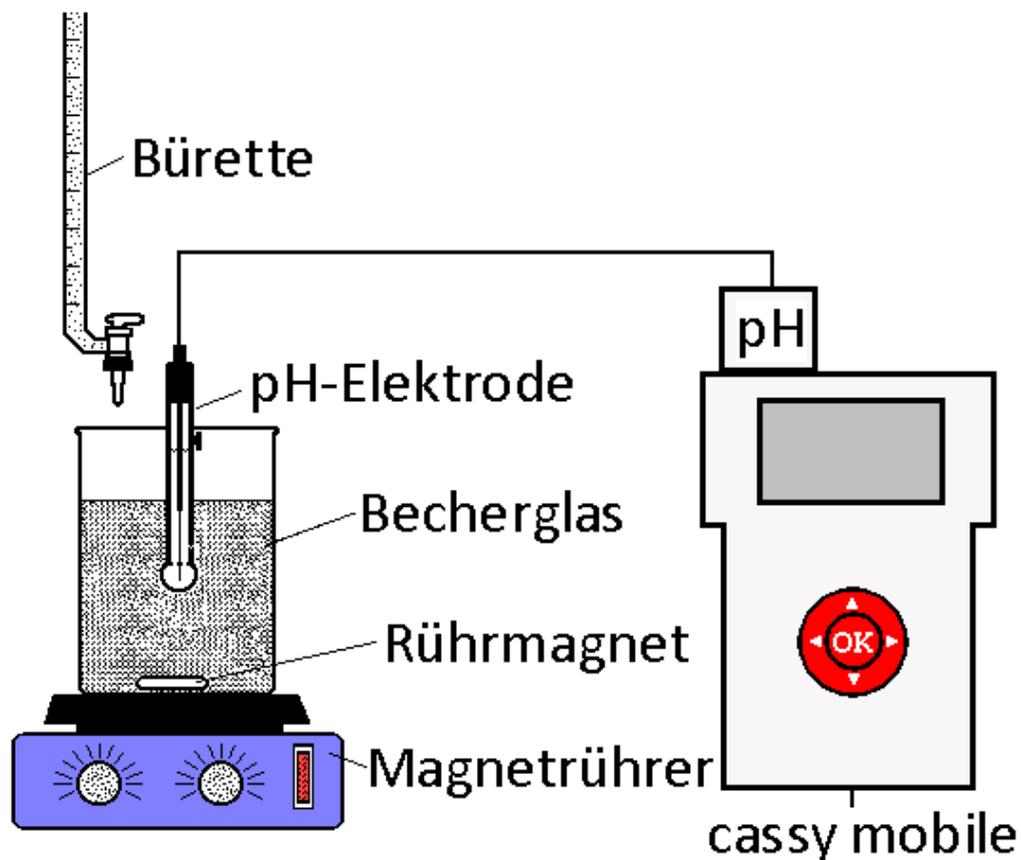
Dieser Wert ist etwas tiefer als der Literaturwert von $pK_b = 4,76$.

Da die Natronlauge aufgrund der gemessenen pH-Werte praktisch vollständig dissoziiert ist, kann man für sie keinen pK_b -Wert angeben.

- b) Eine mögliche Fehlerquellen sind wie bei allen Messungen mit einer pH-Elektrode Ungenauigkeiten beim Eichen der Elektrode. Außerdem müsste man die Temperatur berücksichtigen, da sich die Literaturwerte meist auf 25 °C beziehen.

Titrationen

Versuch 1:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Apfelwein.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Apfelwein.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Natronlauge.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- c) Berechnen Sie den Apfelsäuregehalt in mol/l und g/l .

Hinweis

Apfelsäure hat die Formel $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5$ und ist zweiprotonig.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

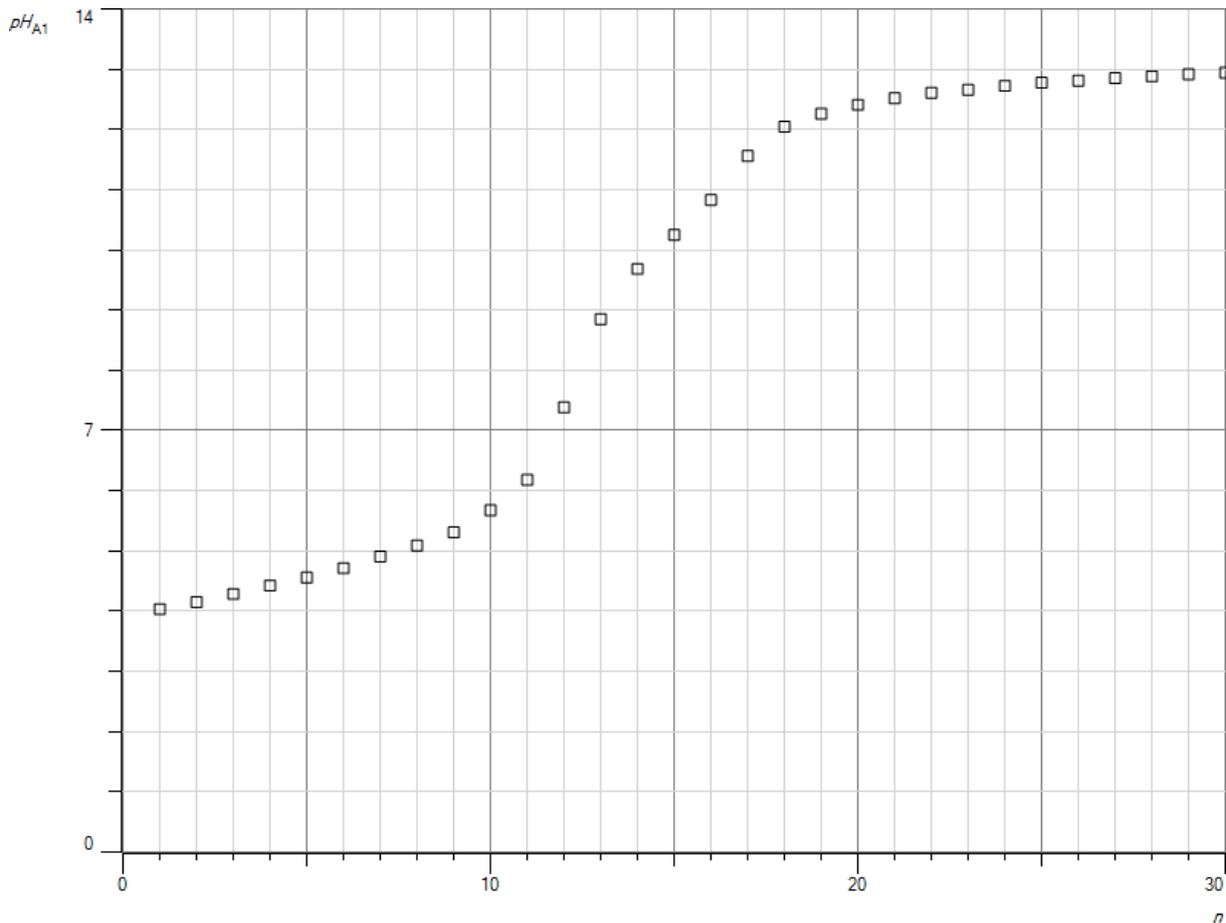


Abb.1: Titration von Apfelwein mit NaOH

Auswertung

- a) Da Apfelsäure eine schwache Säure ist, ist der pH-Wert zu Beginn recht hoch. Mit der Zugabe der Natronlauge wird sie nach und nach neutralisiert. Der pH-Wert steigt. Ab dem Äquivalenzpunkt bewirkt der Überschuss an Natronlauge einen Sprung des pH-Wertes in den basischen Bereich. Apfelsäure ist eine zweiprotonige Säure. Man hätte zwei Äquivalenzpunkte erwarten sollen und zwar für jede Dissoziationsstufe einen. Da man nur einen beobachtet, müssen die beiden pKs-Werte der Apfelsäure nahe beieinander liegen, so dass sich die beiden Dissoziationsstufen überschneiden.
- b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 13,5 * 0,5ml = 6,75ml$$

Natronlauge.

- c) Damit erhält man für die Konzentration der Apfelsäure im Apfelwein

$$c = \frac{6,75ml * 1mol/l * 1}{100ml * 2} = 3,375 * 10^{-2}mol/l.$$

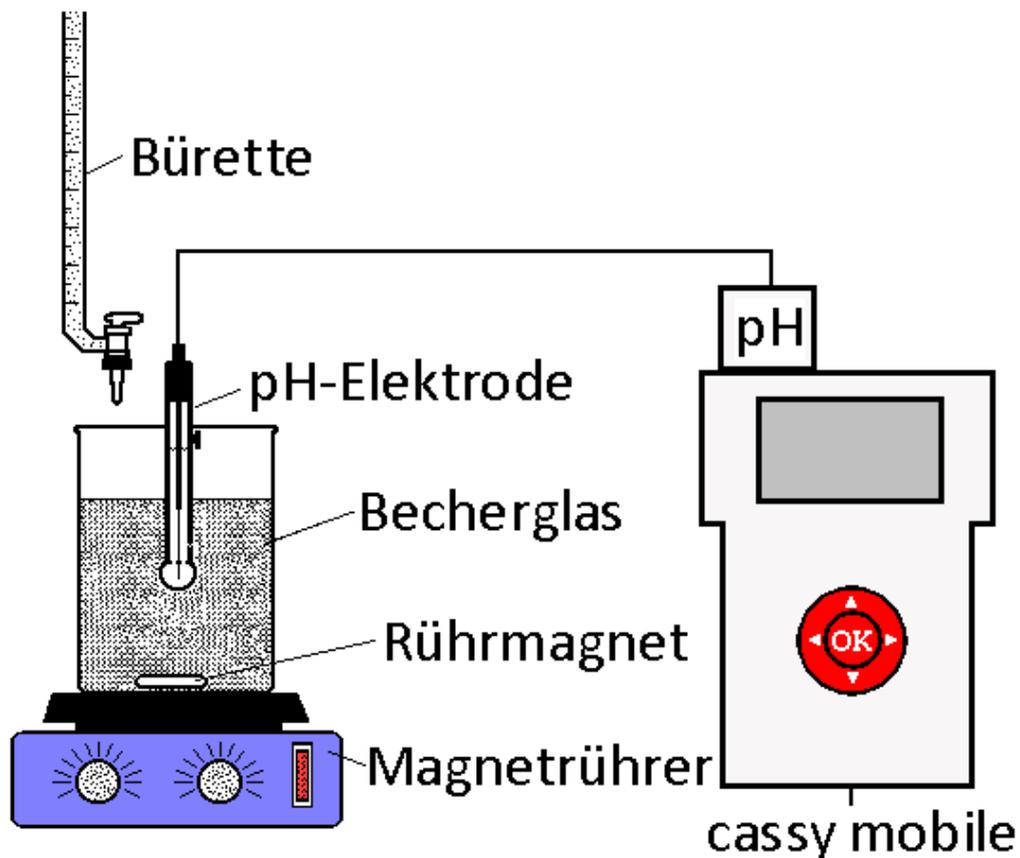
Die Molmasse M von Apfelsäure beträgt:

$$M = (4 * 12 + 6 * 1 + 5 * 16)g/mol = 134g/mol.$$

Damit ergibt sich für den Apfelsäuregehalt G im Apfelwein

$$G = c * M = 3,375 * 10^{-2}mol/l * 134g/mol = 4,52g/l.$$

Versuch 2:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Weinessig.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Weinessig und $V = 90 \text{ ml}$ Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml NaOH}$.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- c) Berechnen Sie den Gehalt des Weinessigs an Essigsäure in mol/l , g/l und in Gew.%.
- d) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit der Angabe auf der Flasche und diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

Hinweis

Essigsäure hat die Formel $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ und ist einprotonig.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

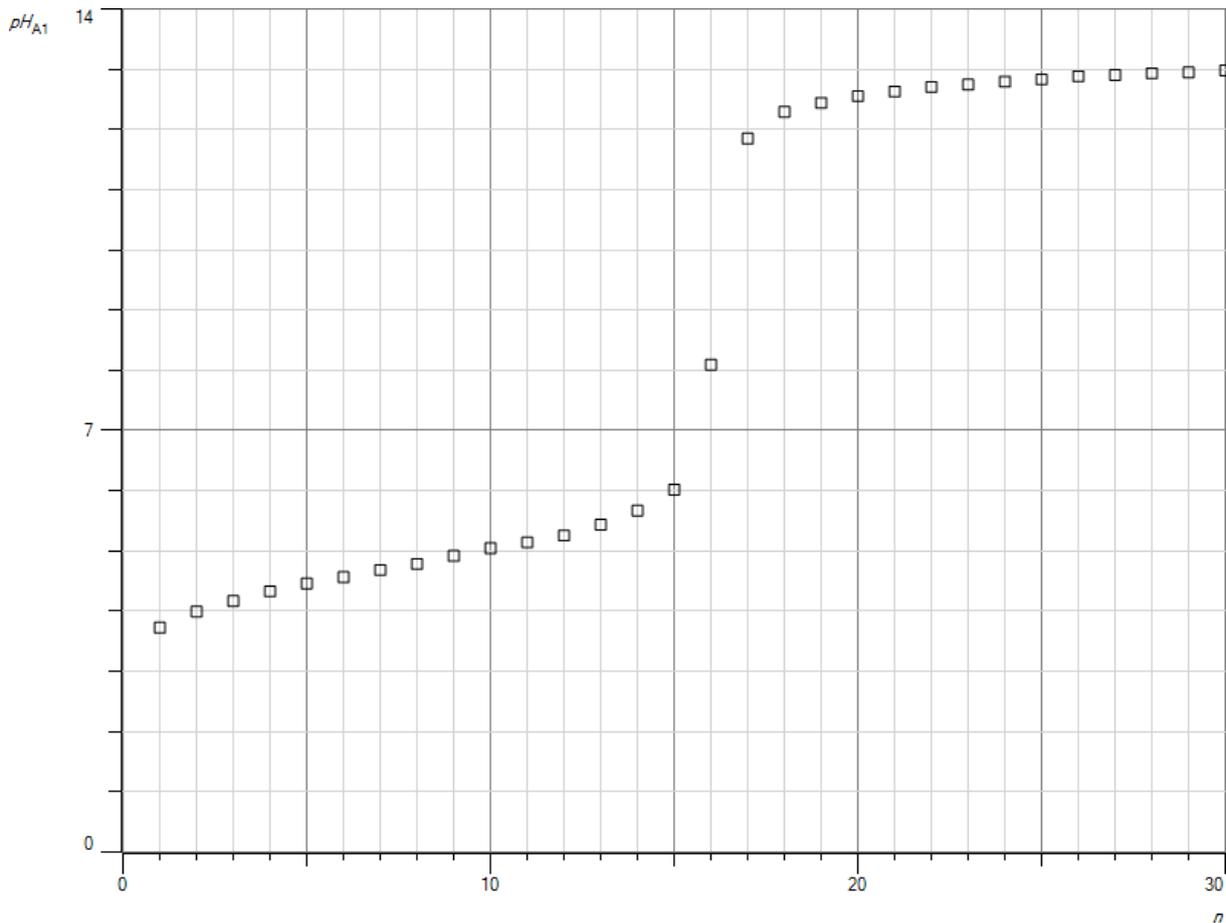


Abb.1: Titration von Weinessig mit NaOH

Auswertung:

- a) Zu Beginn der Titration nimmt der Wert leicht zu, verläuft danach flach und steigt am Äquivalenzpunkt steil an. Essigsäure ist eine schwache Säure. Zu Beginn ist sie nur wenig dissoziiert. Der pH-Wert vor der Zugabe der Natronlauge ist deutlich höher als bei einer starken Säure. Mit der zugefügten Natronlauge bildet sich ein Essigsäure/Acetat-Puffergemisch, so dass der pH-Wert im ersten Teil der Titrationskurve flach ansteigt. Ist die Säure vollständig neutralisiert, so bewirkt der Überschuss an Lauge einen Sprung des pH-Wertes in den basischen Bereich.
- b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 16,2 * 0,5ml = 8,25ml$$

Natronlauge.

- c) Damit erhält man für die Konzentration der Essigsäure im Weinessig

$$c = \frac{8,25ml * 1mol/l * 1}{10ml * 1} = 0,825mol/l.$$

Die Molmasse M von Essigsäure beträgt:

$$M = (2 * 12 + 4 * 1 + 2 * 16)g/mol = 60g/mol.$$

Damit ergibt sich für den Essigsäuregehalt G im Weinessig

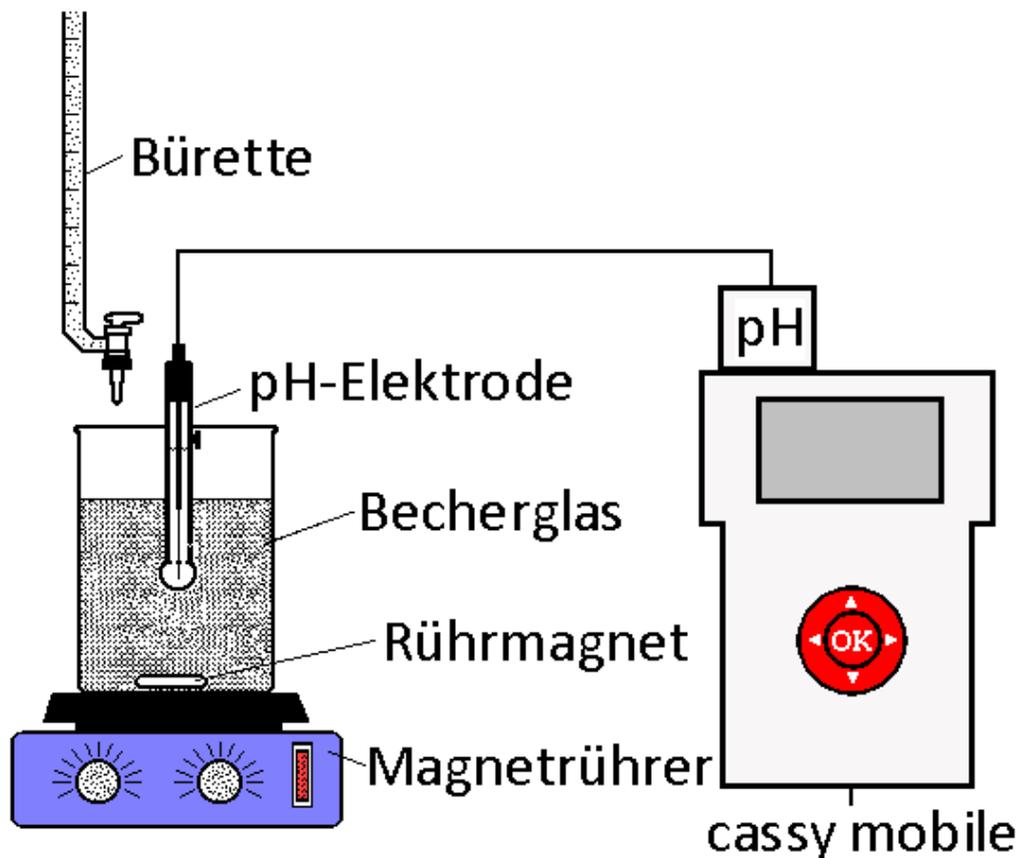
$$G = c * M = 0,875mol/l * 60g/mol = 49,5g/l.$$

Da die Dichte von Weinessig etwa $\rho = 1000 g/l$ beträgt, folgt für die Gewichtsprozentage P

$$P = \frac{G}{\rho} = \frac{49,5g/l}{1000g/l} = 0,0495 = 4,95\%.$$

- d) Auf der Flasche wird der Gehalt mit 5% angegeben. Der gemessene Wert stimmt mit dieser Angabe sehr gut überein.

Versuch 3:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Maleinsäure.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 0,5 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Maleinsäure ($c = 0,025 \text{ mol/l}$).
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml NaOH}$.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den pH-Wert an beiden Äquivalenzpunkten und die beiden pK_s -Werte.
- c) Erkundigen Sie sich im Internet nach den beiden pK_s -Werten und vergleichen Sie sie mit den gemessenen Werten. Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

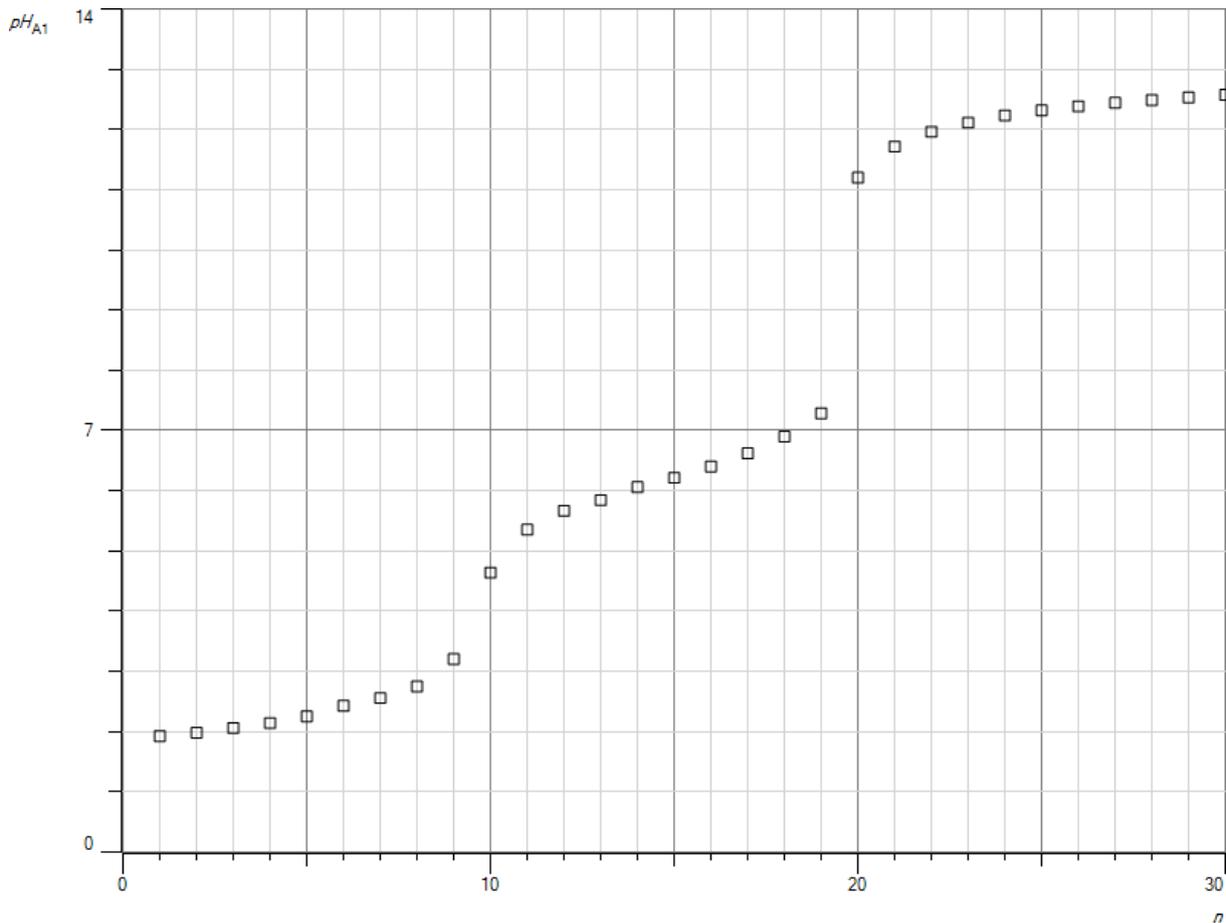


Abb.1: Titration von Maleinsäure mit NaOH

Auswertung

- Maleinsäure ist eine zweiprotonige Säure. Die beiden pK_s -Werte liegen offensichtlich so weit auseinander, dass die Dissoziationen beider Stufen sich nur geringfügig überschneiden. Daher beobachtet man eine zweistufige Titrationskurve. Das ist dann der Fall, wenn der Unterschied in beiden pK_s -Werten mindestens etwa 4 beträgt.
- Der pH -Wert in einer Säurelösung lässt sich mit dem Massenwirkungsgesetz nach folgender Formel berechnen:

$$pH = pK_s + \log \frac{c(Ac^-)}{c(HAc)}$$

Darin ist $c(HAc)$ die Konzentration der Säure, $c(Ac^-)$ die Konzentration der Säurerestionen und pK_s die Säurestärke. Während der Titration sinkt die Konzentration der Säure, die Konzentration der Säurerestionen steigt. Ist die Säure zur Hälfte neutralisiert, sind beide Konzentrationen gleich. Der \log ist 0. Damit gilt am Halbäquivalenzpunkt:

$$pH = pK_s.$$

Wertet man die Kurve mit der Auswertfunktion „Äquivalenzpunkt“ von cassy aus, so erhält man an den beiden Halbäquivalenzpunkten folgende pH-Werte und damit pKs-Werte der Maleinsäure:

$$pK_{s1} = 2,2$$

$$pK_{s2} = 6,2.$$

Im Christen „Grundlagen der organischen Chemie“ findet man folgende Werte:

$$pK_{s1} = 1,9$$

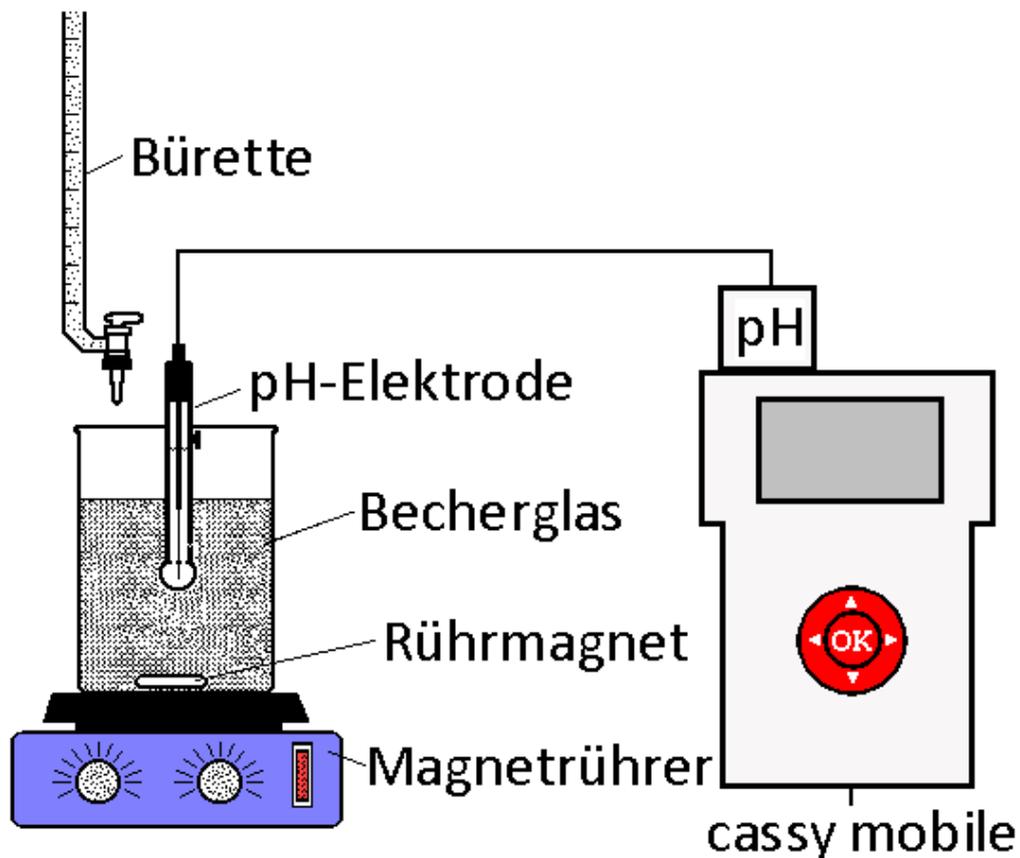
$$pK_{s2} = 6,5.$$

- c) Eine mögliche Fehlerquelle ist eine ungenau geeichte pH-Elektrode, sowohl bei der eigenen Messung als auch beim Literaturwert. Bei einer Messung mit einer anderen pH-Elektrode erhielt ich die Werte:

$$pK_{s1} = 2,1$$

$$pK_{s2} = 6,3.$$

Versuch 4:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Rotwein.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Rotwein.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Natronlauge.

Aufgaben

- a) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- b) Berechnen Sie den Weinsäuregehalt in mol/l und g/l .
- c) Erläutern Sie, welchen Kurvenverlauf man für Weinsäure erwartet hätte. Erklären Sie, warum die Messkurve von diesem Verlauf abweicht.

Hinweis

Weinsäure hat die Formel $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$ und ist zweiprotonig.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

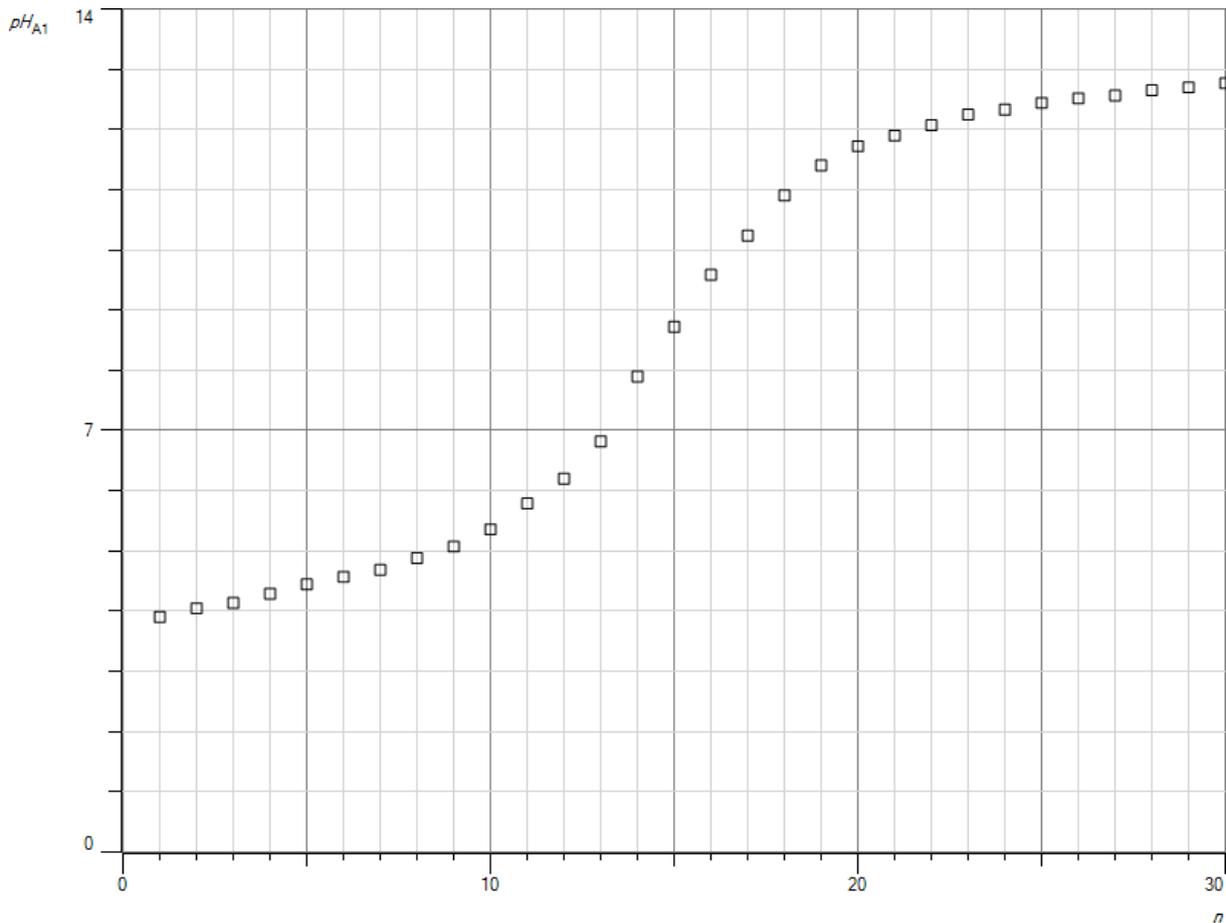


Abb.1: Titration von Rotwein mit NaOH

Auswertung

a) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 14,8 * 0,5ml = 7,4ml$$

Natronlauge.

b) Damit erhält man für die Konzentration der Weinsäure im Rotwein

$$c = \frac{7,4ml * 1mol/l * 1}{100ml * 2} = 3,7 * 10^{-2}mol/l.$$

Die Molmasse M von Weinsäure beträgt:

$$M = (4 * 12 + 6 * 1 + 6 * 16)g/mol = 150g/mol.$$

Damit ergibt sich für den Weinsäuregehalt G im Rotwein

$$G = c * M = 3,7 * 10^{-2}mol/l * 150g/mol = 5,55g/l.$$

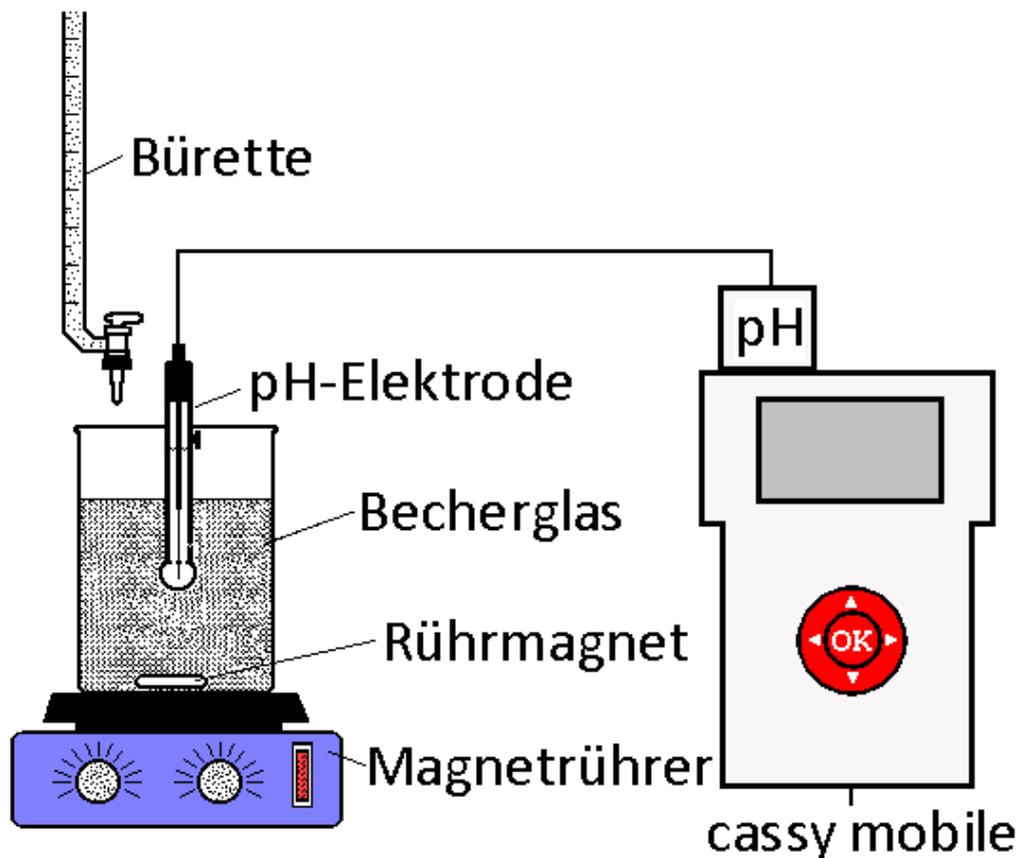
- c) Da Weinsäure eine zweiprotonige Säure ist, hätte man zwei Äquivalenzpunkte erwarten sollen und zwar für jede Dissoziationsstufe einen. Da man nur einen beobachtet, müssen die beiden pKs-Werte der Weinsäure nahe beieinander liegen, so dass sich die beiden Dissoziationsstufen überschneiden. Im Lehrbuch Chemie 2000+ werden sie mit

$$pK_{s1} = 2,48$$

$$pK_{s2} = 5,39$$

angegeben.

Versuch 5:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „pHClNaOH.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Salzsäure ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und $V = 90 \text{ ml}$ Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von 1 ml , rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 20 \text{ ml}$ NaOH.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- c) Berechnen Sie die genaue Konzentration der Salzsäure und vergleichen Sie sie mit dem Aufdruck auf der Flasche.
- d) Diskutieren Sie eventuelle Abweichungen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

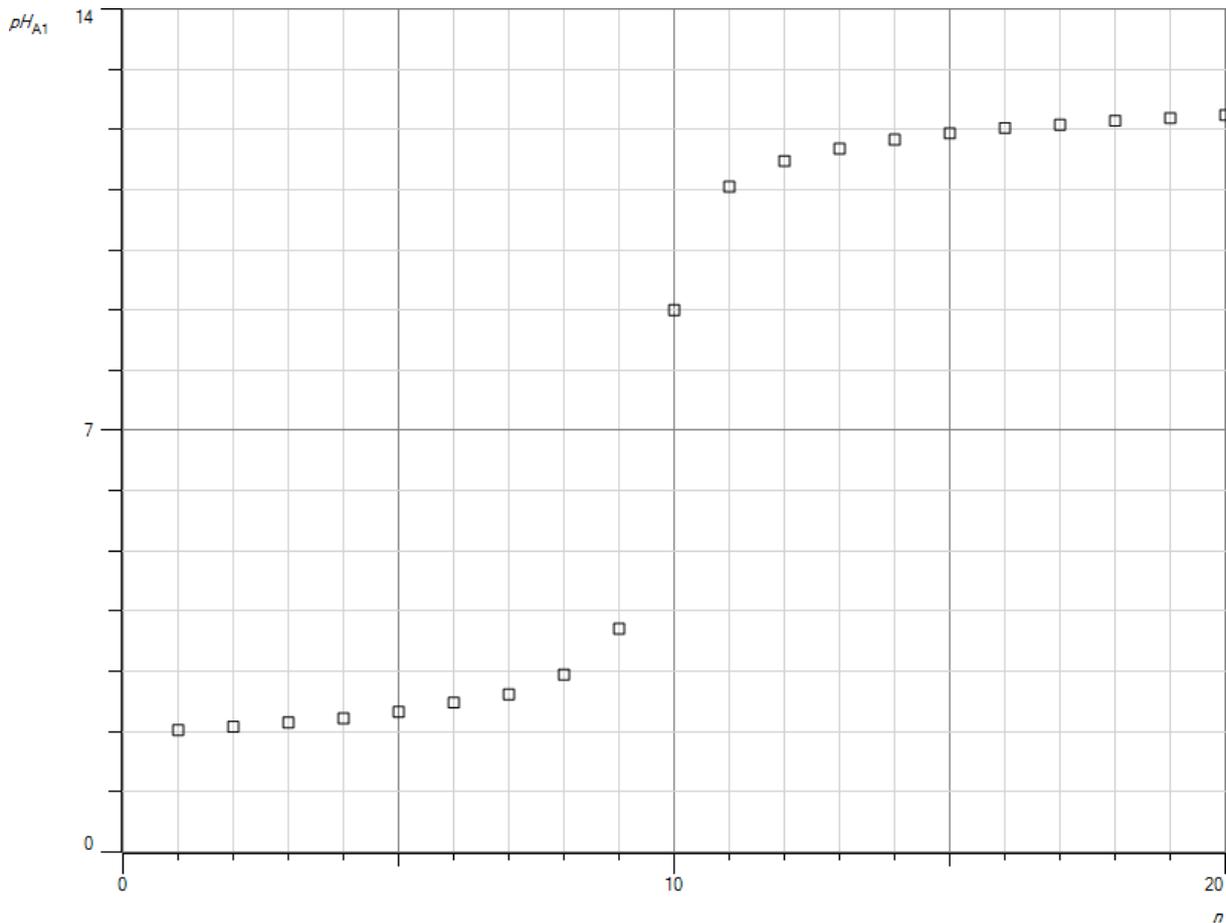


Abb.1: Titration HCl mit NaOH

Auswertung

- a) Salzsäure ist eine sehr starke Säure. Sie ist zu Beginn vollständig dissoziiert. Da die Salzsäure durch die Zugabe des Wassers um den Faktor 10 verdünnt wurde, beträgt die Konzentration der H^+ -Ionen $c = 0,01 \text{ mol/l}$. Es müsste ein pH-Wert von

$$pH = -\log(c(H^+)) = -\log(0,01) = 2$$

vorliegen. Aus der Kurve liest man fast genau diesen Wert zu Beginn ab. Mit der Zugabe der Natronlauge wird die Salzsäure nach und nach neutralisiert. Ihre Konzentration sinkt, der pH-Wert steigt. In der Nähe des Äquivalenzpunktes nimmt ihre Konzentration durch Zugabe eines Tropfens Natronlauge schlagartig um mehrere Zehnerpotenzen ab. Gleichzeitig bewirkt die überschüssige Natronlauge einen sprunghaften Anstieg der Konzentration an Natronlauge ebenfalls um mehrere Zehnerpotenzen. Der pH-Wert springt vom sauren in den basischen Bereich. Durch die Zugabe weiterer Natronlauge nimmt ihre Konzentration zu, der pH-Wert steigt weiter. Am Ende beträgt die Konzentration der Hydroxidionen OH^- etwa

$$c(OH^-) = \frac{20ml - 9,7ml}{120ml} * 0,1mol/l = 0,0085mol/l.$$

Damit müsste ein pOH-Wert von

$$pOH = -\log(c(OH^-)) = 2,07$$

vorliegen und damit ein pH-Wert von

$$pH = 14 - 2,07 = 11,93.$$

Aus der Kurve liest man einen Wert $pH = 12,1$ ab. Er ist etwas höher als der berechnete Wert.

- b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 9,7 * 1ml = 9,7ml$$

Natronlauge.

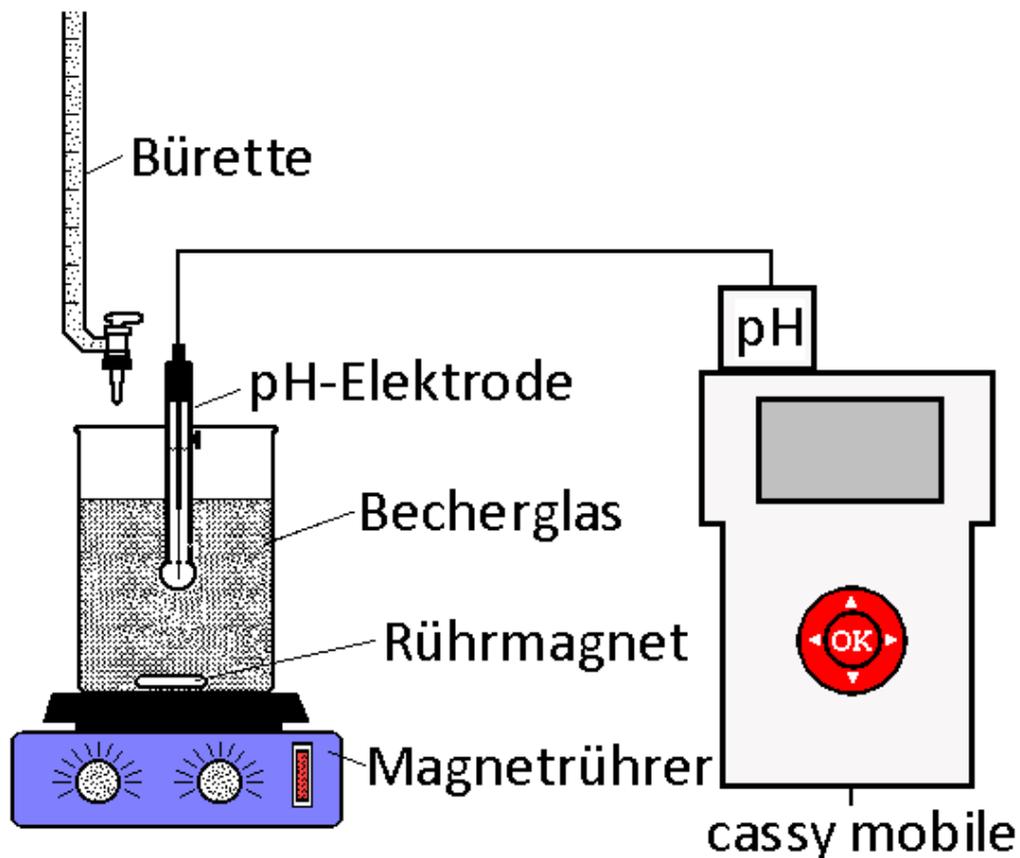
- c) Die genaue Konzentration der Salzsäure kann man mit der Titergleichung berechnen. Es gilt:

$$\begin{aligned} c(HCl) &= \frac{c(NaOH) * V(NaOH) * z(NaOH)}{V(HCl) * z(HCl)} \\ &= \frac{0,1mol/l * 9,7ml * 1}{10ml * 1} \\ &= 0,097mol/l. \end{aligned}$$

Darin ist c die Konzentration der Säure bzw. Lauge, z ihre Protonigkeit und V ihr Volumen. Auf der Flasche wird sie mit $c = 0,1 mol/l$ angegeben.

- d) Die größte Fehlerquelle liegt beim genauen Abmessen des Volumens der Salzsäure mit einem Messzylinder. Dadurch kann in der Vorlage eine etwas geringere oder höhere Konzentration der Salzsäure vorliegen.

Versuch 6:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Essigsäure.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Essigsäure ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml NaOH}$.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt und berechnen Sie die genaue Konzentration der Essigsäure.
- c) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den pK_s -Wert der Essigsäure.
- d) Vergleichen Sie das Ergebnis mit dem Literaturwert und diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.
- e) Statt einer pH-Elektrode kann man auch einen Indikator verwenden, um den Äquivalenzpunkt zu ermitteln. Überlegen Sie, welcher Indikator geeignet ist und erklären Sie. Benutzen Sie das Buch oder das Internet.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

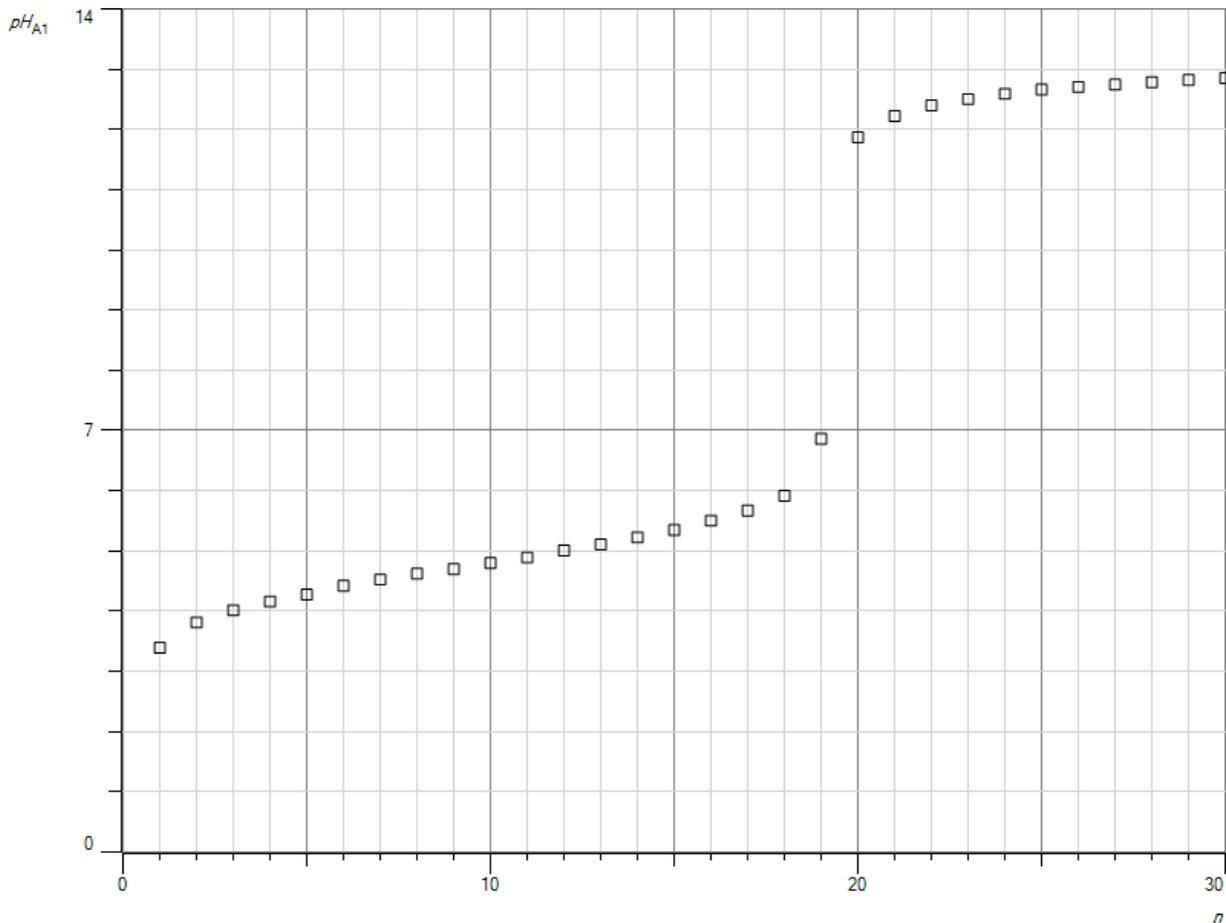


Abb.1: Titration von Essigsäure mit NaOH

Auswertung

- a) Essigsäure HAc ist eine schwache Säure. Sie ist zu Beginn nur unvollständig dissoziiert. Den pH-Wert am Anfang muss man daher mit dem Massenwirkungsgesetz nach folgender Formel berechnen:

$$pH = \frac{1}{2} * (pK_s - \log c(HAc)).$$

Man erhält:

$$pH = \frac{1}{2} * (4,76 - \log(0,1)) = 2,88.$$

Darin sind $c(HAc)$ die Konzentration der Säure und pK_s die Säurestärke. Der genaue pH-Wert zu Beginn der Titration wurde in der Kurve nicht gemessen. Aus dem Kurvenverlauf kann man ihn aber auf etwas unter $pH = 3$ abschätzen. Mit der Zugabe der Natronlauge wird die Essigsäure nach und nach neutralisiert. Ihre Konzentration sinkt, der pH-Wert steigt. Gleichzeitig bildet sich ein Puffergemisch aus Essigsäure und Acetationen.

Darauf wird in Teilaufgabe c) näher eingegangen. In der Nähe des Äquivalenzpunktes nimmt die Konzentration der Essigsäure durch Zugabe eines Tropfens Natronlauge schlagartig um mehrere Zehnerpotenzen ab. Gleichzeitig bewirkt die überschüssige Natronlauge einen sprunghaften Anstieg der Konzentration an OH^- -Ionen ebenfalls um mehrere Zehnerpotenzen. Der pH-Wert springt vom sauren in den basischen Bereich. Durch die Zugabe weiterer Natronlauge nimmt ihre Konzentration zu, der pH-Wert steigt weiter. Am Ende beträgt die Konzentration der OH^- -Ionen etwa

$$c(\text{OH}^-) = \frac{(15\text{ml} - 9,7\text{ml})}{115\text{ml}} * 1\text{mol/l} = 0,046\text{mol/l}.$$

Damit müsste ein pOH-Wert von

$$pOH = -\log(c(0,046)) = 1,33$$

und ein pH-Wert von

$$pH = 14 - 1,33 = 12,67.$$

vorliegen. Aus der Kurve liest man einen Wert $\text{pH} = 12,8$ ab. Er ist etwas höher als der berechnete Wert.

b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 19,4 * 0,5\text{ml} = 9,7\text{ml}$$

Natronlauge. Die genaue Konzentration der Essigsäure HAc kann man mit der Titergleichung berechnen. Es gilt:

$$\begin{aligned} c(\text{HAc}) &= \frac{c(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH}) * z(\text{NaOH})}{V(\text{HAc}) * z(\text{HAc})} \\ &= \frac{0,1\text{mol/l} * 9,7\text{ml} * 1}{10\text{ml} * 1} \\ &= 0,097\text{mol/l}. \end{aligned}$$

Darin ist c die Konzentration der Säure bzw. Lauge, z ihre Protonigkeit und V ihr Volumen. Auf der Flasche wird sie mit $c = 0,1 \text{ mol/l}$ angegeben.

c) Da die Essigsäure eine schwache Säure ist, muss man den pH-Wert mit dem Massenwirkungsgesetz nach folgender Formel berechnen:

$$pH = pK_s + \log \frac{c(\text{Ac}^-)}{(\text{HAc})}.$$

Darin ist $c(\text{HAc})$ die Konzentration der Säure, $c(\text{Ac}^-)$ die Konzentration der Säurerestionen und pK_s die Säurestärke. Während der Titration sinkt die Konzentration der Essigsäure, die Konzentration der Acetationen steigt. Ist die Säure zur Hälfte neutralisiert, sind beide Konzentrationen gleich. Der log ist 0. Damit gilt am Halbäquivalenzpunkt:

$$pH = pK_s.$$

Wertet man die Kurve mit der Auswertfunktion „Äquivalenzpunkt“ von cassy aus, so erhält man am Halbäquivalenzpunkt folgenden pH-Wert und damit pK_s -Wert der Essigsäure:

$$pK_s = 4,77$$

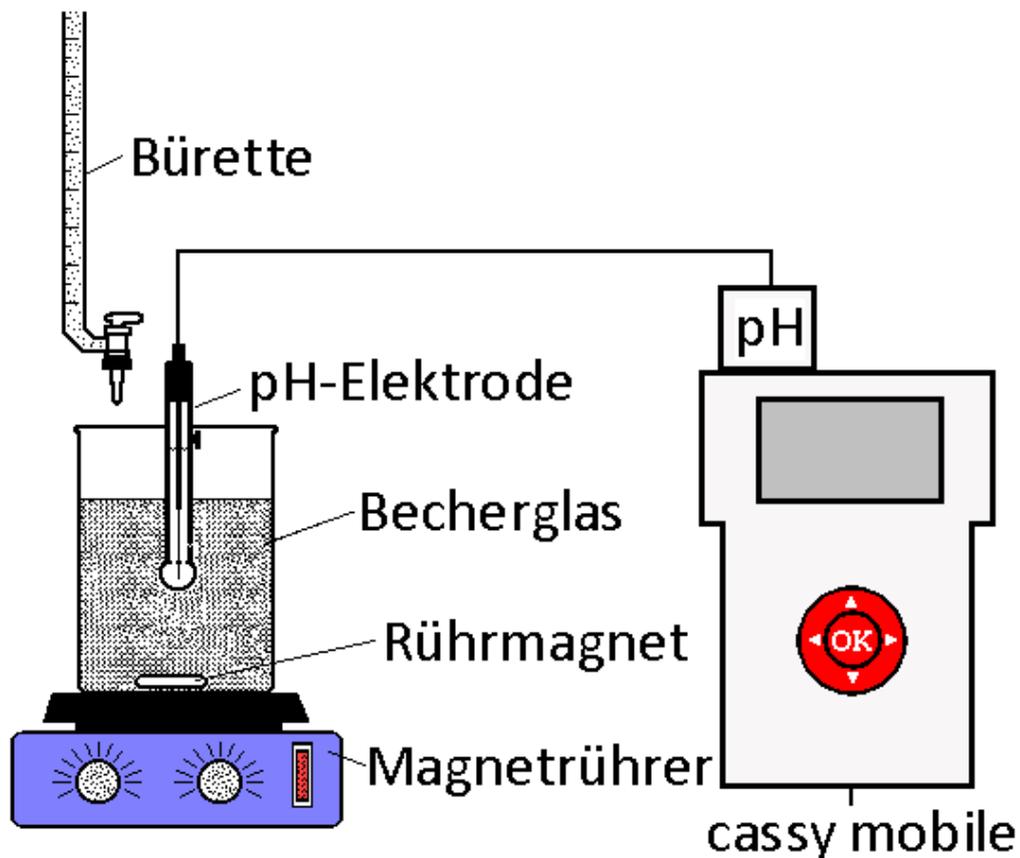
- d) Im Christen „Grundlagen der organischen Chemie“ findet man folgenden Wert:

$$pK_s = 4,76.$$

Gemessener und Literaturwert stimmen sehr gut überein. Die wichtigste Fehlerquelle ist eine nicht genau geeichte pH-Elektrode.

- e) Der Äquivalenzpunkt liegt laut cassy bei einem pH-Wert von $pH = 8,87$. Damit benötigt man einen Indikator, der im pH-Bereich zwischen 8 - 10 umschlägt. Am besten geeignet ist Phenolphthalein mit einem Umschlagsbereich von 8,2 - 10.

Versuch 7:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „pHSprudel.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 20 \text{ ml}$ Sprudel und füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Rühren Sie 10 Minuten kräftig um.
- 6) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 7) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Salzsäure.

Aufgaben

- a) Begründen Sie, warum man den Sprudel vor der Titration 10 Minuten rühren muss.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- d) Berechnen Sie den Gehalt des Sprudels an HCO_3^- -Ionen in g/l . Sie sind einprotonig.
- e) Vergleichen Sie das Ergebnis mit dem Wert aus der Leitfähigkeitstiteration und diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.
- f) Statt einer pH-Elektrode kann man auch einen Indikator verwenden, um den Äquivalenzpunkt zu ermitteln. Überlegen Sie, welcher Indikator geeignet ist und erklären Sie. Benutzen Sie das Buch oder das Internet.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

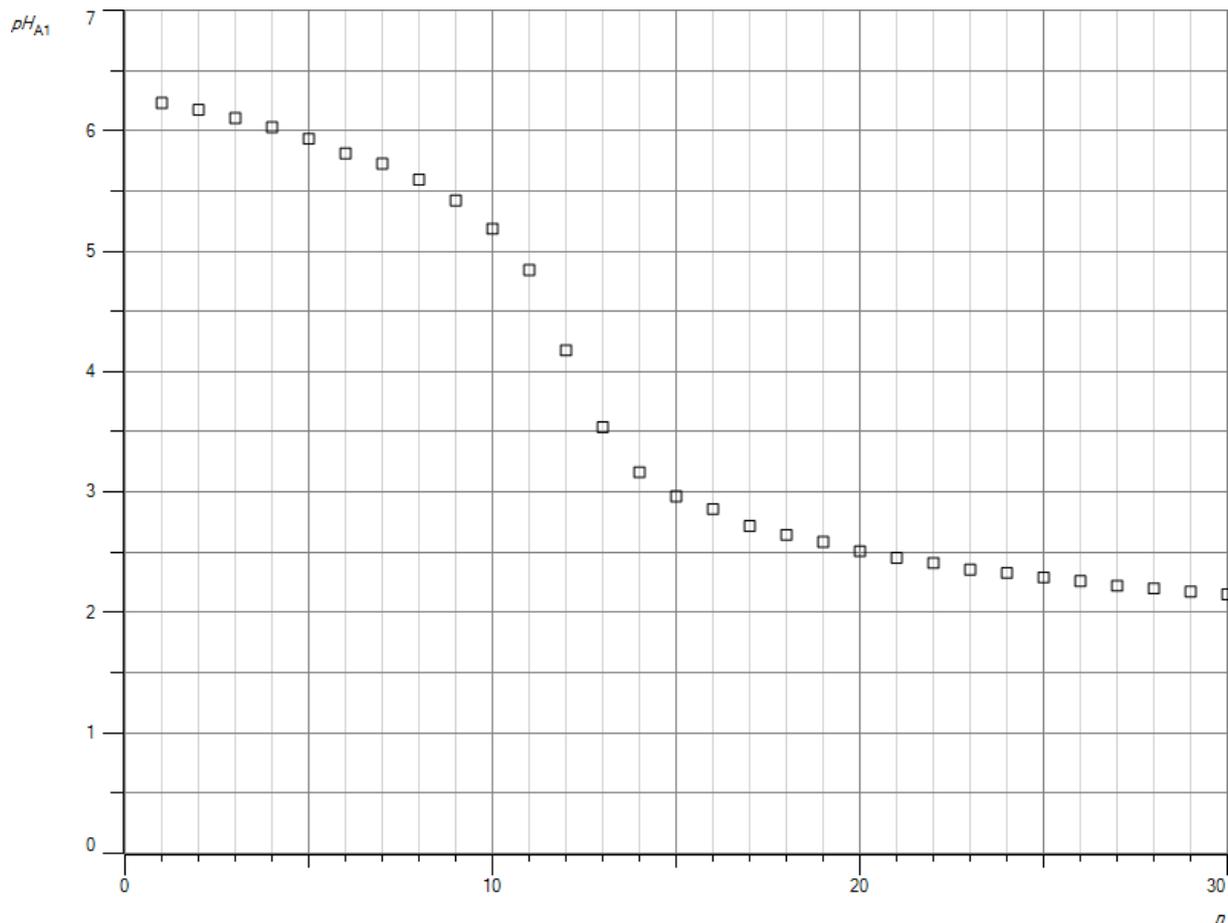


Abb.1: Hydrogencarbonatgehalt in Sprudel

Auswertung

- Sprudel enthält gelöstes Kohlendioxid, das die Messung verfälschen würde. Es verflüchtigt sich durch Rühren.
- Hydrogencarbonationen sind sowohl eine sehr schwache Base als auch eine sehr schwache Säure. Daher liegt der pH-Wert zu Beginn bei etwa 7. Durch Zugabe der Salzsäure werden die Hydrogencarbonationen nach und nach neutralisiert, der pH-Wert sinkt. In der Nähe des Äquivalenzpunktes nimmt die Konzentration der Hydrogencarbonationen durch Zugabe eines Tropfens Salzsäure schlagartig um mehrere Zehnerpotenzen ab. Gleichzeitig bewirkt die überschüssige Salzsäure einen sprunghaften Anstieg der Konzentration an Salzsäure ebenfalls um mehrere Zehnerpotenzen. Der pH-Wert springt vom schwach sauren in den stark sauren Bereich. Durch die Zugabe weiterer Salzsäure nimmt ihre Konzentration zu, der pH-Wert sinkt weiter.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 12 * 0,5\text{ml} = 6\text{ml}.$$

- Damit ergibt sich für die Konzentration c der HCO_3^- -Ionen

$$c(\text{HCO}_3^-) = \frac{6\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 1}{20\text{ml} * 1} = 0,03\text{mol/l}.$$

Die Molmasse M der HCO_3^- -Ionen beträgt:

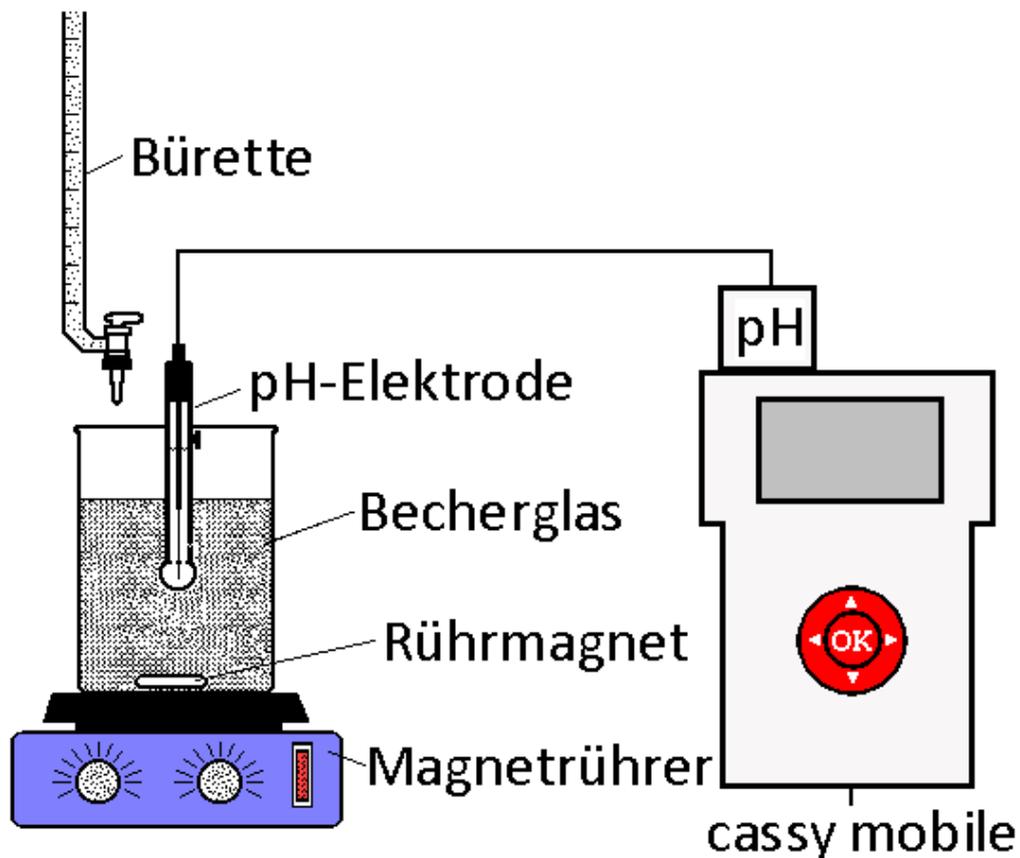
$$M = (1 * 1 + 1 * 12 + 3 * 16) \text{g/mol} = 61 \text{g/mol}.$$

Damit erhält man einen Gehalt an HCO_3^- -Ionen im Sprudel:

$$G = c * M = 1,83 \text{g/l}.$$

- e) Man erhält exakt den gleichen Wert wie bei der Leitfähigkeitstiteration.
- f) Der Äquivalenzpunkt liegt laut cassy bei einem pH-Wert von $\text{pH} = 4,2$. Damit benötigt man einen Indikator, der im pH-Bereich zwischen 3 - 5 umschlägt. Am besten geeignet ist Methylorange mit einem Umschlagsbereich von 3 - 4,4. Man dürfte auf keinen Fall Phenolphthalein verwenden. Er wäre schon zu Beginn der Titration umgeschlagen, da sein Umschlagsbereich bei 8,2 - 10 liegt.

Versuch 8:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Ammoniak.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 100 \text{ ml}$ Ammoniaklösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Salzsäure.

Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt. Berechnen Sie die genaue Konzentration der Ammoniaklösung.
- c) Ermitteln Sie aus der Kurve den $\text{p}K_b$ -Wert von Ammoniak.
- d) Vergleichen Sie ihn mit dem Literaturwert. Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.
- e) Statt einer pH-Elektrode kann man auch einen Indikator verwenden, um den Äquivalenzpunkt zu ermitteln. Überlegen Sie, welcher Indikator geeignet ist und erklären Sie. Benutzen Sie das Buch oder das Internet.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

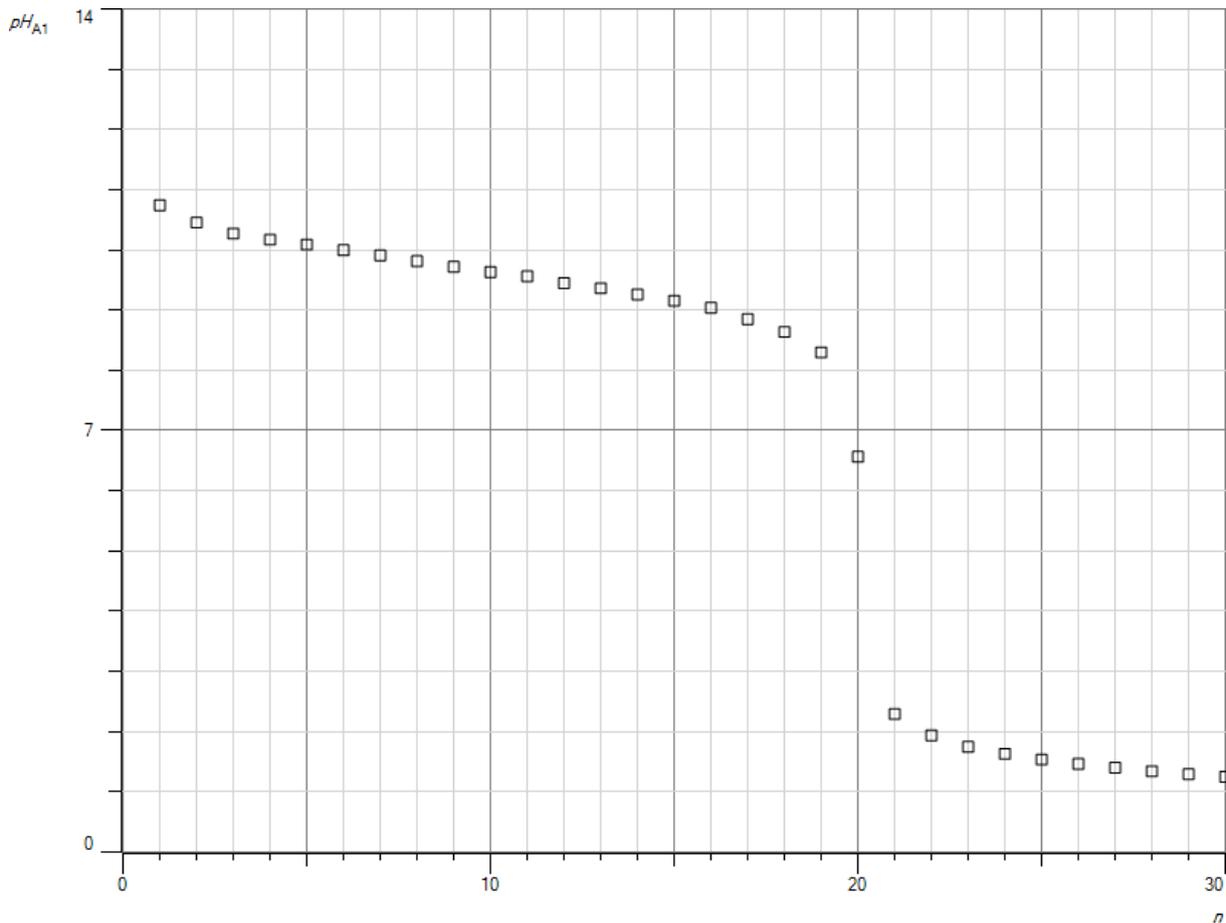


Abb.1: Titration von NH_3 mi HCl

Auswertung

- a) Ammoniak ist eine schwache Base. Sie ist zu Beginn nur unvollständig dissoziiert. Den pOH -Wert am Anfang muss man mit dem Massenwirkungsgesetz nach folgender Formel berechnen:

$$pOH = \frac{1}{2} * (pK_b - \log c(BH)).$$

Darin sind $c(BH)$ die Konzentration der Base und pK_b die Basestärke. Man erhält:

$$pOH = \frac{1}{2} * (4,75 - \log(0,1)) = 2,88.$$

Daraus ergibt sich ein pH -Wert von:

$$pH = 14 - 2,88 = 11,22.$$

Der genaue pH-Wert zu Beginn der Titration wurde in der Kurve nicht gemessen. Aus dem Kurvenverlauf kann man ihn aber auf etwas mehr als $\text{pH} = 11$ abschätzen. Mit der Zugabe der Salzsäure wird der Ammoniak nach und nach neutralisiert. Seine Konzentration sinkt und damit der pH-Wert. Gleichzeitig bildet sich ein Puffergemisch aus Ammoniak und Ammoniumionen. Darauf wird in Teilaufgabe c) näher eingegangen. In der Nähe des Äquivalenzpunktes nimmt die Konzentration des Ammoniaks durch Zugabe eines Tropfens Salzsäure schlagartig um mehrere Zehnerpotenzen ab. Gleichzeitig bewirkt die überschüssige Salzsäure einen sprunghaften Anstieg der Konzentration an H^+ -Ionen ebenfalls um mehrere Zehnerpotenzen. Der pH-Wert springt vom basischen in den sauren Bereich. Durch die Zugabe weiterer Salzsäure nimmt ihre Konzentration zu, der pH-Wert sinkt weiter. Am Ende beträgt die Konzentration der H^+ -Ionen etwa

$$c(\text{H}^+) = \frac{(15\text{ml} - 10,1\text{ml})}{115\text{ml}} * 1\text{mol/l} = 0,039\text{mol/l}.$$

Damit müsste ein pH-Wert von

$$\text{pH} = -\log(0,039) = 1,41$$

vorliegen. Aus der Kurve liest man einen Wert $\text{pH} = 1,3$ ab. Er ist etwas niedriger als der berechnete Wert.

- b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 20,2 * 0,5\text{ml} = 10,1\text{ml}$$

Salzsäure. Die genaue Konzentration an Ammoniak NH_3 kann man mit der Titergleichung berechnen. Es gilt:

$$\begin{aligned} c(\text{NH}_3) &= \frac{c(\text{HCl}) * V(\text{HCl}) * z(\text{HCl})}{V(\text{NH}_3) * z(\text{NH}_3)} \\ &= \frac{1\text{mol/l} * 10,1\text{ml} * 1}{100\text{ml} * 1} \\ &= 0,101\text{mol/l}. \end{aligned}$$

Darin ist c die Konzentration der Säure bzw. Lauge, z ihre Protonigkeit und V ihr Volumen.

- c) Da Ammoniak eine schwache Base ist, muss man den pOH-Wert mit dem Massenwirkungsgesetz nach folgender Formel berechnen:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{NH}_3)}.$$

Darin ist pK_b die Basestärke, $c(\text{NH}_3)$ die Konzentration des Ammoniaks und $c(\text{NH}_4^+)$ die Konzentration der Ammoniumionen. Während der Titration sinkt die Konzentration des Ammoniaks, die Konzentration der Ammoniumionen steigt. Ist Ammoniak zur Hälfte neutralisiert, sind beide Konzentrationen gleich. Der log ist 0. Damit gilt am Halbäquivalenzpunkt:

$$pOH = pK_b.$$

Wertet man die Kurve mit der Auswertfunktion „Äquivalenzpunkt“ von cassy aus, so erhält man am Halbäquivalenzpunkt folgenden pH-Wert und damit als pK_s -Wert der Ammoniumionen:

$$pK_s = 9,62.$$

Daraus ergibt sich ein pK_b -Wert von

$$pK_b = 14 - 9,62 = 4,38.$$

d) In fast allen Büchern findet man folgenden Wert:

$$pK_s = 4,75.$$

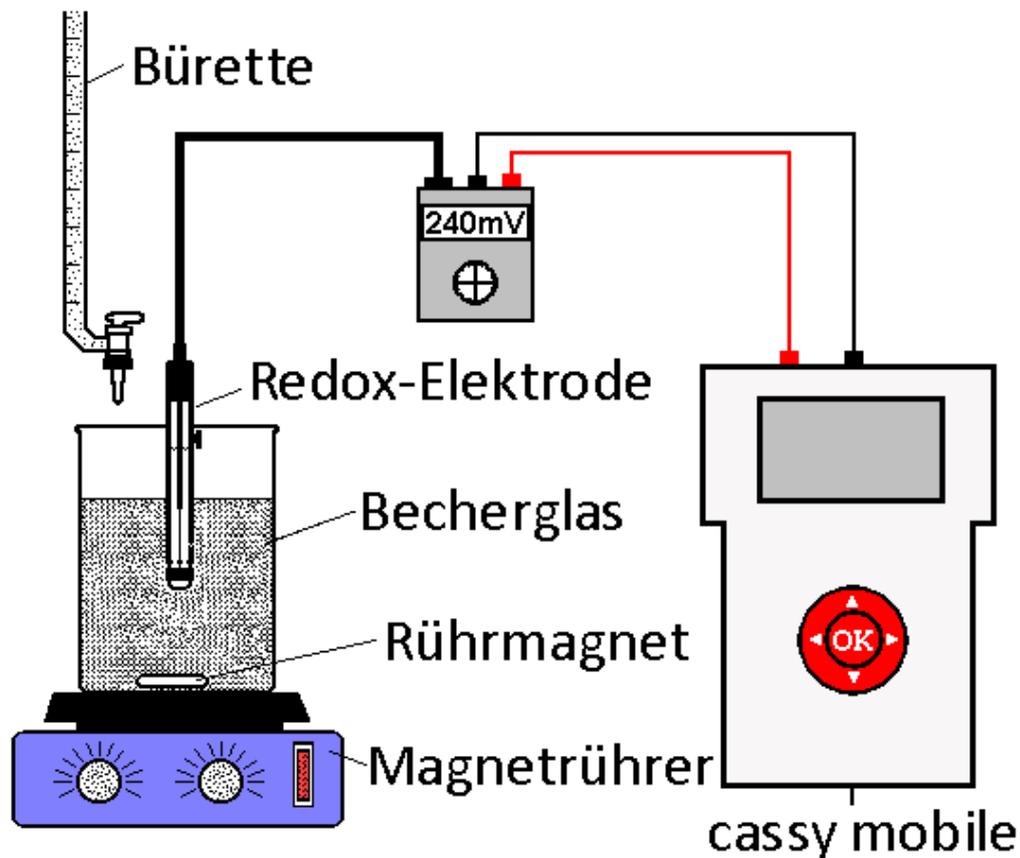
Gemessener und Literaturwert stimmen nur ungefähr überein. Die wichtigste Fehlerquelle ist die pH-Elektrode. Auch eine Wiederholung des Versuches mit der frisch geeichten pH-Elektrode lieferte fast den gleichen Messwert. Die genaue Ursache für die Abweichung zwischen Messwert und Literaturwert konnte nicht ermittelt werden.

e) Der Äquivalenzpunkt liegt laut cassy bei einem pH-Wert von $\text{pH} = 5,61$. Damit benötigt man einen Indikator, der im pH-Bereich zwischen etwa 5 und 7 umschlägt. Am besten geeignet wären Methylrot mit einem Umschlagsbereich von 4,2 - 6,2 oder Lackmus mit 5,0 - 8,0.

Redoxpotentiale

Lösungen

Versuch 1:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „RedoxFe.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Eisen(III)-Chloridlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Eisen(II)-Sulfatlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Starten Sie den Magnetrührer und cassy mobile.
- 6) Titrieren Sie tropfenweise. Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Eisen(III)-Chloridlösung.
- 7) Stoppen Sie cassy mobile und den Magnetrührer.
- 8) Wiederholen Sie den Versuch, indem Sie die Lösungen vertauschen.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie den Verlauf der Messkurven.
- b) Erklären Sie die Kurvenverläufe mit Hilfe der Nernstschen Gleichung.
- c) Berechnen Sie das Potential am Ende der Titration und vergleichen Sie mit dem Messwert. Beachten Sie, dass als Bezugelektrode eine Silberelektrode Ag/AgCl verwendet wird. Sie taucht in eine KCl -Lösung der Konzentration $c = 3 \text{ mol/l}$ ein.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurven:



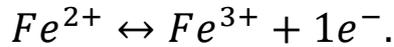
Abb.1: Potentialverlauf Fe^{2+}/Fe^{3+} bei Zugabe von $FeCl_3$



Abb.1: Potentialverlauf Fe^{2+}/Fe^{3+} bei Zugabe von $FeSO_4$

Auswertung

- Die 1. Kurve steigt zu Beginn steil an und die 2. Kurve fällt steil ab. Danach verlaufen beide flacher und erreichen den gleichen Endwert von $E = 0,45 \text{ V}$.
- Die Redoxgleichung für das Redoxpaar Fe(II)/Fe(III) lautet:



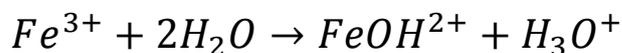
Wendet man die Nernstsche Gleichung an, so erhält man mit E_0 als Standardpotential und c als Konzentration des betreffenden Ions

$$E = E_0 + \frac{0,058V}{1} * \log \frac{c(Fe^{3+})}{c(Fe^{2+})}.$$

Das Potential steigt logarithmisch mit der Konzentration der Fe^{3+} -Ionen, und sinkt logarithmisch mit der Konzentration der Fe^{2+} -Ionen in der Lösung. Da im ersten Teilversuch zu Beginn der Titration die Konzentration der Fe^{3+} -Ionen in der vorgelegten Lösung sehr gering ist und nach Zugabe einiger Tropfen Titer sprunghaft um mehrere Zehnerpotenzen zunimmt, steigt das Potential zu Beginn steil an. Danach verläuft es relativ flach wegen der logarithmischen Abhängigkeit. Im zweiten Teilversuch ist zu Beginn die Konzentration der Fe^{2+} -Ionen sehr gering ist und steigt nach Zugabe einiger Tropfen Titer sprunghaft um mehrere Zehnerpotenzen an. Somit fällt das Potential zu Beginn steil ab und geht dann in den flachen Bereich der Logarithmusfunktion über. Die Konzentration der beiden beteiligten Ionen ist am Ende der beiden Teilversuche gleich und zwar

$$c(Fe^{2+}) = c(Fe^{3+}) = \frac{10ml * 0,1mol/l}{110ml} = 0,00901mol/l.$$

Setzt man diese Konzentrationen in die Nernstsche Gleichung ein, so erhält man für das Potential am Ende der Titration das Normalpotential E_0 , da der log null ist. Es wird in den meisten Büchern mit $E_0 = 0,77 \text{ V}$ angegeben. Allerdings findet man in einigen Büchern $E_0 = 0,67 \text{ V}$. Vermutlich liegt das daran, dass Fe^{3+} -Ionen in wässriger Lösung etwa nach folgender Reaktionsgleichung



als Kationsäure wirken und somit Hydroxidkomplexe bilden, wodurch die Konzentration der freien Fe^{3+} -Ionen in der Lösung sinkt. Das gemessene Endpotential liegt mit $E = 0,45V$ in beiden Teilversuchen deutlich unter beiden Werten, weil man das Potential der Bezugselektrode dazu addieren muss. Ihr Potential kann man ebenfalls mit der Nernst-Gleichung und dem Löslichkeitsprodukt von $AgCl$ berechnen. Es gilt:

$$E(Ag/Ag^{+}) = E_0 + 0,058V * \log c(Ag^{+})$$

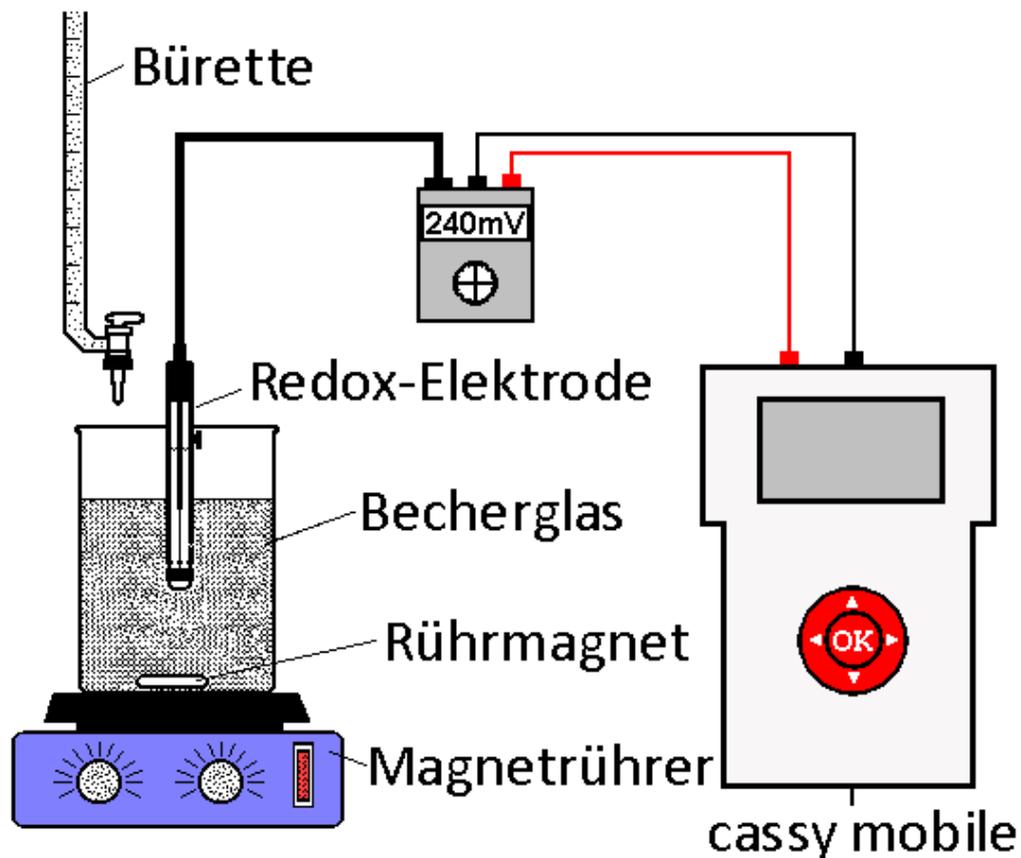
$$\begin{aligned}
&= E_0 + 0,058V * \log \left\{ \frac{L(AgCl)}{c(Cl^-)} \right\} \\
&= 0,81V + 0,058V * \log \left\{ \frac{1,7 * 10^{-10}}{3} \right\} \\
&= 0,216V.
\end{aligned}$$

In der Bedienungsanleitung wird es mit $E = 220 \text{ mV}$ angegeben. Damit erhält man für das Normalpotential von Fe^{2+}/Fe^{3+}

$$E_0(Fe^{2+}/Fe^{3+}) = 0,45V + 0,22V = 0,67V,$$

in guter Übereinstimmung mit dem tiefsten der beiden Literaturwerte.

Versuch 2:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „RedoxMn.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Schwefelsäure ($c = 0,05 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml KMnO}_4$ -Lösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Starten Sie den Magnetrührer und cassy mobile.
- 6) Titrieren Sie tropfenweise. Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Schwefelsäure.
- 7) Stoppen Sie cassy mobile und den Magnetrührer.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie den Verlauf der Messkurve.
- b) Erklären Sie den Kurvenverlauf mit Hilfe der Nernstschen Gleichung.
- c) Berechnen Sie aus dem Anfangswert des Potentials die Konzentration der Mn^{2+} -Ionen in der Lösung. Nehmen Sie an, dass zu Beginn eine neutrale Lösung mit $\text{pH} = 7$ vorliegt.
- d) Berechnen Sie mit dem Ergebnis aus c) das Potential am Ende der Säurezugabe und vergleichen Sie mit dem gemessenen Wert. Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

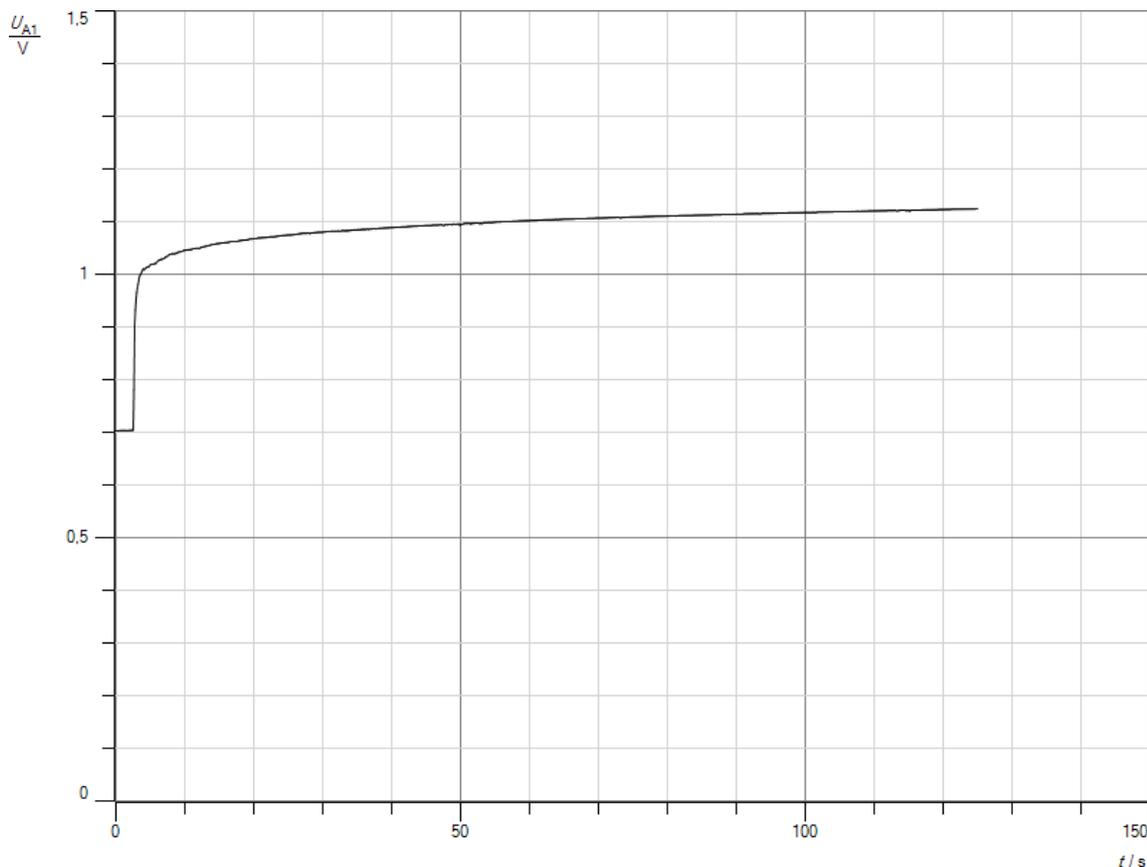


Abb.1: Abhängigkeit des Potentials MnO_4^-/Mn^{2+} von der Konzentration der H^+ -Ionen

Auswertung

- Zu Beginn der Säurezugabe springt das Potential innerhalb weniger Tropfen unter Berücksichtigung des Bezugspotentials $E_B = 0,22V$ (s. Versuch 1) schlagartig von $E_1 = 0,93 V$ auf $E_2 = 1,22 V$. Danach steigt es allmählich an, wobei der Anstieg immer flacher verläuft. Am Ende liegt ein Potential von $E_3 = 1,34 V$ vor.
- Die Reaktionsgleichung für das Redoxpaar lautet:



Damit ergibt sich folgende Nernstsche Gleichung:

$$E = E_0 + \frac{0,058V}{5} * \log \frac{c(MnO_4^-) * c(H^+)^8}{c(Mn^{2+})}.$$

Man erkennt, dass die Konzentration der H^+ -Ionen in der 8. Potenz in die Gleichung eingeht. Innerhalb weniger Tropfen nimmt zu Beginn der Säurezugabe die Konzentration der H^+ -Ionen um z. B. 3 Zehnerpotenzen zu, die in der 8. Potenz eine Erhöhung des Ausdruckes im Logarithmus um 24 Zehnerpotenzen ergeben. Das erklärt den steilen Anstieg

am Beginn der Kurve. Danach ändert sich die Konzentration der H^+ -Ionen deutlich weniger dramatisch. Die Kurve verläuft erheblich flacher weiter.

- c) Löst man die Nernstsche Gleichung für das Redoxpaar nach der Konzentration der Mn^{2+} -Ionen $c(Mn^{2+})$ auf, so erhält man

$$\begin{aligned} c(Mn^{2+}) &= 10^{-\frac{(E-E_0)*5}{0,058V}} * c(MnO_4^-) * c(H^+)^8 \\ &= 10^{-\frac{(0,93-1,51)*5}{0,058V}} * 0,01 * (1 * 10^{-7})^8 \\ &= 1 * 10^{-8} mol/l. \end{aligned}$$

Dabei ist zu beachten, dass eine Einheitenanalyse in diesem Fall nicht sinnvoll ist, da in der Nernstschen Gleichung unter dem Logarithmus die Einheiten meist nicht berücksichtigt werden.

- d) Für die Konzentrationen an MnO_4^- -Ionen am Ende der Säurezugabe gilt:

$$c(MnO_4^-) = \frac{0,1 mol/l * 10 ml}{110 ml} = 0,00909 mol/l.$$

Für die Konzentration der H^+ -Ionen ergibt sich entsprechend:

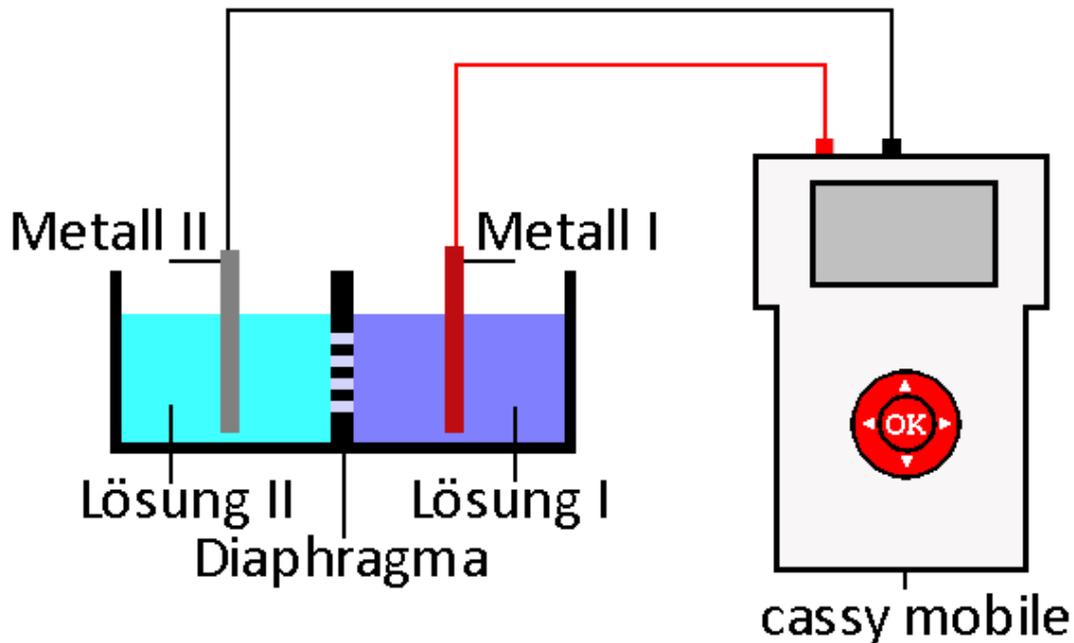
$$c(H^+) = \frac{0,05 mol/l * 2 * 10 ml}{110 ml} = 0,00909 mol/l.$$

Damit erhält man für das Endpotential mit der Nernstschen Gleichung:

$$\begin{aligned} E &= E_0 + \frac{0,058V}{5} * \log \frac{c(MnO_4^-) * c(H^+)^8}{c(Mn^{2+})} \\ &= 1,51V + \frac{0,058V}{5} * \log \frac{0,00909 mol/l * (0,00909 mol/l)^8}{1 * 10^{-8} mol/l} \\ &= 1,39V. \end{aligned}$$

Dieser Wert ist etwas höher als der gemessene Wert $E = 1,34 V$. Mögliche Fehlerquellen sind nicht genau eingestellte Lösungen und die Annahme einer neutralen Lösung zu Beginn der Titration. Verwendet wurde entionisiertes Wasser und nicht destilliertes Wasser, das meist einen leicht sauren pH-Wert besitzt. Das hätte wegen der 8. Potenz für die errechnete Anfangskonzentration der Mn^{2+} -Ionen einen erheblichen Fehler zur Folge. Der Wert wäre deutlich höher und das errechnete Endpotential tiefer.

Versuch 3:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „AgAg.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. mit den Elektrochemiekästen auf.
- 3) Füllen Sie die rechte Kammer mit AgNO_3 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$ und die linke mit einer AgNO_3 -Lösung unbekannter Konzentration. Benutzen Sie in beiden Halbzellen Silberbleche als Metalle.
- 4) Messen Sie die Spannung zwischen beiden Halbzellen. Speichern Sie den Wert, in dem Sie die OK-Taste drücken.
- 5) Fügen Sie zur linken Kammer $V = 2 \text{ ml}$ verdünnter NaCl -Lösung hinzu und rühren Sie mit dem Silberblech kurz um. Warten Sie bis sich die Anzeige stabilisiert hat und speichern Sie die Spannung, in dem Sie die OK-Taste drücken.

Aufgaben

- a) Interpretieren Sie die Messergebnisse.
- b) Berechnen Sie mit Hilfe der Nernstschen Gleichung die Konzentration der Ag^+ -Ionen in beiden Teilversuchen.
- c) Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen. Überlegen Sie, wie man die Ag^+ -Konzentrationen genauer bestimmen könnte.

Beobachtung

Man erhält im ersten Teilversuch z. B. $U = 48 \text{ mV}$ und im zweiten Teilversuch $U = 403 \text{ mV}$.

Auswertung

- a) Zwischen beiden Halbzellen tritt eine Spannung auf, weil beide Kammern Ag^+ -Ionen unterschiedlicher Konzentration enthalten. Nach der Nernstschen Gleichung sinkt das Potential einer Silberhalbzelle mit der Konzentration der Ag^+ -Ionen. Setzt man NaCl-Lösung hinzu, so fällt schwer lösliches AgCl aus. Die Konzentration der Ag^+ -Ionen in der linken Kammer sinkt weiter. Da die Konzentration in der rechten Kammer gleich bleibt, steigt die Spannung zwischen beiden Halbzellen.
- b) Die Nernstsche Gleichung für das galvanische Element aus beiden Silberhalbzellen lautet:

$$U = E_1 - E_2 = 0,058V * \log \frac{c_1}{c_2}.$$

Darin ist E_1 das Potential der Bezugshalbzelle, c_1 die Ag^+ -Konzentration in dieser Halbzelle. E_2 und c_2 sind die entsprechenden Werte für die Messzelle. Löst man diese Gleichung nach c_2 auf, so folgt:

$$c_2 = c_1 * 10^{-\frac{U}{0,058V}}.$$

Setzt man die gemessenen Werte ein, so erhält man im 1. Teilversuch:

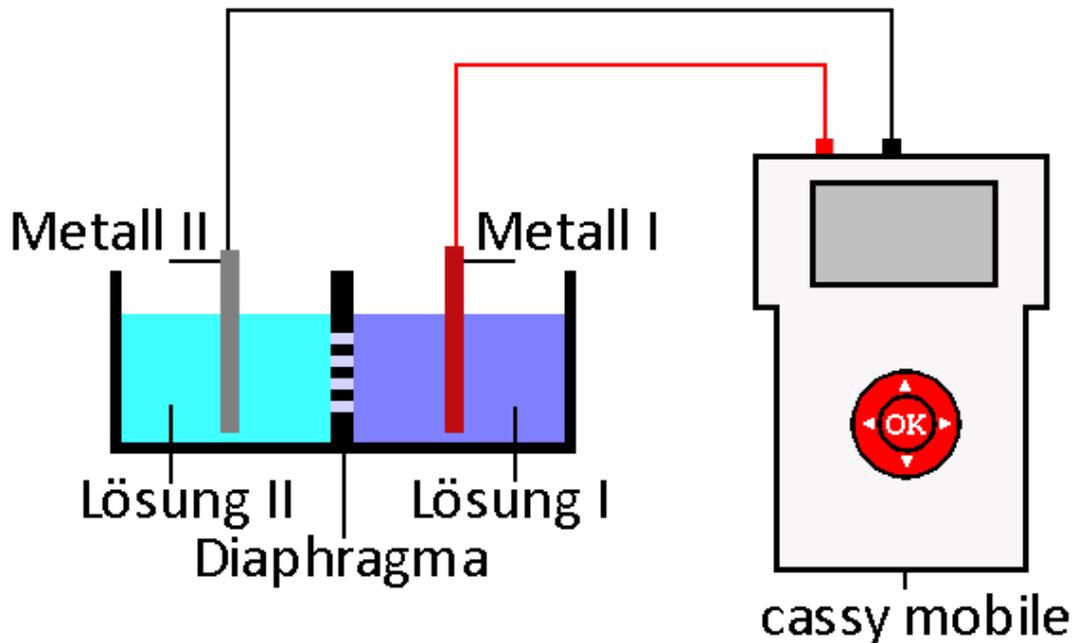
$$c_2 = 0,1\text{mol/l} * 10^{-\frac{0,047V}{0,058V}} = 0,0155\text{mol/l}.$$

und im 2. Teilversuch:

$$c_2 = 0,1\text{mol/l} * 10^{-\frac{0,403V}{0,058V}} = 1,13 * 10^{-8}\text{mol/l}.$$

- c) Da die Spannung als Zehnerpotenz in die Rechnung eingeht, hat ein kleiner Messfehler bei der Spannung einen großen Fehler in der Konzentration zur Folge. Daher bestimmt man den genauen Gehalt einer Ag^+ -Lösung besser durch eine Titration mit einer genau eingestellten NaCl-Lösung (vgl. Versuch 6 im Kapitel Redoxpotentiale/Titrationen).

Versuch 4:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei "CuCu.labm" im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. mit den Elektrochemiekästen auf.
- 3) Füllen Sie die rechte Kammer mit CuSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$ und die linke mit einer CuSO_4 -Lösung unbekannter Konzentration. Benutzen Sie in beiden Halbzellen Kupferbleche als Metalle.
- 4) Messen Sie die Spannung zwischen beiden Halbzellen. Speichern Sie den Wert, in dem Sie die OK-Taste drücken.
- 5) Fügen Sie zur linken Kammer $V = 2 \text{ ml}$ verdünnter NaOH -Lösung hinzu und rühren Sie mit dem Kupferblech kurz um. Warten Sie bis sich die Anzeige stabilisiert hat und speichern Sie die Spannung, in dem Sie die OK-Taste drücken.

Aufgaben

- a) Interpretieren Sie die Messergebnisse.
- b) Berechnen Sie mit Hilfe der Nernstschen Gleichung die Konzentration der Cu^{2+} -Ionen in beiden Teilversuchen.
- c) Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen. Überlegen Sie, wie man die Cu^{2+} -Konzentrationen genauer bestimmen könnte.

Beobachtung

Man erhält im ersten Teilversuch z. B. $U = 19,3 \text{ mV}$ und im zweiten Teilversuch $U = 288 \text{ mV}$.

Auswertung

- a) Zwischen beiden Halbzellen tritt eine Spannung auf, weil beide Kammern Cu^{2+} -Ionen unterschiedlicher Konzentration enthalten. Nach der Nernstschen Gleichung sinkt das Potential einer Kupferhalbzelle mit der Konzentration der Cu^{2+} -Ionen. Setzt man NaOH-Lösung hinzu, so fällt schwer lösliches $\text{Cu}(\text{OH})_2$ aus. Die Konzentration der Cu^{2+} -Ionen in der linken Kammer sinkt weiter. Da die Konzentration in der rechten Kammer gleich bleibt, steigt die Spannung zwischen beiden Halbzellen.
- b) Die Nernstsche Gleichung für das galvanische Element aus beiden Kupferhalbzellen lautet:

$$U = E_1 - E_2 = \frac{0,058V}{2} * \log \frac{c_1}{c_2}.$$

Darin ist E_1 das Potential der Bezugshalbzelle, c_1 die Cu^{2+} -Konzentration in dieser Halbzelle. E_2 und c_2 sind die entsprechenden Werte für die Messzelle. Löst man diese Gleichung nach c_2 auf, so folgt:

$$c_2 = c_1 * 10^{-\frac{U}{0,029V}}.$$

Setzt man die gemessenen Werte ein, so erhält man im 1. Teilversuch:

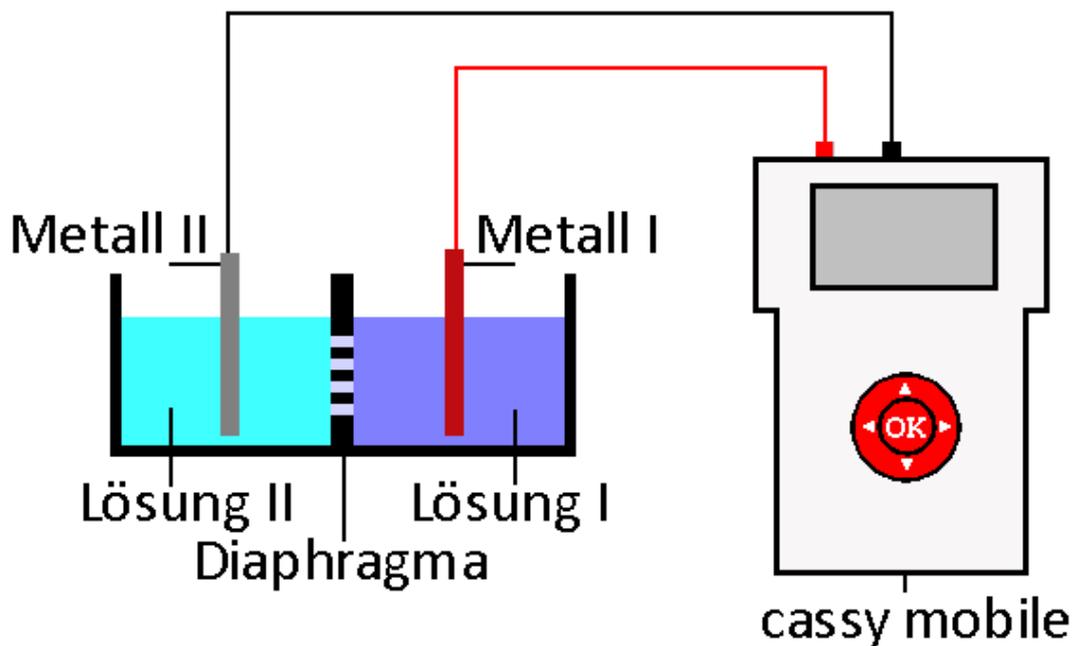
$$c_2 = 0,1 \text{ mol/l} * 10^{-\frac{0,0193V}{0,029V}} = 0,0216 \text{ mol/l}.$$

und im 2. Teilversuch:

$$c_2 = 0,1 \text{ mol/l} * 10^{-\frac{0,288V}{0,029V}} = 1,17 * 10^{-11} \text{ mol/l}.$$

- c) Da die Spannung als Zehnerpotenz in die Rechnung eingeht, hat ein kleiner Messfehler bei der Spannung einen großen Fehler in der Konzentration zur Folge. Daher bestimmt man den genauen Gehalt einer Cu^{2+} -Lösung besser durch eine Titration mit einer genau eingestellten NaOH-Lösung.

Versuch 5:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei "GalvZellen.labm" im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch für drei Zellenpaare gemäß der Abb. mit den Elektrochemiekästen auf.
- 3) Füllen Sie die linke Kammer des 1. Zellenpaares mit CuSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$ und die rechte mit AgNO_3 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$. Benutzen Sie in der linken Halbzelle ein Kupferblech und in der rechten ein Silberblech als Metall.
- 4) Füllen Sie die linke Kammer des 2. Zellenpaares mit ZnSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$ und die rechte mit AgNO_3 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$. Benutzen Sie in der linken Halbzelle ein Zinkblech und in der rechten ein Silberblech als Metall.
- 5) Füllen Sie die linke Kammer des 3. Zellenpaares mit ZnSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$ und die rechte mit CuSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$. Benutzen Sie in der linken Halbzelle ein Zinkblech und in der rechten ein Kupferblech als Metall.
- 6) Messen Sie für jedes Zellenpaar die Spannung zwischen beiden Halbzellen. Speichern Sie jeweils den Wert, in dem Sie die OK-Taste drücken.

Aufgaben

- a) Interpretieren Sie die Messergebnisse.
- b) Ordnen Sie die Metalle nach der Größe ihres Potentials. Begründen Sie.
- c) Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.

Beobachtung

Man misst z. B. folgende Spannungen:

$$U(\text{Ag}/\text{Cu}) = 0,42\text{V},$$

$$U(\text{Cu}/\text{Zn}) = 1,09\text{V},$$

$$U(\text{Ag}/\text{Zn}) = 1,51\text{V}.$$

Dabei ist das zuerst genannte Metall jeweils der Pluspol.

Auswertung

a) Die Spannungen verhalten sich additiv. Es gilt:

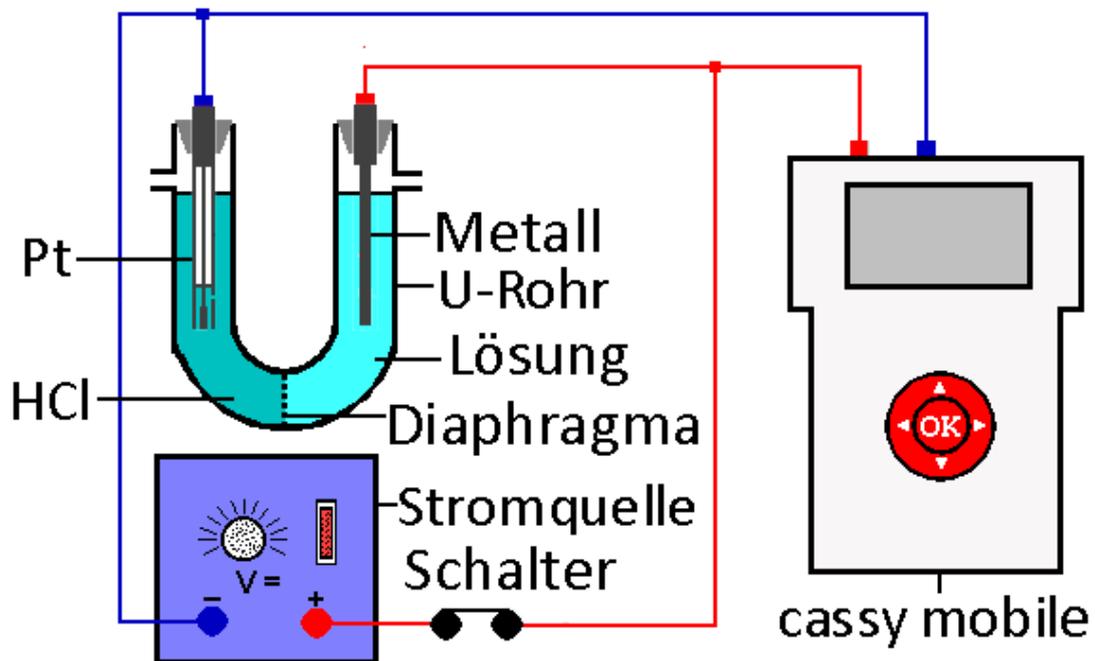
$$U(\text{Ag}/\text{Zn}) = U(\text{Ag}/\text{Cu}) + U(\text{Cu}/\text{Zn}).$$

Da die Spannung als Differenz zweier Potentiale definiert ist, besitzt jede Halbzelle offensichtlich ein eigenes Potential, auch Normalpotential genannt. Mit ihnen kann man die Spannungen beliebiger galvanischer Elemente aus je zwei Halbzellen berechnen, in dem man das Potential E_- der negativen Halbzelle vom Potential E_+ der positiven Halbzelle abzieht. Es gilt:

$$U = E_+ - E_-.$$

- b) Silber besitzt das höchste Potential, da es in beiden Teilversuchen, an denen es beteiligt ist, den Pluspol bildet, gefolgt von Kupfer. Zink hat das niedrigste Potential der drei Metalle.
- c) Eine mögliche Fehlerquelle ist die Konzentration der Lösungen. Wollte man die Spannungen unter Normalbedingungen messen, so müsste man außerdem in jeder Halbzelle eine Ionenkonzentration $c = 1 \text{ mol/l}$ verwenden. Das Potential einer Halbzelle sinkt mit abnehmender Konzentration der Ionen.

Versuch 6a:



Durchführung

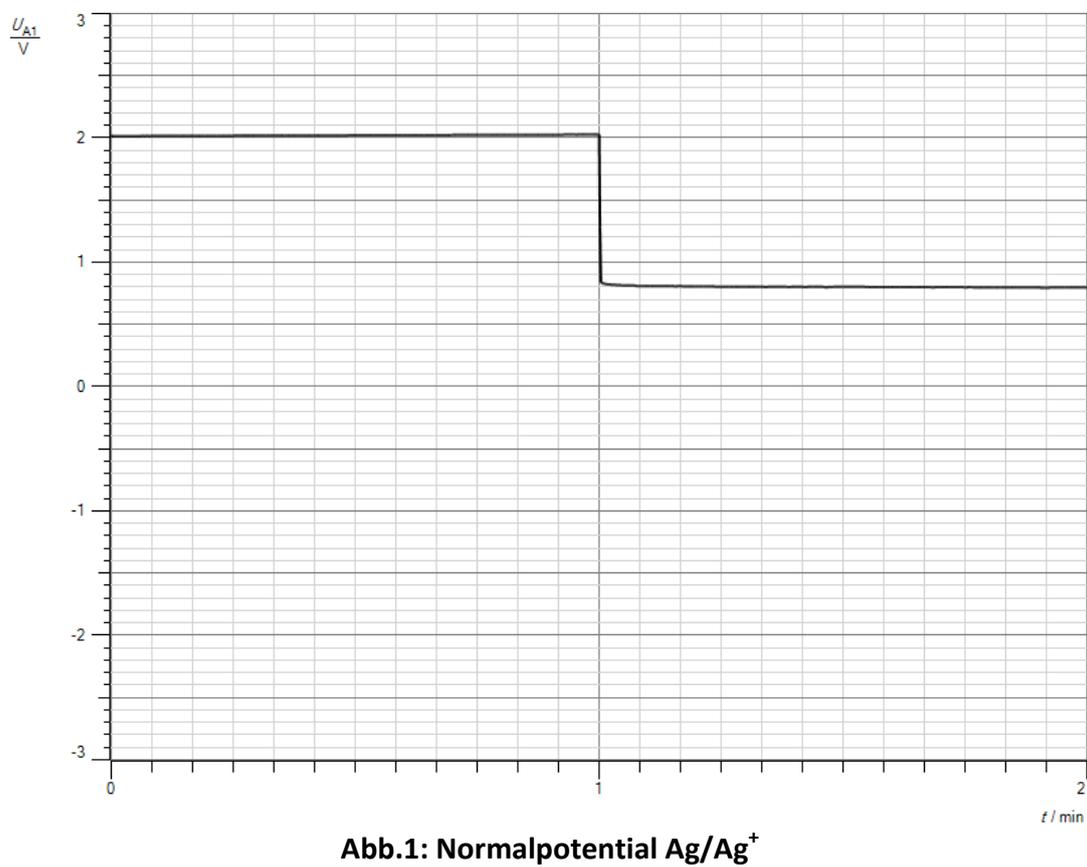
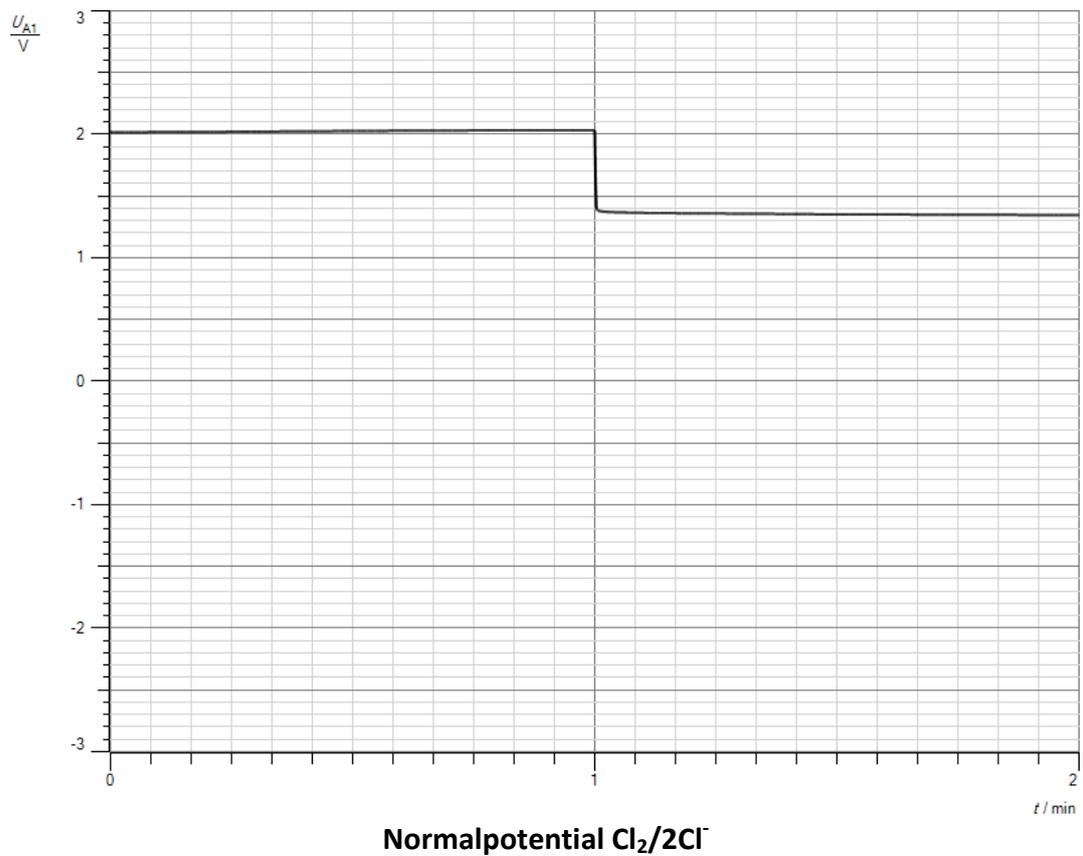
- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei "NPotential1.labm" im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf. Füllen Sie die linke und rechte Kammer mit HCl-Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol/l}$. Benutzen Sie in beiden eine Platinelektrode.
- 3) Legen Sie eine Spannung $U = 2 \text{ V}$ an, schließen Sie den Schalter und starten Sie cassy mobile.
- 4) Elektrolysieren Sie etwa 1 Minute lang.
- 5) Öffnen Sie den Schalter. Cassy mobile beendet den Versuch nach insgesamt 2 Minuten automatisch.
- 6) Wiederholen Sie den Versuch, in dem Sie die rechte Kammer mit ZnSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol/l}$ füllen und einen Zinkstab als Elektrode benutzen.
- 7) Wiederholen Sie den Versuch, in dem Sie die rechte Kammer mit AgNO_3 -Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol/l}$ füllen und einen Silberstab als Elektrode benutzen.
- 8) Wiederholen Sie den Versuch, in dem Sie die rechte Kammer mit CuSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol/l}$ füllen und einen Kupferstab als Elektrode benutzen.

Aufgaben

- a) Erklären Sie die Kurvenverläufe.
- b) Ermitteln Sie aus den Kurven die Normalpotentiale der beteiligten Stoffe.
- c) Ordnen Sie die Stoffe nach der Größe ihres Potentials.
- d) Vergleichen Sie die Ergebnisse mit den Literaturwerten für die Normalpotentiale und diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.
- e) Beurteilen Sie die Wasserstoffelektrode als Bezugslektrode. Erkundigen Sie sich im Internet, welche Bezugslektroden in Redoxelektroden verwendet werden. Erklären Sie.
- f) Versetzen Sie in einem Becherglas die Metallbleche mit etwas Salzsäure. Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen und erklären Sie sie.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurven:



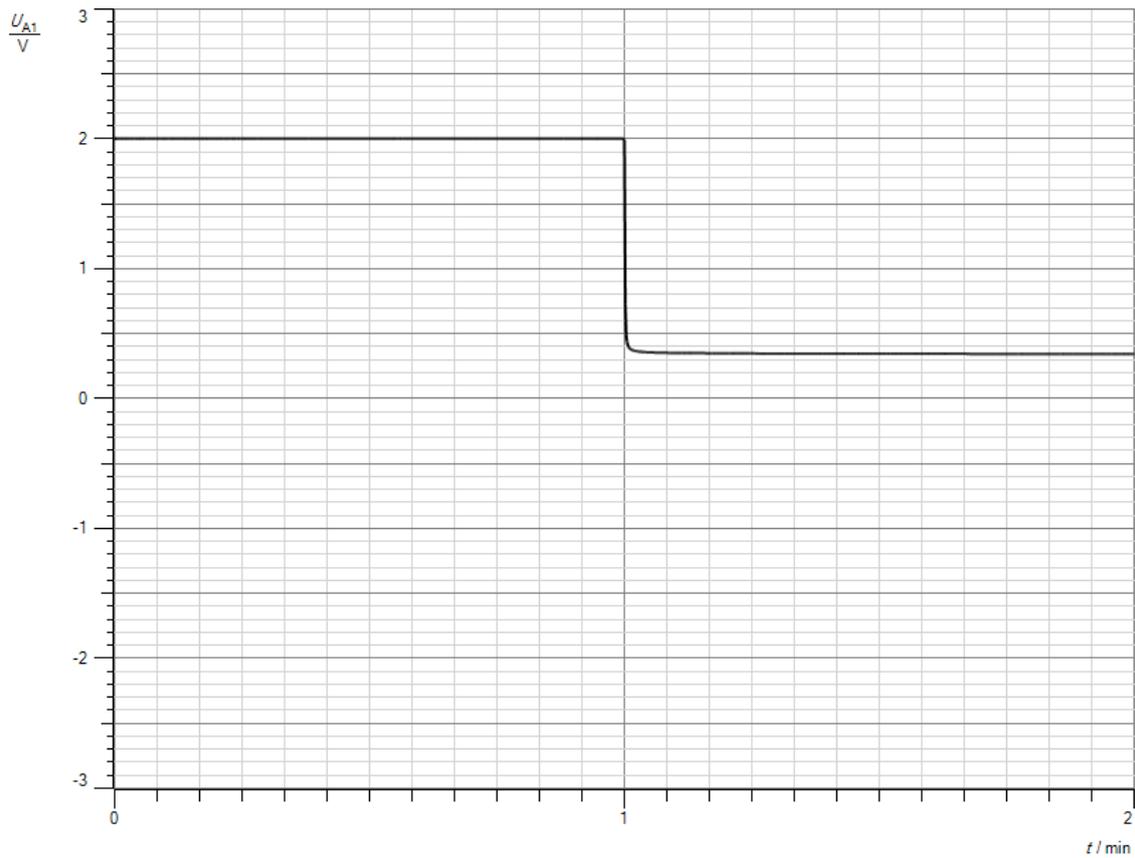


Abb.2: Normalpotential Cu/Cu²⁺

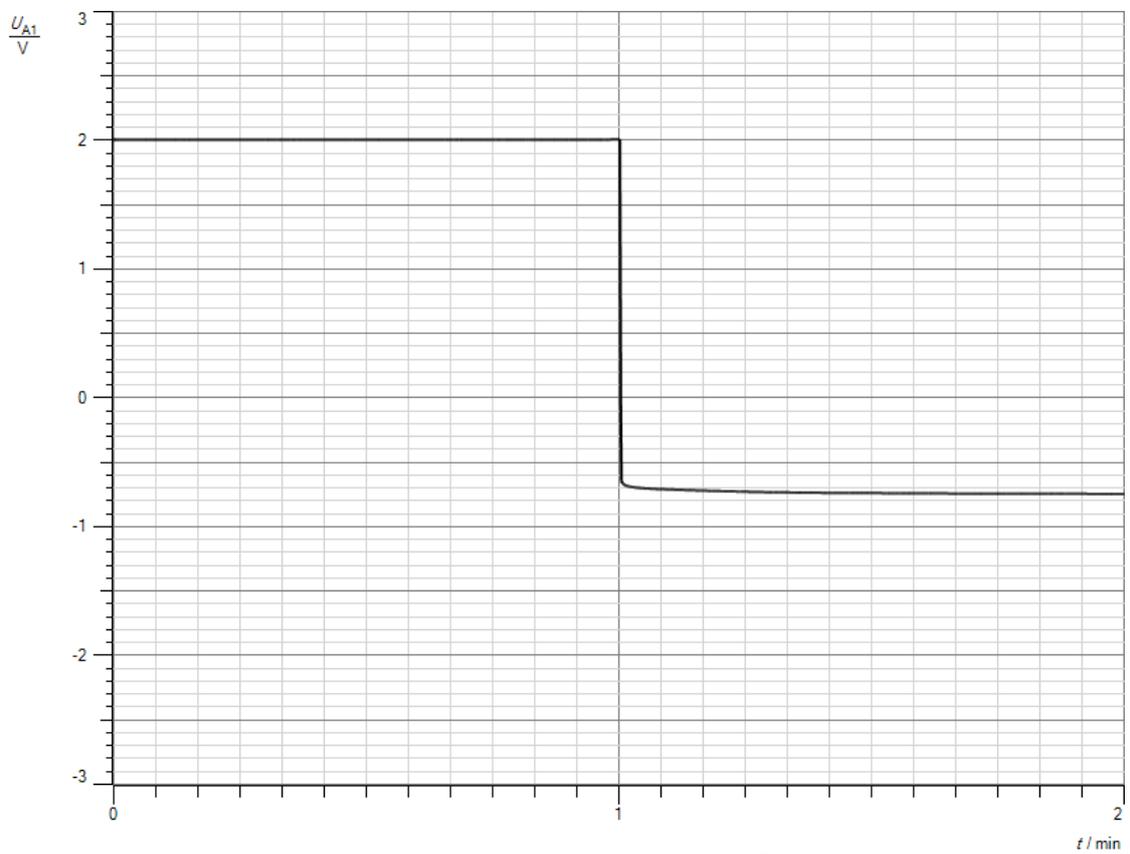


Abb.3: Normalpotential Zn/Zn²⁺

Auswertung

- a) Zunächst bleibt die Spannung konstant bei $U = 2V$, da die Spannungsquelle anliegt. Nach dem Abklemmen sollte die Spannung schlagartig auf null absinken. Aber die Anordnung ist durch die Elektrolyse zu einer galvanischen Zelle geworden mit einer Eigenspannung. Sie entspricht dem Potential der rechten Halbzelle, da das Potential der Wasserstoffelektrode zu Null definiert wurde.
- b) Man liest die Spannung an cassy mobile oder aus dem Diagramm ab, wenn sich die Anzeige stabilisiert hat. Daraus errechnet man die Potentiale der rechten Halbzellen. Es ergeben sich folgende Werte:

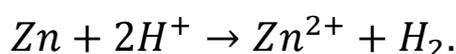
$$\begin{aligned} E_0(Cl_2/2Cl^-) &= U - E_0(2H^+/H_2) \\ &= 1,35V - 0V \\ &= 1,35V \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} E_0(Ag^+/Ag) &= U - E_0(2H^+/H_2) \\ &= 0,80V - 0V \\ &= 0,80V \end{aligned}$$

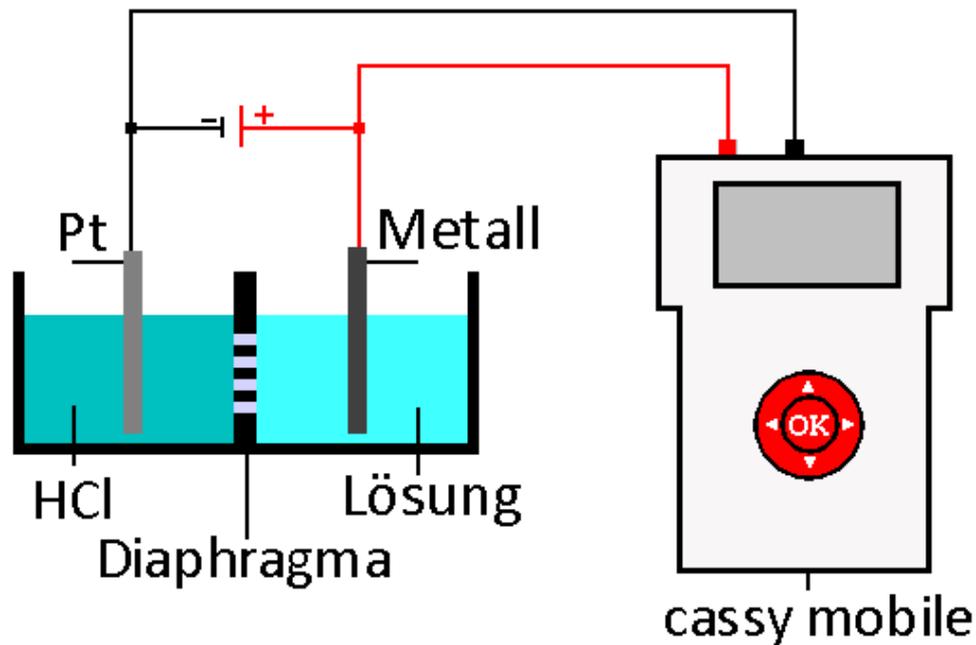
$$\begin{aligned} E_0(Cu^{2+}/Cu) &= U - E_0(2H^+/H_2) \\ &= 0,35V - 0V \\ &= 0,35V \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} E_0(Zn^{2+}/Zn) &= U - E_0(2H^+/H_2) \\ &= -0,75V - 0V \\ &= -0,75V \end{aligned}$$

- c) Chlor hat das größte Normalpotential, gefolgt von Silber, Kupfer und Zink.
- d) Vergleicht man die gemessenen Potentiale mit den Normalpotentialen der betreffenden Stoffe, so stellt man fest, dass die Werte sehr gut übereinstimmen.
- e) Die Wasserstoffelektrode ist als Bezugselektrode im Dauerbetrieb schlecht geeignet wegen des gasförmigen Wasserstoffs. Sein Druck in der Lösung muss unter Normalbedingungen exakt $p = 1013 \text{ hPa}$ betragen. Das ist rein praktisch nur schwer zu realisieren. Daher benutzt man in Einstabredoxelektroden als Bezugselektrode eine $Ag/AgCl$ -Elektrode oder eine Hg/Hg_2Cl_2 -Elektrode, auch Kalomelektrode genannt. Ihr Potential ist sehr konstant (vgl. Versuch 1 und 2).
- f) Am Zink steigen Gasblasen auf, an den beiden anderen Metallen nicht. Das Normalpotential von Silber und Kupfer ist größer als das von Wasserstoff. Daher werden sie von Säuren nicht angegriffen. Zink hingegen setzt aus Säuren Wasserstoff frei, da sein Normalpotential negativ und damit kleiner als das des Wasserstoffs ist. Die Reaktionsgleichung lautet:



Versuch 6b:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei "NPotential2.labm" im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. mit den Elektrochemiekästen auf. Füllen Sie die linke und rechte Kammer mit HCl-Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol/l}$. Benutzen Sie in beiden eine Platinelektrode.
- 3) Schalten Sie die Spannungsquelle $U = 3\text{V}$ ein und verbinden Sie sie mit den Zellen. Achten Sie unbedingt auf die richtige Polung. Starten Sie cassy mobile.
- 4) Elektrolysieren Sie etwa 1 Minute lang.
- 5) Schalten Sie die Spannungsquelle aus. Cassy beendet den Versuch nach insgesamt 2 Minuten automatisch.
- 6) Wiederholen Sie den Versuch, in dem Sie die rechte Kammer mit ZnSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 1\text{mol/l}$ füllen und einen Zinkstab als Elektrode benutzen.
- 7) Wiederholen Sie den Versuch, in dem Sie die rechte Kammer mit AgNO_3 -Lösung der Konzentration $c = 1\text{mol/l}$ füllen und einen Silberstab als Elektrode benutzen.
- 8) Wiederholen Sie den Versuch, in dem Sie die rechte Kammer mit CuSO_4 -Lösung der Konzentration $c = 1\text{mol/l}$ füllen und einen Kupferstab als Elektrode benutzen.

Aufgaben

- a) Erklären Sie die Kurvenverläufe.
- b) Ermitteln Sie aus den Kurven die Normalpotentiale der beteiligten Stoffe.
- c) Ordnen Sie die Stoffe nach der Größe ihres Normalpotentials.
- d) Vergleichen Sie die Ergebnisse mit den Literaturwerten für die Normalpotentiale und diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.
- e) Beurteilen Sie die Wasserstoffelektrode als Bezugslektrode. Erkundigen Sie sich im Internet, welche Bezugslektroden in Redoxelektroden verwendet werden. Erklären Sie.
- f) Versetzen Sie in einem Becherglas die Metallbleche mit etwas Salzsäure. Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen und erklären Sie sie.

Beobachtung

Man erhält im 1. Teilversuch z.B. folgende Kurven:

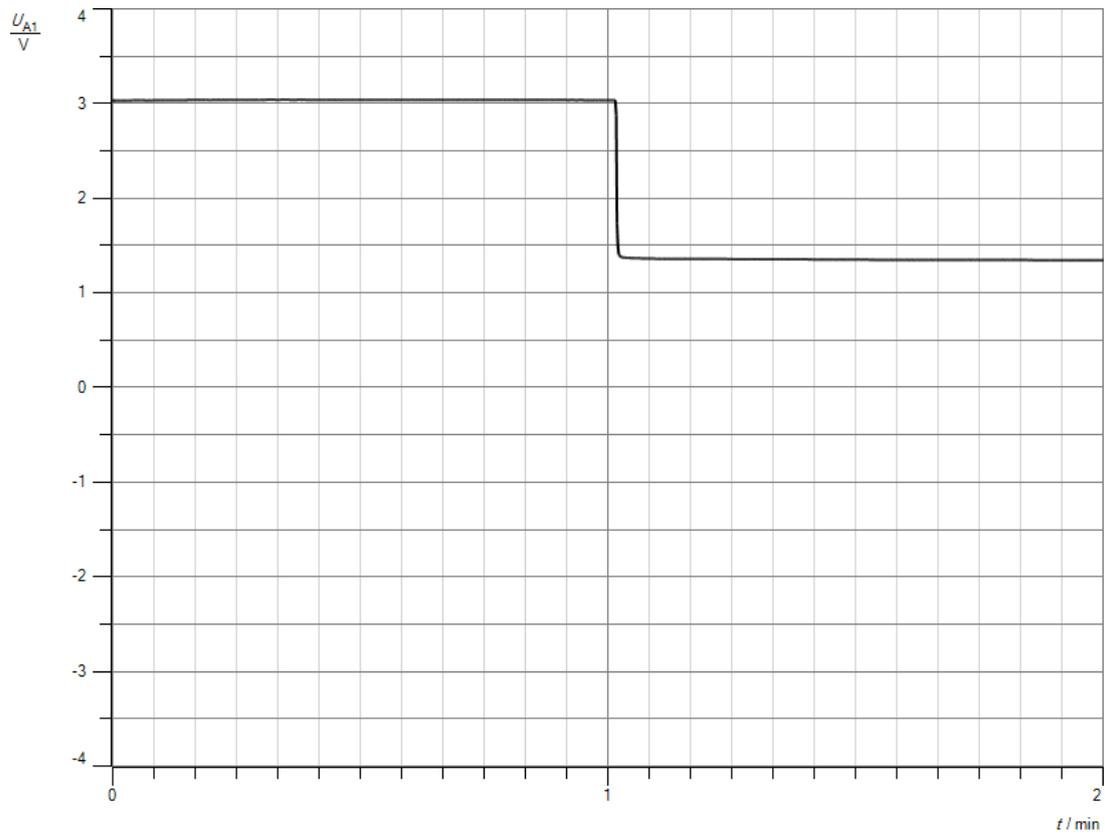


Abb.1: Normalpotential $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$

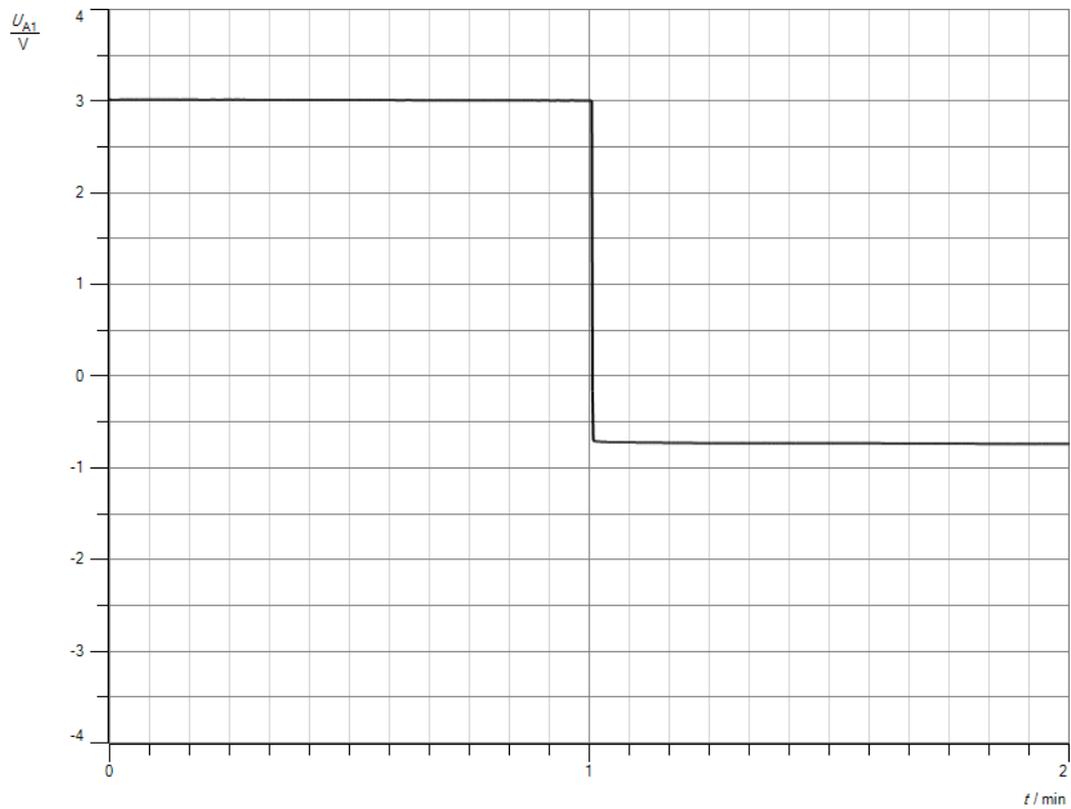


Abb.2: Normalpotential Zn^{2+}/Zn

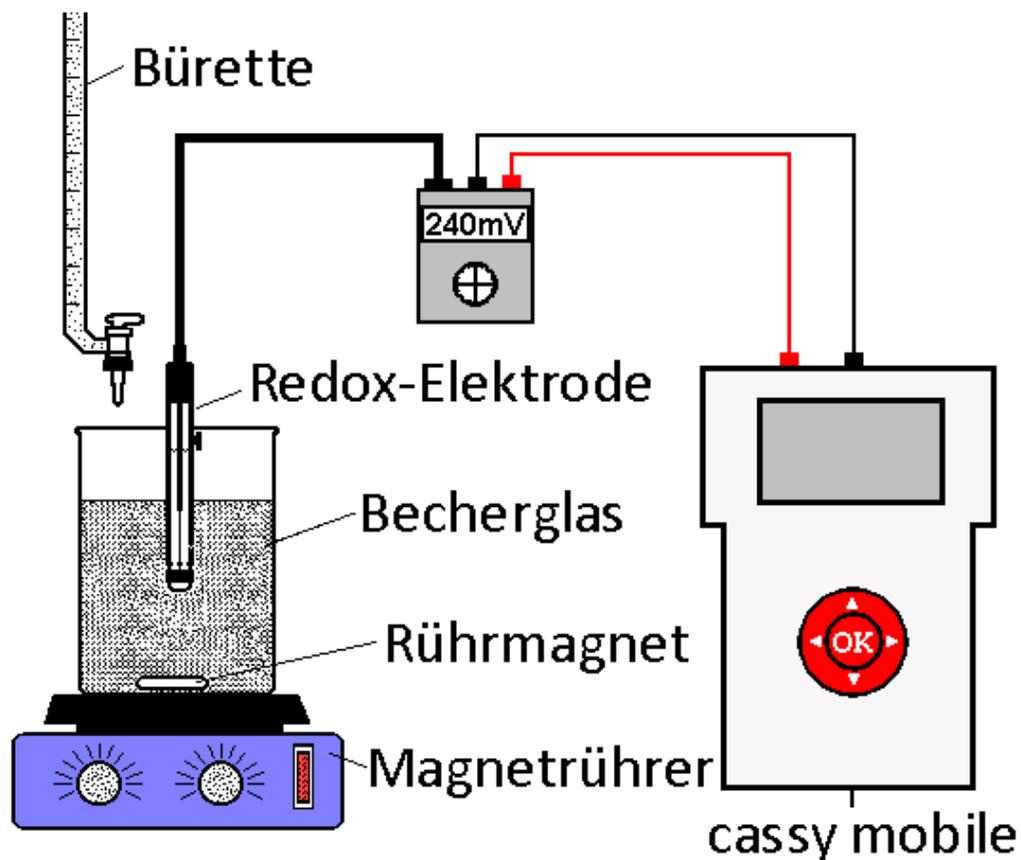
An den beiden Beispielkurven sieht man, dass die Messkurven den Kurven entsprechen, die man in Versuch 6a erhält. Nur beträgt die Elektrolysiserspannung jeweils $U = 3 \text{ V}$ statt $U = 2 \text{ V}$.

Auswertung

s. Versuch 6a

Titrationen

Versuch 1:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „FeKMnO4.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Kaliumpermanganatlösung ($c \approx 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Eisen(II)-sulfatlösung ($c = 0,5 \text{ mol/l}$) und $V = 15 \text{ ml}$ Schwefelsäure ($c = 0,05 \text{ mol/l}$). Füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Starten Sie den Magnetrührer und cassy mobile.
- 6) Titrieren Sie tropfenweise. Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Kaliumpermanganatlösung.
- 7) Stoppen Sie cassy mobile und den Magnetrührer.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen während der Titration und erklären Sie sie.
- b) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
- c) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- d) Ermitteln Sie den Potentialwert am Halbäquivalenzpunkt. Diskutieren Sie seinen Wert.
- e) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- f) Berechnen Sie die genaue Konzentration der Eisensulfatlösung mit der Titergleichung.
- g) Diskutieren Sie, ob man den Endpunkt der Titration auch anhand der Färbung der Permanganationen erkennen könnte. Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

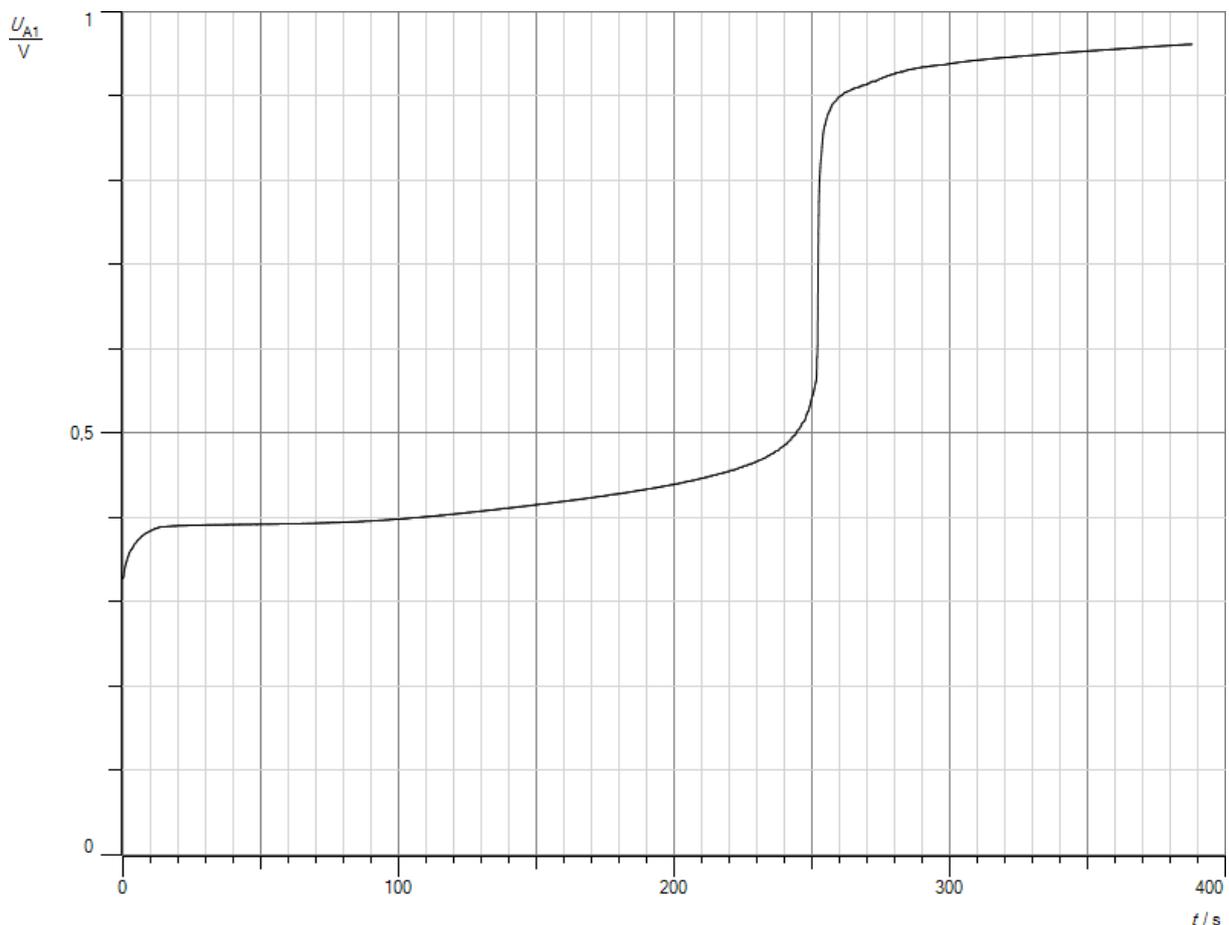
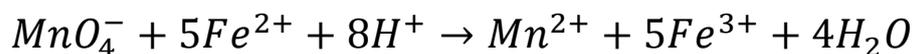


Abb.1: Redox titration von FeSO_4 mit KMnO_4

Auswertung

- Während der Titration verfärbt sich die Lösung allmählich von schwach hellgrün nach dunkelbraun. Es fällt kein Braunstein aus. Kaliumpermanganat wird bis zur Stufe der farblosen Mn^{2+} -Ionen reduziert. Die rostbraune Farbe rührt von den gebildeten Fe^{3+} -Ionen her.
- Die Reaktionsgleichung lautet:



- Zu Beginn ist das Potential des Redoxpaares $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ sehr niedrig, da fast keine Fe^{3+} -Ionen in der Lösung vorliegen. Nach Zugabe einiger weniger Tropfen Kaliumpermanganatlösung erreicht ihre Konzentration schlagartig einen messbaren Wert. Das Potential steigt sprunghaft an. Im weiteren Verlauf der Titration nimmt ihre Konzentration kontinuierlich zu, da die vorhandenen Fe^{2+} -Ionen nach und nach oxidiert werden. Es bildet sich ein etwa gleichmolares Gemisch aus Fe^{2+} - und Fe^{3+} -Ionen. Das Potential ändert sich in diesem Bereich kaum. In der Nähe des Äquivalenzpunktes sinkt die Konzentration der Fe^{2+} -Ionen innerhalb weniger Tropfen um mehrere Zehnerpotenzen. Das Potential steigt sprunghaft an. Gleiches gilt für das Potential des Redoxpaares $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, da die zuge-

fürten MnO_4^- -Ionen nicht mehr reduziert werden. Ihre Konzentration in der Lösung steigt kontinuierlich und mit ihr das Potential.

- d) Am Halbäquivalenzpunkt beträgt das Potential $E = 0,4 \text{ V}$. Addiert man dazu das Potential der Bezugselektrode, so ergibt sich

$$E = 0,4\text{V} + 0,22\text{V} = 0,62\text{V}.$$

Dieser Wert liegt deutlich unter dem Literaturwert (s. Kapitel Redoxpotentiale/Lösungen Versuch 1). In der Literatur wird diese Erscheinung damit erklärt, dass Fe^{3+} -Ionen mit zahlreichen Anionen Komplexe bilden, so dass die Konzentration an freien Fe^{3+} -Ionen deutlich geringer ist als die tatsächliche. Im vorliegenden Fall sind dafür die Anionen der unterschiedlichen Oxidationsstufen des Mangans verantwortlich. Umso erstaunlicher ist es, dass am Ende der Titration alle Manganatome in die zweiwertige Stufe übergegangen sind.

- e) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = \frac{253\text{s}}{388\text{s}} * 15\text{ml} = 9,78\text{ml}$$

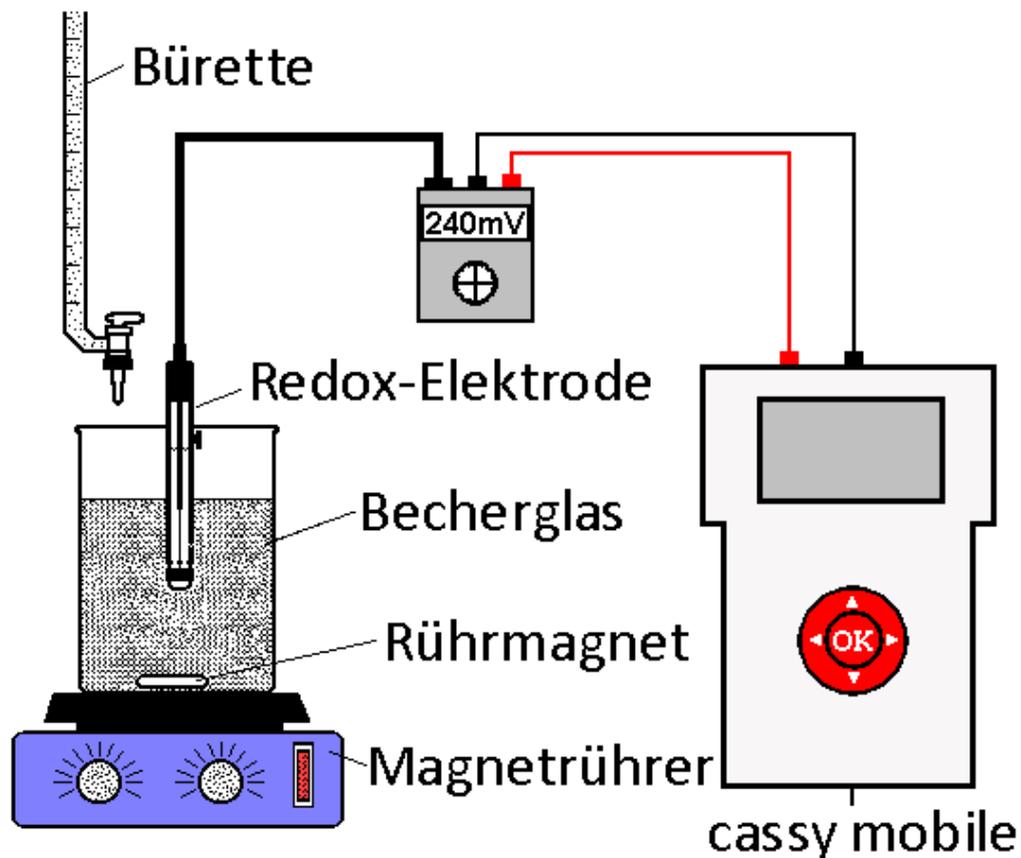
Kaliumpermanganatlösung.

- f) Damit erhält man für die Konzentration der Eisen(II)-Sulfatlösung nach der Titergleichung:

$$c = \frac{9,78\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 5}{10\text{ml} * 1} = 0,489\text{mol/l}.$$

- g) Die Erkennung des Endpunktes nur anhand der Farbe der Permanganationen ist problematisch. Daher wird in der Standardliteratur zur quantitativen Analyse empfohlen, der Lösung etwas Phosphorsäure zuzusetzen, die mit den gebildeten Eisen(III)-Ionen eine farblose Komplexverbindung eingeht. Dann lässt sich der Endpunkt daran erkennen, dass die Lösung durch die überschüssigen Permanganationen violett gefärbt wird. Genauer ist jedoch die Titration mit einer Redoxelektrode wie im obigen Versuch gezeigt. Führt man den Versuch wie beschrieben durch, so braucht man für exakte Messungen eine Steady-Flow-Bürette, da der Ausfluss aus herkömmlichen Büretten schwanken kann. Der genaue Äquivalenzpunkt lässt sich dann nur schwer aus der Kurve ermitteln, da die Proportionalität zwischen der Messzeit und dem zugeführten Volumen an Kaliumpermanganat nicht mehr gegeben ist. Außerdem kann man die Skala der Bürette nur schlecht ablesen wegen der sehr dunklen Farbe der Kaliumpermanganatlösung. Die Probleme kann man vermeiden, indem man die Messkurve per Hand aufnimmt und die Eisen(II)-Lösung als Titer benutzt. Diese Vorgehensweise wird in Versuch 2 vorgestellt.

Versuch 2:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „KMnO4Fe.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Eisen(II)-Sulfatlösung ($c \approx 0,5 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Kaliumpermanganatlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und $V = 15 \text{ ml}$ Schwefelsäure ($c = 0,05 \text{ mol/l}$). Füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um bis sich der angezeigte Wert nicht mehr ändert und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Eisen(II)-sulfatlösung.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen während der Titration und erklären Sie sie.
- b) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
- c) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- d) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- e) Berechnen Sie die genaue Konzentration der Eisen(II)-sulfatlösung mit der Titergleichung.
- f) Erkundigen Sie sich in der Literatur oder im Internet nach möglichen Fehlerquellen.

Hinweis: In der Nähe des Äquivalenzpunktes kann es bis zu einer Minute dauern, bis der angezeigte Potentialwert konstant bleibt.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

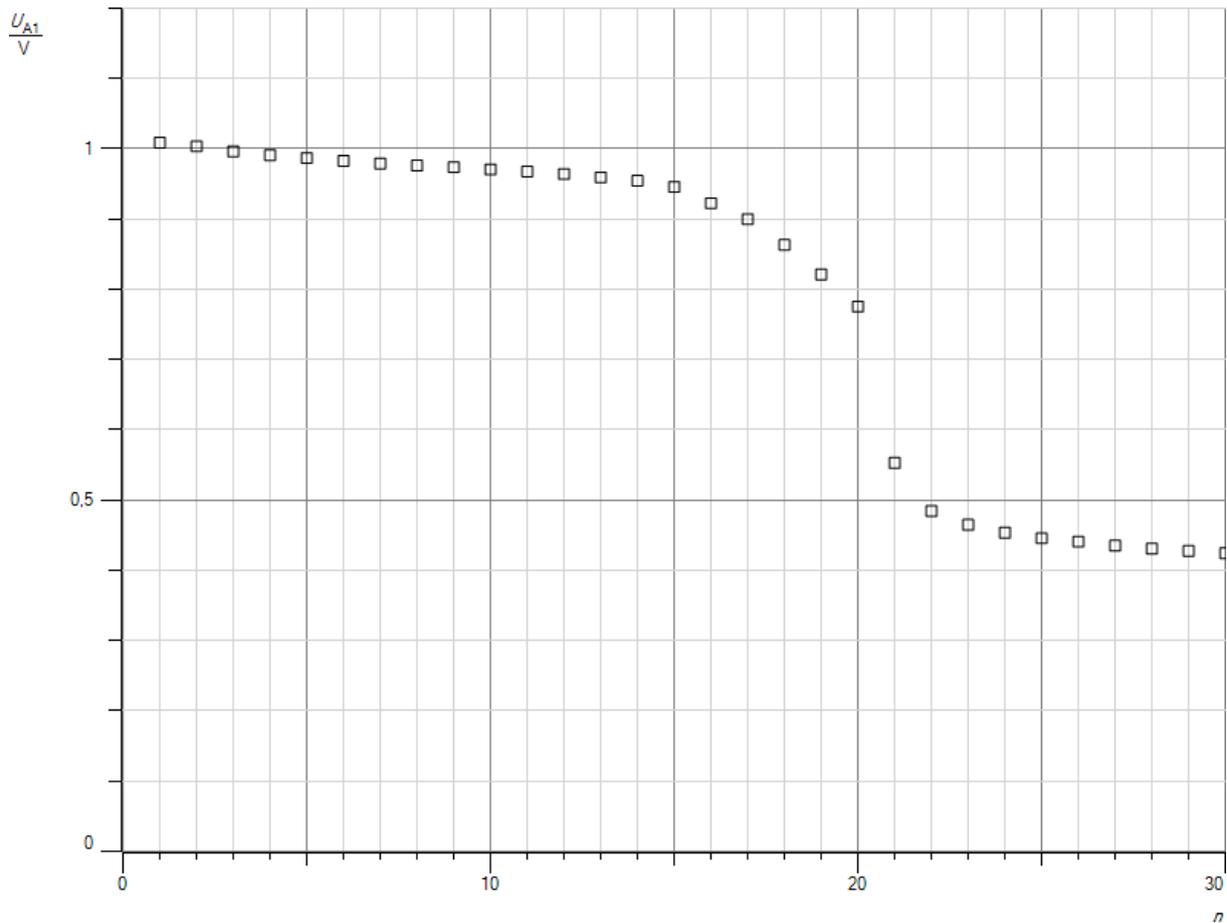
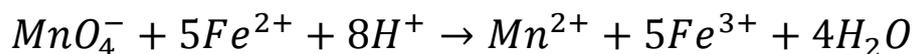


Abb.1: Redox Titration von FeSO_4 mit KMnO_4

Auswertung

- Während der Titration verfärbt sich die Lösung allmählich von violett nach rostbraun. Es fällt kein Braunstein aus. Kaliumpermanganat wird bis zur Stufe der farblosen Mn^{2+} -Ionen reduziert. Die rostbraune Farbe rührt von den gebildeten Fe^{3+} -Ionen her.
- Die Reaktionsgleichung lautet:



- Zu Beginn ist das Potential des Redoxpaares $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ hoch, da die Konzentration der Permanganationen hoch, die der Manganionen niedrig ist. Im Laufe der Titration werden Permanganationen zu Manganionen reduziert. Ihre Konzentration sinkt, die der Manganionen steigt. Durch beide Effekte nimmt das Potential ab. In der Nähe des Äquivalenzpunktes ändert sich die Permanganationenkonzentration schlagartig um mehrere Zehnerpotenzen, so dass das Potential sprunghaft steil abfällt. Das Potential des Redoxpaares $\text{Fe(II)}/\text{Fe(III)}$ -Ionen steigt während der Titration, da die Konzentration an Fe(III) -Ionen in der Lösung zunimmt. Am Ende der Titration bestimmt sein Potential den angezeigten Wert.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 20,5 \cdot 0,5\text{ml} = 10,25\text{ml}$$

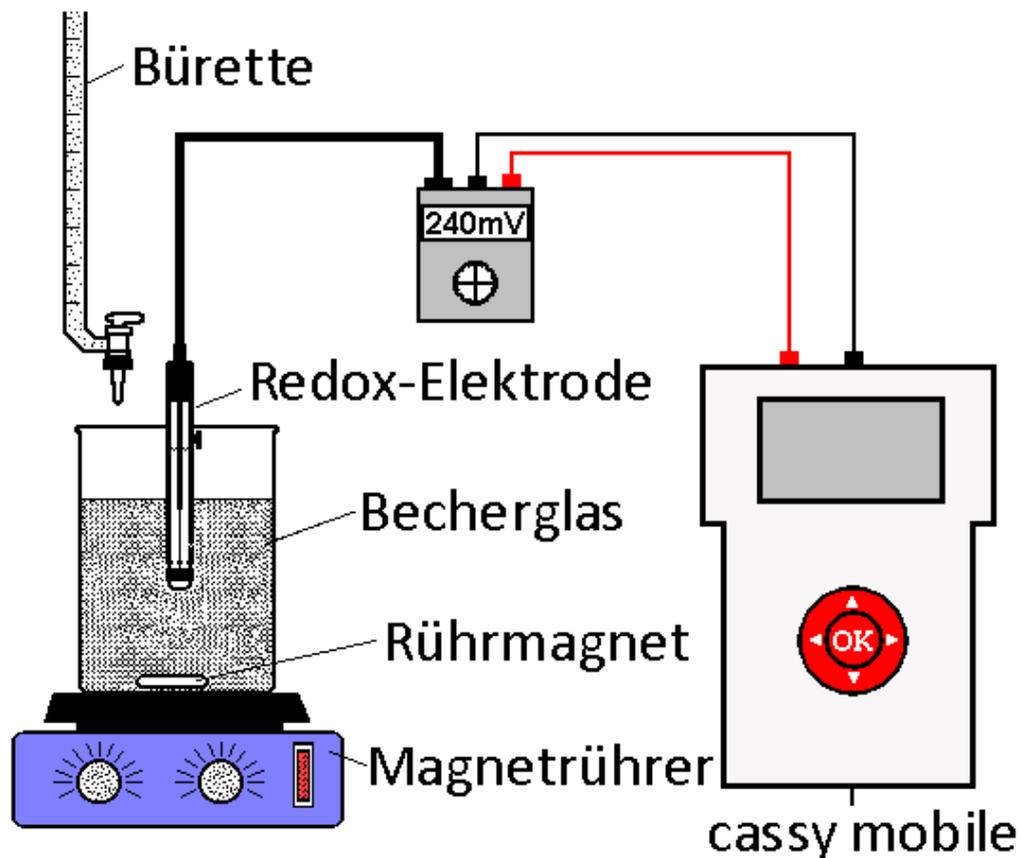
Eisen(II)-Sulfatlösung.

- e) Damit erhält man für die Konzentration der Eisen(II)-Sulfatlösung nach der Titergleichung:

$$c = \frac{10\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 5}{10,25\text{ml} * 1} = 0,49\text{mol/l}.$$

- f) Die Konzentration der Eisen(II)-sulfatlösung lässt sich nur schwer exakt einstellen, da Eisen(II)-Sulfat als wasserfreies, weißes oder kristallwasserhaltiges, hellgrünes Salz vorliegen kann. Häufig sind beide auch vermischt.
Der im Wasser gelöste Sauerstoff kann Fe(II)-Ionen ebenfalls zu Fe(III)-Ionen oxidieren. Das sieht man, wenn man eine Eisen(II)sulfatlösung über Nacht stehen lässt. Es fällt rotbraunes Eisenoxid aus. Der ermittelte Verbrauch an Kaliumpermanganat fällt zu niedrig aus und damit die Konzentration an Fe(II)-Ionen. Deshalb sollte man bei Präzisionsmessungen das verwendete Wasser für die Lösungen vorher abkochen und die Lösungen frisch zubereiten.
Außerdem muss man bei exakten Bestimmungen vor der Titration die genaue Konzentration der Kaliumpermanganatlösung mit Oxalsäure ermitteln, da festes Kaliumpermanganat stets einen geringen Anteil an Braunstein enthält, den man nach längerem Stehen der Lösung über eine Glasfritte abfiltrieren muss.

Versuch 3:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „KMnO4SO3.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natriumsulfitlösung ($c \approx 0,2 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 10 \text{ ml}$ Kaliumpermanganatlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und $V = 10 \text{ ml}$ Schwefelsäure ($c = 0,05 \text{ mol/l}$). Füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um bis sich der angezeigte Wert nicht mehr ändert und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 15 \text{ ml}$ Natriumsulfitlösung.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen während der Titration und erklären Sie sie.
- b) Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen.
- c) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- d) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- e) Berechnen Sie die genaue Konzentration der Natriumsulfitlösung mit der Titergleichung.
- f) Interpretieren Sie das Ergebnis. Beachten Sie, dass Sulfit in wässriger Lösung auch durch den Luftsauerstoff zu Sulfaten oxidiert werden. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für diese Nebenreaktion. Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen.

Hinweis: In der Nähe des Äquivalenzpunktes kann es bis zu einer Minute dauern, bis der angezeigte Potentialwert konstant bleibt.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

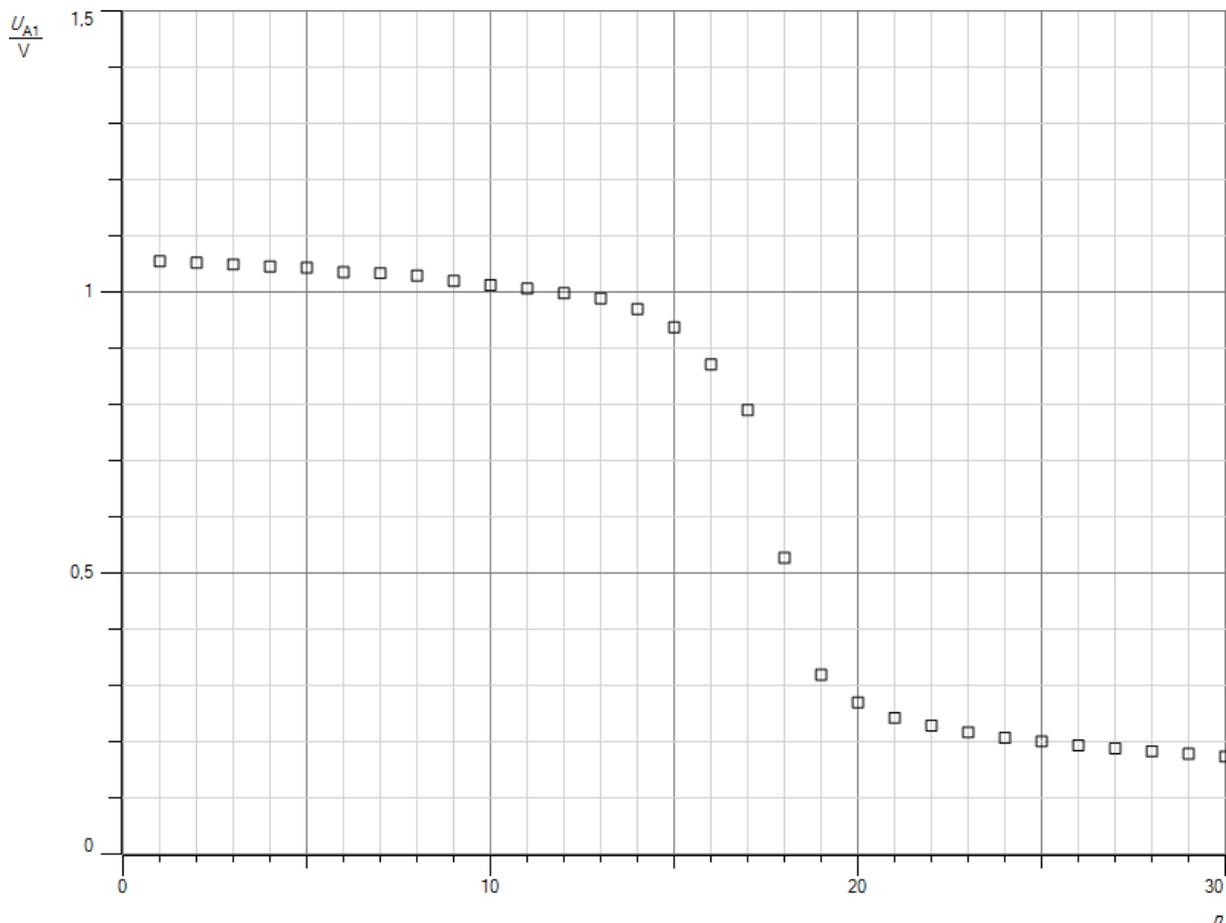
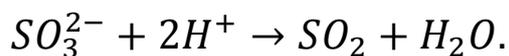
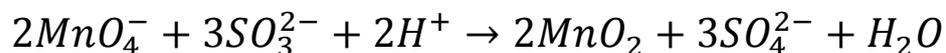


Abb.1: Redox Titration von Na_2SO_3 mit KMnO_4

Auswertung

- Während der Titration fällt Braunstein aus und es riecht nach Schwefeldioxid. Kaliumpermanganat wird nur bis zur Stufe des Braunsteins reduziert. Die Schwefelsäure setzt in einer Nebenreaktion Schwefeldioxid frei.
- Die Reaktionsgleichungen lauten:



- Zu Beginn ist das Potential des Redoxpaares Permanganat-Braunstein hoch, da die Permanganatkonzentration hoch ist. Im Laufe der Titration wird Permanganat zu Braunstein reduziert. Seine Konzentration sinkt und damit das Potential. In der Nähe des Äquivalenzpunktes ändert sie sich schlagartig um mehrere Zehnerpotenzen, so dass das Potential sprunghaft steil abfällt. Das Potential des Redoxpaares Sulfitionen/Sulfationen steigt während der Titration an, da die Konzentration an Sulfationen in der Lösung zunimmt. Am Ende der Titration bestimmt sein Potential den angezeigten Wert.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei

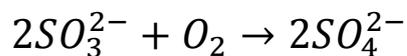
$$V = 18 * 0,5ml = 9ml$$

Natriumsulfitlösung.

- e) Damit erhält man für die Konzentration der Natriumsulfitlösung nach der Titergleichung:

$$c = \frac{10ml * 0,1mol/l * 3}{9ml * 2} = 0,167mol/l.$$

- f) Die ermittelte Konzentration an Sulfiten ist um ca. 16,7 % geringer als die der eingestellten Ausgangslösung. Ein Teil der Sulfiten entweicht als Schwefeldioxid aus der Lösung und wird durch die Titration nicht erfasst. Außerdem kommt das Sulfit beim Rühren in innigen Kontakt mit dem Luftsauerstoff, der es nach folgender Reaktionsgleichung

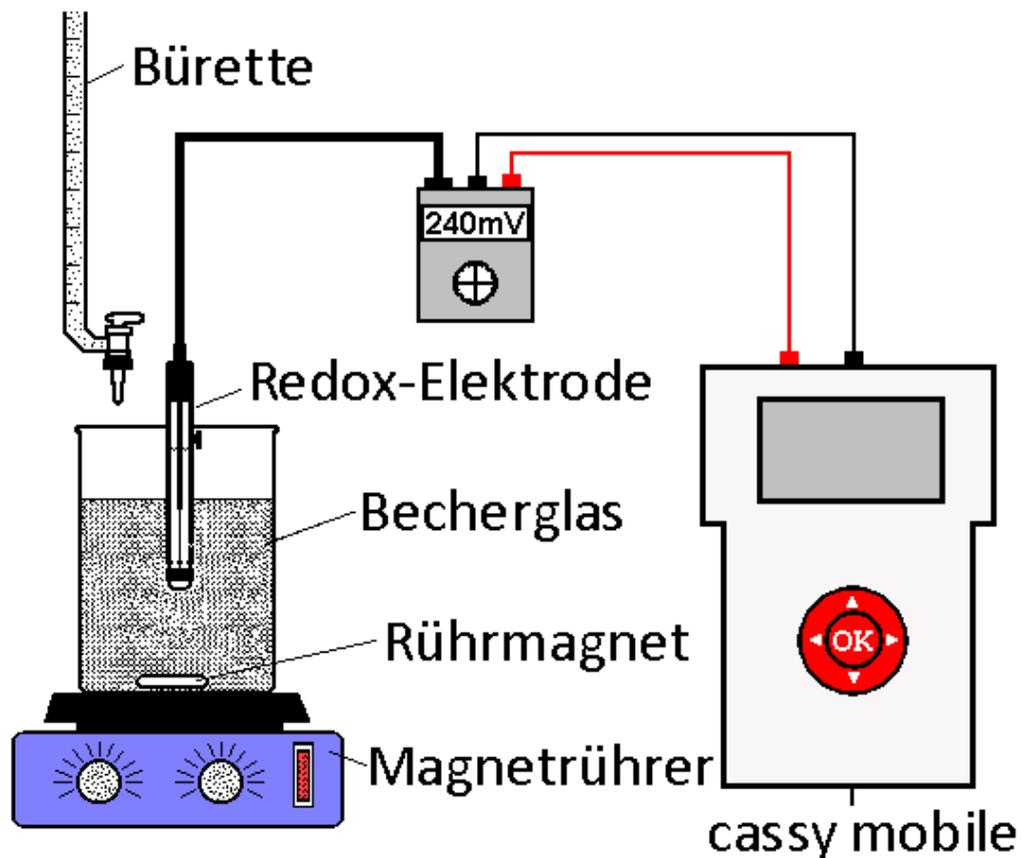


zu Sulfat oxidiert. Wegen der beiden Nebenreaktionen ist der ermittelte Verbrauch an Kaliumpermanganat geringer als der theoretische. Der Versuch eignet sich nur bedingt, die Konzentration an Sulfiten in einer Lösung unbekannter Konzentration zu ermitteln. Man erhält nur einen Näherungswert.

Die Konzentration der Natriumsulfitlösung lässt sich nur schwer exakt einstellen, da Natriumsulfit als wasserfreies oder kristallwasserhaltiges Salz vorliegen kann. Häufig sind beide auch vermischt und der genaue Wassergehalt ist damit unbekannt.

Außerdem muss man bei exakten Bestimmungen vor der Titration die genaue Konzentration der Kaliumpermanganatlösung mit Oxalsäure ermitteln, da festes Kaliumpermanganat stets einen geringen Anteil an Braunstein enthält, den man nach längerem Stehen der Lösung über eine Glasfritte abfiltrieren muss.

Versuch 4:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „KMnO4I.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natriumiodidlösung ($c \approx 0,1 \text{ mol/l}$).
- 4) Geben Sie ins Becherglas $V = 20 \text{ ml}$ Kaliumpermanganatlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und $V = 10 \text{ ml}$ Schwefelsäure ($c = 0,05 \text{ mol/l}$). Füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um bis sich der angezeigte Wert nicht mehr ändert und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 20 \text{ ml}$ Natriumiodidlösung.
- 7) Nachdem sich der Braunstein abgesetzt hat, fügen Sie $V = 10 \text{ ml}$ Hexan hinzu.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen während der Titration und erklären Sie sie.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- d) Berechnen Sie die Zahl der pro Iodidion abgegebenen Elektronen mit der Titergleichung.
- e) Beschreiben und erklären Sie die Beobachtungen nach der Zugabe des Hexans.
- f) Formulieren Sie die möglichen Reaktionsgleichungen.
- g) Diskutieren Sie, ob man den Endpunkt der Titration auch anhand der Entfärbung der Permanganationen erkennen könnte. Überlegen Sie sich mögliche Fehlerquellen.

Hinweis: In der Nähe des Äquivalenzpunktes kann es bis zu einer Minute dauern, bis der angezeigte Potentialwert konstant bleibt.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

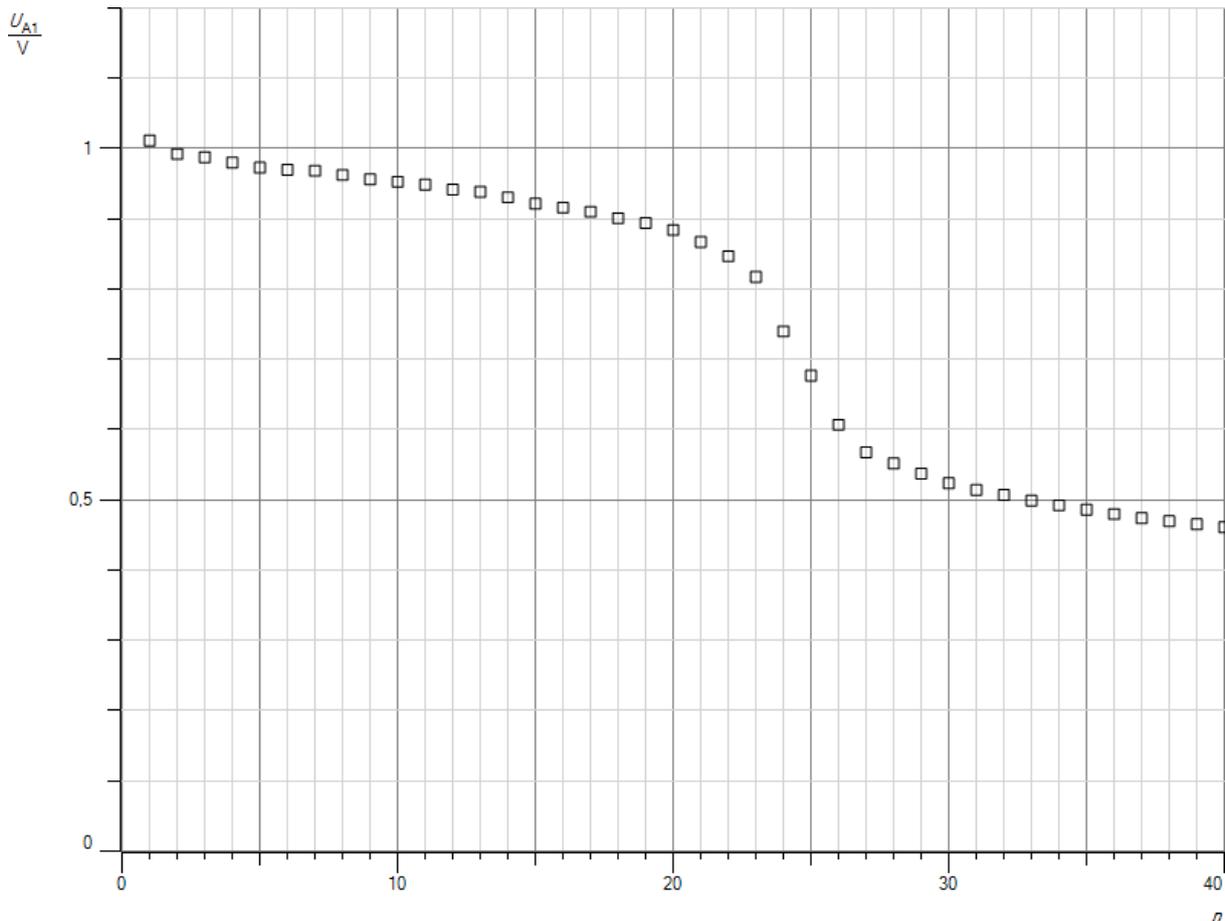


Abb.1: Redox titration von NaI mit KMnO_4

Auswertung

- Während der Titration fällt Braunstein aus. Kaliumpermanganat wird nur bis zur Stufe des Braunsteins reduziert.
- Zu Beginn ist das Potential des Redoxpaares Permanganat-Braunstein hoch, da die Permanganatkonzentration hoch ist. Im Laufe der Titration wird Permanganat zu Braunstein reduziert. Seine Konzentration sinkt und damit das Potential. In der Nähe des Äquivalenzpunktes ändert sie sich schlagartig um mehrere Zehnerpotenzen, so dass das Potential sprunghaft steil abfällt. Das Potential des Redoxpaares Iodidionen/Iodationen steigt während der Titration, da die Konzentration an Iodationen in der Lösung zunimmt. Am Ende der Titration bestimmt sein Potential den angezeigten Wert.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 24 * 0,5\text{ml} = 12\text{ml}$$

Natriumiodidlösung.

- Damit erhält man für die pro Iodidion abgegebene Zahl an Elektronen nach der Titergleichung:

$$z = \frac{20\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 3}{12\text{ml} * 0,1\text{mol/l}} = 5.$$

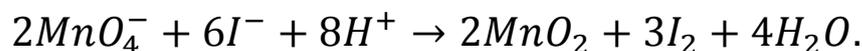
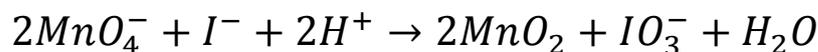
- e) Die Hexanphase färbt sich violett. Es ist bei der Reaktion auch elementares Iod entstanden.
- f) Damit laufen zwei Redoxreaktionen nebeneinander ab. Iodidionen werden einerseits zu elementarem Iod und andererseits zu Iodationen oxidiert. Im ersten Fall gibt jedes Iodatom ein Elektron, im zweiten Fall sechs Elektronen ab. Wenn x der Anteil an gebildeten Iodationen ist, so gilt aufgrund der Elektronenbilanz

$$x * 6 + (1 - x) * 1 = 5.$$

Löst man diese Gleichung nach x auf, so erhält man

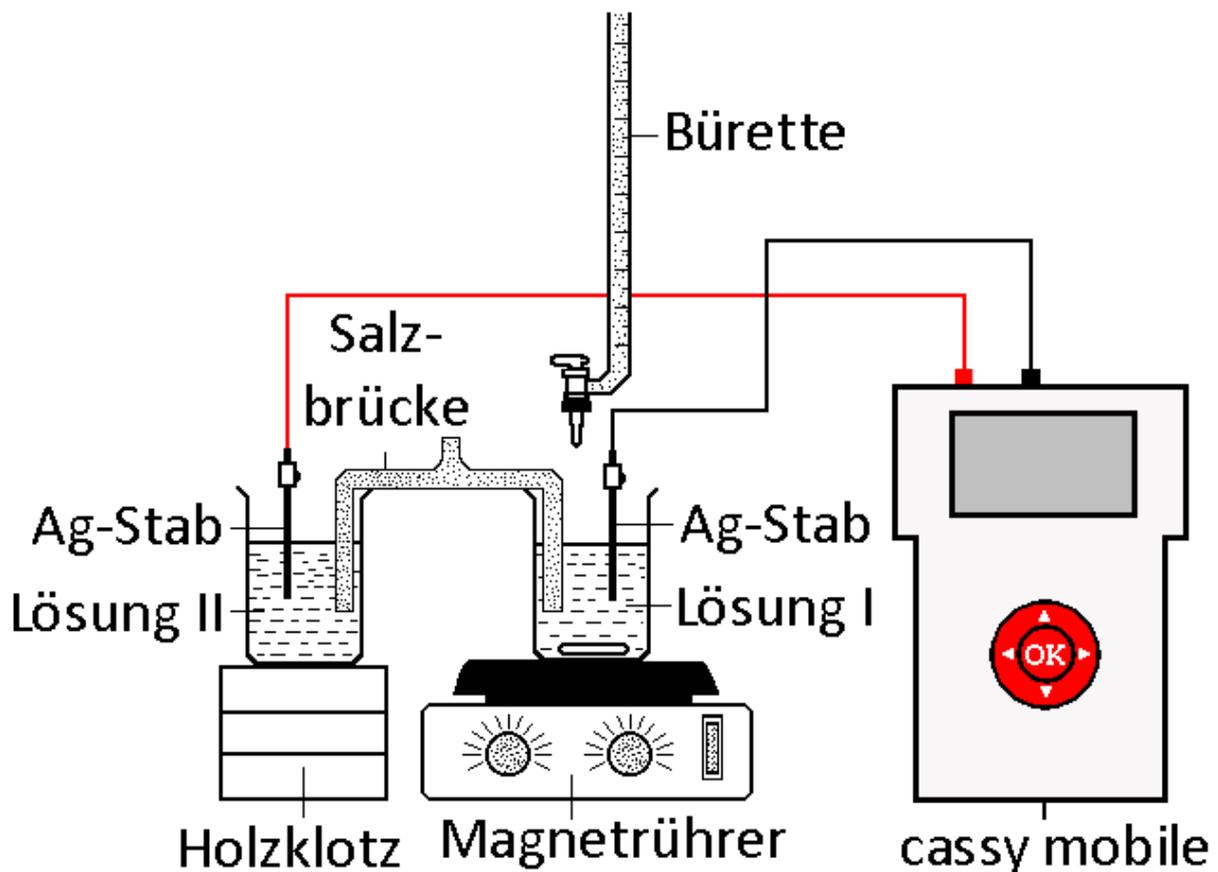
$$x = 0,8.$$

80% der Iodidionen wurden in Iodationen und 20% in elementares Iod überführt. Wiederholt man den Versuch mit anderen Konzentrationen, so stellt man fest, dass das Verhältnis von Iodationen zu elementarem Iod vor allem von der Konzentration der Säure abhängt. In einem Versuch wurden die Iodidionen sogar fast vollständig zu Iodationen oxidiert. Die Reaktionsgleichungen lauten:



- g) Die Erkennung des Endpunktes nur anhand der Farbänderung der Lösung ist problematisch, da durch das ständige Umrühren der gebildete Braunstein in der Lösung fein verteilt ist. Man kann die Entfärbung der Permanganationen nicht erkennen. Außerdem muss man bei exakten Bestimmungen vor der Titration die genaue Konzentration der Kaliumpermanganatlösung mit Oxalsäure ermitteln, da festes Kaliumpermanganat stets einen geringen Anteil an Braunstein enthält, den man nach längerem Stehen der Lösung über eine Glasfritte abfiltrieren muss.

Versuch 5:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „AgAgSCN.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Beschicken Sie die Salzbrücke mit konzentrierter NH_4NO_3 -Lösung.
- 4) Füllen Sie die Bürette mit Kaliumrhodanidlösung ($c \approx 0,1 \text{ mol/l}$).
- 5) Geben Sie in einen Messzylinder $V = 10 \text{ ml}$ der AgNO_3 -Lösung unbekannter Konzentration. Füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf. Verteilen Sie die Lösung gleichmäßig auf beide Bechergläser.
- 6) Schalten Sie den Magnetrührer ein.
- 7) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um bis sich der angezeigte Wert nicht mehr ändert und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 8) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Kaliumrhodanidlösung.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen während der Titration und erklären Sie sie.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus dem Diagramm am Äquivalenzpunkt das Volumen des Titors und die Spannung.
- d) Berechnen Sie die Konzentration der Ag^+ -Ionen in beiden Bechergläsern.
- e) Berechnen Sie das Löslichkeitsprodukt von AgSCN .
- f) Vergleichen Sie Ihren Wert mit dem Literaturwert und überlegen Sie sich mögliche Fehlerquellen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

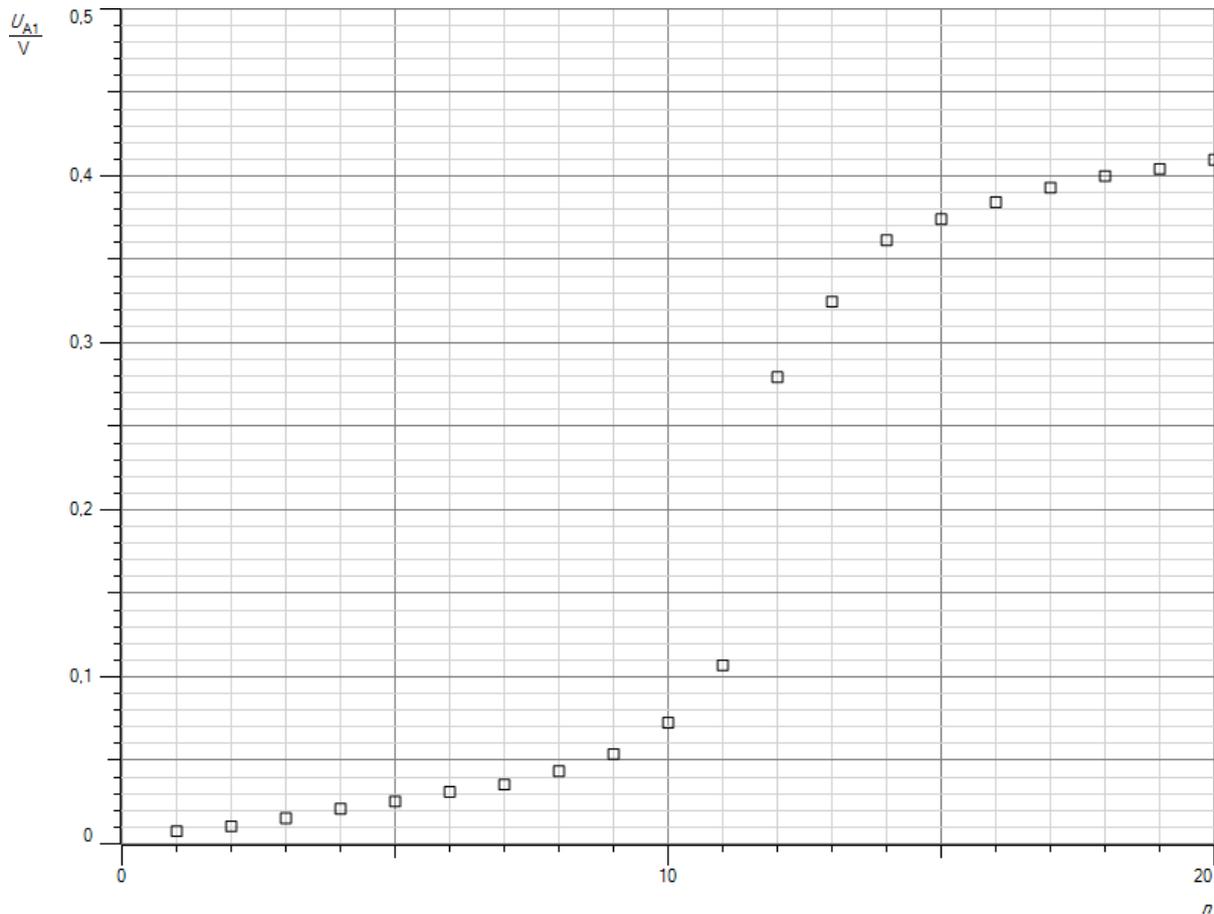


Abb.1: Potentiometrische Titration von Ag^+ -Ionen mit SCN^- -Ionen

Auswertung

- Während der Titration fällt in der titrierten Lösung ein weißer Niederschlag aus. Es bildet sich schwerlösliches AgSCN .
- Zu Beginn enthalten die beiden Bechergläser Ag^+ -Ionen in gleicher Konzentration. Man misst zwischen beiden Halbzellen eine Spannung von $U = 0 \text{ V}$. Im Laufe der Titration werden in der titrierten Lösung immer mehr Ag^+ -Ionen als AgSCN gefällt. Ihre Konzentration in der Lösung sinkt und damit das Potential der Halbzelle. Die Konzentration der Ag^+ -Ionen in der Bezugslösung ändert sich dagegen nicht. Ihr Potential bleibt gleich. Somit entsteht zwischen beiden Halbzellen eine Spannung. In der Nähe des Äquivalenzpunkt sinkt die Konzentration der Ag^+ -Ionen sprunghaft um mehrere Zehnerpotenzen ab. Daher steigt die Spannung stark an.
- Man benutzt die Auswertfunktion von Cassy und erhält:

$$V = 11,5 * 0,5 \text{ ml} = 5,75 \text{ ml}$$

$$U = 236 \text{ mV}.$$

- Mit der Titergleichung ergibt sich:

$$\begin{aligned}
 c(\text{Ag}^+) &= \frac{c(\text{SCN}^-) * V(\text{SCN}^-) * z(\text{SCN}^-)}{V(\text{Ag}^+) * z(\text{Ag}^+)} \\
 &= \frac{0,1\text{mol/l} * 5,75\text{ml} * 1}{50\text{ml} * 1} \\
 &= 0,0115\text{mol/l}.
 \end{aligned}$$

e) Die Nernstsche Gleichung lautet für das verwendete Galvanische Element:

$$U = E_1 - E_2 = 0,058V * \log \frac{c_1}{c_2}.$$

Darin ist E_1 das Potential der Bezugshalbzelle, c_1 die Ag^+ -Konzentration in dieser Halbzelle. E_2 und c_2 sind die entsprechenden Werte für die Titrierzelle. Löst man diese Gleichung nach c_2 auf, so folgt:

$$c_2 = c_1 * 10^{-\frac{U}{0,058V}}.$$

Setzt man die gemessenen Werte ein, so erhält man

$$c_2 = 0,0115\text{mol/l} * 10^{-\frac{0,236V}{0,058V}} = 9,8 * 10^{-7}\text{mol/l}.$$

Da am Äquivalenzpunkt die Konzentration der SCN^- -Ionen gleich der Konzentration der Ag^+ -Ionen ist, ergibt sich für das Löslichkeitsprodukt:

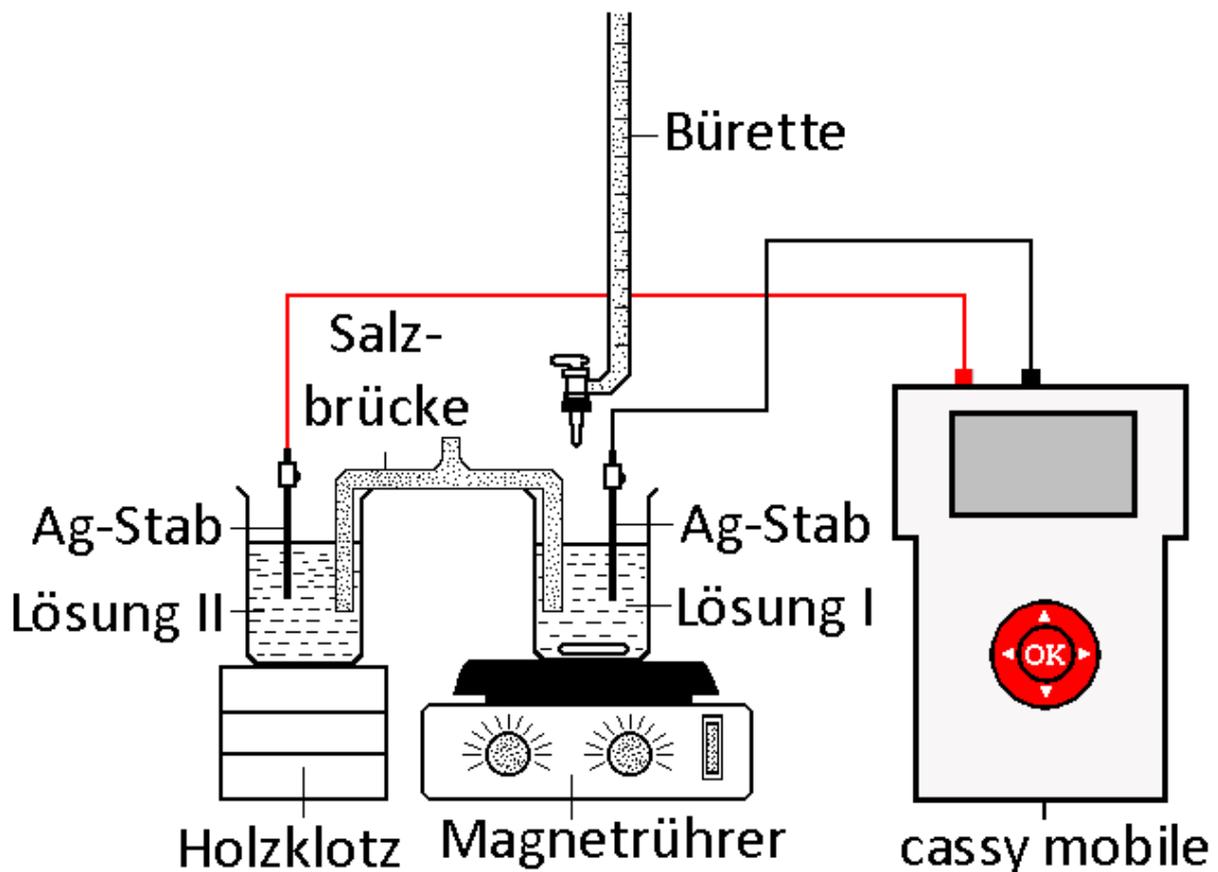
$$\begin{aligned}
 L &= c(\text{Ag}^+) * c(\text{SCN}^-) \\
 &= (9,8 * 10^{-7}\text{mol/l})^2 \\
 &= 9,6 * 10^{-13}\text{mol/l}.
 \end{aligned}$$

In der Literatur wird häufig der pL-Wert angegeben, der negative Logarithmus von L. Für ihn gilt:

$$p_L = -\log L = 12,01.$$

f) In der Literatur findet man für AgSCN einen Wert $p_L = 12$. Der gemessene Wert stimmt fast exakt mit dieser Angabe überein. Messfehler können vor allem beim Abmessen und Ablesen der Volumina in beiden Bechergläsern und in der Bürette auftreten.

Versuch 6:



Durchführung

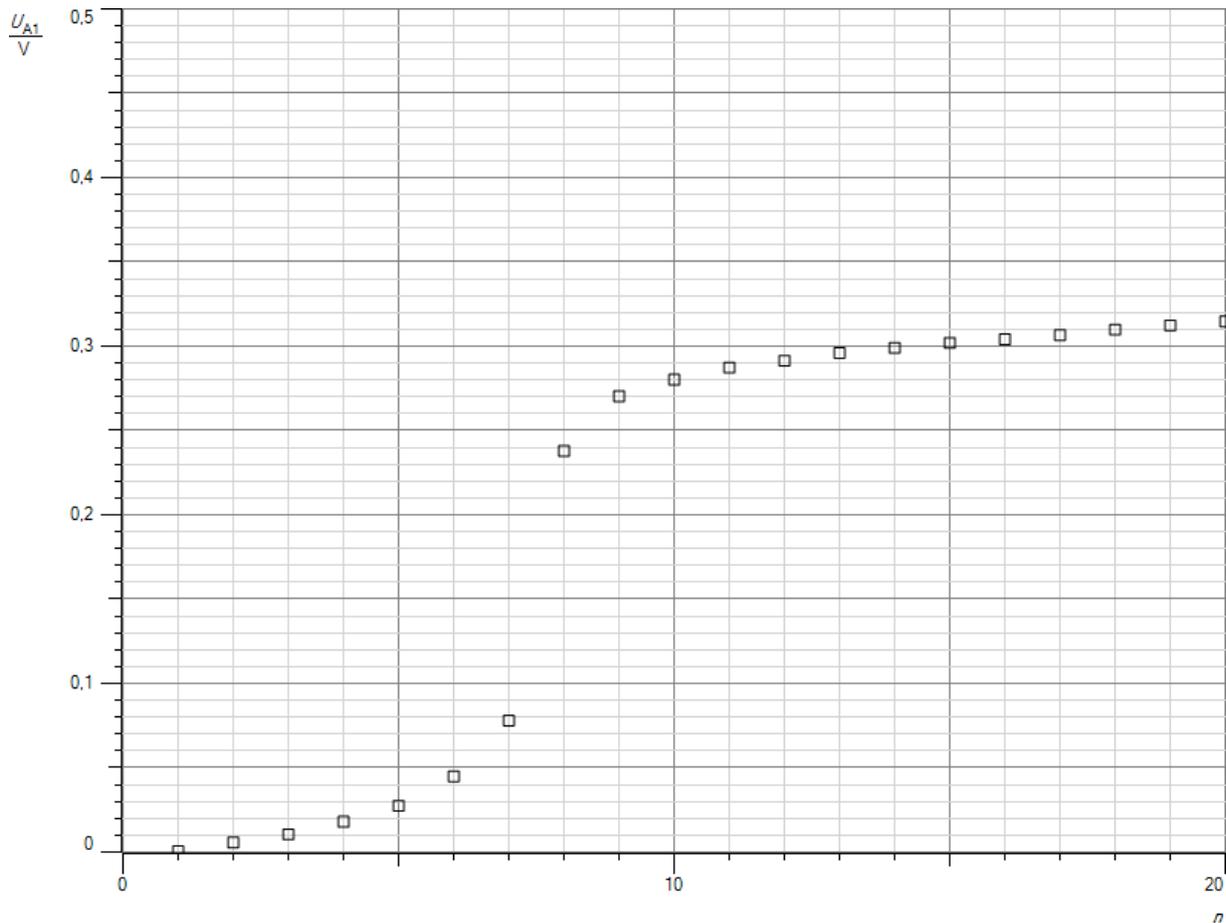
- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „AgAgCl.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 3) Beschicken Sie die Salzbrücke mit konzentrierter NH_4NO_3 -Lösung.
- 4) Füllen Sie die Bürette mit Natriumchloridlösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$.
- 5) Geben Sie in einen Messzylinder $V = 10 \text{ ml}$ AgNO_3 -Lösung unbekannter Konzentration. Füllen Sie mit Wasser auf $V = 100 \text{ ml}$ auf. Verteilen Sie die Lösung gleichmäßig auf beide Bechergläser.
- 6) Schalten Sie den Magnetrührer ein.
- 7) Titrieren Sie in Schritten von $0,5 \text{ ml}$, rühren Sie jeweils um bis sich der angezeigte Wert nicht mehr ändert und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 8) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von $V = 10 \text{ ml}$ Natriumchloridlösung.

Aufgaben

- a) Beschreiben Sie Ihre Beobachtungen während der Titration und erklären Sie sie.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus dem Diagramm am Äquivalenzpunkt das Volumen des Titors und die Spannung.
- d) Berechnen Sie die Konzentration der Ag^+ -Ionen in beiden Bechergläser.
- e) Berechnen Sie das Löslichkeitsprodukt von AgCl .
- f) Vergleichen Sie Ihren Wert mit dem Literaturwert und überlegen Sie sich mögliche Fehlerquellen.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:



Auswertung

- Während der Titration fällt in der titrierten Lösung ein weißer Niederschlag aus. Es bildet sich schwerlösliches AgCl.
- Zu Beginn enthalten die beiden Bechergläser Ag^+ -Ionen in gleicher Konzentration. Man misst zwischen beiden Halbzellen eine Spannung von $U = 0 \text{ V}$. Im Laufe der Titration werden in der titrierten Lösung immer mehr Ag^+ -Ionen als AgCl gefällt. Ihre Konzentration in der Lösung sinkt und damit das Potential der Halbzelle. Die Konzentration der Ag^+ -Ionen in der Bezugslösung ändert sich dagegen nicht. Ihr Potential bleibt gleich. Somit entsteht zwischen beiden Halbzellen eine Spannung. In der Nähe des Äquivalenzpunkt sinkt die Konzentration der Ag^+ -Ionen sprunghaft um mehrere Zehnerpotenzen ab. Daher steigt die Spannung stark an.
- Man benutzt die Auswertfunktion von Cassy und erhält:

$$V = 7,5 * 0,5 \text{ ml} = 3,75 \text{ ml}$$

$$U = 161 \text{ mV}.$$

- Mit der Titergleichung ergibt sich:

$$\begin{aligned}
 c(\text{Ag}^+) &= \frac{c(\text{Cl}^-) * V(\text{Cl}^-) * z(\text{Cl}^-)}{V(\text{Ag}^+) * z(\text{Ag}^+)} \\
 &= \frac{0,1\text{mol/l} * 3,75\text{ml} * 1}{50\text{ml} * 1} \\
 &= 0,0075\text{mol/l}.
 \end{aligned}$$

- e) Die Nernstsche Gleichung für das verwendete Galvanische Element aus zwei Silberhalbzellen lautet:

$$U = E_1 - E_2 = 0,058V * \log \frac{c_1}{c_2}.$$

Darin ist E_1 das Potential der Bezugshalbzelle, c_1 die Ag^+ -Konzentration in dieser Halbzelle. E_2 und c_2 sind die entsprechenden Werte für die Titrierzelle. Löst man diese Gleichung nach c_2 auf, so folgt:

$$c_2 = c_1 * 10^{-\frac{U}{0,058V}}.$$

Setzt man die gemessenen Werte ein, so erhält man

$$c_2 = 0,0075\text{mol/l} * 10^{-\frac{0,161V}{0,058V}} = 1,26 * 10^{-5}\text{mol/l}.$$

Da am Äquivalenzpunkt die Konzentration der Cl^- -Ionen gleich der Konzentration der Ag^+ -Ionen ist, ergibt sich für das Löslichkeitsprodukt:

$$\begin{aligned}
 L &= c(\text{Ag}^+) * c(\text{Cl}^-) \\
 &= (1,26 * 10^{-5}\text{mol/l})^2 \\
 &= 1,58 * 10^{-10}\text{mol/l}.
 \end{aligned}$$

In der Literatur wird häufig der p_L -Wert angegeben, der negative Logarithmus von L . Für ihn gilt:

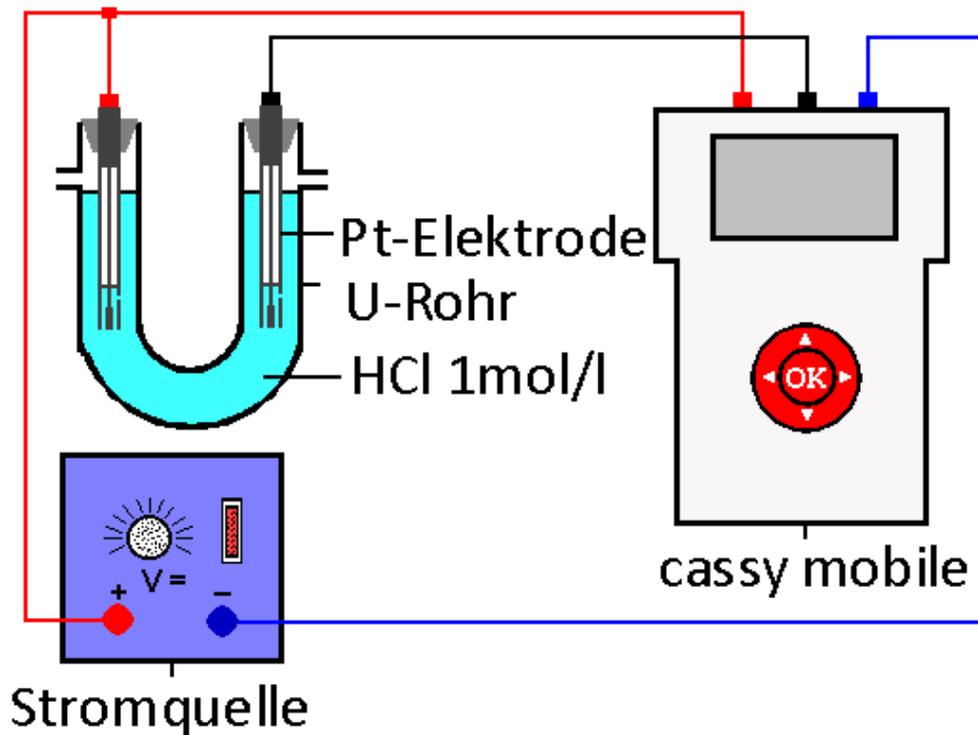
$$p_L = -\log L = 9,8.$$

- f) In der Literatur findet man für AgCl Werte zwischen 9,8 und 10. Der gemessene Wert liegt in diesem Bereich. Messfehler können vor allem beim Abmessen und Ablesen der Volumina in beiden Bechergläsern und in der Bürette auftreten.

Strom/Spannung

Elektrolyse

Versuch 1:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Salzsäure.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf. Achten Sie auf die richtige Polung.
- 3) Erhöhen Sie die Gleichspannung, beginnend bei 0 V in kleinen Schritten von ca. 0,2 V und speichern Sie jeweils den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 4) Beenden Sie den Versuch, wenn Sie eine Spannung von $U = 2,5 \text{ V}$ erreicht haben.
- 5) Ziehen Sie die Stecker der Stromquelle und beobachten Sie die Spannung.

Aufgaben

- a) Ermitteln Sie aus dem Diagramm die Spannung, bei der die Stromstärke steil ansteigt.
- b) Vergleichen Sie diese Spannung mit den Normalpotentialen von Wasserstoff und Chlor und erklären Sie.
- c) Beschreiben und erklären Sie die Beobachtungen beim Ziehen der Stecker der Stromquelle.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve

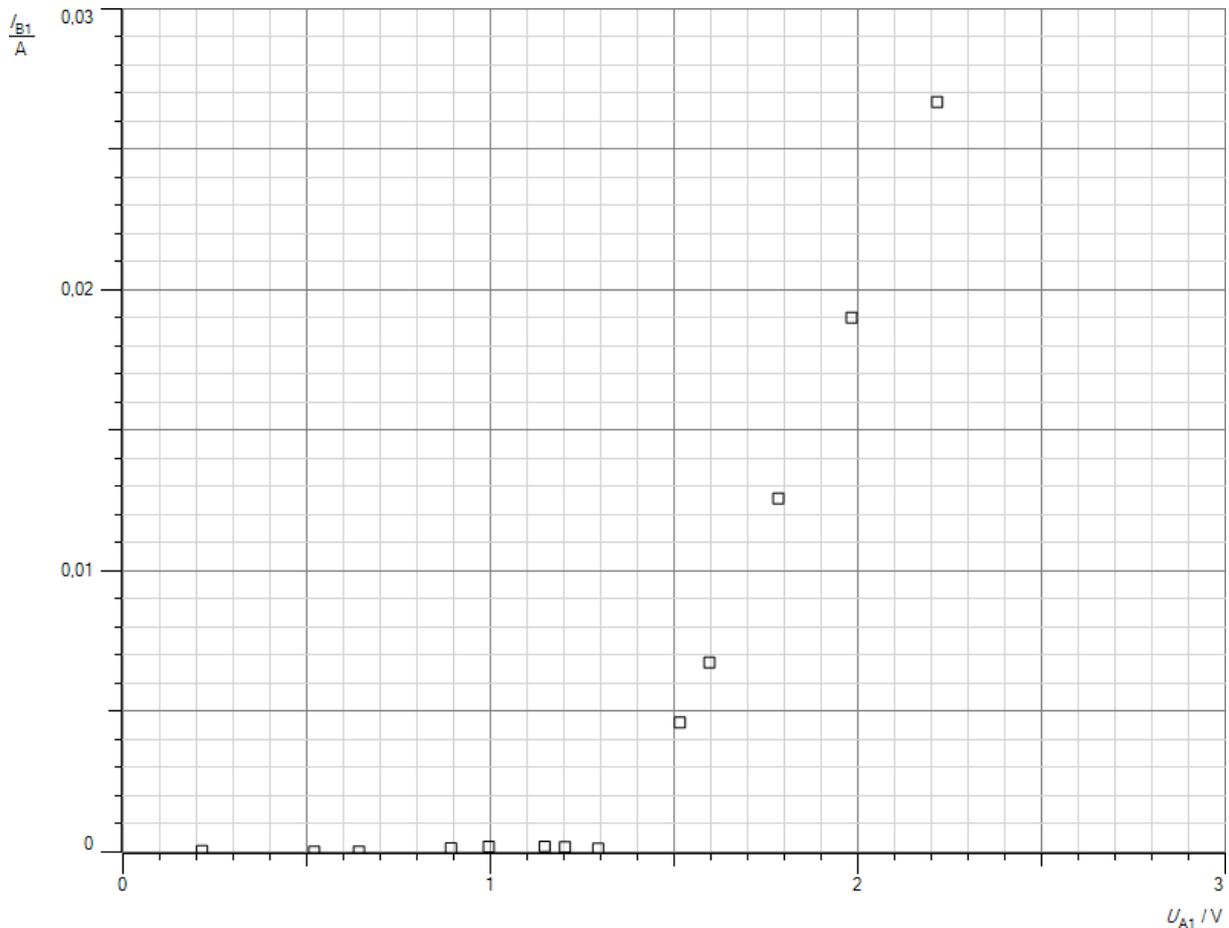


Abb.1: Zersetzungsspannung Salzsäure

Auswertung

- a) Legt man eine Ausgleichsgerade durch den steil ansteigenden Teil der Kennlinie, so schneidet sie die U-Achse bei

$$U_0 = 1,38V.$$

- b) Die Normalpotentiale betragen:

$$E(H_2/2H^+) = 0V$$

$$E(2Cl^-/Cl_2) = 1,35V.$$

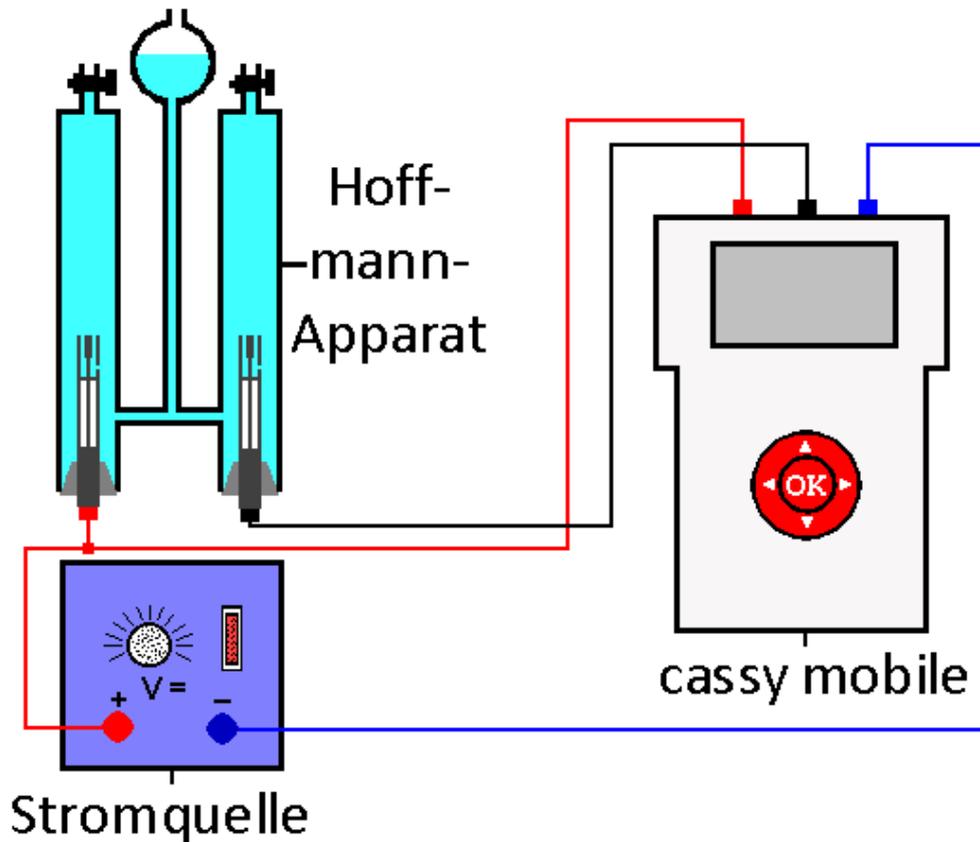
Die Spannung U zwischen einer Wasserstoffhalbzelle und einer Chlorhalbzelle beträgt damit:

$$U = E(2Cl^-/Cl_2) - E(H_2/2H^+) = 1,35V - 0V = 1,35V.$$

Diese Spannung ist andererseits nötig, um Salzsäure durch Elektrolyse in Wasserstoff und Chlor zu zerlegen. Theoretischer und gemessener Wert stimmen sehr gut überein.

- c) Nach dem Ziehen des Steckers misst man zwischen den Elektroden für kurze Zeit eine Spannung von $U = 1,35 \text{ V}$. An den Elektroden haftet ein wenig Chlor- bzw. Wasserstoffgas. Außerdem liegen in der Lösung noch Chlorid- und Wasserstoffionen vor. Es entsteht eine galvanische Zelle mit der oben berechneten Spannung.

Versuch 2:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Wasser1.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf. Achten Sie auf die richtige Polung.
- 3) Erhöhen Sie die Gleichspannung, beginnend bei 0 V in kleinen Schritten von ca. 0,2 V und speichern Sie jeweils den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 4) Beenden Sie den Versuch, wenn Sie eine Spannung von $U = 3,0 \text{ V}$ erreicht haben.
- 5) Stellen die die Gasanzeigen auf 0 ml, in dem Sie vorsichtig die Gashähne öffnen. Elektrolysieren Sie bei einer Stromstärke von etwa $I = 0,2 - 0,25 \text{ A}$ eine Zeit von $t = 5 \text{ Minuten}$ lang. Lesen Sie die gebildeten Gasmenngen ab.
- 6) Ziehen Sie die Stecker der Spannungsquelle und beobachten Sie die Spannung.

Aufgaben

- a) Ermitteln Sie aus dem Diagramm die Spannung, bei der die Stromstärke steil ansteigt.
- b) Vergleichen Sie diese Spannung mit den Normalpotentialen von Wasserstoff und Sauerstoff und erklären Sie.
- c) Berechnen Sie den Wirkungsgrad der Elektrolyse anhand der Versuchsergebnisse.
- d) Überprüfen Sie das Faraday-Gesetz anhand der Ergebnisse aus Teilversuch 5).
- e) Beschreiben und erklären Sie die Beobachtungen beim Ziehen der Stecker der Stromquelle.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurven:

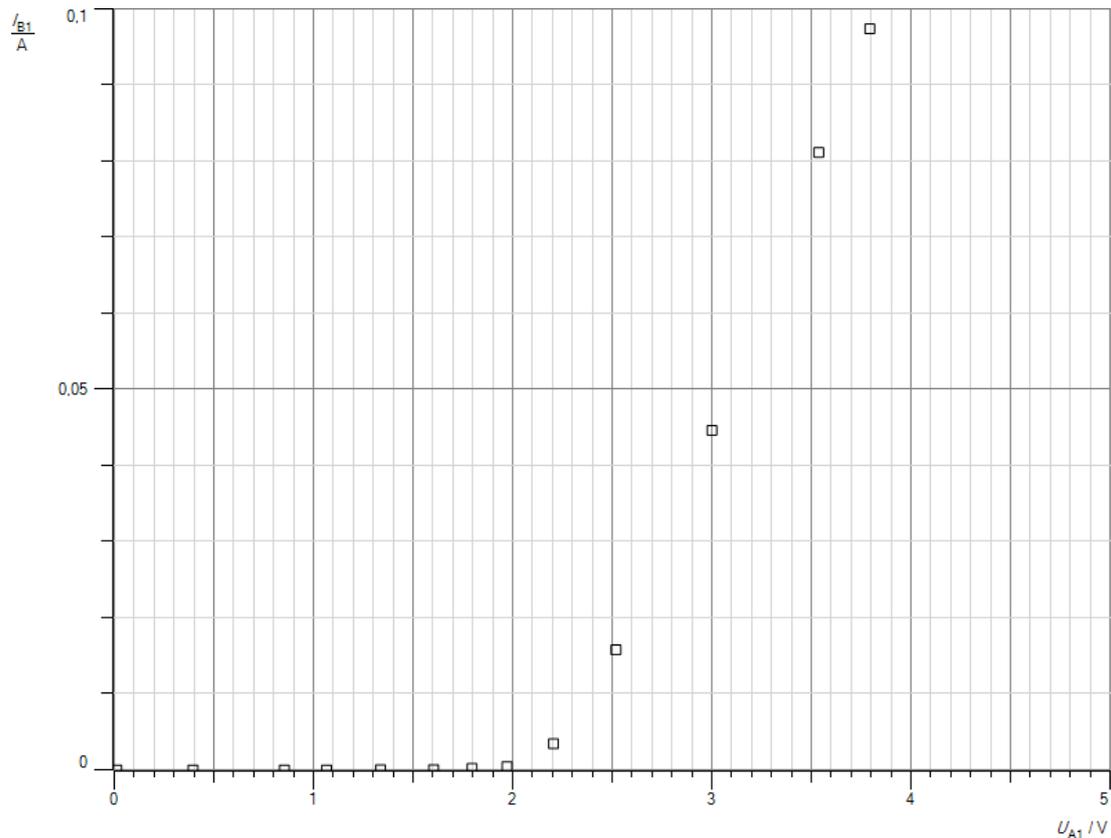


Abb. 1: Zersetzungsspannung Hoffmann-Apparat

Bei Teilversuch 5 erhält man bei einer Stromstärke $I = 0,23 \text{ A}$ für Wasserstoff $V(\text{H}_2) = 9 \text{ ml}$ und für Sauerstoff $V(\text{O}_2) = 4,5 \text{ ml}$.

Auswertung

- a) Legt man eine Ausgleichsgerade durch den steil ansteigenden Teil der Kennlinie, so schneidet sie die U-Achse bei

$$U_0 = 2,21V$$

- b) Die Normalpotentiale betragen bei einem pH-Wert von 0:

$$E(\text{H}_2/2\text{H}^+) = 0V$$

$$E(4\text{OH}^-/\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}) = 1,24V.$$

Die Spannung U zwischen einer Wasserstoffhalbzelle und einer Sauerstoffhalbzelle beträgt damit:

$$U = E(4\text{OH}^-/\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}) - E(\text{H}_2/2\text{H}^+)$$

$$= 1,24V - 0V$$

$$= 1,24V.$$

Sie hängt nicht vom pH-Wert ab, da sich beide Potentiale gleichartig mit dem pH-Wert ändern. Diese Spannung ist andererseits mindestens nötig, um Wasser durch Elektrolyse in Wasserstoff und Sauerstoff zu zerlegen. Der gemessene Wert ist deutlich höher als der theoretische. Es wird eine zusätzliche Spannung benötigt, damit Strom durch den Hoffmann-Apparat fließen kann. Er sorgt für den Nachschub der benötigten Ionen an den Elektroden. Diese Spannung heißt Überspannung. Sie hängt u.a. vom Material der verwendeten Elektroden ab. Außerdem stehen die gebildeten Gase an den Elektroden unter einem höheren Druck als dem Normaldruck, da jeweils die Flüssigkeitssäule eines Schenkels auf ihnen lastet.

- c) Der Wirkungsgrad η einer chemischen Reaktion ist wie folgt definiert:

$$\eta = \frac{\text{genutzte Energie}}{\text{aufgebrachte Energie}} * 100\%$$

Für die elektrische Energie W gilt definitionsgemäß

$$W = Q * U.$$

Für die Elektrolyse wird die Spannung $U_1 = 2,21 V$ benötigt, die Zersetzungsspannung des Wassers beträgt $U_2 = 1,24 V$. Damit ergibt sich im Versuch ein Wirkungsgrad von

$$\eta = \frac{Q * U_1}{Q * U_2} * 100\% = \frac{U_1}{U_2} * 100\% = \frac{1,24V}{2,21V} * 100\% = 56,1\%.$$

- d) Das Faraday-Gesetz lautet:

$$n = \frac{Q}{z * F} = \frac{I * t}{z * F}$$

Darin ist n die gebildete Stoffmenge an Wasserstoff bzw. Sauerstoff, I die Stromstärke, t die Zeit und F die Faradaykonstante. Setzt man die Werte ein, so ergibt sich für Wasserstoff

$$n(H_2) = \frac{0,23A * 300s}{2 * 96487C/mol} = 3,576 * 10^{-4} mol$$

und für Sauerstoff

$$n(O_2) = \frac{0,23A * 300s}{4 * 96487C/mol} = 1,789 * 10^{-4} mol.$$

Berücksichtigt man das Avogadrosche Gesetz, so erhält man für die Volumina der beiden Gase:

$$V(H_2) = 3,576 * 10^{-4} mol * 24 l/mol = 8,6 ml$$

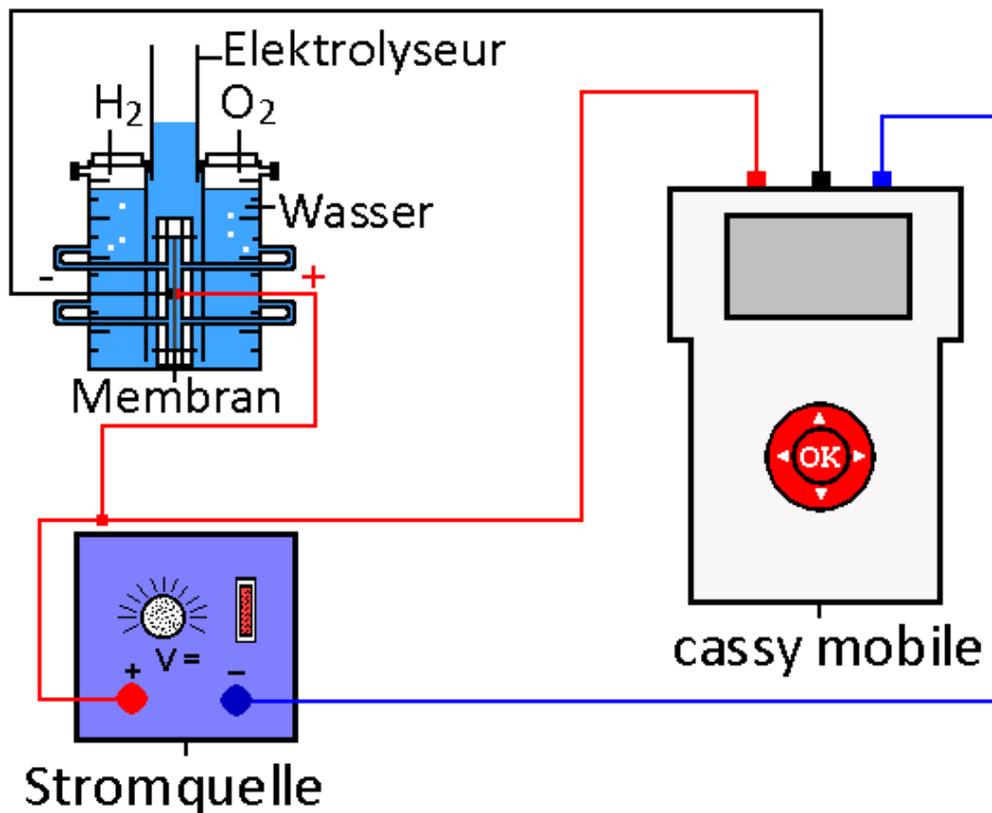
$$V(O_2) = 1,789 * 10^{-4} mol * 24 l/mol = 4,3 ml.$$

Beide Werte stimmen recht gut mit den Messwerten überein, wobei man beachten muss, dass man die Volumina allenfalls auf $\Delta V = 0,5$ ml genau ablesen kann.

- e) Nach dem Ziehen des Steckers zeigt das Messgerät eine Spannung $U = 1,25$ V an. An den Elektroden haftet ein wenig Sauerstoff- bzw. Wasserstoffgas. Außerdem liegen in der Lösung noch Hydroxid- und Oxoniumionen vor. Es entsteht eine galvanische Zelle mit der oben berechneten Spannung. Da die Messung der Spannung fast stromlos erfolgt, spielt die Überspannung keine Rolle.

Versuch 3:

Für den folgenden Versuch benötigen Sie den Elektrolyseur der Firma Leybold mit der Bestellnummer 6674043. Beachten Sie vor der Inbetriebnahme die Bedienungsanleitung.



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Wasser2.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf. Achten Sie auf die richtige Polung.
- 3) Erhöhen Sie die Gleichspannung, beginnend bei 0 V in kleinen Schritten von ca. 0,2 V und speichern Sie jeweils den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 4) Beenden Sie den Versuch, wenn Sie eine Spannung von $U = 3,0\text{ V}$ erreicht haben.
- 5) Stellen die Gasanzeigen auf 0 ml, in dem Sie vorsichtig die Gashähne öffnen. Elektrolysieren Sie bei einer Stromstärke von etwa $I = 0,2 - 0,25\text{ A}$ eine Zeit von $t = 5\text{ Minuten}$ lang. Lesen Sie die gebildeten Gasmengen ab.
- 6) Ziehen Sie die Stecker der Spannungsquelle und beobachten Sie die Spannung.

Aufgaben

- a) Ermitteln Sie aus dem Diagramm die Spannung, bei der die Stromstärke steil ansteigt.
- b) Vergleichen Sie diese Spannung mit den Normalpotentialen von Wasserstoff und Sauerstoff und erklären Sie.
- c) Berechnen Sie den Wirkungsgrad der Elektrolyse anhand der Versuchsergebnisse.
- d) Überprüfen Sie das Faraday-Gesetz anhand der Ergebnisse aus Teilversuch 5).
- e) Beschreiben und erklären Sie die Beobachtungen beim Ziehen der Stecker der Stromquelle.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurve.

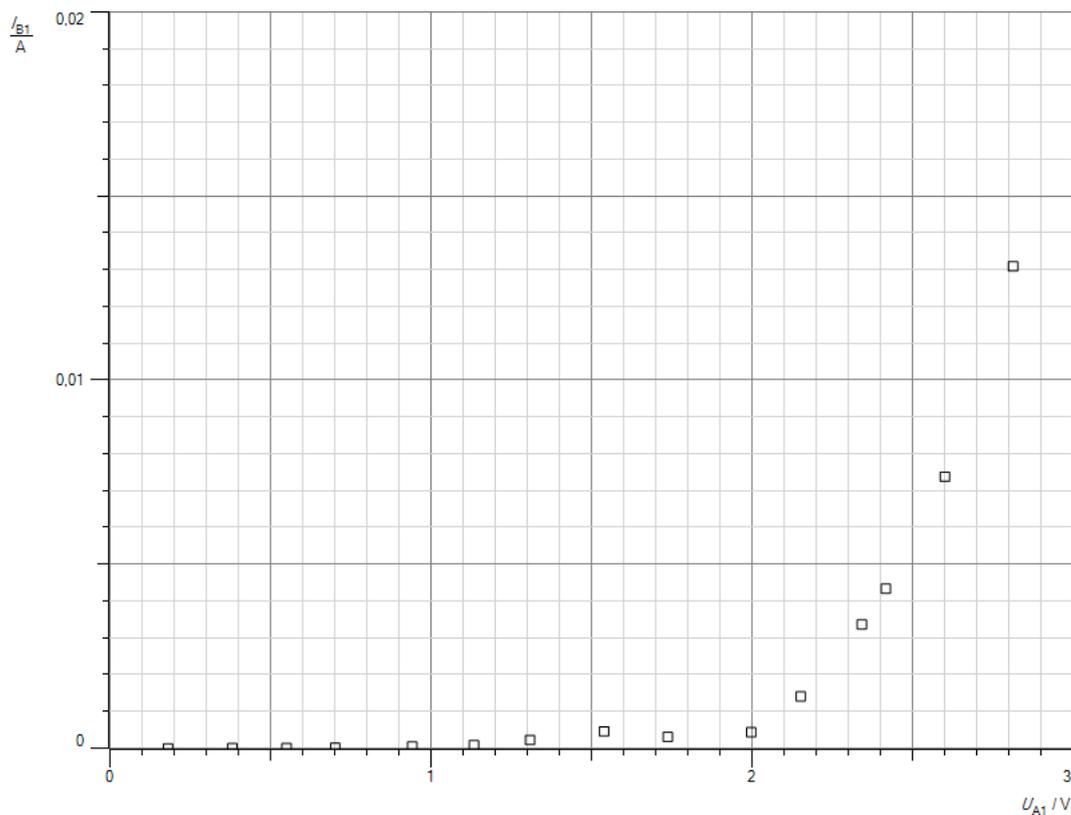


Abb. 1: Zersetzungsspannung Elektrolyseur

Bei Teilversuch 5 erhält man bei einer Stromstärke $I = 0,23 \text{ A}$ für Wasserstoff $V(\text{H}_2) = 9 \text{ ml}$ und für Sauerstoff $V(\text{O}_2) = 4,5 \text{ ml}$.

Auswertung

- a) Legt man eine Ausgleichsgerade durch den steil ansteigenden Teil der Kennlinie, so schneidet sie die U-Achse bei

$$U_0 = 2,15V$$

- b) Die Normalpotentiale betragen bei einem pH-Wert von 0:

$$E(\text{H}_2/2\text{H}^+) = 0V$$

$$E(4\text{OH}^-/\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}) = 1,24V.$$

Die Spannung U zwischen einer Wasserstoffhalbzelle und einer Sauerstoffhalbzelle beträgt damit:

$$U = E(4\text{OH}^-/\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}) - E(\text{H}_2/2\text{H}^+)$$

$$= 1,24V - 0V$$

$$= 1,24V.$$

Sie hängt nicht vom pH-Wert ab, da sich beide Potentiale gleichartig mit dem pH-Wert ändern. Diese Spannung ist andererseits mindestens nötig, um Wasser durch Elektrolyse in Wasserstoff und Sauerstoff zu zerlegen. Der gemessene Wert ist deutlich höher als der theoretische. Es wird eine zusätzliche Spannung benötigt, damit Strom durch den Hoffmann-Apparat fließen kann. Er sorgt für den Nachschub der benötigten Ionen an den Elektroden. Diese Spannung heißt Überspannung. Sie hängt u.a. vom Material der verwendeten Elektroden ab. Außerdem stehen die gebildeten Gase an den Elektroden unter einem höheren Druck als dem Normaldruck, da jeweils die Flüssigkeitssäule auf ihnen lastet.

- c) Der Wirkungsgrad η einer chemischen Reaktion ist wie folgt definiert:

$$\eta = \frac{\text{genutzte Energie}}{\text{aufgebrachte Energie}} * 100\%$$

Für die elektrische Energie W gilt definitionsgemäß

$$W = Q * U.$$

Für die Elektrolyse wird die Spannung $U_1 = 2,15 V$ benötigt, die Zersetzungsspannung des Wassers beträgt $U_2 = 1,24 V$. Damit ergibt sich im Versuch ein Wirkungsgrad von

$$\eta = \frac{Q * U_1}{Q * U_2} * 100\% = \frac{U_1}{U_2} * 100\% = \frac{1,24V}{2,15V} * 100\% = 57,7\%.$$

- d) Das Faraday-Gesetz lautet:

$$n = \frac{Q}{z * F} = \frac{I * t}{z * F}.$$

Darin ist n die gebildete Stoffmenge an Wasserstoff bzw. Sauerstoff, I die Stromstärke, t die Zeit und F die Faradaykonstante. Setzt man die Werte ein, so ergibt sich für Wasserstoff

$$n(H_2) = \frac{0,23A * 300s}{2 * 96487C/mol} = 3,576 * 10^{-4} mol$$

und für Sauerstoff

$$n(O_2) = \frac{0,23A * 300s}{4 * 96487C/mol} = 1,789 * 10^{-4} mol.$$

Berücksichtigt man das Avogadrosche Gesetz, so erhält man für die Volumina der beiden Gase:

$$V(H_2) = 3,576 * 10^{-4} \text{ mol} * 24 \text{ l/mol} = 8,6 \text{ ml}$$

$$V(O_2) = 1,789 * 10^{-4} \text{ mol} * 24 \text{ l/mol} = 4,3 \text{ ml}.$$

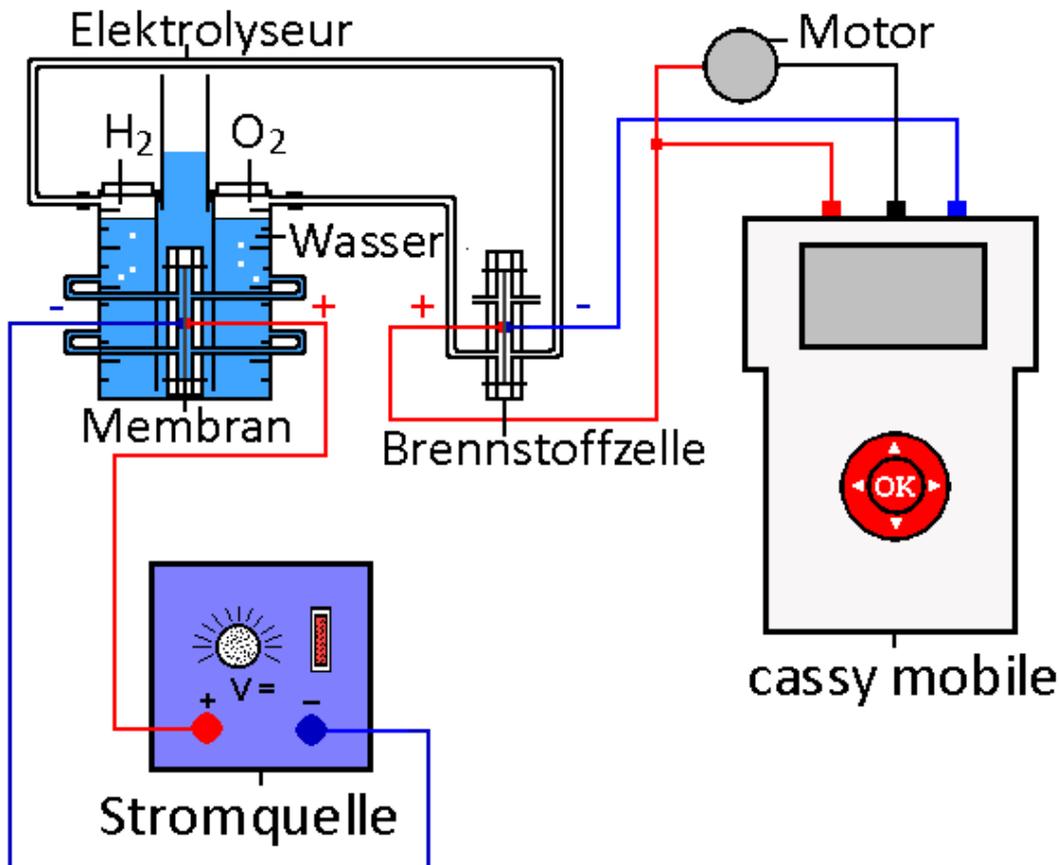
Beide Werte stimmen recht gut mit den Messwerten überein, wobei man beachten muss, dass man die Volumina allenfalls auf $\Delta V = 0,5 \text{ ml}$ genau ablesen kann.

- e) Nach dem Ziehen des Steckers zeigt das Messgerät eine Spannung $U = 1,25 \text{ V}$ an. An den Elektroden haftet ein wenig Sauerstoff- bzw. Wasserstoffgas. Außerdem liegen in der Lösung noch Hydroxid- und Oxoniumionen vor. Es entsteht eine galvanische Zelle mit der oben berechneten Spannung. Da die Messung der Spannung fast stromlos erfolgt, spielt die Überspannung keine Rolle.

Brennstoffzelle

Versuch 1

Für den folgenden Versuch benötigen Sie von der Firma Leybold den Elektrolyseur mit der Bestellnummer 6674043, die Brennstoffzelle mit der Bestellnummer 6674044 und die Messeinheit mit der Bestellnummer 6674041. Beachten Sie die Bedienungsanleitungen.



Durchführung

1. Laden Sie die Einstellungen der Datei „Brennstoffzelle1.labm“ im Ordner Chemie.
2. Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. zunächst ohne Motor auf. Achten Sie auf die richtige Polung der elektrischen Anschlüsse. Beachten Sie ferner die richtige Zuordnung der Gasverbindungen an der Brennstoffzelle. An der H₂-Seite (-) darf nur Wasserstoff eingeleitet werden, an der O₂-Seite (+) nur Sauerstoff.
3. Schalten Sie die Stromquelle ein. Stellen Sie eine Spannung ein, dass deutlich Gasblasen in beiden Gasbehältern des Elektrolyseurs aufsteigen.
4. Warten Sie ein paar Minuten bis sich die Spannung an der Brennstoffzelle stabilisiert hat. Speichern Sie diesen Messwert fünfmal im Abstand von 30 Sekunden.
5. Schließen Sie den Motor an cassy an. Wenn er schnell läuft, speichern Sie den Messwert im Abstand von 30 Sekunden fünfmal.

Aufgaben

- a. Erläutern und erklären Sie die Messkurven.
- b. Formulieren Sie die Vorgänge an beiden Elektroden für den Elektrolyseur und die Brennstoffzelle.
- c. Berechnen Sie den maximal möglichen Wirkungsgrad der Brennstoffzelle und den Wirkungsgrad beim Einsatz des Motors. Vergleichen Sie ihn mit dem im Kapitel Elektrolyse bestimmten Wirkungsgrad des Elektrolyseurs.
- d. Berechnen Sie den maximal möglichen Gesamtwirkungsgrad des Versuches. Diskutieren Sie, warum er in der Praxis nie erreicht wird.
- e. Durch Elektrolyse von Wasser sollen in Zukunft größere Mengen Wasserstoff produziert werden z.B. für den Antrieb von Autos mit Brennstoffzellen oder Verbrennungsmotoren auf Basis von Wasserstoff. Diskutieren Sie Vor- und Nachteile des Wasserstoffantriebs im Vergleich zu Benzinmotoren, Dieselmotoren und Elektroautos mit Lithiumionenakkus.

Beobachtung

Man erhält z.B. die Messkurven in Abb. 1 - 3.

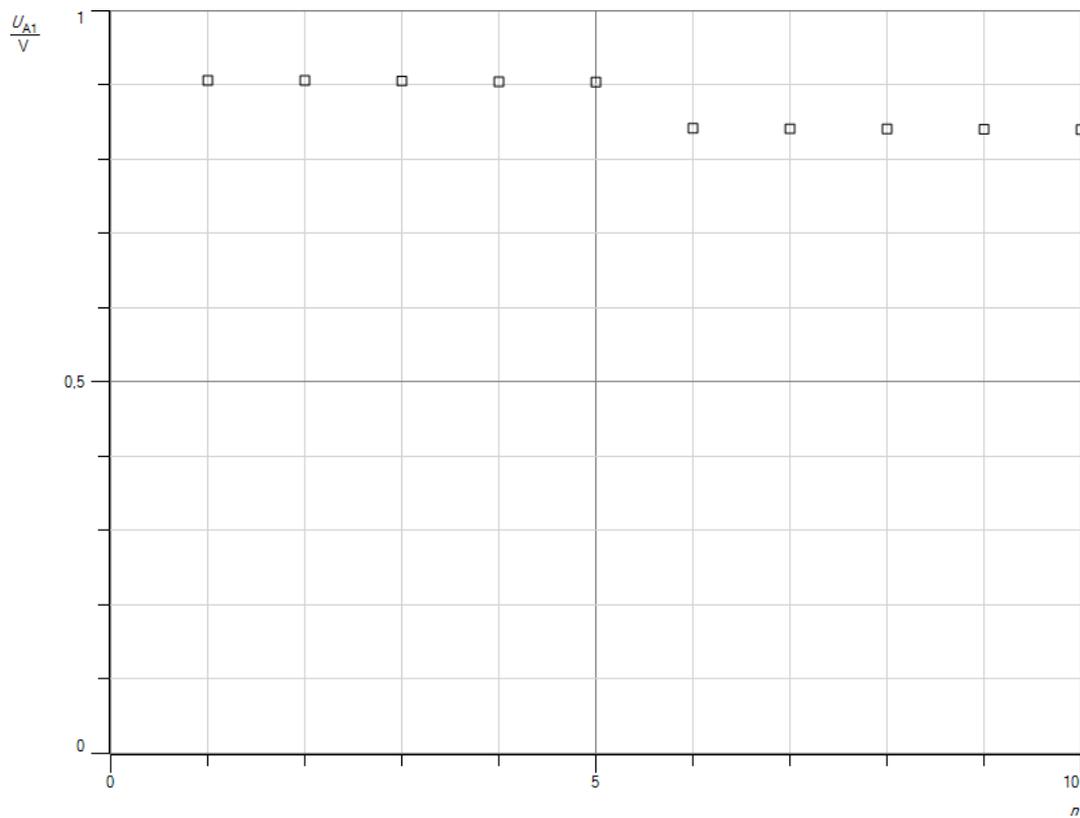


Abb.1: $U(n)$ -Messkurve

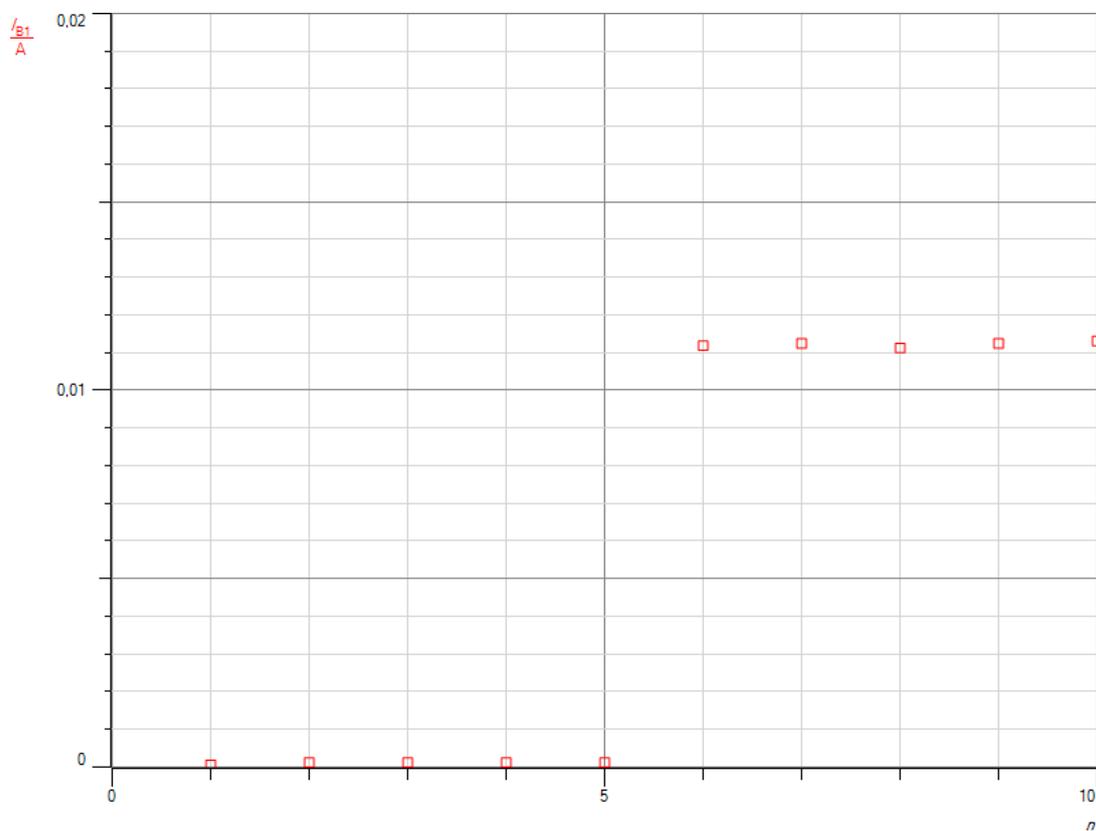


Abb. 2: $I(n)$ -Messkurve

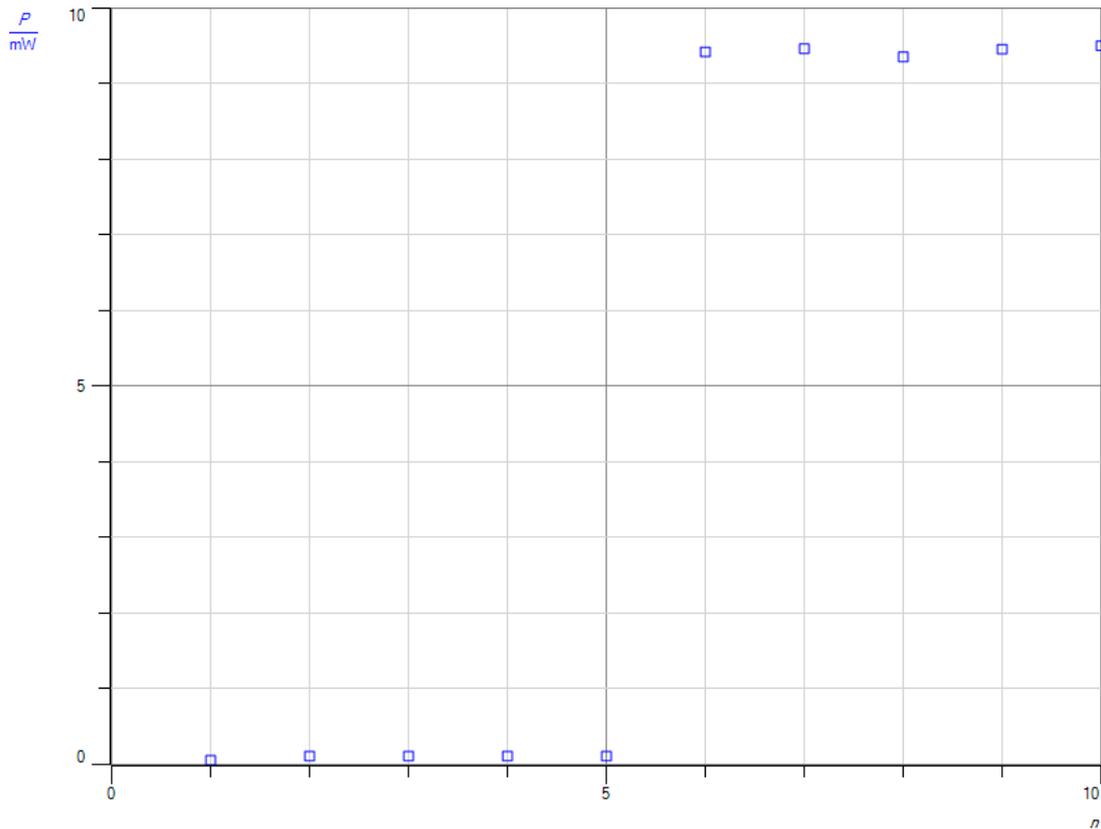
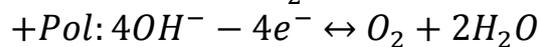
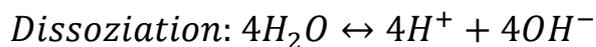


Abb.3: P(n)-Messkurve

Auswertung

- a) Aus der Messkurve 1 erhält man die Leerlaufspannung $U_L = 0,906$ V der Brennstoffzelle. Theoretisch müsste sie $U_L = 1,24$ V betragen. Ein Teil der Spannung geht als Überspannung an den Elektroden verloren. Sie entsteht dadurch, dass die Gase an die Elektroden andocken müssen, bevor sie reagieren können. Betreibt man den kleinen Motor mit der Brennstoffzelle, so sinkt die Klemmenspannung auf $U_K = 0,841$ V. Im Leerlauf fließt kein Strom I_L und die entnommene Leistung ist $P_L = 0$ mW.
- b) An den Elektroden laufen folgende Reaktionen ab:



Die Pfeile nach rechts beschreiben die Reaktion im Elektrolyseur, die Pfeile nach links in der Brennstoffzelle.

- c) Für den Wirkungsgrad gilt:

$$\eta = \frac{\text{genutzte Energie}}{\text{aufgebrachte Energie}} * 100\%$$

Die elektrische Energie W ist definiert als

$$W = Q * U.$$

Das Normalpotential für die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff beträgt $U_0 = 1,24 \text{ V}$. Die Brennstoffzelle liefert aber nur maximal eine Leerlaufspannung von $U_L = 0,906 \text{ V}$. Damit besitzt sie einen maximalen Wirkungsgrad von

$$\eta = \frac{Q * U_L}{Q * U_0} * 100\% = \frac{U_L}{U_0} * 100\% = \frac{0,906V}{1,24V} * 100\% = 73,1\%.$$

Beim Betrieb des Motors erhält man

$$\eta = \frac{0,841V}{1,24V} * 100\% = 67,8\%.$$

- d) Der Elektrolyseur hat einen maximalen Wirkungsgrad $\eta = 57,7\%$, die Brennstoffzelle von $\eta = 73,1\%$. Damit ergibt sich für die Kombination aus beiden ein maximal möglicher Wirkungsgrad von

$$\eta = 0,577 * 0,731 * 100\% = 42,2\%.$$

Dieser Wert wird aber nur erreicht, wenn ein sehr geringer Strom fließt, die Leistung sowohl des Elektrolyseurs als auch der Brennstoffzelle gegen null geht. Das ist in der Praxis aber wenig sinnvoll, da einerseits die Elektrolyse unendlich lange dauern würde und andererseits der Motor sich nur im Schneckentempo bewegen würde. Der praktische Wirkungsgrad beträgt beim Betrieb des Motor

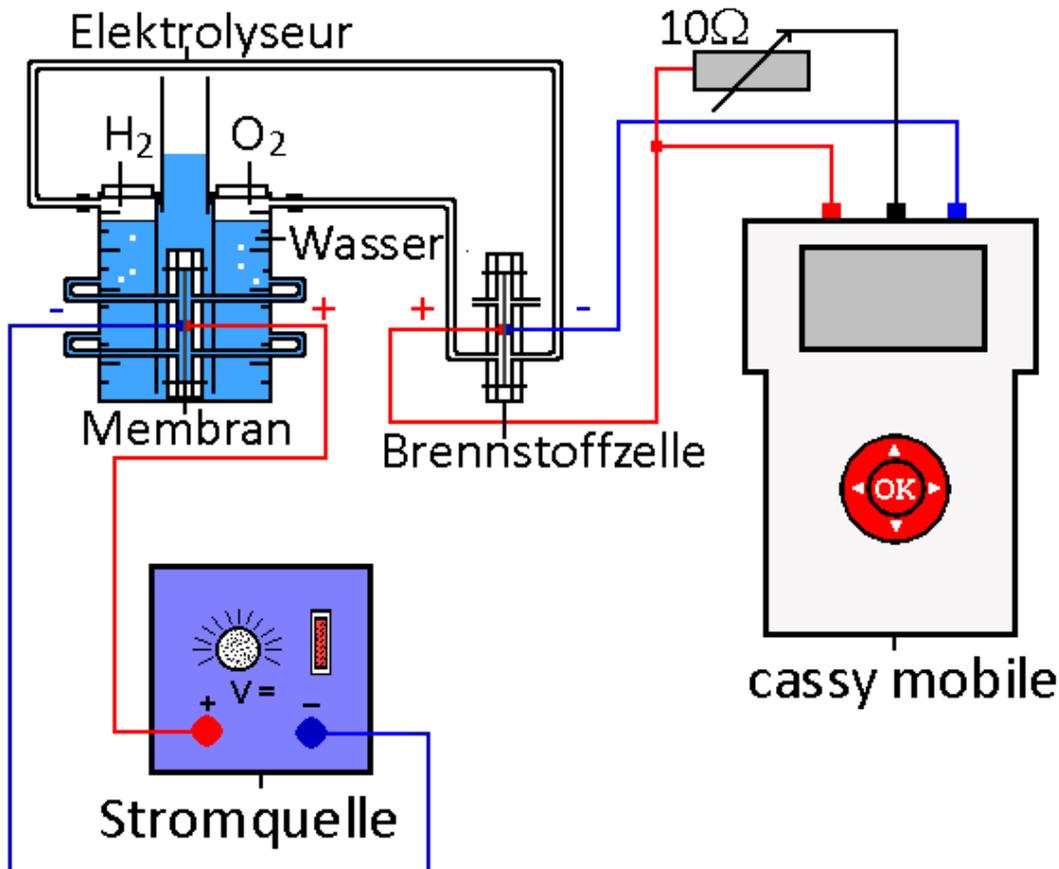
$$\eta = 0,577 * 0,678 * 100\% = 39,1\%.$$

Sowohl der Elektrolyseur als auch die Brennstoffzelle besitzt wie jede normale Batterie einen Innenwiderstand. Je größer der entnommene Strom, umso größer ist der Teil der Spannung, der an ihm nutzlos abfällt und umso kleiner ist der Wirkungsgrad.

- e) Brennstoffzellenautos erzeugen nur Wasser als Abfallstoff. Brennstoffzellen sind wesentlich leichter als Lithiumionenakkus. Wasserstoff hat eine viel kleinere Dichte als Benzin und einen wesentlich höheren Energieinhalt. Aber er ist hoch explosiv, so dass die Lagerung in einem Tank problematisch ist. Beim Tankvorgang sind sehr strenge Kontrollmaßnahmen nötig, damit kein Wasserstoff austritt und es mit Luft zur Knallgasexplosion kommt. Der Wirkungsgrad ist beim heutigen Stand der Technik vergleichbar dem von Diesel- und Benzinmotoren, aber deutlich niedriger als der von Elektromotoren, wenn man nur den Antrieb betrachtet.

Versuch 2:

Für den folgenden Versuch benötigen Sie von der Firma Leybold den Elektrolyseur mit der Bestellnummer 6674043 und die Brennstoffzelle mit der Bestellnummer 6674044. Beachten Sie die Bedienungsanleitungen. Außerdem brauchen Sie ein Potentiometer mit $R = 10 \Omega$. Sie können auch ein Potentiometer mit $R = 5 \Omega$ verwenden und für die Widerstände von $6 \Omega - 10 \Omega$ einen Festwiderstand von $R_2 = 5 \Omega$ dazu in Reihe schalten.



Durchführung

1. Laden Sie die Einstellungen der Datei „Brennstoffzelle2.labm“ im Ordner Chemie.
2. Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. zunächst ohne Widerstand auf. Achten Sie auf die richtige Polung der elektrischen Anschlüsse. Beachten Sie ferner die richtige Zuordnung der Gasverbindungen an der Brennstoffzelle. An der H_2 -Seite (-) darf nur Wasserstoff eingeleitet werden, an der O_2 -Seite (+) nur Sauerstoff.
3. Schalten Sie die Stromquelle ein. Stellen Sie eine Spannung ein, dass deutlich Gasblasen in beiden Gasbehältern des Elektrolyseurs aufsteigen.
4. Warten Sie ein paar Minuten bis sich die Spannung an der Brennstoffzelle stabilisiert hat.
5. Stellen Sie am Widerstand einen Wert $R_1 = 1 \Omega$ ein. Schließen Sie ihn an cassy an. Speichern Sie den Messwert.
6. Erhöhen Sie den Widerstand in Schritten $\Delta R = 1 \Omega$ bis auf $R_2 = 10 \Omega$. Speichern Sie für jeden Schritt die Messwerte.
7. Speichern Sie insgesamt die Messreihe.

Aufgaben

- a. Deuten Sie die Messkurven. Beachten Sie bei Ihren Überlegungen, dass die Brennstoffzelle einen Innenwiderstand hat.
- b. Laden Sie die Messwerte ins Programm cassy lab 2. Erstellen Sie eine Formel, mit der Sie die Nummer n des Messwertes in den Messwiderstand in Ω umrechnen können.
- c. Erzeugen Sie ein $P(R)$ -Diagramm.
- d. Bestimmen Sie den Widerstand bei maximaler Leistung. Berechnen Sie ihn aus den Messwerten. Erläutern Sie, welche Bedeutung er hat.
- e. Überlegen Sie sich Möglichkeiten, die Leistung der Brennstoffzelle zu erhöhen.

Beobachtung

Man erhält z.B. folgende Messkurven.

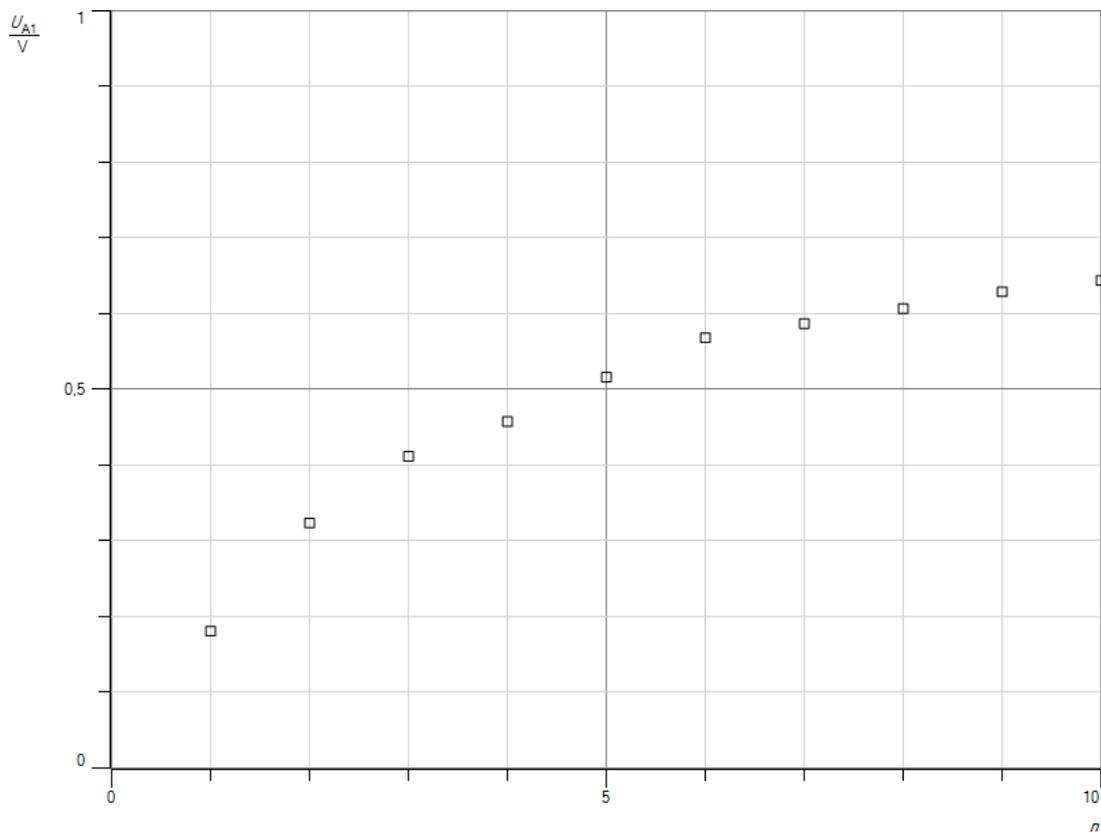


Abb. 1: $U(n)$ -Messkurve

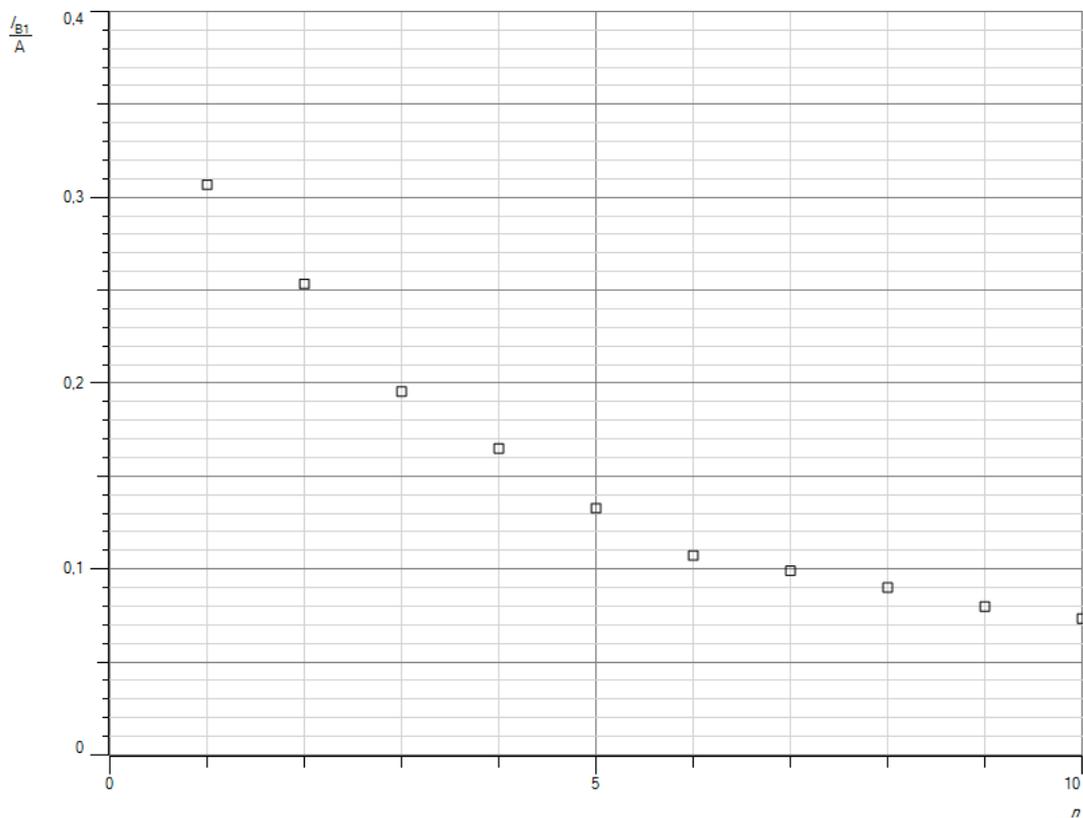


Abb.2: $I(n)$ -Messkurve

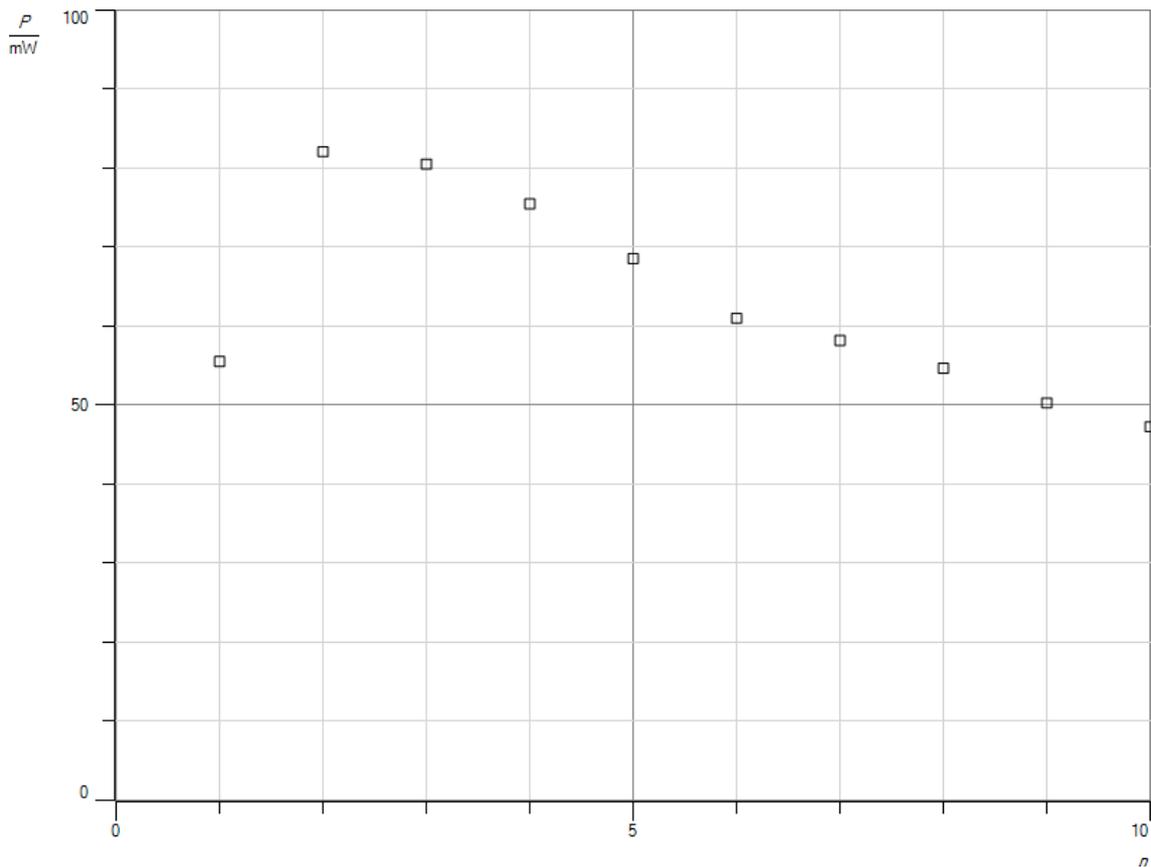


Abb. 3: P(n)-Messkurve

Auswertung

- a. Die Stromstärke sinkt mit steigendem Widerstand, die Spannung steigt. Die Leistung durchläuft ein Maximum, wenn der Belastungswiderstand gleich dem Innenwiderstand der Brennstoffzelle ist.
- b. Die benötigte Formel lautet:

$$R = n * 1\Omega.$$

- c. Man erhält das Diagramm in Abb. 4.
- d. Der Widerstand im Maximum der P(R)-Kurve beträgt $R = 2,5 \Omega$. Er entspricht dem Innenwiderstand der Brennstoffzelle wie bei einer Solarzelle oder einer herkömmlichen Batterie. Er lässt sich berechnen aus dem Strom I bei einer bestimmten Belastung, der Leerlaufspannung U_L und der Klemmespannung U_K . Es gilt z.B. für das zweite Messpaar:

$$R_i = \frac{U_L - U_K}{I} = \frac{0,906V - 0,324V}{0,2535A} = 2,3\Omega.$$

und für das dritte

$$R_i = \frac{U_L - U_K}{I} = \frac{0,906V - 0,412V}{0,1956A} = 2,5\Omega.$$

Wertet man alle Messwerte aus, so zeigt sich, dass er mit sinkender Belastung leicht ansteigt. Die Konzentration der gebildeten Ionen an der Membran sinkt.

- e. Die Leistung lässt sich wie bei jeder anderen Batterie durch Reihen- und Parallelschaltung mehrerer Brennstoffzellen erhöhen. Bei Parallelschaltung addieren sich die Ströme der einzelnen Zweige zum Gesamtstrom, bei Reihenschaltung summieren sich die Einzelspannungen zur Gesamtspannung. Meist werden beide Möglichkeiten kombiniert.

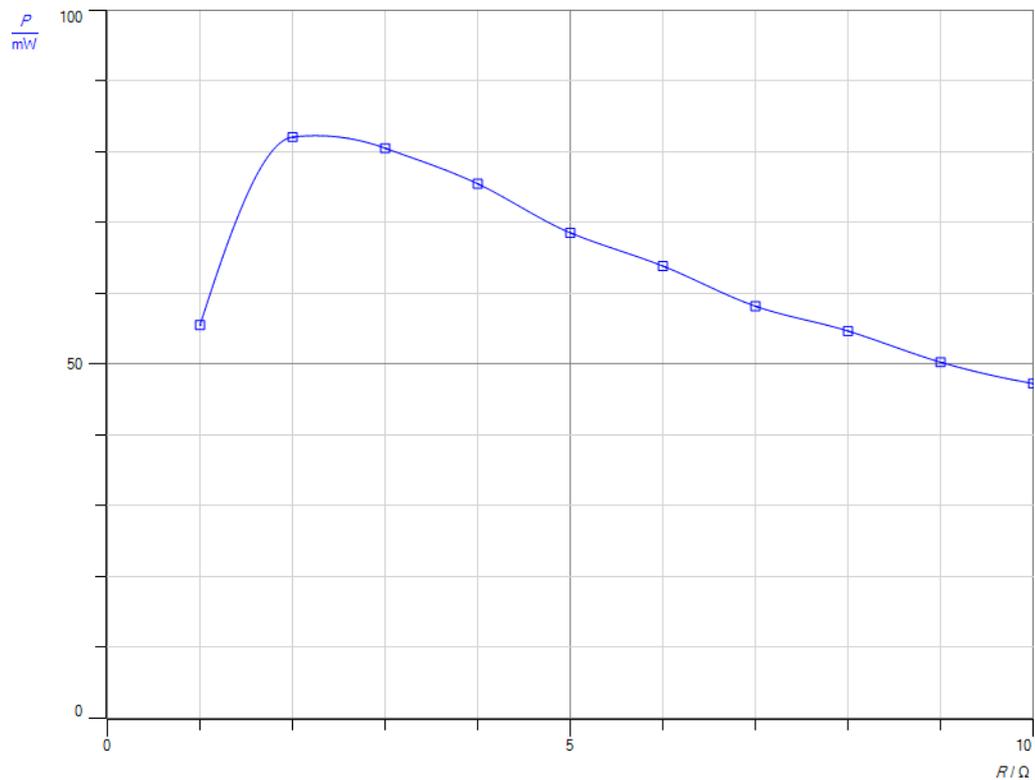


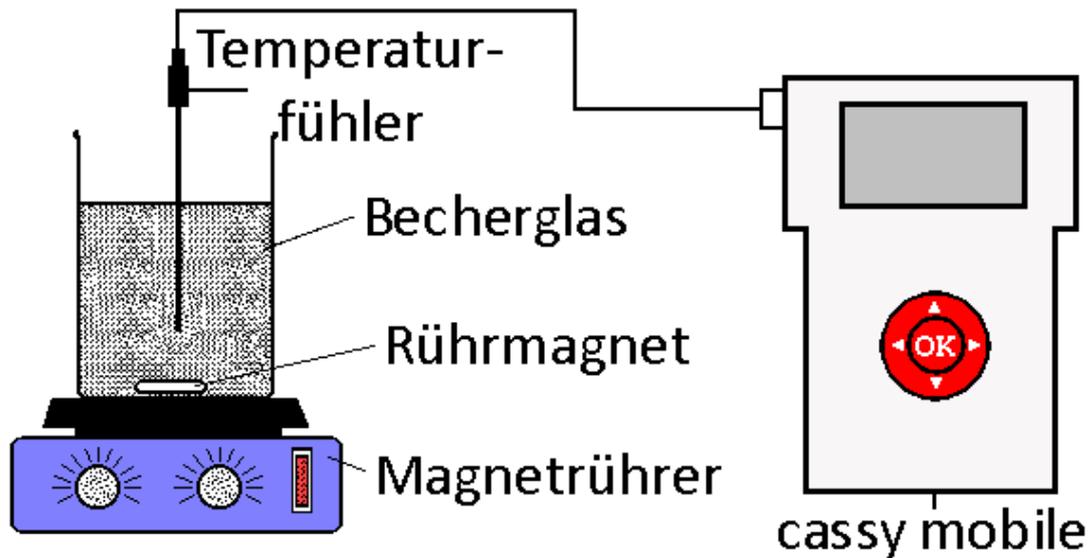
Abb.4: P(R)-Diagramm

Temperatur

Siedekurve

Versuch 1:

Datei:



Durchführung

- 1) Laden Sie die Einstellungen der Datei „Siedekurve.labm“ im Ordner Chemie.
- 2) Bauen Sie den Versuch in der Abb. auf.
- 3) Füllen Sie das Becherglas mit etwa $V = 100$ ml Wasser warmen Wassers.
- 4) Schalten Sie den Magnetrührer und die Heizung ein.
- 5) Starten Sie die Messung.
- 6) Stoppen Sie die Messung, wenn das Wasser zwei Minuten gekocht hat.

Aufgaben

- a) Deuten Sie die erhaltene Kurve.
- b) Diskutieren Sie, was mit der zugeführten Wärmeenergie passiert, wenn das Wasser siedet.

Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

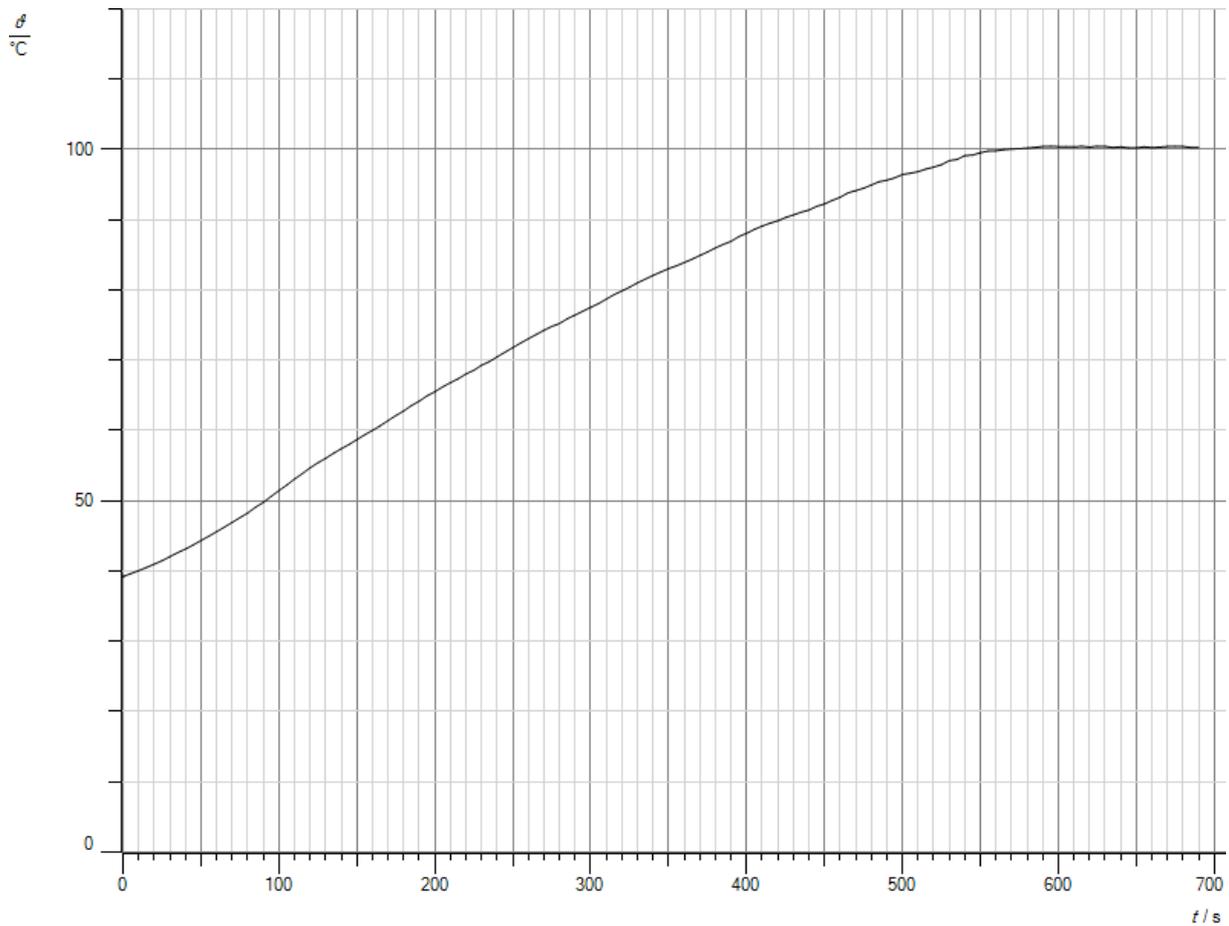


Abb.1: Siedekurve Wasser

Auswertung

- Zunächst wird die von der Heizplatte zugeführte Wärme benötigt, um das Wasser zu erhitzen. Die Temperatur des Wassers steigt. Die Heizplatte besitzt eine konstante Leistung. Daher sollte man erwarten, dass die Temperatur gleichmäßig ansteigt. Das ist jedoch nur annähernd der Fall, da ein kleiner Teil der Energie an die Umgebung abgegeben wird. Kocht das Wasser, so bleibt die Temperatur konstant bei etwa 100°C, der Siedetemperatur des Wassers.
- Zum Verdampfen des Wassers ist Energie nötig, da die Wassermoleküle gegen ihre Wasserstoffbrückenbindungen voneinander getrennt werden müssen. Man spricht von Verdampfungswärme. Beim Kondensieren des Wasserdampfes wird diese Energie wieder frei.

Literatur

- 1) Raaf Hermann, Organische Chemie im Probierglas, Franckh' sche Verlagsbuchhandlung Stuttgart 1982
- 2) Raaf Hermann, Chemie des Alltags, Franckh' sche Verlagsbuchhandlung Stuttgart 1985
- 3) Raaf, Hermann, Chemische Experimente, die gelingen, Franckh' sche Verlagsbuchhandlung Stuttgart 1983