

Schulversuchspraktikum

Name: Christoph Biesemann

Semester: Sommersemester 2012

Klassenstufe 11/12



Löslichkeitsprodukt und Ionenprodukt

Auf einen Blick:

Viele Nachweisreaktionen, wie z.B die Nachweise der Halogenidionen mit Silberchlorid beruhen auf der geringen Löslichkeit eines Salzes in einem Lösungsmittel. Das Löslichkeitsprodukt beschreibt diese Fällungsreaktionen quantitativ und wird hier für Calcium- und Magnesiumhydroxid (V1) mit einer pH-Wert-Messung bestimmt. Niederschlagsbildung beim Erhitzen einer Ca(OH)_2 Lösung dient als Alltagsbeispiel für Kalkablagerungen im Haushalt (V2). Die Löslichkeitsprodukte der Silberhalogenide werden potentiometrisch mit Konzentrationselementen oder über Leitfähigkeitstitrations bestimmt (V3-5).

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele	3
2	Lehrerversuche.....	4
2.1	V 1 – Leitfähigkeit von Destilliertem Wasser.....	4
2.2	V2 – Löslichkeitsprodukt von Calcium- und Magnesiumhydroxid.....	5
2.3	V2 – Lösungsgleichgewicht von Calciumhydroxid	7
3	Schülerversuche	9
3.1	V4 – Potentiometrische Messung des Löslichkeitsproduktes.....	9
3.2	V 5 – Potentiometrische Titration	12
4	Arbeitsblatt.....	15
4.1	Reflexion des Arbeitsblattes	18
4.2	Erwartungshorizont (Kerncurriculum)	18
4.3	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	18

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Verkalkte Wasserkocher, Kaffeemaschinen und Badarmaturen sind allen SuS aus ihrem Alltag bekannt. Ebenso werden bereits viele SuS einmal eine Tropfsteinhöhle besucht oder aber darüber gelesen haben. Die Kalkablagerungen in diesen Beispielen lassen sich im Zusammenhang mit Lösungsgleichgewichten und dem Löslichkeitsprodukt behandeln. In einem chemischen Gleichgewicht zwischen gelösten Ionen und ungelöstem Feststoff ergibt sich aus dem Massenwirkungsgesetz für ein beliebiges Salz aus Kationen (K) und Anionen (A) K_nA_m ein konstantes Löslichkeitsprodukt $K_L = c^n(K) \times c^m(A)$.

Unterschiede in den Löslichkeitsprodukten einiger Salze bildet die theoretische Grundlage für die entsprechenden qualitative Nachweis- bzw. Fällungsreaktionen. Die Kenntnis des Löslichkeitsproduktes eines Salzes in einem Lösungsmittel bei einer gegebenen Temperatur wird häufig in präparativen Verfahren ausgenutzt um Produkte, Nebenprodukte und Edukte einer gegebenen Reaktion durch selektive Fällungen voneinander trennen zu können.

Im Rahmen der Elektrochemie findet das Löslichkeitsprodukt bei der Thematisierung des Aufbaus und der Funktion von Elektroden 2. Art Eingang. Ebenfalls erlaubt in diesem Zusammenhang ist der Einsatz von Konzentrationselementen die Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von schwerlöslichen Salzen. Dieser Kontext eignet sich hervorragend, um die SuS mit dem Einsatz der vereinfachten Nernst-Gleichung vertraut zu machen. An dieser Stelle kann auch die Funktionsweise einer Einstabmesskette eines pH-Meters mit den SuS besprochen werden. Insgesamt wird durch die Beschäftigung mit dem Löslichkeitsprodukt die Fähigkeit bei den SuS gefördert einfache mathematische Beziehungen auf chemische Sachverhalte anzuwenden. Im Rahmen von quantitativen Messungen wird auch im Bereich der Erkenntnisgewinnung die Kompetenz zur Analyse von Daten und deren Deutung gefördert. Ein fächerübergreifender ließe sich durch die Beschäftigung mit Nierensteinen realisieren. Auch hier spielen das Lösungsgleichgewicht und Löslichkeitsprodukt, von z.B. Calcium-Oxalat eine wichtige Rolle.

2 Lehrerversuche

2.1 V 1 – Leitfähigkeit von destilliertem Wasser

Selbst reinstes Wasser leitet noch in gewissem Maße den Strom. Grund hierfür ist die amphotere Eigenschaft des Wassers, das in durch Autoprotolyse aus zwei Wassermolekülen ein Hydroxid- und ein Oxoniumion bildet.

Materialien:	sauberes Becherglas, 2 Multimeter, Leitfähigkeitsmesszelle, Trafo, Kabel
Chemikalien:	demineralisiertes Wasser
Durchführung:	Ein Becherglas mit demineralisiertem Wasser füllen und die Leitfähigkeit bei einer Spannung von 5 V (mit Multimeter überprüfen) messen.
Beobachtung:	Das demineralisierte Wasser leitet den Strom, nur in geringem Maße. Die Stromstärke beträgt liegt im Bereich von 45 µA.
Deutung:	Der gemessene Strom muss über geladene Teilchen übertragen worden sein. Da das Wasser demineralisiert ist, muss es sich dabei um Teilchen handeln, die aus dem Wasser gebildet wurden. Hierfür kommen nur die Hydroxid- und Oxoniumionen aus der Autoprotolyse des Wassers in Betracht.
	$2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
Entsorgung:	Abfluss
Literatur:	-

Unterrichtsanschlüsse: Die Autoprotolyse des Wassers kann eingeführt werden und im Rahmen von pH-Wert Messungen und dem Thema „Säure-Base-Reaktionen“ in den Unterricht integriert werden.

2.2 V2 - Löslichkeitsprodukt von Calcium- und Magnesiumhydroxid

Die Löslichkeitsprodukte von Calcium- und Magnesiumhydroxid werden durch die pH-Wert Messung in gesättigten Lösungen mit Bodensatz ermittelt.

Materialien: pH-Messgerät, Bechergläser, Spatel

Chemikalien: Calciumhydroxid, Magnesiumhydroxid

Gefahrenstoffe		
Calciumhydroxid	H: 272, 314, 410	P: 273, 280, 310+330+331, 305+351+338, 309+310
Magnesiumhydroxid	H:	P:



Durchführung: Der pH-Wert einer gesättigten Calciumhydroxid-Lösung und einer gesättigten Magnesiumhydroxid-Lösung wird gemessen.

Beobachtung: Der pH-Wert der Magnesiumhydroxid-Lösung betrug 9.92. Der pH-Wert der Calciumhydroxid-Lösung betrug 11.95.

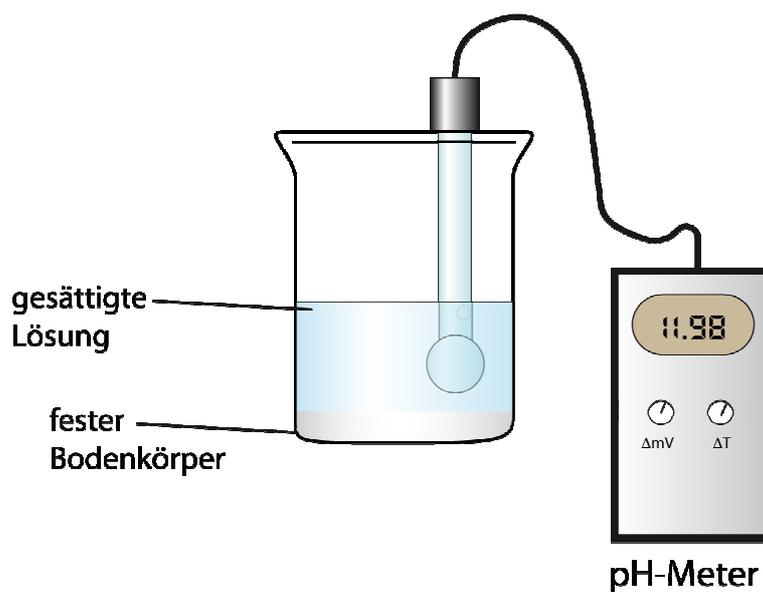
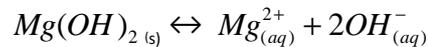


Abb. 1 - Versuchsaufbau

Deutung: Über den pH-Wert und unter Verwendung der stöchiometrischen Beziehungen im Lösungsgleichgewicht der Hydroxide werden die entsprechenden Löslichkeitsprodukte berechnet:

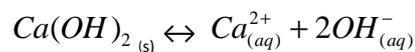


$$K_L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = [\text{OH}^{-}]^2 \cdot [\text{Mg}^{2+}] = [\text{OH}^{-}]^2 \cdot \frac{1}{2}[\text{OH}^{-}]$$

$$c(\text{OH}^{-}) = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-14-\text{pH}} = 10^{-4.08} = 8.317 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_L = (8.317 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot \frac{1}{2} \cdot 8.317 \cdot 10^{-5} = 2.88 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

$$K(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 2.87 \times 10^{-13} \text{ (Lit.: } 8.9 \times 10^{-12}\text{)}$$



$$K_L(\text{Ca}(\text{OH})_2) = [\text{OH}^{-}]^2 \cdot [\text{Ca}^{2+}] = [\text{OH}^{-}]^2 \cdot \frac{1}{2}[\text{OH}^{-}]$$

$$c(\text{OH}^{-}) = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-14-\text{pH}} = 10^{-2.05} = 8.91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_L = (8.91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot \frac{1}{2} \cdot 8.91 \cdot 10^{-3} = 3.54 \cdot 10^{-7} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

$$K(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 3.5 \times 10^{-7} \text{ (Lit.: } 1.3 \times 10^{-6}\text{)}$$

Entsorgung: Mit viel Wasser verdünnt im Abfluss entsorgen.

Literatur: Tausch, M. (Hrsg.) (1993) *Chemie III - Stoff Formel Umwelt*. Bamberg: C.C. Buchner. S.118

Unterrichtsanschlüsse Wenn die pH-Messung bereits bekannt ist, ist dieser Versuch eine sehr schnell durchzuführende und für die Schüler relativ einfach nachzuvollziehende Möglichkeit, das Löslichkeitsprodukt einzuführen. Die unterschiedliche Löslichkeit der Salze wird mit den bereits bekannten pH- bzw. pOH-Werten korreliert und sollte so das Konzept für die SuS verständlicher machen. Es empfiehlt sich, beide Salze parallel oder nacheinander zu messen, da der Vergleich das Verständnis des zu Grunde liegenden Prinzips erleichtert.

2.3 V3 - Lösungsgleichgewicht von Calciumhydroxid

Materialien: Erlenmeyerkolben, Brenner, Dreifuss, Drahtnetz

Chemikalien: Calciumhydroxid, Wasser, Salzsäure

Durchführung: Eine gesättigte und filtrierte Calciumhydroxidlösung wird auf dem Drahtnetz stehend mit dem Bunsenbrenner erhitzt. Der gebildete Niederschlag

Gefahrenstoffe		
Calciumhydroxid	H: 272, 314, 410	P: 273, 280, 310+330+331, 305+351+338, 309+310



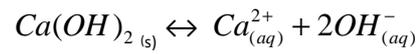
wird durch Zugabe von Salzsäure wieder gelöst.

Beobachtung: Beim Erhitzen verdampft und siedet Wasser. Es bildet sich ein weißer Niederschlag, der durch Zugabe von Salzsäure wieder gelöst wird.



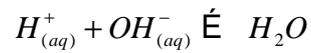
Abb. 2 - Versuchsaufbau

Deutung: Durch den Entzug von Wasser wird das Löslichkeitsprodukt des Calciumhydroxides überschritten und der weiße Feststoff fällt aus. Durch Zugabe der Salzsäure wird die Konzentration der Hydroxidionen in der Lösung vermindert, sodass sich das vorher ausgefallene Calciumhydroxid wieder löst.



$$K_L(\text{Ca(OH)}_2) = [\text{OH}^{-}]^2 \cdot [\text{Ca}^{2+}]$$

Zugabe von Säure:



Entsorgung: Mit viel Wasser im Abfluss entsorgen.

Literatur: Tausch, M. (Hrsg.) (1993) *Chemie SII - Stoff Formel Umwelt*. Bamberg: C.C. Buchner, S.118

3 Schülerversuche

3.1 V4 – Potentiometrische Messung des Löslichkeitsproduktes

Mit Hilfe von Ag/Ag⁺ Konzentrationselementen werden die Löslichkeitsprodukte der Silberhalogenide Silberchlorid, -bromid und -jodid bestimmt.

Materialien: Bechergläser, Filterpapier, Silberelektroden, Kabel, Multimeter, Schmirgelpapier, Glasstab

Chemikalien: Wasser, Kaliumnitratlösung, Silbernitratlösung (0.01 M), KCl, KBr, KI

Durchführung: Jeweils genau 50 mL der Silbernitratlösung wird in zwei Bechergläser gegeben und diese werden über eine Kaliumnitratlösung getränktes Filterpapier leitend verbunden. Die Silberelektroden werden blank geschmirgelt und über die Kabel jeweils mit einem Eingang des Multimeters verbunden, welches für die Messung von Gleichspannung (DC) eingestellt ist. Nun wird je eine Silberelektrode in ein Becherglas gestellt. Das Voltmeter sollte 0 V oder eine Spannung im Bereich einiger mV anzeigen. Im Anschluss in werden nur eine der Halbzellen die Halogenidionen hinzugefügt: entweder 0.37 g KCl, 0.595 g KBr oder 0.83 g KI. Dabei sollte mit einer Feinwaage gewogen und das genaue Gewicht notiert werden. Im Anschluß wird die Lösung mit dem Glasstab gerührt und danach jeweils die Spannung notiert.

Beobachtung: Zu Beginn beträgt die Spannung lediglich 0.47 mV. Nach Zugabe der Kaliumhalogenide ist jeweils ein Silberhalogenid-Niederschlag zu beobachten und es wird gleichzeitig ein Anstieg der Spannung verzeichnet. Die Spannungen der Konzentrationselemente betragen:

AgCl: 0.387 V

AgBr: 0.506 V

AgI: 0.773 V.



Abb. 3 - Versuchsaufbau

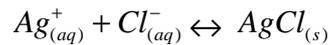
Deutung: Die Spannungsunterschiede entsprechen den Unterschieden in den Löslichkeitsprodukten der Silberhalogenide. Anhand der Nernst-Gleichung können aus der gemessenen Elektromotorischen Kraft die Ionenkonzentrationen in den gesättigten Lösungen berechnet werden. Daraus wird dann das Löslichkeitsprodukt berechnet. Es ergeben sich die folgenden Werte:

$$K_{L(\text{AgCl})} = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_{L(\text{AgBr})} = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_{L(\text{AgI})} = 8,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Reaktionsgleichung:



Beispielrechnung:

$$n(Cl^-) = \frac{m(KCl)}{M(KCl)} = \frac{0,392 \text{ g}}{74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c_0(Cl^-) = \frac{n(Cl^-)}{V} = \frac{5,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,1052 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Aus der Nernst Gleichung ergibt sich für die Silberhalbzellen:

$$\Delta E = \frac{0,059}{1} \cdot \lg \left(\frac{c_0(Ag^+)}{c(Ag^+)_{AgCl\text{-gesättigt}}} \right)$$

$$\Delta E = 0,387 \text{ V}$$

$$c_0(Ag^+) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow c(Ag^+)_{AgCl\text{-gesättigt}} = 10^{\left(\frac{\lg(0,01) - 0,387}{0,059} \right)} = 2,758 \cdot 10^{-9} [\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]$$

Aus der Reaktionsgleichung ergibt sich, dass bei der Niederschlagsbildung die Stoffmenge der Chloridionen im gleichen Maße wie die der Silberionen sinkt. Die Chloridionenkonzentration im Gleichgewicht ergibt sich daher wie folgt.

$$\begin{aligned} n_{ggw}(Cl^-) &= n_0(Cl^-) - (n_0(Ag^+) - n(Ag^+)_{AgCl\text{-gesättigt}}) \\ &= 5,26 \cdot 10^{-3} - (5 \cdot 10^{-4} - 1,379 \cdot 10^{-10}) = 4,76 \cdot 10^{-3} [\text{mol}] \end{aligned}$$

$$c_{ggw}(Cl^-) = \frac{n_{ggw}}{V} = \frac{4,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,0952 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow K_L(AgCl) = [Ag^+][Cl^-] = 2,758 \cdot 10^{-9} \cdot 0,0952 = 2,62 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{L}^{-2}$$

Entsorgung: Lösungen in einem gesonderten Silberabfall oder aber im Schwermetallbehälter sammeln.

Literatur: Tausch, M. (Hrsg.) (1993) *Chemie SII – Stoff Formel Umwelt.* Bamberg: C.C. Buchners Verlag S. 118

Unterrichtsanschlüsse Dieser Versuch bietet sich insbesondere dann an, wenn im Vorhinein die Fällung von Silberhalogeniden als Halogenidionen- Nachweis eingeführt wurde.

3.2 V 5 – Potentiometrische Titration

Analog zu V3 werden hier mittels Titration die Löslichkeitsprodukte der Silberhalogenide bestimmt.

- Materialien:** Je Titration 2 Bechergläser (100 mL), 1 Bürette, 1 Filterpapier, 1 Multimeter, 1 Magnetrührer
- Chemikalien:** Silbernitratlösung (0.01 M), KCl-Lösung (0.1 M), KBr-Lösung (0.1 M), KI-Lösung (0.1 M)
- Durchführung:** Zwei Silberhalbzellen mit einem Volumen von genau 40 mL werden wie in V4 beschrieben miteinander verbunden und ein Multimeter wird angeschlossen. Eine Halbzelle wird unter Rühren mit der jeweiligen Kaliumhalogenidlösung titriert. Während der Titration wird in Schritten von 1 mL die Spannung aufgezeichnet.

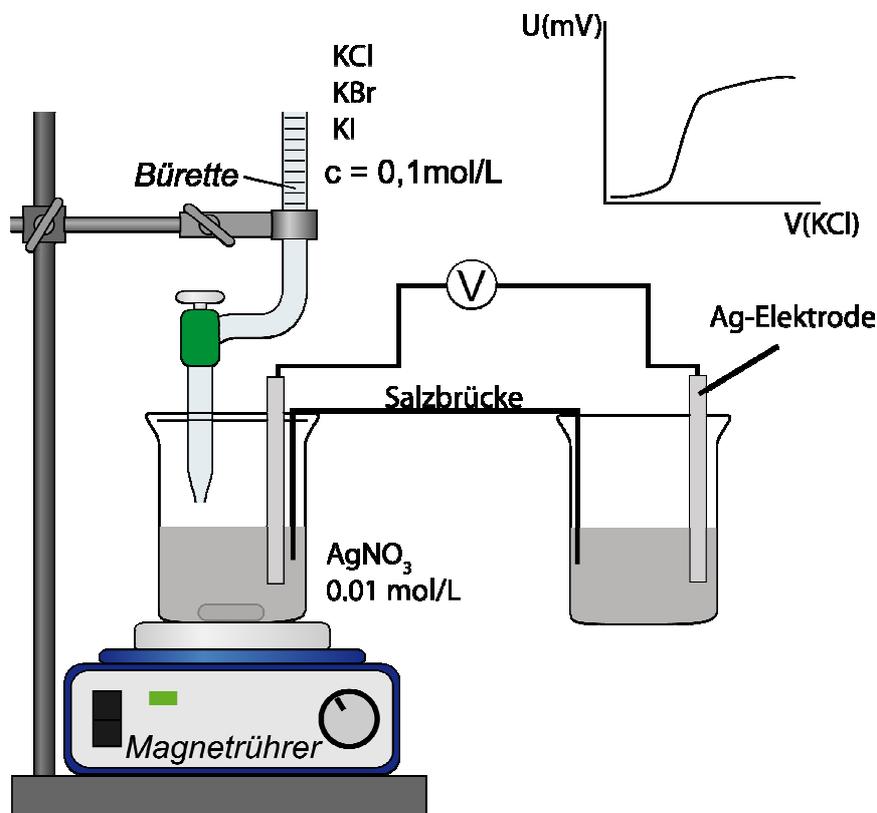


Abb. 4 - Versuchsaufbau

Beobachtung: Zunächst steigt die gemessene Spannung nur leicht an. Bei ca 3 mL KCl-Lösung beginnt die Spannung sprunghaft zu steigen und es ist eine deutliche Niederschlagsbildung zu beobachten. Im weiteren Verlauf nähert sich die insgesamt sigmoid verlaufende Kurve asymptotisch einem Wert von ca. 350 mV an.

V [mL]	0	0.5	1	1.5	2	2.5	3	3.5	4	4.5	5
EMK [mV]	0	3.8	8.5	13.1	18.8	25.7	35.6	55.9	97	271	292
V [mL]	5.5	6	6.5	7	7.5	8	8.5	9	9.5	10	10.5
EMK [mV]	307	315	318	323	328	331	333	336	337	339	342

Tabelle 1: Messwerte

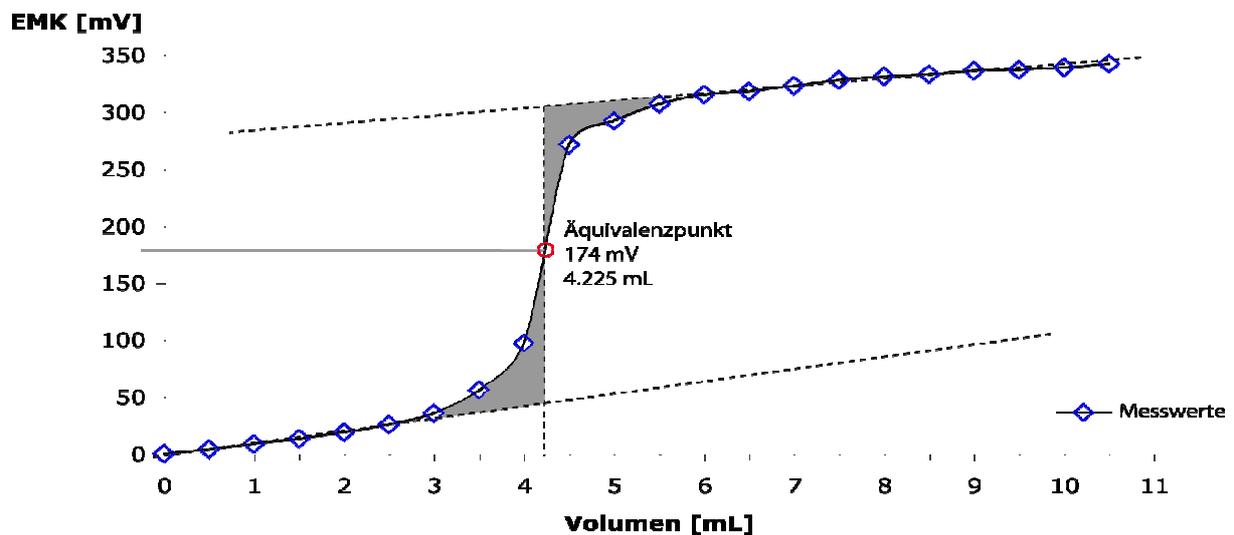
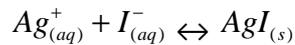
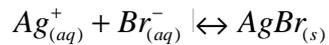
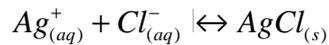


Abb.5 – Auftragung EMK gegen Volumen der zugegebenen Silberhalogenidlösung

Deutung: Aus der Titrationskurve wird graphisch der Äquivalenzpunkt bestimmt. Anhand der dort vorliegenden Spannung der Konzentrationszelle und der zugegebenen Stoffmenge an Halogenidionen kann das Löslichkeitsprodukt berechnet werden. Am Äquivalenzpunkt der Titration ist die Konzentration der Silberionen gleich der Konzentration der Halogenidionen.

Reaktionsgleichungen:



Beispielrechnung für Silberchlorid:

Aus der Nernst Gleichung ergibt sich für die Silberhalbzellen:

$$\Delta E = \frac{0.059}{1} \cdot \lg \left(\frac{c_0(\text{Ag}^+)}{c(\text{Ag}^+)_{\text{ÄP}}} \right)$$

$$\Delta E = 0.174 \text{ V}$$

$$c_0(\text{Ag}^+) = 0.01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow c(\text{Ag}^+)_{\text{ÄP}} = 10^{\left(\lg(0.01) - \frac{0.147}{0.059} \right)} = 3.224 \cdot 10^{-5} \text{ [mol} \cdot \text{L}^{-1}]$$

Am Äquivalenzpunkt ist $c(\text{Ag}^+) = c(\text{Cl}^-)$

$$\begin{aligned} \Rightarrow K_L(\text{AgCl}) &= [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = \left(c(\text{Ag}^+)_{\text{ÄP}} \right)^2 \\ &= \left(3.224 \cdot 10^{-5} \text{ [mol} \cdot \text{L}^{-1}] \right)^2 = 1.03 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2 \text{L}^{-2} \end{aligned}$$

Entsorgung: Lösungen in einen gesonderten Silberabfall oder aber in den Schwermetallabfall geben.

Literatur: Nordholz, M. und Herbst-Irmer, R. (WS 2010/2011) *Praktikumsskript – Allgemeine und Anorganische Chemie*. Georg-August-Universität Göttingen, S. 205-206.

Unterrichtsanschlüsse Die Anwendung der Titration kann durch diesen Versuch dem Vorgehen in V3 gegenüber gestellt werden, um die höhere Genauigkeit der Titration hervorzuheben. Ebenfalls eignet sich der Versuch gut, um die graphische Auswertung von Titrationskurven mit den SuS zu üben.

4 Arbeitsblatt

Potentiometrische Messung sehr geringer Metallionenkonzentrationen (Bestimmung des Löslichkeitsproduktes der Silberhalogenide)

Experiment1:

Stellen Sie eine Silberkonzentrationszelle unter Verwendung von zwei Bechergläsern (100 mL) her. Füllen Sie beide Bechergläser jeweils mit Silbernitrat-Lösung ($c=0.01 \text{ mol/L}$). Verbinden Sie die beiden Bechergläser über ein in Silbernitrat getränktes Filterpapier. Messen Sie die Spannung zwischen den Zellen mit Hilfe eines Multimeters. (Gleichstrom = DC).

Geben Sie dann 0.37 g festes Kaliumchlorid in eine der Halbzellen und messen Sie die Spannung erneut.

Experiment2:

Wie 1, aber geben Sie 0.595 g festes Kaliumbromid in eine der Halbzellen.

Experiment3:

Wie 1, aber geben Sie 0.83 g festes Kaliumiodid in eine der Halbzellen.

Aufgaben:

Aufgabe 1: Protokollieren Sie die Experimente und beschreiben Sie Ihre Beobachtungen. Deuten Sie die Beobachtungen.

Aufgabe2: Berechnen Sie aus den Messergebnissen unter Zuhilfenahme der Nernst-Gleichung die Konzentration der Silberionen der jeweiligen Halbzellen.

Aufgabe 3: Berechnen Sie die Konzentration der Halogenidionen in der Lösung. Berechnen Sie auf dieser Grundlage die Löslichkeitsprodukte der Silberhalogenide und vergleichen Sie mit den Literaturwerten.

4.1 Reflexion des Arbeitsblattes

Dieses Arbeitsblatt stellt eine Experimentieranweisung für V3 dar. Mit Hilfe des Arbeitsblattes können die SuS möglichst selbständig die Versuche durchführen, protokollieren und auswerten. Hierbei wird nicht nur das Fachwissen zum Löslichkeitsprodukt und zu Konzentrationselementen gefördert, sondern auch die Kompetenzen der SuS im Bereich der Erkenntnisgewinnung.

4.2 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Fachwissen:	Die SuS beschreiben die Abhängigkeit der Standard-Potentiale von der Konzentration in anhand der vereinfachten Nernst-Gleichung. (Aufgabe 2)
Erkenntnisgewinnung:	Die SuS wenden elementare mathematische Beziehungen auf chemische Sachverhalte an. (Aufgabe 2 und Aufgabe 3)

4.3 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe1:

Die SuS fertigen ein genaues Protokoll des Versuches mit qualitativer Deutung der Beobachtungen an. Die SuS beschreiben die Niederschlagsbildung und die gleichzeitige Erhöhung der elektromotorischen Kraft. Des Weiteren beschreiben die SuS die Unterschiede zwischen den Messwerten der verschiedenen Halogenide.

Aufgabe2:

Die SuS verwenden die Nernst-Gleichung zur Berechnung der Silberionenkonzentration in den Halbzellen mit Niederschlagsbildung (siehe Auswertung zu V3)

Aufgabe3:

Die SuS verwenden den aus der Reaktionsgleichung abgeleiteten Zusammenhang zwischen Silber- und Halogenidionen, um anhand der Ausgangskonzentration der Silberionen in der Halbzelle und der Konzentration der Silberionen nach der Zugabe der Halogenidionen die Halogenidionkonzentration im Gleichgewicht zu berechnen. Die SuS berechnen dann anhand der Ergebnisse von Aufgabe 2 und 3 die jeweiligen Löslichkeitsprodukte und vergleichen diese mit Literaturwerten aus dem Schulbuch.