

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.1.1

Löslichkeit und Dichte

Problem:

Der Begriff Löslichkeit meint zweierlei: Zum einen die qualitative Eigenschaft "löslich-unlöslich", zum anderen quantitativ die Masse einer Substanz in Gramm, die sich gerade in 100 g Wasser löst. Der Massengehalt einer Lösung bezieht sich auf die Masse einer Substanz, die in 100 g Lösung gelöst vorliegt. Diese Begriffe und die Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur sollen in den Experimenten anschaulich werden.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.7** vorbereitet.

Geräte:

- Waage
- Löffel
- Glaspipette
- einige Standzylinder
- einige Messzylinder (100 mL)
- Aräometer

Chemikalien:

- *Coca Cola*
- *Coca Cola light*
- Zucker

Versuchsdurchführung:

1. Stellen Sie 100 mL einer 1%igen, 5%igen und 10%igen Zuckerlösung in 100-mL-Messzylindern her. Stellen Sie die Dichten der Zuckerlösungen mit einer Spindel (Aräometer) fest.
Erwärmen Sie etwa 100 mL *Coca Cola light* bzw. *Coca Cola*, um das Kohlenstoffdioxidgas zu entfernen, spindeln Sie diese Lösungen und bestimmen Sie die Zuckergehalte.
2. Planen Sie ein Experiment zur Bestimmung der Löslichkeit von Zucker bei 20 °C und bei 50 °C und führen Sie das Experiment durch.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.1.2 Bestimmung des Löslichkeitsprodukts von Calciumhydroxid

Problem:

Die Löslichkeit eines Salzes wird verringert, wenn in gesättigter Lösung die Konzentration einer Art von Ionen erhöht wird ("gleichioniger Zusatz"). Calciumhydroxid (Löschkalk, $\text{Ca}(\text{OH})_2$), löst sich deshalb in geringerem Maße in Natronlauge als in Wasser, weil sie Hydroxid-Ionen liefert. Es soll anschaulich werden, dass die Löslichkeit zwar sinkt, das Löslichkeitsprodukt aber konstant bleibt.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.8** vorbereitet.

Geräte:

- Erlenmeyerkolben (100 mL, weit)
- Bürette
- Pipetten (20 mL)
- Peleusball
- Stativmaterial

Chemikalien:

- Calciumhydroxid in Wasser (gesättigt)
- Calciumhydroxid, gesättigt in Natronlauge
 $c = 0,025 \text{ mol / L}$
- Calciumhydroxid, gesättigt in Natronlauge
 $c = 0,05 \text{ mol / L}$
- Calciumhydroxid, gesättigt in Natronlauge
 $c = 0,1 \text{ mol / L}$ (gesättigt)
- Salzsäure, $c = 0,1 \text{ mol / L}$
- Phenolphthalein-Lösung

Versuchsdurchführung:

- Pipettieren Sie jeweils 20 mL der klaren gesättigten Lösungen in einen Erlenmeyerkolben, setzen Sie wenig Phenolphthalein als Indikator hinzu und titrieren Sie mit Salzsäure bis zur Entfärbung. Der Säureverbrauch wird jeweils notiert.
- Berechnen Sie für die einzelnen Lösungen das Löslichkeitsprodukt. Dazu ermittelt man zunächst die Gesamtkonzentration der OH^- -Ionen aus dem Titrationsmeßwert. Dann berechnet man den Anteil an OH^- -Ionen, der aus dem gelösten Calciumhydroxid ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) stammt, und schließlich die dazugehörige Konzentration der Ca^{2+} -Ionen
- Zeichnen Sie ein Diagramm, in dem Sie die Konzentrationen der Ca^{2+} -Ionen der verschiedenen gesättigten Lösungen gegen die Konzentration der OH^- -Ionen auftragen.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Die Lösungen können über den Abfluß entsorgt werden.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.1.3 Bestimmung von Chlorid-Konzentrationen durch Fällungstitation

Problem:

Können bei "gleichionigem Zusatz" zwei Salze schwerlöslich ausfallen, so ist zunächst das Salz mit der geringeren Löslichkeit zu beobachten. Handelt es sich um Silberchlorid (AgCl) und Silberchromat (Ag_2CrO_4), so fällt anfangs das schwerer lösliche Silberchlorid aus. Das leichter lösliche, orange-braune Silberchromat bildet sich erst, wenn nahezu alles Chlorid als käsige-weißer Niederschlag aus der Lösung entfernt ist. Man kann also am Auftreten des braunen Chromat-Niederschlags den Endpunkt der Chlorid-Titration erkennen: Chlorid-Bestimmung nach Mohr-Winkler.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.9** vorbereitet.

Geräte:

- Bürette
- Erlenmeyerkolben (300 mL, weit)
- Vollpipette (25 mL)
- Peleusball
- Magnetrührer
- Reagenzgläser

Chemikalien:

- Natriumchlorid-Lösung, $c \approx 0,1 \text{ mol / L}$
- Silbernitrat-Lösung, $c = 0,1 \text{ mol / L}$
- Kaliumchromat-Lösung (5 % ig)

Versuchsdurchführung:

1. Vorversuch:

- Geben Sie in zwei Reagenzgläser jeweils 2 mL Silbernitrat-Lösung. Fügen Sie der einen Probe einige Tropfen Natriumchlorid-Lösung, der anderen einige Tropfen Kaliumchromat-Lösung hinzu. Schütten Sie anschließend den Inhalt des einen Reagenzglases in das andere Reagenzglas. Interpretieren Sie die Beobachtungen.

2. Hauptversuch:

- Geben Sie 25 mL Natriumchlorid-Lösung in den Erlenmeyerkolben, verdünnen Sie mit destilliertem Wasser und fügen Sie 2 mL (etwa 40 Tropfen) Kaliumchromat-Lösung hinzu.
- Titrieren Sie, bis die bei jedem Zutropfen feststellbare Braunfärbung nicht mehr verschwindet, sondern auch nach einigen Minuten noch bestehen bleibt. Berechnen Sie die genaue Konzentration der vorgelegten Natriumchlorid-Lösung.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Filtrieren Sie den Niederschlag ab und geben Sie ihn in den Sammelbehälter für Feststoffe.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.1.4 Bestimmung von Chlorid-Konzentrationen durch konduktometrische Titration

Problem:

Die Leitfähigkeit einer wässrigen Lösung ist abhängig von der Konzentration an Ionen und von den Ionenbeweglichkeiten. Wird eine verdünnte Natriumchlorid-Lösung mit einer Silbernitrat-Lösung bestimmter Konzentration titriert, so fällt festes weißes Silberchlorid aus (pK_L -Wert = 10). Dabei verringert sich die Leitfähigkeit der Lösung: die gut beweglichen $Cl^-(aq)$ -Ionen werden durch schwächer bewegliche $NO_3^-(aq)$ -Ionen ausgetauscht. Bei einem Überschuß an Silbernitrat-Lösung steigt die Leitfähigkeit wieder an. Diese Eigenschaften können genutzt werden, um die Konzentration der Ausgangslösung an Cl^- -Ionen zu bestimmen.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.10** vorbereitet.

Geräte:

- DMI 24 (IMPO) Multimeter
- Leitfähigkeitselektrode
- Spannungsquelle
- Vollpipette 25 mL, Peleusball
- Magnetrührer, Rührmagnet
- Computer / serielles Kabel
- 2 Bechergläser (250 mL)
- Bürette (50 mL), Trichter

Chemikalien:

- Natriumchlorid-Lösung, stark verdünnt
- Silbernitrat-Lösung ($c = 0,01 \text{ mol / L}$)
- dest. Wasser

Versuchsdurchführung:

- Mit der Vollpipette gibt man 25 mL Kochsalz-Lösung in das Becherglas, verdünnt mit dest. Wasser und stellt das Becherglas auf den Magnetrührer.
- Die Bürette wird mit der Silbernitrat-Lösung gespült und gefüllt (Achtung: ätzend). Dann wird auf Nullmarkierung eingestellt.
- Nach gründlichem Abspülen mit dest. Wasser wird die LF-Elektrode in die Lösung getaucht und am Stativ befestigt. Der Rührmagnet sollte sich unter der LF-Elektrode drehen. Achtung: Beim Herausziehen der LF-Elektrode aus der Lösung sofort mit dest. Wasser spülen!
- Es wird eine Wechselspannung von 15 V angelegt. Die Titration wird gestartet.
- Die Titratorflüssigkeit sollte kontinuierlich mit kleiner Geschwindigkeit aus der Bürette auslaufen, jeweils nach 0,5 mL wird zur Messwertaufnahme auf die Leertaste gedrückt.
- Der Äquivalenzpunkt wird mit der Zweigeraden-Methode ermittelt. Berechnen Sie daraus die Konzentration an Cl^- -Ionen in der vorgelegten Kochsalz-Lösung.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Filtrieren Sie den Niederschlag ab und geben Sie ihn in den Sammelbehälter für Feststoffe.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.2.1

Entwässern von Hydraten

Problem:

Viele Salze, etwa die farbigen Schwermetallsalze, enthalten bei Zimmertemperatur Kristallwasser: die Metallkationen sind samt Hydrathülle in das Ionengitter eingebaut: man nennt sie auch Hydrate. Durch Erhitzen erhält man die Kristallwasser-freien Salze, die wiederum begierig Wasser aufnehmen, um exotherm zu den ursprünglichen Hydraten zu reagieren. Wasseranteile können einerseits durch Wägungen vor und nach dem Entwässern deutlich werden, die Experimente können andererseits auch die Speicherfähigkeit dieser Salze für Wärmeenergien veranschaulichen.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.17** vorbereitet.

Geräte:

- Reagenzgläser (Duran)
- Brenner
- Dreifuß mit Drahtnetz
- Waage
- Stativmaterial
- Spatel

Chemikalien:

- Kupfersulfat-hydrat: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$
- Cobaltchlorid-hydrat: $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
- Eisensulfat-hydrat: $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
- Nickelchlorid-hydrat: $\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$

Versuchsdurchführung:

1. Erhitzen Sie vorsichtig im schräg nach unten eingespannten Reagenzglas jeweils eine Spatelspitze der oben genannten Salze. Anderenfalls würden zu viele laufende Wassertropfen das heiße Reagenzglas sprengen.
2. Geben Sie nach Abkühlen zu den veränderten Salzen tropfenweise Wasser. Beobachten Sie die starke Abgabe von Wärmeenergie bei den Reaktionen. Notieren Sie Reaktionssymbole.
3. Bestimmen Sie quantitativ den Wassergehalt von grünem Eisen(II)-sulfathydrat. Planen Sie ein Experiment und führen Sie es durch. Vergleichen Sie erhaltene Messwerte mit der angegebenen Formel.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Vorsicht beim Erhitzen der Salzhydrate! Bei zu starkem Erhitzen tritt Zersetzung ein.
- Entsorgen Sie die Salze im Sammelgefäß für anorganische Schwermetallsalze.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.2.2

Komplexreaktionen, Komplexeleichgewichte

Problem:

In wässrigen Lösungen liegen Ionen mit Hydrathüllen aus jeweils bis zu sechs H_2O -Molekülen vor. Sobald die Konzentration anderer Moleküldipole, etwa NH_3 -Moleküle, groß genug ist, werden H_2O -Moleküle der Hydrathülle durch NH_3 -Moleküle verdrängt: es bilden sich dynamische Gleichgewichte aus. Insbesondere Metallkationen bewirken bei einem Ligandenwechsel auch den Wechsel von Farben der Lösungen, so dass anhand dieser Farben die Lage von Gleichgewichten - auch in Abhängigkeit von Temperaturen - abgeschätzt werden kann.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.18** vorbereitet.

Geräte:

- Reagenzgläser
- Reagenzglasständer
- Pipette
- Brenner

Chemikalien:

- weißes und blaues Kupfersulfat
- braunes Kupfer(II)-chlorid
- schwarzes Kupfer(II)-bromid
- Ammoniaklösung
- Natronlauge
- Kupfer(II)-chlorid-2-Hydrat
- Natriumchlorid
- Cobalt(II)-chlorid-6-Hydrat
- konzentrierte Salzsäure

Versuchsdurchführung:

1. Wenig weißes Kupfersulfat, grünes Kupfer(II)-chlorid und schwarzes Kupfer(II)-bromid wird jeweils in wenigen mL Wasser im Reagenzglas gelöst. Interpretieren Sie Ihre Beobachtungen.
2. Einige mL gesättigter Kupferchlorid-Lösung werden hergestellt. Diese Lösung wird mit Wasser verdünnt, bis ein Farbwechsel auftritt. Bis zu einem weiteren Farbumschlag wird Ammoniak-Lösung hinzugegeben. Natronlauge wird in diese Lösung und in reine Kupferchlorid-Lösung getropft.
3. Kupfersulfat und Kupferchlorid werden in so viel Wasser gelöst, dass beide Lösungen hellblau erscheinen. Beiden Lösungen wird unter Schütteln festes Natriumchlorid zugesetzt, bis sie eine grüne Färbung aufweisen. Sie werden erneut mit Wasser verdünnt. Erklären Sie Ihre Beobachtungen.
4. Eine Cobalt(II)-chlorid-Lösung wird mit konzentrierter Salzsäure versetzt, danach mit Wasser bis zum Farbumschlag verdünnt, erneut mit Säure versetzt. Interpretieren Sie.
5. Zu einer Cobalt(II)-chlorid-Lösung wird unter Schütteln bis zur Sättigung festes Natriumchlorid gegeben. Die Lösung wird in der Brennerflamme bis zum Farbumschlag erhitzt, danach unter fließendem Wasser abgekühlt und erneut erhitzt. Notieren und erklären Sie Ihre Beobachtungen.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Entsorgen Sie die Salze in das Sammelgefäß für anorganische Schwermetallsalze.

Beobachtung:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.2.3

Lösen durch Komplexbildung

Problem:

Die Bildung schwerlöslicher Salze und das Lösen durch Komplexbildung können Konkurrenzreaktionen sein, die zu Gleichgewichten führen. Je nach Konzentration der beteiligten Ionen findet Fällung oder Komplexbildung oder beides gleichzeitig statt. An Beispielen soll dieser Zusammenhang deutlich werden.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.19** vorbereitet.

Geräte:

- Reagenzgläser
- Bechergläser (400 mL)
- Magnetrührer, Rührfisch
- Reagenzglasständer
- Pipetten (nicht geeicht)
- Reagenzglasstopfen

Chemikalien:

- Silbernitrat-Lösung
- 5 molare Salzsäure
- Natriumchlorid
- konzentrierte Ammoniak-Lösung
- konzentrierte Natronlauge
- verdünnte Natriumchlorid-Lösung
- Kaliumbromid-Lösung
- Natriumthiosulfat-Lösung
- Kaliumjodid-Lösung
- Aluminiumchlorid

Versuchsdurchführung:

1. Teilversuch:

- Einige Tropfen konzentrierter Salzsäure werden zu Silbernitrat-Lösung gegeben: Ausfällung von schwerlöslichem Silberchlorid. Die Säure wird im Überschuss hinzugegeben und das Reagenzglas mit Stopfen kräftig geschüttelt.

2. Teilversuch:

- Natriumchlorid-Lösung wird zu Silbernitrat-Lösung getropft und ebenfalls Silberchlorid ausgefällt. Konzentrierte Ammoniak-Lösung wird dazugegeben, das Reagenzglas mit Stopfen kräftig geschüttelt.

3. Teilversuch:

- Zu Aluminiumchlorid-Lösung wird erst wenig konzentrierte Natronlauge getropft, dann der entstandene Niederschlag im Überschuss der Lauge gelöst. Interpretieren Sie.

4. Teilversuch:

- In einem Becherglas (400 mL) gibt man zu einer Natriumchlorid-Lösung unter ständigem Rühren zuerst etwas Silbernitrat-Lösung und dann in kleinen Portionen nacheinander Ammoniak-Lösung, Kaliumbromid-Lösung, Natriumthiosulfat-Lösung und Kaliumjodid-Lösung (in dieser Reihenfolge). Notieren Sie Ihre Beobachtungen, erklären Sie mit Reaktionsymbolen.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Entsorgen Sie die Salze im Sammelgefäß für anorganische Schwermetallsalze.

Beobachtung:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.2.4

Der Fotoprozeß

Problem:

Silberhalogenide sind lichtempfindlich, vor allem Silberbromide. Diese Eigenschaft soll anschaulich gemacht und als Grundlage des Fotoprozesses für Schwarz-Weiß-Bilder verdeutlicht werden. Dabei ist das Herauslösen des nicht belichteten Silberbromids aus dem Fotopapier eine typische Komplexreaktion – diese und ihre Anwendungen im Fotolabor werden vorgestellt.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.20** vorbereitet.

Vorüberlegungen:

Silberchlorid oder -bromid können durch Natriumthiosulfat-Lösung gelöst werden.

- Geben Sie Reaktionssymbole an.
- Schildern Sie die Funktion dieser Reaktion bei der Herstellung von Schwarz-Weiß-Fotos im Labor.

Geräte:

- Reagenzgläser
- Pipette
- Belichtungsapparat
- Plastikschaalen
- Reagenzglasständer

Chemikalien:

- Kaliumbromid-Lösung
- Silbernitrat-Lösung
- Fotoentwickler
- konzentrierte Natriumthiosulfat-Lösung
- Fixiersalzlösung

Versuchsdurchführung:

- Zwei Reagenzgläser werden mit Kaliumbromid-Lösung gefüllt, mit einigen Tropfen Silbernitrat-Lösung versetzt und geschüttelt. Ein Glas wird im Dunkeln aufbewahrt, das andere einige Zeit dem hellen Licht des Overheadprojektors ausgesetzt. Beide Niederschläge werden verglichen.
- Ein Teil der belichteten Lösung wird mit Fotoentwickler versetzt und geschüttelt (Fotoentwickler kann eine Soda-alkalische Hydrochinon-Lösung sein).
- Ein Teil der unbelichteten Lösung im zweiten Reagenzglas ist mit konzentrierter Natriumthiosulfat-Lösung zu versetzen und kräftig zu schütteln. Sie wird auch Fixiersalzlösung genannt.
- Im Fotolabor sind im Dunkelkammerlicht einige Gegenstände auf die Schichtseite eines Fotopapiers zu legen und einige Sekunden mit dem Belichtungsapparat zu belichten. Geben Sie das belichtete Papier bis zur vollständigen Entwicklung in Entwicklerlösung, zum Abspülen in Wasser und dann in die Fixiersalzlösung: erst in diesem Zustand kann das Foto im normalen Licht betrachtet werden. Schließlich wird kräftig gewässert, um alle Chemikalien abzuspielen.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Entsorgen Sie die Salzlösungen in das Sammelgefäß für anorganische Schwermetallsalze.
- Der 4. Teilversuch findet im Fotolabor statt.

Beobachtung:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.3.1

Komplexbildung mit EDTA

Problem:

Chelatkomplexe sind zum einen geeignet, hydratisierte Metall-Ionen in stabile Komplexe zu überführen und somit unwirksam zu machen ("Maskierung"). Zum anderen können relativ schwache Chelatkomplexe als Metall-Indikatoren verwendet werden, wenn die Titration einer Salzlösung zu stabilen Komplexen führt. Beide Funktionen sollen deutlich werden.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.27** vorbereitet.

Geräte:

- Bechergläser (150 mL, 250 mL)
- Glasrohr & Glasstab
- Vollpipette (5 mL)
- Peleusball
- Erlenmeyerkolben (weit, 250 mL)
- Magnetrührer, Rührfisch
- Bürette, Stativmaterial
- Spatel
- Pipette (nicht geeicht)
- pH-Papier

Chemikalien:

- Nickel(II)-chlorid-Lösung
- Kupfer(II)-sulfat-Lösung
- Titriplex III[®]-Lösung (c = 0,1 mol / L)
- Titriplex III[®]-Lösung (c = 0,02 mol / L)
- Kalkwasser
- Eisen(III)-chlorid-Lsg. (c = 0,1 mol / L)
- Salpetersäure, Sulfosalicylsäure
- Ammoniak-Lösung
- Indikatorpapier
- Natronlauge

Versuchsdurchführung:

1. Teilversuch:

- Versetzen Sie wenige mL verdünnter Lösungen von Nickelchlorid und Kupfersulfat zunächst mit einigen Tropfen Natronlauge. Geben Sie in weitere Lösungsproben EDTA-Lösung (Titriplex). Prüfen Sie, ob durch Zusatz von Natronlauge die Metallhydroxide gefällt werden.
- Durch Zugabe von Ammoniak-Lösung zu Kupfersulfat-Lösung wird die tiefblaue Kupfer-tetraamin-Lösung hergestellt und danach etwas Titriplex-Lösung zugegeben. Erklären Sie Ihre Beobachtungen. Welcher der beiden beteiligten Kupfer-Komplexe ist stabiler?

2. Teilversuch:

- Blasen Sie Atemluft durch ein Glasrohr in wenige mL Kalkwasser. Versetzen Sie einige mL Kalkwasser mit dem gleichen Volumen der EDTA-Lösung und versuchen Sie ebenfalls, weißes Calciumcarbonat auszufällen. Machen Sie einen Vergleichsversuch, indem Sie versuchen, das aus Kalkwasser ausgefällte Calciumcarbonat durch EDTA-Lösung zu lösen ist.

3. Teilversuch:

- Verdünnen Sie 5 mL einer Eisen(III)-chlorid-Lösung auf 150 mL, und geben Sie tropfenweise Salpetersäure hinzu bis ein pH-Wert von etwa 2,5 eingestellt ist.
- Lösen Sie dann eine Spatelspitze Sulfosalicylsäure, und titrieren Sie mit Titriplex III-Lösung (c = 0,02 mol / L) bis zur Entfärbung. Erklären Sie!

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Entsorgen Sie die Schwermetallsalz-Lösungen in das entsprechende Sammelgefäß.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.3.2

Komplexometrische Titration und Wasserhärte

Problem:

Wasserhärten können qualitativ auf einfachem Wege durch Schaumbildung mit Hilfe von genormter Seifenlösung bestimmt werden: weiche Wässer bilden spontan stabilen Schaum. Harte Wässer bilden fast keinen Schaum, da sie Erdalkalimetall-Ionen enthalten, die mit Seifen-Molekülen reagieren. Eine halbquantitative Härtebestimmung ist auf diesem Weg mit Seifenlösung möglich. Die quantitative Bestimmung von Me^{2+} -Ionen in harten Wässern ist durch Titration mit Komplexbildungslösungen möglich, bei der zur Endpunkterkennung spezifische Metallindikatoren dienen.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.28** vorbereitet.

Geräte:

- große Reagenzgläser, Stopfen
- Erlenmeyerkolben (100 mL) mit Stopfen
- Magnetrührer
- Meßzylinder (100 mL)
- Pipette, Bürette
- Bechergläser

Chemikalien:

- Teststäbchen für Gesamthärte
- Seifenlösung nach BOUTRON-BOUDET
- Titriplex III[®]-Lösung (0,01 mol · l⁻¹)
- Mineralwasser
- Ammoniak-Lösung (konz.)
- Indikator-Puffertabletten

Versuchsdurchführung:

1. Teilversuch:

- In großen Reagenzgläsern werden jeweils 10 mL destilliertes Wasser, Leitungswasser und Mineralwasser gefüllt. Man gibt jeweils drei Tropfen Seifenlösung hinzu und schüttelt die Reagenzgläser.

2. Teilversuch:

- Im Erlenmeyerkolben werden 40 mL Leitungswasser tropfenweise mit Seifenlösung aus der Bürette versetzt. Nach jeder Zugabe wird der Erlenmeyerkolben mit einem Stopfen verschlossen und kräftig geschüttelt. Die Titration ist beendet, wenn sich eine etwa 5 mm dicke Schaumschicht bildet und bestehen bleibt. 2,4 mL der Seifenlösung entsprechen 12,3°d. Berechnen Sie aus Ihren Messwerten die Gesamthärte.

3. Teilversuch:

- 100 mL Leitungswasser werden in einem Erlenmeyerkolben mit 2 mL konzentrierter Ammoniak-Lösung versetzt. Darin wird eine Indikator-Puffer-Tablette gelöst: bei Anwesenheit von Me^{2+} -Ionen färbt sich die Lösung rot. Man titriert rasch mit EDTA-Lösung unter kräftigem Rühren bis zum Farbumschlag von rot nach grün. Berechnen Sie die Härte des Leitungswassers.

4. Teilversuch:

- Das Teststäbchen wird etwa eine Sekunde in Leitungswasser getaucht. Man schüttelt das Wasser ab und vergleicht nach einer Minute die Farbe des Teststäbchens mit der Farbskala.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Entsorgen Sie die Lösungen über das Abwasser.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.3.3

Wasserbeurteilung durch ein Analysenset

Problem:

Es gibt Analysensets, die die Wasserqualität durch einfache Tests erfassen. Mit einem durch die Industrie angebotenen Analysenkasten für Teichwasser sollen Gesamthärte, Carbonathärte, pH-Wert, Nitrat-, Nitrit- und Ammoniumgehalt beurteilt werden. Der zweite Untersuchungskasten ist zur Analyse des Gehaltes an gelöstem Sauerstoff geeignet. Die Beilagezettel der Analysekästen liefern viele Informationen zur Beurteilung von Wasser aus Teichen, Flüssen und Seen.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.29** vorbereitet.

Hinweis: *Bringen Sie zur Wasserbeurteilung Wasser aus einem Bach in Münster mit!!!*

Geräte:

- Kompaktlabor für die Aquaristik (Merck)
- Sauerstofftest (Merck)

Chemikalien:

- Wasser aus einem Bach

Aufgabe:

Beurteilen Sie mit Hilfe beider Analysekästen die Qualität des Wassers aus einem Bach in Münster.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung:

Vergleichen Sie die Qualität des von Ihnen analysierten Wassers mit Hilfe von Angaben aus Lehrbüchern und dem Internet.

Grundpraktikum Anorganische Chemie

P 7.3.4

Enthärten durch Ionenaustausch

Problem:

“Destilliertes“ Wasser wurde früher unter großem Energieaufwand durch Destillieren von Leitungswasser hergestellt, heute wird es durch Ionenaustausch gewonnen: man nennt es deshalb treffender auch “deionisiertes“ oder “demineralisiertes“ Wasser. Die verwendeten Ionenaustauscher-Substanzen und die darin ablaufenden Reaktionen sollen vorgestellt werden.

Hinweis: Die Auswertung des Experiments wird durch **Aufgabe 7.30** vorbereitet.

Geräte:

- Bechergläser (100 mL)
- pH-Messgerät
- Leitfähigkeitsmessgerät
- Messzylinder (50 mL)
- Vollpipette (5 mL)
- Erlenmeyerkolben (250 mL)
- Magnetrührer, Rührfisch
- Bürette, Stativmaterial

Chemikalien:

- Kationenaustauschersäule (H⁺-Form)
- Anionenaustauschersäule (OH⁻-Form)
- gesättigte Calciumsulfat-Lösung
- Natronlauge (0,01 mol / L)
- Bromthymolblau

Versuchsdurchführung:

1. Teilversuch:

- Lassen Sie 50 mL Leitungswasser durch eine Kationenaustauschersäule in der H⁺-Form laufen. Bestimmen Sie den pH-Wert und die Leitfähigkeit vor und nach dem Passieren der Ionenaustauschersäule. Spülen Sie nachher die Säule mit dest. Wasser bis zur neutralen Reaktion.
- Lassen Sie 50 mL Leitungswasser durch eine Anionenaustauschersäule in OH⁻-Form laufen. Bestimmen Sie den pH-Wert und die Leitfähigkeit vor und nach dem Passieren der Ionenaustauschersäule. Spülen Sie nachher die Säule mit dest. Wasser bis zur neutralen Reaktion.
- Notieren und erklären Sie Ihre Beobachtungen. Wie kann man salzfreies Wasser herstellen? Schlagen Sie vor, wie man diesbezüglich experimentell vorgehen kann.

2. Teilversuch:

- Geben Sie 5 mL einer reinen gesättigten Calciumsulfat-Lösung auf den Kationenaustauscher (H⁺-Form). Spülen Sie am Schluss mit destilliertem Wasser bis zur neutralen Reaktion.
- Bestimmen Sie die freigesetzte Menge an H⁺(aq)-Ionen durch Titration mit der Natronlauge-Maßlösung. Geben Sie als Indikator Bromthymolblau hinzu. Berechnen Sie die Konzentration an Ca²⁺(aq)-Ionen, die in der gesättigten Lösung vorgelegen hat.

Erläuterungen/Sicherheitshinweise/Entsorgung:

- Entsorgen Sie die Lösungen über das Abwasser.

Beobachtung und Meßwerte:

Auswertung: