

Praktikum

Allgemeine und anorganische Chemie für Studenten der Fachrichtungen Biologie (Bachelor) und Biologie Lehramt

Das Praktikum findet im IAAC der CGF statt (Humboldtstr. 8, neben Döbereiner HS)

Bachelor Biologie (BB1.1):

Woche 1: 11.-14.02.2020 (Di.-Fr.)

Woche 2: 17.-20.02.2020 (Mo.-Do.)

Woche 3: 24.-27.02.2020 (Mo.-Do.)

Chemie für Biologie-Lehramt (LBio-Che):

Woche 3: 24.-27.02.2020 (Mo.-Do.)

Woche 4: 02.-05.03.2020 (Mo.-Do.)

Woche 5: 09.-12.03.2020 (Mo.-Do.)

Bezeichnung der Versuche

A = Acidimetrie

K = Komplexometrie

P = Photometrie

O = Optische Aktivität

Vorbereitung und Aufgaben:

Jeder Student hat sich vor dem Praktikum auf den jeweiligen Versuch vorzubereiten. Die Vorbereitung umfasst insbesondere auch die Lösung der jeweiligen Aufgaben. Diese ist vor Versuchsbeginn beim jeweiligen Assistenten abzugeben. Unzureichende Vorbereitung ist gleichbedeutend mit der Nichtteilnahme am Versuch.

Anmerkungen zu den Aufgaben:

- Verwenden Sie bitte Ihre eigenen Worte und geben Sie ggf. die Literaturquellen an, Plagiatismus führt zum Ausschluss vom Praktikum!
- (chemische) Strukturen sind selbst zu zeichnen
- Weder Blei- noch Rotstifte verwenden, entsprechende Zeichnungen und Texte werden **nicht** bewertet.
- Bitte geben Sie einen nachvollziehbaren Rechenweg an, dessen Endergebnis durch doppeltes Unterstreichen zu kennzeichnen ist.
- Der Wert einer physikalischen Größe setzt sich aus einem Zahlenwert und einer Einheit zusammen, folglich sind die entsprechenden Einheiten zwingend entlang des Lösungsweges anzugeben!

Die Korrektur der Aufgaben erfolgt auf einem **extra Zettel** und am selben Praktikumstag!

Ablauf des Praktikums:

- Teilnahme an Arbeitsschutzbesprechung
- Abgabe der Aufgaben an den betreuenden Assistenten
- Versuchseinweisung und Kolloquium durch den betreuenden Assistenten, bei unzureichender Vorbereitung muss der Student aus Sicherheitsgründen des Praktikums verwiesen werden! Der entsprechende Versuch muss nachgeholt werden.
- Empfang der Proben und Durchführung des jeweiligen Versuchs, Hinweise beachten
- Versuchsprotokoll schreiben (gut leserlich, Ergebnisse auf zwei Nachkommastellen gerundet und inklusive Rechenweg angeben, Mittelwert berechnen und doppelt unterstreichen), siehe auch Protokollmuster
- Protokollabgabe (mit Angabe von Praktikums- und Probennummer auch auf dem Aufgabenzettel!) an die Betreuer bzw. die dafür vorgesehene Kiste im Regal,
- Falls Ergebnis und Protokoll zufriedenstellend sind, kann der Laborplatz in den Ausgangszustand zurückgesetzt werden
- Beendigung des Praktikumstages **nach Platzabnahme durch den Betreuer**
- Protokolle und Aufgaben werden am letzten Praktikumstag ausgegeben

Weitere Hinweise zur Versuchsdurchführung:

- Schutz- oder adäquate Brille tragen
- Trichter vor der Nullpunktseinstellung von der Bürette nehmen
- Kunststoffpipette allein für deionisiertes Wasser verwenden
- nach drei Titrationen: Bürette gefüllt lassen, Pipette nicht spülen
- Bitte Tafelwerk, Taschenrechner, Lineal und (Baumwoll)Laborkittel (keinesfalls Nylon oder sonstige Kunstfaser!) und Schutzbrille mitbringen, Kittel und Schutzbrillen sind privat anzuschaffen!

Arbeitsschutzbelehrung

- Die Studierenden dürfen nur Arbeiten durchführen, die den ihnen gegebenen Anweisungen entsprechen (keine eigenmächtigen Experimente).
- Die in den Laboratorien verfügbaren Chemikalien sind ausschließlich für Forschung und Lehre bestimmt und dürfen keinesfalls außer Haus gebracht werden.
- Gefahrenquellen, insbesondere Wasserlachen, Ölfilme oder verschüttete Chemikalien sind sofort zu beseitigen.
- Laborkittel (kein Nylon!) und Schutzbrille sind in allen Laboren jederzeit zu tragen.
- Saugbälle zum Füllen von Pipetten benutzen (Flüssigkeit keinesfalls mit dem Mund ansaugen).
- Chemikalienmenge so klein wie möglich halten
- Säuren und Laugen dürfen nicht in die Augen gelangen (Schutzbrille!)
- Vorsicht beim Transport heißer Gegenstände!
- Bei Unfällen und Verletzungen jeder Art ist sofort der Praktikumsassistent zu benachrichtigen.
- Schadhaftes Material darf nicht verwendet werden.
- In die Ausgüsse dürfen unter starker Verdünnung nur wasserlösliche Stoffe gegeben werden, die nach der Schadstoffverordnung **keiner** der Kategorien *reizend*, *mindergiftig*, *giftig* oder *sehr giftig* zuzuordnen sind. Alle anderen Abfälle werden in Spezialbehältern im Laboratorium als Sondermüll gesammelt.
- Am Ende jedes Praktikumsversuches säubert jeder Studierende den entsprechenden Arbeitsplatz (inklusive der Glasgeräte).
- Im Laborraum ist das Essen und Trinken verboten
- Im gesamten Gebäude gilt ein Rauchverbot.
- Im Falle eines Brandes wird die Alarmierung der im Institut anwesenden Mitarbeiter und Studenten durch die Feuermeldeanlage bzw. durch den Ruf „Feuer“ ausgelöst.
- Durch den Praktikumsassistenten wird sichergestellt, dass im Falle einer Evakuierung alle Apparaturen abgestellt werden und über Fluchtwege alle Studierende das Institut verlassen. Der Sammelplatz befindet sich direkt vor dem Institutsgebäude.

Praktikumsprotokoll

(Muster)

Name, Vorname

Ort, Datum

Studiengang:

Praktikumsnummer:

Versuch:

Probennummer:

Chemische Gleichung:

Rechenweg (ggf. mit „gegeben“ und „gesucht“):

Verbrauch:

1.	ml (Titrator)	mg (Titrand)
2.	ml (Titrator)	mg (Titrand)
3.	ml (Titrator)	mg (Titrand)

Ergebnis (Mittelwert)

mg (Titrand) / 100 ml Lösung

Bewertung durch Assistenten (Fehler):

Versuchsdurchführung/Protokoll:

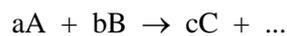
Aufgaben:

Prinzip der Maßanalyse

Ziel einer Titration (Maßanalyse) ist die Bestimmung der in einer Lösung des Stoffes **B** (dem Titrand) vorhandenen Stoffmenge n_B , seiner Masse m_B oder der Konzentration C_B der Lösung. Dazu wird der Stoff **B** in einer Reaktion mit einem Stoff **A** (dem Titrator) umgesetzt. Diese Reaktion kann eine

- a) Säure-Base-Reaktion,
- b) Redox-Reaktion oder
- c) Komplexbildungs-Reaktion

mit der allgemeinen Reaktionsgleichung

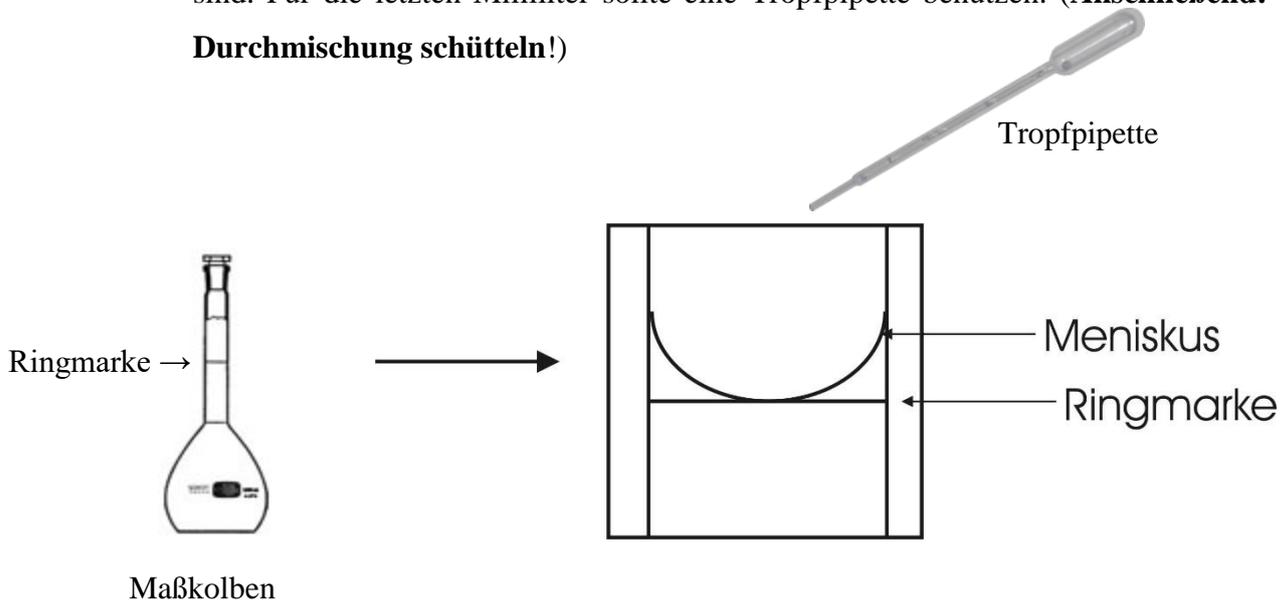


sein. **A** wird in der Regel in Form einer Lösung portionsweise zugegeben. Von dieser Lösung ist die Konzentration C_A bekannt. Ist die Reaktion abgelaufen, so kann man über den Verbrauch an zugegebenem **A** mit Hilfe des aus der Reaktionsgleichung abzulesenden Stoffmengenverhältnisses zwischen **A** und **B** die vorhandene Stoffmenge **B** bestimmen. Konkret misst man meistens die Menge des verbrauchten Volumens der **A**-enthaltenden Lösung. Aus dem Volumen lässt sich mit Hilfe der bekannten Konzentration der Lösung **A** die Stoffmenge n_A bestimmen. Durch das Stoffmengenverhältnis zwischen **A** und **B** bestimmt man n_B , wodurch m_B und C_B zugänglich sind.

Wichtig ist die eindeutige Bestimmung des Punktes an dem die Reaktion beendet ist, des sogenannten Äquivalenzpunktes. Diese Bestimmung kann auf mehrere Weisen erfolgen, beispielsweise durch den Farbumschlag eines Indikators.

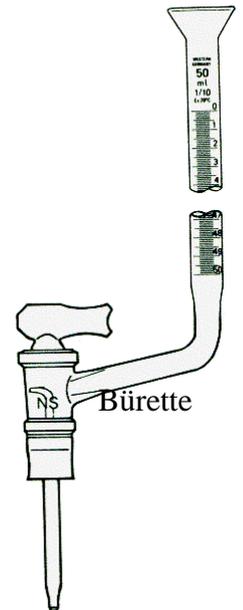
Praktische Durchführung:

1. Analyse (Titrand) im 100 ml Maßkolben bis zur Ringmarke mit dest. Wasser auffüllen, so dass der untere Rand des Flüssigkeitsmeniskus und die Ringmarke auf gleicher Höhe sind. Für die letzten Milliliter sollte eine Tropfpipette benutzen. (**Anschließend: Zur Durchmischung schütteln!**)



2. Bürette senkrecht befestigen und mit Lösung **A** spülen (Zum Befüllen Trichter verwenden). Erste Füllung verwerfen und mit Lösung **A** füllen. Soviel Lösung auslaufen lassen, bis der Flüssigkeitsstand im Skalenbereich der Bürette liegt und den Flüssigkeitsstand notieren.

3. Pipette mit der zu bestimmenden Lösung aus dem Maßkolben spülen. Lösung mit der Pipette unter Verwendung eines Saugballes entnehmen (**keinesfalls mit dem Mund ansaugen!**). Anschließend Pipette mit 20 ml der Lösung aus dem Maßkolben befüllen (Ringmarke beachten, gleiches Prinzip wie bei Maßkolben!) und diese in einen Erlenmeyer-Kolben überführen. Dazu Pipettenspitze an Glaswand anlegen, Lösung in den Erlenmeyer-Kolben laufen lassen und dabei auf richtigen Ausfluss achten.



Pipette

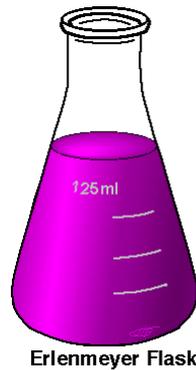


Saugball zum Pipettieren

Grundsätzliches:

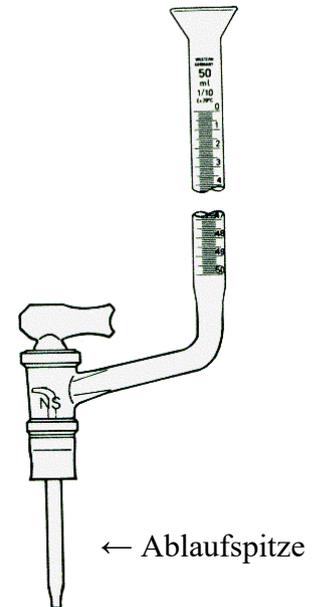
- *Volumenmessgeräte müssen sauber, vor allem absolut fettfrei sein!*
- *Die Flüssigkeit muss die Glaswand gleichmäßig benetzen!*
- *Pipette mit Titrand/Bürette mit Titrator vorher spülen, Luftblasen sind zu vermeiden!*
- *Pipetten sind auf Ablauf justiert (Der letzte Tropfen verbleibt in der Pipette)! Lösungen langsam ablaufen lassen (Faustregel: ein ml pro Sekunde)!*
- *Überschüssige Titratorlösung oder Spüllösung nicht in die Vorratsgefäße Zurückfüllen, sondern verwerfen!*

4. Lösung im Erlenmeyer-Kolben mit dest. Wasser auf ein Volumen von ca. 100 ml auffüllen.



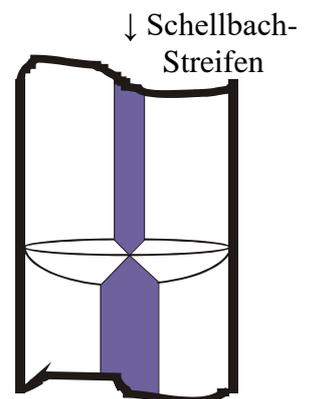
5. Gegebenenfalls Indikator oder/und Pufferlösung zugeben. Da Indikatoren selbst an der untersuchten Reaktion teilnehmen, sind stets lediglich die kleinstmöglichen Indikatormengen zu verwenden.

6. Maßlösung (Titrator) aus der Bürette in kleinen Mengen (in der Nähe des Äquivalenzpunktes tröpfchenweise) zugeben und Kolben dabei leicht schütteln. Den an der Ablaufspitze haftenden Tropfen an der Innenwand des Vorlagegefäßes abstreichen, er gehört zum dosierten Volumen.



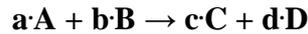
7. Verbrauch an Maßlösung mit Hilfe des Schellbach-Streifens der Bürette ablesen (Meniskus in Augenhöhe betrachten; es erscheinen zwei gleich lange, verschieden breite Keile; dort ablesen, wo sich beide Keile berühren). Flüssigkeitsstand in der Bürette notieren.

8. Bestimmung mindestens dreimal durchführen. Anschließend Berechnung der Masse des in der Analyse enthaltenen Titranten vornehmen.



Stöchiometrie

Allgemeine Reaktionsgleichung:



B - quantitativ zu bestimmender Stoff (*Titrand*)

A - Maßlösung (*Titrator*) bekannter Konzentration C_A

C, D - Reaktionsprodukte und a, b, c, d- Stöchiometriezahlen

Rechenweg:

1. Stoffmenge des verbrauchten Titrators **A**: $n_A = t_A \cdot C_A \cdot V_A$
Mit: t_A = Titer, C_A = Konzentration und V_A = Volumen, jeweils der Maßlösung,
2. Daraus folgt die Stoffmenge n_B des Titranden im Messkolben: $n_B = (b/a) n_A$
3. Bei einer Masse m_B des Titranden (molare Masse M_B) in (z.B.) 20 ml
 $m_B = n_B \cdot M_B$, ergibt dies für (z.B.) in 100 ml: $m_B = (100 \text{ ml}/20 \text{ ml}) \cdot n_B \cdot M_B$

Beispiel:

Reaktionsgleichung:	$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$
Konzentration Titrator:	$C_{AgNO_3} = 0,01 \text{ M} = 0,01 \text{ mol/l}$
Titer der Maßlösung:	$t_{AgNO_3} = 0,90$
abgelesener Verbrauch an Titrator:	$V_{AgNO_3} = 6,3 \text{ ml}$
abpipettiertes Volumen an Titrand:	$V_{NaCl} = 20 \text{ ml}$
Molare Masse des NaCl:	$M_{NaCl} = (22,99 + 35,45) \text{ g/mol} = 58,44 \text{ g/mol}$

Berechnung:

$$n_{AgNO_3} = t_{AgNO_3} \cdot C_{AgNO_3} \cdot V_{AgNO_3} = 0,9 \cdot 0,01 \text{ mol/l} \cdot 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 5,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{NaCl} = (b/a) \cdot n_{AgNO_3} = 5,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$m_{NaCl}(\text{in } 20 \text{ ml}) = 5,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 58,44 \text{ g/mol} = 3,31 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

und

$$m_{NaCl}(\text{in } 100 \text{ ml}) = (100 \text{ ml}/20 \text{ ml}) \cdot 3,31 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 16,6 \text{ mg}$$

Allgemeine Aufgaben (am Beginn des ersten Praktikumstages abzugeben)

(a) Vervollständigen Sie die folgende Tabelle:

0,275 Liter	→	Mikroliter	1320 dl	→	Liter	$1,8 \cdot 10^{-4}$ l	→	Milliliter
1,25 Mikroliter	→	Liter	4,93 Gramm	→	Milligramm	3,28 kg	→	g
$0,24 \cdot 10^5$ mg	→	kg	67,61 Millimol	→	Mol	0,295 mol/l	→	mmol/l
90000 mol	→	mmol						

(b) Wieviel Gramm Natriumchlorid muss zur Herstellung von 70 ml einer 0,6-molaren Lösung eingewogen werden? Bitte Rechenweg angeben!

Versuch A: Quantitative Bestimmung einer starken Säure mittels Säure-Base-Titration

Bei der Säure-Base-Titration handelt es sich um eine maßanalytische Konzentrationsbestimmung von Säuren oder Basen. Dazu lässt man die Lösung einer Säure bekannter Konzentration (Maßlösung einer Titratorsäure) mit der zu bestimmenden Base reagieren (bzw. Reaktion einer Titratorbase mit der Lösung einer Säure unbekannter Konzentration) und bestimmt den Punkt der Umsetzung äquivalenter Mengen (Äquivalenzpunkt). Der Äquivalenzpunkt von Säure-Base-Titrationen wird entweder mittels Farbumschlag eines pH-Indikators oder durch Potentialmessung erfasst.

Wasser dissoziiert in geringem Umfang entsprechend der Reaktionsgleichung:



Für die Autoprotolyse des Wassers gilt bei Raumtemperatur (22°C):

$$c[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot c[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2.$$

Mit

$$c[\text{H}_3\text{O}^+] = c[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

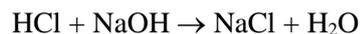
folgt für den pH-Wert des reinen Wassers:

$$\text{pH} = -\lg c[\text{H}_3\text{O}^+] = 7.$$

Löst man eine Säure in Wasser, so dissoziiert diese in Hydronium-Ionen und Säurerest-Ionen, das bedeutet

$$c[\text{H}_3\text{O}^+] > c[\text{OH}^-] \text{ und } \text{pH} < 7.$$

Wird zu Salzsäure gemäß der Gleichung:



Natronlauge hinzugefügt, dann steigt der pH-Wert der Lösung und erreicht am Äquivalenzpunkt den Wert $\text{pH} = 7$, da hier eine neutrale wässrige Natriumchloridlösung vorliegt.

Versuchsdurchführung

Die Bürette wird mit 0,1 n NaOH (bzw. mit 0,1 M NaOH) gefüllt. Mit einer Pipette werden 20 ml Salzsäure-Lösung in einem Erlenmeyer-Kolben überführt und mit etwa 100 ml dest. Wasser verdünnt. Danach gibt man zu der Lösung im Erlenmeyer-Kolben 1-2 Tropfen Tashiro-Indikatorlösung. Mit der Natronlauge wird bis zum Farbumschlag von rot nach grau titriert. Die Bestimmung wird dreimal durchgeführt. Für jede Bestimmung ist die Masse der überführten Cl^- und daraus durch Mittelwertbildung die Masse an Cl^- , die in dem 100 ml Maßkolben vorgelegen hat, zu berechnen.

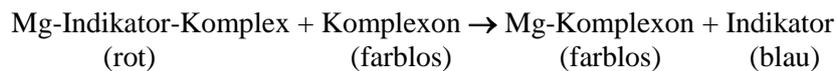
Aufgaben

Berechnen Sie für die Titration von 100 ml einer 0,1 n HCl (bzw. 0,1 M HCl) mit 20 ml einer 1 n NaOH (bzw. 0,1 M NaOH) für verschiedene Zugabevolumina (sinnvolle Verteilung der Punkte!) von NaOH den pH-Wert unter Vernachlässigung des Verdünnungseffektes. Tragen Sie diese Werte in ein Diagramm ein und vervollständigen Sie die Kurve. Bezeichnen Sie den Äquivalenzpunkt und den Neutralpunkt!

Versuch K: Quantitative Bestimmung von Mg²⁺-Ionen durch komplexometrische Titration

Dieses Experiment kann als Modellversuch zur Bestimmung der Wasserhärte (Deutscher Härtegrad: 1 d = 10 mg CaO/l = 7,19 mg MgO/l) angesehen werden.

Die Mg²⁺-Ionen haltige wässrige Lösung versetzt man bei pH = 10 mit dem Indikator Erio-T. Der blaue Indikator bildet mit den Mg²⁺-Ionen der Lösung eine Komplexverbindung mit roter Farbe. Anschließend titriert man die Lösung mit einer sogenannten „Komplexon“-Lösung (Dinatriumethylendiamintetraacetat) bekannter Konzentration entsprechend der Reaktionsgleichung:



bis zum Äquivalenzpunkt, an dem ein Farbumschlag von rot nach blau erfolgt.

Versuchsdurchführung

Die Bürette wird mit Komplexon-Lösung gefüllt. Mit einer Pipette werden 20 ml Magnesium-Salzlösung in einen Erlenmeyer-Kolben überführt und auf etwa 100 ml mit dest. Wasser verdünnt. Danach gibt man zu der Lösung im Erlenmeyer-Kolben etwa 5 ml Pufferlösung und eine Spatelspitze Erio-T. Mit der Komplexon-Lösung wird bis zum Farbumschlag von rot nach blau titriert. Die Bestimmung wird dreimal durchgeführt. Es ist die Masse des überführten Magnesiums und daraus durch Mittelwertbildung die Masse an Mg²⁺, die in dem 100 ml Maßkolben vorgelegen hat zu berechnen.

Aufgaben

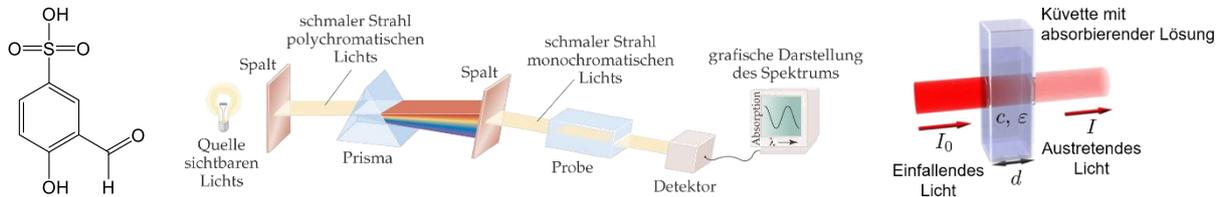
Was versteht man unter Wasserhärte? Hier im Haus beträgt sie 7,6 °dH. Wie groß ist dann die Stoffmengen- und Massenkonzentration an Kalzium- und Magnesiumionen in einem Glas Wasser (0,2 l)? Welche Härte besitzen hingegen Wässer die (a) in 175 ml 0,48 mg Kalziumionen und (b) in 0,55 Liter 60 mg Magnesiumionen enthalten. Hinweis: Beachten Sie die Definition der „deutsche Härte“ und die ihr zugrundeliegenden Stoffe. Nennen Sie zwei Möglichkeiten der Enthärtung und erläutern Sie die zu Grunde liegenden Prinzipien.

Zeichnen Sie den Mg-EDTA-Komplex. Was ist eine Komplex-Bindung und wie groß ist die Koordinationszahl im Mg-EDTA-Komplex? Wie bezeichnet man Komplexbildner mit KZ > 1 und was ist für diese Komplexe charakteristisch hinsichtlich ihrer Stabilität?

Versuch P: Quantitative Bestimmung von Eisen (III) mittels Photometrie

Eine Vielzahl photometrischer Verfahren findet heutzutage Anwendung in der Umwelt- und Lebensmittelanalytik, so z.B. zur quantitativen Bestimmung (giftiger) Schwermetallionen wie Eisen und Kupfer sowie von umweltschädlichen Anionen (Phosphat-, Nitrit- und Nitrationen).

5-Sulfosalicylsäure komplexiert in alkalischer Lösung Eisen(III)-Ionen unter Bildung des *tris*-5-Sulfosalicylat-Ferrat(III)-Komplexes. Dabei kommt es zur charakteristischen Gelbfärbung der Lösung, welche zur quantitativen Bestimmung der Fe(III)-Konzentration mittels Photometrie genutzt wird.



Zur Konzentrationsbestimmung wird die Absorbanz (A) monochromatischen Lichts, d.h. einer bestimmten Wellenlänge, vor (I_0) und nach Wechselwirkung (I) mit der Probe gemessen. Mit Hilfe des Lambert-Beer'schen Gesetzes:

$$A(\lambda) = -\lg\left(\frac{I}{I_0}\right) = \epsilon(\lambda) \cdot c \cdot d$$

kann dann die Konzentration der Probe (c) unter Kenntnis des (wellenlängenabhängigen) molaren Extinktionskoeffizienten (ϵ) und der Küvettschichtdicke (d) bestimmt werden.

Versuchsdurchführung

In einem Maßkolben (100 ml) werden 2, 4, 6, 10 bzw. 20 ml einer Fe(III)-Lösung ($c = 5 \cdot 10^{-3}$ M) mit 5-Sulfosalicylsäure ($V = 8$ ml) und konzentrierter Ammoniak-Lösung ($V = 5$ ml, Abzug!) versetzt und anschließend bis zum Eichstrich mit dest. Wasser aufgefüllt. Zusätzlich wird eine Blindprobe, d.h. ohne Fe(III)-Lösung vorbereitet. Die Küvette wird vor der Messung mit der Probelösung gespült. Die Küvette darf nur an der Milchglasseite berührt werden, da sonst der Strahlengang verfälscht wird. Die folgende Extinktionsmessung wird bei einer Wellenlänge von 425 nm durchgeführt. Eine Einweisung im den Umgang mit dem Photometer erfolgt zuvor durch den betreuenden Assistenten.

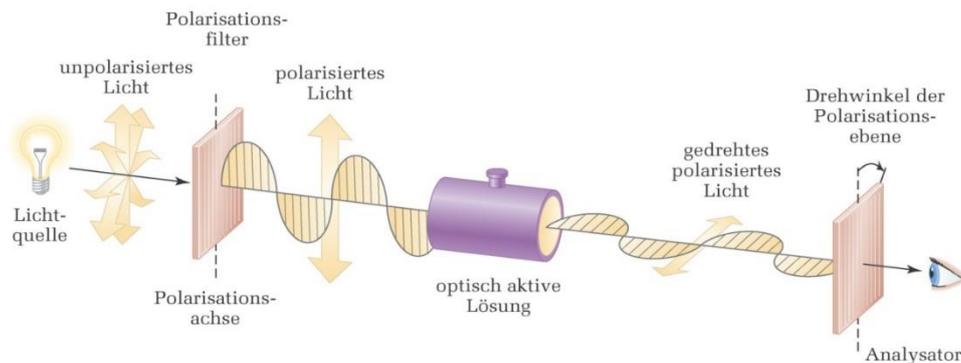
Tragen Sie die gemessenen Absorbanzen (A_i) gegen die Konzentrationen auf und führen Sie eine lineare Regression durch. Unter Kenntnis der Geradengleichung ist es nun möglich die Fe(III)-Konzentration einer unbekannt Probe zu bestimmen. Geben Sie dazu zur Probe (ausgegeben in einem 100 ml Maßkolben) 8 ml 5-Sulfosalicylsäure sowie 5 ml konzentrierten Ammoniak (Abzug!) und füllen Sie den Maßkolben erneut mit dest. Wasser bis zum Eichstrich auf. Vermessen Sie die Probe photometrisch und ermitteln Sie die Fe(III)-Konzentration.

Aufgaben

Formulieren Sie Reaktionsgleichung zur Bildung des Sulfosalicylat-Ferrat(III)-Komplexes in wässriger alkalischer Lösung. Zeichnen Sie die Struktur des entsprechenden Komplexes per Hand. Warum muss im alkalischen Milieu gearbeitet werden? Beschreiben Sie den allgemeinen Aufbau eines Photometers. Unter welchen Bedingungen ist die Näherung des Lambert-Beer'sche Gesetzes gültig, welches einen linearen Zusammenhang aus Absorbanz und Konzentration herstellt?

Versuch O: Bestimmung optisch aktiver Substanzen mittels Polarimetrie

In der Natur kommt eine Vielzahl chiraler Verbindungen vor, diese verhalten sich wie Bild und Spiegel und weisen gleiche chemische und physikalische Eigenschaften auf. Substanzgemische dieser Enantiomere (Bild und Spiegelbild) werden Racemat genannt. Da aktive Zentren von Proteinen zumeist selbst chiral sind, zeigen diese unterschiedliche Reaktivitäten mit den jeweiligen Enantiomeren. Eine Möglichkeit das racemische Verhältnis zu ermitteln und somit die Anteile der jeweiligen Enantiomere zu ermitteln, stellt die Polarimetrie dar. Enantiomere, d.h. optisch aktive Verbindungen, drehen die Polarisationsebene elektromagnetischer Strahlung.



Dabei ist der Drehwinkel (α), die Änderung der Polarisationsebene nach Wechselwirkung mit der optisch aktiven Substanz, proportional zum spezifischen Drehwinkel (α_0) der Substanz, dessen Massenkonzentration (c) und der Schichtdicke (d):

$$\alpha(T, \lambda) = \alpha_0(T, \lambda) \cdot c \cdot d$$

Der Betrag des spezifischen Drehwinkels ist dabei für beide Enantiomere gleich und unterscheiden sich lediglich im Vorzeichen.

Versuchsdurchführung

Um den spezifischen Drehwinkel von Saccharose zu ermitteln, werden Lösungen unterschiedlicher Konzentration angesetzt. Dazu werden 5, 10 bzw. 20 g Saccharose abgewogen und anschließend in 100 ml dest. Wasser gelöst (gut homogenisieren!). Nach Einweisung in den Umgang mit dem Polarimeter durch den Assistenten, befüllen Sie dieses und bestimmen Sie die Drehwinkel (α) der entsprechenden Lösungen. Tragen Sie die gemessenen Drehwinkel der drei Saccharose-Lösungen gegen deren Massenkonzentrationen graphisch auf, führen Sie eine lineare Regression durch (mit dem Programm Origin) und bestimmen Sie den spezifischen Drehwinkel (α_0). Vergleichen Sie den ermittelten Wert mit dem Literaturwert von D-Saccharose ($\alpha_0 = 66,5^\circ \text{ml dm}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$, bei $T = 298,15 \text{ K}$). Woraus könnten etwaige Abweichungen resultieren?

Unter Kenntnis des bestimmten spezifischen Drehwinkels soll nun die Massenkonzentration einer unbekanntenen Saccharose-Lösung polarimetrisch bestimmt werden. Füllen Sie dazu die Probe (ausgegeben in einem 100 ml Maßkolben) mit dest. Wasser bis zum Eichstrich auf (gut

homogenisieren!). Vermessen Sie die optisch aktive Probe polarimetrisch und bestimmen Sie die Massenkonzentration von D-Saccharose.

Aufgaben

Zeichnen Sie die Struktur von Disaccharides D-Saccharose, bestehend aus den Monosacchariden Glucose (α -D-Glucopyranose) und Fructose (β -D-Fructopyranose). Was ist die Grundvoraussetzung für optische Aktivität? Zeichnen Sie für die Monosaccharide (D-Glucose und D-Fructose) in der Fischerprojektion die entsprechenden chiralen Kohlenstoffatome ein. Was ist mit dem umgangssprachlichen Ausdruck „links/rechts drehende Joghurtkulturen“ gemeint?