

Schulchemiezentrum
Dipl.- Ing. (FH) Wolfgang Proske
Bahnhofstr. 18, 06895 Zahna-Elster
Tel: 034924 / 20648,
Fax: 034924 / 20011
wolfgang_proske@web.de

65. MNU-Tagung Bremerhaven 19.-20. November 2018

**Skript zum
Experimentalvortrag 69**

**Einfache, anschauliche und
gefährlose Nachweisreaktionen,
bei denen Lernende auch
noch verstehen, was passiert**

Klaus Ruppertsberg, IPN Kiel
www.ruppertsberg.de

Wolfgang Proske, Schulchemiezentrum, Zahna-Elster
www.schulchemiezentrum.de

- 1 Einleitung**
- 2 Bedeutung**
- 3 Grundlagen**
- 4 Ausgewählte Beispiele aus dem Alltag, mit schulischen Mitteln realisierbar**
- 5 Herstellungsvorschriften für die Reagenzien**

Inhalt

1 Einleitung

2 Bedeutung

3 Grundlagen

3.1. Der analytische Prozess und seine Teilbereiche

3.2. Konzentrationen

3.3. Wichtige Begriffe

3.4. Unterschiede professionelles Labor und Schullabor

4 Ausgewählte Beispiele aus dem Alltag, mit schulischen Mitteln realisierbar

4.1. Wasserhärte und Waschmitteleinsatz

4.2. Aquaristik und Fischzucht, Betreuung von Aquarien

4.3. Untersuchung von Schwimmbadwasser

4.4. Der Wassercheck

4.5. Der chemische Index von Fließgewässern

4.6. Eiweißnachweise mit geringerem Gefährdungspotenzial

4.7. Untersuchung von Cola, Differenzierung Cola und Cola light

4.7.1 Cola auf der Tüpfelplatte

4.7.2. Cola im Reagenzglas

4.8. Salzgurke oder Essiggurke

4.9. Nitrat in Kalisaltpeter

4.10. Nitrat - Nachweis im Radieschen

4.11. Nitrit-Nachweis im Pökelsalz

4.12. Phosphat-Nachweis in Wurst

4.13. Untersuchung eines Alaunstiftes

4.14. Untersuchung von Gips

4.15. Untersuchung und Differenzierung verschiedener Speisesalze

4.16. Untersuchung von Brausetabletten

4.17. Nachweis von Calcium in der Milch

4.18. Unterscheidung holzfreies und holzhaltiges Papier

4.19. Der Tellertest, ist das Geschirr sauber gespült?

4.20. Nährstoff-Nachweise in Blumendünger

4.21. Nachweis von Eisen im Boden

4.22. Nachweis von Ammonium und Nitrat im Boden

4.23. Zucker-Nachweis, Ausschluss von Diabetes mellitus

4.24. Iodat-Nachweis im Iod-Salz

4.25. Nachweis von Ammonium-Ionen im Löt-Stein und Hirschhornsalz

5 Herstellungsvorschriften für die Reagenzien

Hinweis: Für viele Experimente werden schwarze und/oder weiße Unterlagen benötigt. Diese können kostenlos heruntergeladen werden, z.B. im Materialbereich der österreichischen Chemieolympiade:

Vorlagen für Tüpfelplatten von oecho.at (Ausdrucken und Laminieren):

<http://www.oecho.at/assets/de/materialien/tabellen/raster.pdf>

<http://www.oecho.at/assets/de/materialien/tabellen/Raster-2.0.pdf>

1. Einleitung

„Chemische Analytik ist die Wissenschaft von der Gewinnung und verwertungsbezogenen Interpretation von Informationen über stoffliche Systeme mit Hilfe naturwissenschaftlichen Methoden“,

Definition der Fachgruppe „Analytische Chemie“ der Gesellschaft Deutscher Chemiker.

Im Chemie- und Biologieunterricht aller Schulstufen spielten und spielen analytische Fragestellungen schon immer eine Rolle, auch wenn auf den ersten Blick nicht immer gleich erkennbar. Werden beispielsweise Gewässer oder Nährstoffe im Biologieunterricht analysiert und aus den Ergebnissen die Gewässergüte ermittelt oder die Bedeutung der Inhaltsstoffe der Nahrung für den menschlichen Körper besprochen, handelt es sich um eine klassisch analytische Fragestellung. Im Fokus des Chemieunterrichtes stehen häufig eher die aus den Analysen ableitbaren chemischen Reaktionsprinzipien.

In diesem Skript sind eine Vielzahl von uns entwickelter und erprobter Experimente zum Thema „Analytik von Produkten aus dem täglichen Umfeld“ zusammengestellt worden. Die Anleitungen sind als Bausteine für ein individuell zu gestaltendes Praktikum konzipiert. Die theoretischen Grundlagen wurden bewusst in die Skripte integriert, um zeitaufwendiges Nachschlagen zu minimieren.

Bei der Konzeption der Experimente hat die Realisierung im Schullabor oberste Priorität. Der Optimierung von Zeitbedarf und Durchführbarkeit wie auch der Minimierung von Material, Gefährdungspotenzialen und Umweltbelastungen wurde ein hoher Stellenwert eingeräumt. Viele Experimente lassen sich mit einem gut ausgestatteten Labor eines Gymnasiums ohne zusätzlichen Aufwand realisieren. Jedoch ist es sich nicht immer vermeidbar, das in Einzelfällen spezielle, möglicherweise nicht vorhandene Indikatoren und Reagenzien erforderlich sind. Diese Reagenzien sind aber im Chemikalienhandel beschaffbar.

2. Bedeutung

Dem Kompetenzbereich „Erkenntnisgewinnung“ wird in den Bildungsstandards für das Fach Chemie eine breite Bedeutung eingeräumt. Sollen im Chemieunterricht von den Lernenden selbstständig Erkenntnisse bezüglich des Ablaufes von Reaktionen gewonnen werden, ist es unablässig, dass Methoden zur Identifizierung (qualitative Analytik) und zur Quantifizierung (quantitative Analytik) angewendet werden. Auch wenn viele Lehr- und Bildungspläne auf explizit ausgewiesene Analytik-Kapitel verzichten, ist Erkenntnisgewinnung ohne den Einsatz analytischer Chemie kaum denkbar.

Die analytische Chemie folgende Bedeutung für den Chemieunterricht:

- Veranschaulichung chemischer Sachverhalte und deren praktische Anwendung
- Erziehung zum naturwissenschaftlich - kritischen und kreativen Denken
- Erziehung zur Exaktheit und Verantwortungsbewusstsein
- Achtung vor der Schöpfung
- Mut zur Lücke, das heißt, man kann nicht alle Probleme mit schulischen Mitteln lösen

In diesem Skript werden verschiedene ausgewählte, analytische Fragestellungen aus dem Alltag thematisiert, die mit schulischen Mitteln lösbar sind. Natürlich muss die Lehrkraft die teilweise sehr umfangreichen Informationen für Ihren Unterricht konkretisieren. Es wurden hier qualitative Nachweis-Reaktionen in den Fokus gestellt.

3. Grundlagen

In diesem Kapitel werden die wichtigsten theoretischen Grundlagen der Analytischen Chemie beschrieben, die man in dieser Form in der didaktischen Literatur kaum findet. Analytische Chemie ist nicht nur der qualitative Nachweis von Natrium-, - und Chlorid-Ionen im Kochsalz. Auch wenn meist die Verfahren, hier Fällung und Flammenfärbung im Fokus stehen, ist das nur ein kleines Beispiel. Analytik ist hoch interessant und viel umfangreicher. Ausgewählte und für die Schule relevante Aspekte wurden an ausgewählten Beispielen aus dem Alltag thematisiert.

3.1. Der analytische Prozess und seine Teilbereiche

Der analytische Prozess gliedert sich in die sich gegenseitig bedingenden Teilbereiche:

Präanalytik ←-----→ Analytik ←-----→ Postanalytik

Präanalytik = alle Prozesse vor der Untersuchung im Labor:

- Probenahme und zweifelsfreie Kennzeichnung
- Lagerung der Probe
- Transport der Probe in das Labor.

Analytik = Prozesse im Labor:

- Probevorbereitung
- Messung
- Auswertung
- Übermittlung der Analysenergebnisse

Postanalytik = alle Prozesse nach der Untersuchung im Labor:

- Interpretation der Analysenwerte
- Plausibilitätsprüfung (stimmt das Ergebnis mit der Erwartung überein?)
- Was soll oder muss ich tun bei problematischen Analysenwerten?
- Welche Konsequenzen haben die Ergebnisse?

3.1.1 GRUNDLAGEN DER PRÄANALYTIK

Zuverlässige Analysenwerte können nur dann erhalten werden, wenn die präanalytische Phase, d. h. die Probenahme und deren exakten Beschriftung, die Aufbewahrung und der *schnellstmögliche Transport ins Labor* mit großer Sorgfalt erfolgt.

Die exakte Entnahme einer Probe ist der erste und wichtigste Schritt der Analyse!.

Fehler bei der Probenahme sind nicht kompensierbar werden und können Ursache falscher, sinnloser oder sogar gefährlicher Laborbefunde sein!

Eine zweifelsfreie Beschriftung der Proben ist zwingend erforderlich, um Verwechslungen zu vermeiden!

Probeverwechslungen können in der Medizin tödlich sein!

Lagerung und Transport der Proben

Generell sollte man sich merken:

Jede entnommene Probe sollte schnellstmöglich in das Labor gebracht werden!

warum?

- man möchte möglichst schnell das Ergebnis haben
- es treten bei der Lagerung Veränderungen auf!

Das Ausmaß ist vor allem abhängig:

- von der Art der Probe
- von den vorgesehenen Untersuchungsparametern
- der Temperatur
- der Verpackung

Es ist ein Unterschied, ob eine Sandprobe oder eine Milch - oder Blutprobe untersucht werden soll. Soll bei einer Sandprobe die Korngröße mittels Siebanalyse untersucht werden oder steht die Frage der Kontamination mit flüchtigen Schadstoffen. Vor allem bei biologischen Materialien (Blut) besteht die Gefahr, dass bei längerer Lagerung bei erhöhter Temperatur völlig falsche Analysenwerte gemessen werden. Die gilt auch für Milch und Fleischproben. Das Gefäß für die Entnahme der Probe muss dicht verschlossen sein, um zu vermeiden, dass gasförmige Bestandteile entweichen, man denke an Sekt im Sommer. Wenn man Untersuchungen in einem Labor machen lassen möchte, sollte man sich im Vorfeld erkundigen, welche Untersuchungen durchgeführt werden, welche Kosten entstehen und was bei der Entnahme der Probe zu beachten ist. Teilweise werden vom Labor Gefäße zur Entnahme der Probe bereitgestellt, um Kontaminationen auszuschließen.

3.1.2 ANALYTIK IM LABOR

Die Analytik im Labor umfasst 3 Schritte:

- Probevorbereitung
- Messung
- Dokumentation

Probevorbereitung:

Unter Probevorbereitung versteht man alle Schritte, den zu untersuchenden Bestandteil in eine analysierbare Form zu bringen.

Dazu gehören beispielsweise:

- Entfernung von Färbungen und Trübungen
- Aufschlüsse unlöslicher Bestandteile
- oxidative Aufschlüsse von komplexgebundenen Metallen und kondensierten Phosphaten
- Redox-Reaktionen, um Elemente wertigkeitsbezogen zu analysieren
- pH - Werteinstellungen

Die ***Probevorbereitung*** ist abhängig von:

- Probe d. h. in welchem Material soll was (Parameter) bestimmt werden
- Parameter
- Analysenverfahren
- Konzentrationsbereich, in dem der interessierte Parameter vorliegt

Zur Probevorbereitung werden physikalische Trennverfahren (z. B. Filtration und

Zentrifugieren zur Abtrennung fester Bestandteile bzw. Adsorption von Färbungen an Aktivkohle), als auch chemische Reaktionen (Zerstörung von Komplexbildnern durch Oxidation z. B. Erhitzen mit Wasserstoffperoxid und Schwefelsäure eingesetzt. Ob und welche Probevorbereitung erforderlich ist, entscheidet die analytische Fragestellung.

Messungen:

Abhängig von der Konzentration des gesuchten Stoffes werden entsprechende Verfahren eingesetzt.

Konzentrationsbereiche und Analysenverfahren

Bestandteil liegt vor als	Konzentrationsbereich	Analysenverfahren
Hauptbestandteil	Prozentbereich (g/l)	Maßanalyse, Gewichtsanalyse
Nebenbestandteil	Promillebereich (mg/l)	Photometrie, Maßanalyse
Spur	Mikrobereich ($\mu\text{g/l}$)	Chromatografie, Spektroskopie

3.1.3 POSTANALYTIK, oder was tun bei zweifelhaften Analysenergebnissen?

Das sollte man tun:

aus welchem Grunde wurde die Untersuchung durchgeführt?

Welche (mögliche) Konsequenzen können folgen?

Ursachen finden

Fachleute, Institute, Laboratorien und Behörden konsultieren

Gibt es Schwachstellen bei:

- Probenahme (wer hat die Probe entnommen, wo, wer und wann analysiert)
- Analytik (Analysenverfahren, Probevorbereitung, wer hat die Analyse gemacht?)
- Fachleute, Institute, Laboratorien und Behörden konsultieren

Das sollte man nicht tun:

Messungen machen und mit ungeprüften, nicht abgesicherten Analysen zur Presse gehen, weil:

- zur Beurteilung gehören viele Details
- ist der Analysenwert möglich?

Unbegründete Panikmache kann auch ein Zeichen der Inkompetenz sein!

Beispiel:

Ende Oktober Lufttemperatur 10 °C

Untersuchung eines Teichwassers:

Nitrit 0,5 mg/l, Nitrat 10 mg/l, Wassertemperatur 7 °C

Behauptung:

Jetzt haben wir **endlich den Beweis**,

dass Bauer X mit seinen vielen Stickstoffdünger unsere Umwelt versaut und kaputt macht!

Fachliche Interpretation:

In Stickstoffdüngern liegt der Stickstoff als Harnstoff in der organischen Form, und in der anorganischen Form als Ammonium und Nitrat. Nitrate werden wegen der leichten Löslichkeit leicht ausgewaschen und können dadurch in die Gewässer gelangen. Wenn der Teich durch die Anbauflächen des Bauers X führt und es stark regnet, könnte man annehmen,

dass hohe Nitrat-Gehalte im Bach nachweisbar wären. Nitrit entsteht als Zwischenprodukt bei der Nitrifikation. Die Geschwindigkeit ist bei chemischen und auch biochemischen Vorgängen stark temperaturabhängig (RGT - Regel!). Aufgrund der niedrigen Temperatur ist die Geschwindigkeit der Nitrifikation verringert, aus diesem Grunde ist die jahreszeitlich bedingte höhere Nitrit-Konzentration nicht besorgniserregend. Wird der Wert im Sommer bei 30 °C gemessen, könnte dies ein Indikator dafür sein, dass die biochemischen Vorgänge beeinträchtigt sind.

3.2. Konzentrationen

Nachweis ist qualitativ, Bestimmung ist quantitativ

Qualitativer Nachweis heißt,
ist der Stoff enthalten? ja/nein Aussage

Quantitative Bestimmung heißt
in welcher Konzentration ist der Stoff enthalten?

Konzentrationsangaben im Überblick

<i>Konzentration</i>	<i>Zuckerwürfel in</i>	<i>Beispiel</i>
%	10 g/kg 2 Tassen	Fett-Gehalt im Käse
‰	1 g/kg 3 Liter	Blutalkohol
ppm	1mg/kg 1 Tanklastzug	Nitrit im Wasser
ppb	1 µg/kg 1 Großtanker	Testosteron im Harn
ppt	1 ng/kg Brahmsee	Ferritin (Eisen-Speicher-Enzym) im Serum

Je geringer die Konzentration des Stoffes ist, desto größer ist der analytische Aufwand.

Konzentrationsbereiche und ihre Analytik

Aufgrund der Konzentration, in der ein Stoff in einem Stoffgemisch vorliegt, unterscheidet man die Hauptbestandteil, - Nebenbestandteil - und die Spurenanalytik.

Die Bestimmung des Wassergehaltes in einer Gurke wäre eine Hauptbestandteilanalytik, da der Wassergehalt über 90 % liegt. Möchte man aber prüfen, ob die Gurke Rückstände von Pestiziden aufweist, wäre dieses eine Spurenanalyse, da derartige Konzentrationen im Mikrobereich liegen.

Konzentrationsbereiche und Analysenverfahren

Bestandteil liegt vor als	Konzentrationsbereich	Analysenverfahren
Hauptbestandteil	Prozentbereich (g/l)	Maßanalyse, Gewichtsanalyse
Nebenbestandteil	Promillebereich (mg/l)	Photometrie, Maßanalyse
Spur	Mikrobereich (µg/l)	Chromatografie, Spektroskopie

3.3. Wichtige Begriffe

Falsch positiv heißt:

Der Nachweis ist positiv, aber der Stoff ist nicht anwesend.

Beispiel: Nitrat-Nachweis in einer Gewässerprobe, das Probegefäß ist eine nicht ausgespülte Flasche, in der vorher Blumendünger aufbewahrt wurde

Falsch negativ heißt:

Der Nachweis ist negativ, aber der Stoff ist anwesend.

Beispiel:

enzymatischer Glucose-Nachweis im Harn wenn der Nachweis von Ascorbinsäure positiv ist
Gefährlicher ist der falsch negative Nachweis!

Spezifität und Selektivität

Eine Reaktion ist **spezifisch**, wenn der eindeutige Nachweis bei Gegenwart beliebig vieler Begleitstoffe möglich ist.

spezifisch = eindeutig

Beispiel: Glucose-Nachweis im Harn

Fehling - Reagenz gibt mit allen reduzierenden Harnbestandteilen, so auch Glucose und Fructose eine positive Reaktion.

Glucose-Teststreifen auf der Basis GOD /POD reagieren nur mit Glucose, nicht mit Fructose.
Eine positive Reaktion wird nur durch Glucose, nicht durch Fructose verursacht. Diese Reaktion ist spezifisch.

Eine Reaktion ist **selektiv**, wenn sie unter gegebenen Reaktionsbedingungen nur mit einer kleinen Auswahl von Stoffen die gleiche Umsetzung geben.

selektiv = auswählend

Ein Beispiel wären die Nachweise von Anionen mit salpetersaurer Silbernitrat-Lösung.

Störungen von Analyseverfahren

Ursachen können sein:

kontaminierte Probegefäße (Harnproben im nicht gespülten Honigglas)

Matrixeffekte (Probenbestandteile)

falsche Probenkonservierung (Carbonat-Härte in mit Salpetersäure konservierten Proben)
zu alte und / oder falsch aufbewahrte Proben (Sauerstoffbestimmung im Wasser)

Qualität von Analyseergebnissen

Kenngrößen der Qualität sind **Richtigkeit** und **Präzision**.

Die **Richtigkeit** gibt an, in wie weit das Analyseergebnis mit der tatsächlichen Konzentration übereinstimmt. Diese ermittelt man, indem man Proben mit bekanntem Gehalt analysiert. Abweichungen vom wahren Gehalt werden durch den systematischen Fehler verursacht.

Die **Präzision** gibt an, in welchem Maß die Analysenwerte um den Mittelwert streuen.

Die Präzision wird vom zufälligen Fehler bestimmt.

Zufällige Fehler machen das Analyseergebnis unsicher, systematische Fehler machen das Analyseergebnis falsch.

Arten analytischer Fehler:

Grobe Fehler

Sie sind in der Präanalytik und im Labor möglich.

Dazu gehören:

- mangelnde Sorgfalt
- Verwechslung von Proben
- Nichteinhaltung der Analysenvorschrift

Systematische Fehler im Labor

Sie sind erkennbar, wenn alle Ergebnisse von Proben mit bekanntem Gehalt zu hoch oder zu niedrig liegen.

Zufällige Fehler im Labor

Sie charakterisieren die Schwankungen der Messwerte einer Probe, wenn diese mehrfach unmittelbar hintereinander gemessen wird.

Ein Maß für systematische Fehler ist die Abweichung vom „wahren Wert“

Sie lässt sich nach folgender Formel berechnen:

$$\Delta = (\mu - x_i) \text{ und als prozentuale Abweichung } \% = \Delta \times 100 / \mu$$

x_i = gemessener Wert

μ = Sollwert

Ein Maß für die zufälligen Fehler ist die Standardabweichung (s) oder deren prozentuale Abweichung, der Variationskoeffizient (VK)

Sie lässt sich nachfolgender Formel berechnen:

$$s = \sqrt{a} \quad a = \frac{\sum (\bar{x} - x)^2}{n - 1}$$

$$VK = \frac{s}{\bar{x}} \times 100 \%$$

- s = Standardabweichung
 VK = Variationskoeffizient (Angabe in %)
 a = Term für die Berechnung von s
 \bar{x} = Mittelwert
 n = Anzahl der Bestimmungen

Der Variationskoeffizient sollte im Schulbereich kleiner als 10 % sein.

Laboratorien sind gesetzlich verpflichtet, bei jeder Serie Proben zur Kontrolle der Präzision und Richtigkeit mitzuführen und zu dokumentieren. Nur wenn die Ergebnisse in Ordnung sind, dürfen die Befunde herausgegeben werden.

Ringversuch:

Der Ringversuch ist eine Methode der externen Qualitätskontrolle. Die Laboratorien erhalten Proben, deren Gehalt unbekannt ist, von zugelassenen Instituten. Diese werden analysiert und die Ergebnisse eingeschickt. Vom Institut erhält das Labor die Auswertung zurück.

Die Teilnahme an Ringversuchen, welche mehrmals jährlich stattfinden, ist gesetzlich vorgeschrieben. Liegen Werte außerhalb der vorgeschriebenen Grenzen, darf das Labor diese Werte nicht herausgeben. Diese gilt für alle analytischen Laboratorien.

Die Methoden der Qualitätssicherung dienen dem Nachweis der ordnungsgemäßen Bearbeitung des übergebenen Materials im Labor.

Sicherung des Ergebnisses:

Es ist immer wichtig, ein Analyseergebnis abzusichern. Bei einer qualitativen Analyse muss immer eine positive und eine negative Kontrolle mitgeführt werden. Dadurch ist gewährleistet, dass das Reagenz funktionsfähig ist. Bei quantitativen Bestimmungen müssen immer Proben mit bekanntem Gehalt in der Serie mit analysiert werden. Wenn die deklarierten Werte nicht ermittelt werden, dürfen die Werte der Serie nicht herausgegeben werden und es müssen die Gründe der Abweichung ermittelt werden.

3.4. Unterschiede professionelles Labor und Schullabor

Professionelles Labor:

Die Aufgabe eines professionellen analytischen Laboratoriums ist die Untersuchung von Proben, in der Regel nach festgelegten Standard-Methoden. In der Regel gibt es Standard-Verfahren für alle Branchen. Das ist erforderlich, um verschiedene Ergebnisse vergleichen zu können. Jedes Laboratorium hat seine spezialisierte Aufgabenstellung. Zur Realisierung dieser Aufgaben stehen spezielle Apparaturen, Reagenzien und besonders qualifizierte Mitarbeiter zur Verfügung. Im Fokus stehen heute instrumentell-analytische Verfahren (Spektroskopie und Chromatographie), die teilweise auch mit Analysenautomaten abgearbeitet werden. Klassische, nasschemische Methoden, wie Maßanalyse haben auch noch ihren Platz, wobei diese je nach Zahl der Analysen automatisiert oder manuell realisiert werden. Anstelle von Glasbüretten werden heute in der Regel Titratoren eingesetzt, da diese ein genaueres Ablesen ermöglichen. Statistische Parameter, z. B. Standardabweichung, haben für die Qualität der Analysen-Resultate eine enorme Bedeutung. Von den Ergebnissen der Analysen können weitreichende Konsequenzen haben.

Schullabor:

Im Chemie- und Biologieunterricht spielt das Experiment eine wichtige Rolle beim Erkenntnisprozess. Oftmals werden Experimente auch dazu eingesetzt, um bestimmte Sachverhalte veranschaulichen zu können und auch die Anwendung in der Praxis zu zeigen. Hier bieten sich speziell auch analytische Verfahren an. Experimente müssen im Schullabor mit einer überschaubaren Anzahl von Laborgeräten (Verbrauchsmaterial) und Chemikalien realisierbar sein. Für die Experimente stehen nur begrenzte Ressourcen von Zeit, Material und finanziellen Mitteln zur Verfügung. Das Gefährdungspotenzial sollte gering sein und es sollte möglichst kein Sonderabfall entstehen. Versuchseffekte müssen deutlich erkennbar sein. Die Experimente müssen auch mit geringer experimenteller Erfahrung reproduzierbar gelingen. Statistische Parameter, z. B. Standardabweichung, ist für die Schulpraxis von geringerer Bedeutung. Anschaulichkeit hat in der Schulpraxis einen hohen Stellenwert. Ergebnisse aus dem Schullabor haben in der Regel keine rechtlichen Konsequenzen. Aber man sollte bei nicht plausiblen Ergebnissen trotzdem Fachleute konsultieren, um Ursachen zu ergründen.

4. Ausgewählte Beispiele aus dem Alltag, die mit schulischen Mitteln realisierbar sind

4.1. Wasserhärte und Waschmitteleinsatz

Die Dosierung eines Waschmittels erfolgt heute nach dem Härtebereich. Aus diesem Grunde ist die Gesamthärtebestimmung sehr wichtig. Sie kann mit Teststreifen, aber auch durch Maßanalyse erfolgen. Die einfachste Form ist die Titration durch Tropfenzählung. Das maßanalytische Verfahren beruht darauf, dass eine abgemessene Wasserprobe tropfenweise mit einer EDTA - Lösung, die bereits Puffer und Indikator enthält, versetzt wird bis die rote Farbe der Lösung nach blau umschlägt. Anstelle des beschriebenen Reagenz kann auch ein handelsübliches Testbesteck aus dem Aquaristik-Fachhandel eingesetzt werden.

1 Tropfen Reagenz entspricht bei einem Probenvolumen von 5 mL 1° Deutsche Härte Tropfenzahl gleich Härtegrad.

Härtebereiche nach dem Deutschen Waschmittelgesetz:

Härtebereich	Wasserhärte	Bezeichnung
1	< 7°dH	weich
2	7 - 14°dH	mittel
3	14 - 21°dH	hart
4	> 21°dH	sehr hart

Wasserhärtebestimmung

erforderliche Hilfsmittel:

25 mL Erlenmeyer-Kolben, 5 mL Injektionsspritze zum Abmessen der Wasserprobe
Wasserproben, Gesamthärte – Reagenz in Tropfflasche oder handelsüblicher Test-Kit

Durchführung:

- 5 mL der zu untersuchenden Wasserprobe in den Erlenmeyer-Kolben geben
- tropfenweise Reagenz bis zum Farbumschlag nach blau zugeben
- Tropfen bis zum Farbumschlag zählen

1 Tropfen Reagenz = 1 ° deutsche Härte bei 5 mL Probenvolumen

Härtebereiche nach dem Deutschen Waschmittelgesetz

Härtebereich	Wasserhärte in ° dH	Bezeichnung
1	>7	weich
2	7 - 14	mittel
3	14 - 21	hart
4	< 21	sehr hart

Ein Grad Deutscher Härte entspricht einem Gehalt von 10 mg/l Calciumoxid im Wasser.

Hinweis:

Die Anwesenheit von Eisen stört. Enthält das Wasser Eisen (manchmal geologisch bedingt), ist die Härtebestimmung mit EDTA nicht möglich, da Eisen den Indikator blockiert.

4. 2. Aquaristik und Fischzucht, Betreuung von Aquarien

Die Pflege von Aquarien in der Schule ist ein schönes, fächerübergreifendes Projekt. Dazu gehört auch die regelmäßige Kontrolle des Aquarienwassers.

Folgende Parameter sind notwendig:

- pH – Wert
- Carbonat-Härte
- Gesamthärte
- Nitrit
- Ammonium
- Nitrat
- gelöster Sauerstoff

Gründe für die Aquarienwasseruntersuchung:

- Wasser als Lebensraum steht in ständiger Wechselwirkung mit dem Leben im Organismus und unterliegt damit ständigen Schwankungen
- Ziele der Wasseruntersuchung:
Schaffung optimaler Bedingungen für Haltung und Zucht
Vermeidung von Störungen, Verlusten und Misserfolgen, die durch eine schlechte Wasser- Qualität verursacht sind

Parameter und ihre Bedeutung für die Aquaristik:

pH - Wert

Der pH - Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Wasserstoffionenkonzentration
pH 0 - 6,9 = sauer pH 7,0 = neutral pH 7,1 - 14 basisch

Günstigste pH - Werte für Aquarien:

Süßwassergesellschaftsbecken	pH 5,5 - 7,5
Meerwasser	pH 8,0 - 8,5
schädlich für Fische	pH < 4,0, pH > 9,0

Tageszeitliche Schwankungen:

nachts: Kohlendioxidabgabe durch Atmung der Wasserpflanzen	pH - Wert fällt
am Tage: Kohlendioxidverbrauch durch Assimilation	pH - Wert steigt

Die Wasserhärte

Man unterscheidet die Carbonat-Härte und die Gesamthärte.

Die Carbonat-Härte, auch temporäre Härte genannt, weil sie durch Kochen beseitigt werden kann, entspricht dem Gehalt an Hydrogencarbonat-Ionen.

Die Gesamthärte, auch permanente (bleibende) Härte genannt, entspricht dem Gehalt an gelösten Calcium - und Magnesiumionen.

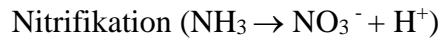
Gesamthärte:

Regenwasser nimmt beim Durchsickern des Bodens unterschiedliche Mengen Calcium und Magnesium auf, bis es ins Grundwasser gelangt. Die aufgenommene Menge ist geologisch bedingt. Die Gesamthärte hat einen Einfluss auf die Zellfunktionen. (z. B. Haut, Kiemen).

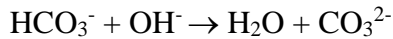
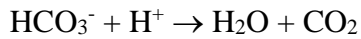
Carbonat-Härte:

Hydrogencarbonat wirkt als Puffer des Wassers, d.h. er hält den pH - Wert konstant. Bei den Stoffwechselfvorgängen entstehen Säuren und Basen.

Säuren: z.B. Kohlensäure bei der Atmung, Huminsäure (Torffilterung),



Basen: z.B. beim Abbau von stickstoffhaltigen organischen Verbindungen



Optimale Werte:

Carbonat-Härte 3 - 8°dH

Gesamthärte 8 - 12°dH

Gelöster Sauerstoff:

Ohne Sauerstoff ist kein normales, biologisches Leben möglich. Hauptquelle des Sauerstoffs sind die grünen Wasserpflanzen. Die Sauerstoffproduktion ist lichtabhängig. Die Konzentration des gelösten Sauerstoffs ist temperaturabhängig.

In einem gut gepflegten Aquarium sollte die Konzentration an gelöstem Sauerstoff mindestens 6 mg/l betragen.

Die Analytik erfolgt am besten unter Verwendung handelsüblicher Test-Kits aus dem Aquaristik-Fachhandel.

Wasserchemische Grundlagen

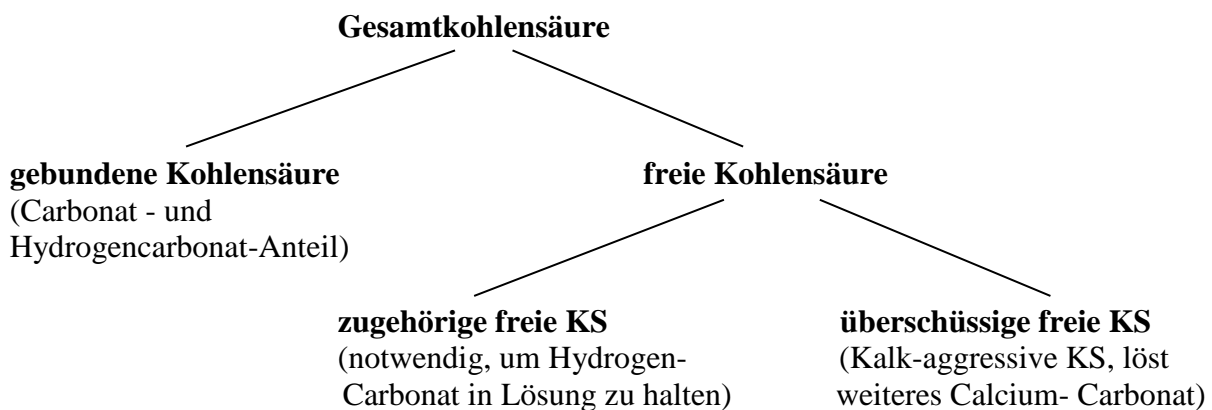
Das Kohlensäure - Kalk – Gleichgewicht



unlöslich

löslich

Alle natürlichen Wässer enthalten Kohlendioxid. Kohlendioxid ist in wässriger Lösung (Kohlensäure) in der Lage, wasserunlösliches Calcium-Carbonat zu lösen. Es entsteht wasserlösliches Calcium-Hydrogencarbonat. Man unterscheidet freie und gebundene Kohlensäure. Als gebundene Kohlensäure bezeichnet man den im Carbonat und Hydrogencarbonat gebundenen Anteil. Um das Calcium-Hydrogencarbonat in Lösung zu halten, wird eine bestimmte Menge freie Kohlensäure benötigt. Sie wird als freie, zugehörige Kohlensäure bezeichnet.



Kalkaggressiv heißt, das Wasser ist in der Lage weiteres Calcium-Carbonat in Lösung zu bringen. Die Reaktion befindet sich im Gleichgewicht, wenn einerseits kein Calcium-Carbonat ausfällt und andererseits keine kalkaggressive Kohlensäure vorliegt. Es ist also nur so

viel Kohlendioxid gelöst, um das Calcium-Hydrogencarbonat in Lösung zu halten. Die Bestimmung der Kalk aggressiven Kohlensäure wird durchgeführt, indem zunächst die Carbonat-Härte bestimmt wird. Eine weitere Wasserprobe wird mit gepulvertem Calcium-Carbonat geschüttelt und filtriert. Eine erneute Carbonat-Härtebestimmung erfolgt im Filtrat. Ist der zweite Wert höher als der erste, ist kalkaggressive Kohlensäure vorhanden.

Der Stickstoffkreislauf

Aus Eiweißen, welche im Aquarium als Reste vom Futter und Fischausscheidungen vorliegen, entstehen durch bakterielle Zersetzung zunächst Aminosäuren, durch Decarboxylierung Amine und danach Ammoniak. Desweiteren entsteht ebenfalls Ammoniak aus Harnstoff (Fischharn) durch enzymatische Zersetzung. Entsprechend dem pH - Wert des Wassers liegt es als Ammonium oder freies Ammoniak vor. Das Ammoniak mit Hilfe von Bakterien und Sauerstoff über die Zwischenstufe Nitrit zum Nitrat oxidiert, diesen Vorgang nennt man Nitrifikation. Die Rückreaktion nennt man Denitrifikation, sie tritt bei Sauerstoffmangel ein.

Je niedriger der pH - Wert ist, desto mehr Ammoniak liegt als relativ ungefährliches Ammonium vor. Über den pH - Wert kann man dazu eine Aussage treffen (Wuhrmann - Wooker - Gleichgewicht).

Giftigkeit von Ammoniak ist abhängig von:

- Art und Größe der Fische
- Allgemeinzustand (hungernde und überfressene Fische sind empfindlicher)
- Kohlendioxid-Überschuss und Sauerstoffmangel steigern die Giftwirkung

Kenntnis des Ammoniakgehaltes ist wichtig:

- vor jedem Wasserwechsel, da Frischwasser i.A. den pH - Wert erhöht und dadurch größere Mengen an Ammoniak freigesetzt werden können.
- bei pH - Werten < 6,5 findet keine Nitrifikation statt, weil die Bakterien abgetötet werden. Ammoniakquellen sind faulende Futter-Reste am Aquarienboden

Nitrit:

Nitrit ist ein starkes Fischgift. Der positive Nitrit-Nachweis ist ein untrügliches Zeichen dafür, dass der Abbau von organischen Stoffen im Aquarium unvollständig ist.

Ursachen:

- kurzfristig nach Wasser - und Futterwechsel (Störung der Bakterienkultur)
- total vergammelte Aquarien
- zu starke Belastung des Aquariums (zu viele Fische, unsachgemäße Fütterung)
- mit dem Wasserwechsel zu lange gewartet
- Sauerstoffdefizit (Abbau organischer Stoffe erschwert)
- total vergammelte Filter (anaerobe Verhältnisse)

Die Nitrifikation

Unter Nitrifikation versteht man den Abbau organischer Stickstoffverbindungen zu Ammoniak und dessen Oxydation zum Nitrat. Aus Proteinen entstehen Aminosäuren, aus diesen durch Decarboxylierung Amine und daraus Ammoniak. Harnstoff wird durch das Enzym Urease zu Ammoniak und Kohlendioxid abgebaut. Ammoniak liegt entsprechend dem pH - Wert des Wassers als Ammonium oder freies Ammoniak vor, entsprechend dem Gleichgewicht nach Wuhrmann - Wooker vor. Bestimmte Bakterien (Nitromonas) sind in der Lage Ammonium zum Nitrit zu oxidieren. Dieses labile Zwischenprodukt wird bei ausreichenden Sauerstoffkonzentrationen mit Hilfe von Bakterien (Nitrobacter) zum Nitrat oxidiert. Bei Sauerstoffmangel tritt die Rückreaktion (Reduktion, Denitrifikation) ein.

Gleichgewicht nach Wuhrmann - Wooker

Die Reaktion: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$

ist vom pH - Wertes des Wassers abhängig. Bei einem pH - Wert < 7 , also im saurem Bereich, liegt das Ammoniak vollständig als Ammonium vor. Bei einem pH - Wert > 7 , also im alkalischen Bereich, liegt es in Abhängigkeit vom pH - Wert als freies Ammoniak vor.

pH - Wert	freies Ammoniak
6	0%
7	1%
8	4%
9	25%
10	78%

Dieses Gleichgewicht hat vor allem in der Aquaristik und Fischzucht Bedeutung. Freies Ammoniak ist ein starkes Fischgift, während Ammonium relativ ungefährlich ist. Über den pH - Wert des Wassers kann man einschätzen, ob eine akute Gefahr vorliegt.

Was tun bei anormaler Atmung?

Ursache:

pH - Wert zu hoch: Senkung des pH - Wertes um eine Einheit

Kohlendioxidvergiftung: pH - Wert um eine Einheit erhöhen, aber nur, wenn kein Ammonium nachweisbar ist

Sauerstoffmangel: 25 mL Wasserstoffperoxid (3 %) auf 100 l Aquarienwasser

Ammoniakvergiftung: Wasser ist alkalisch, pH - Senkung mit max. 1 mol/L Salzsäure

Was tun bei schlechter Wasserqualität?

zu hartes Wasser: Verdünnen mit destilliertem oder entionisiertem Wasser

zu weichem Wasser: Zugabe von härterem Leitungswasser oder Calcium-Carbonat

zu saures Wasser: Zugabe von Natriumhydrogencarbonat- kristallisiertem ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10 \text{H}_2\text{O}$) Natriumcarbonat (6+1)

niemals Natronlauge!

erhöhte Nitrat und Nitrit-Werte:

regelmäßiger Teilwasserwechsel,

Filter überprüfen, evtl. gebrauchte mit einsetzen,

sachgemäße Reinigung der Schaumstofffilter mit lauwarmem Wasser

für Wasseraustausch im Bodengrund sorgen

vorbeugend: maßvoll füttern

evtl. Zugabe von Wasserstoffperoxid, niemals nur durch Lüften!

Die angegebenen Maßnahmen müssen analytisch kontrolliert werden!

4.3. Untersuchung von Schwimmbadwasser

Folgende Untersuchungen sind notwendig: freies und Gesamtchlor, pH - Wert

Zur Desinfektion des Wassers wird Chlor in Form anorganischer Verbindungen (Calcium - und Natriumhypochlorit) oder organischer Verbindungen (Dichlorisocyanursäure) verwendet.

Um eine entsprechende Desinfektionswirkung zu erzielen, muss der Chlorgehalt 0,3 mg/l betragen. Wird mit anorganischen Verbindungen gearbeitet, ist der Gehalt an freiem Chlor gleich den Gesamtchlorgehalt. Organische Chlorverbindungen geben das Chlor nur langsam ab, sie wirken länger. Um Gesamtchlor zu bestimmen, wird die Probe zunächst mit Kaliumiodid versetzt. Dieses setzt das gebundene Chlor frei.

Gesamtchlor = freies und gebundenes Chlor

Die Chlorbestimmung muss vor Ort durchgeführt werden. Da durch die Verwendung von Chlorierungsmitteln der pH - Wert des Wassers verändert werden kann, ist eine Kontrolle des pH - Wertes (Sollwert pH 6,5 - 7,8) erforderlich. Die pH - Wertbestimmung wird mit einem pH - Wert- Messgerät oder mit dem Indikator Phenolrot durchgeführt. Universalindikatoren sind nicht geeignet, da einige Indikatoren gegenüber Chlor nicht beständig sind.

Die Analytik erfolgt mit handelsüblichen Test-Kits.

4.4. Der Wassercheck

Mit Hilfe von Test-Kits ist es im Schullabor möglich, als orientierende Untersuchung, folgende wichtige Wasserinhaltsstoffe analytisch zu erfassen:

- pH – Wert
- Leitfähigkeit
- Chlor
- gelöster Sauerstoff
- Ammonium
- Calcium
- Eisen
- Magnesium
- Mangan
- Chlorid
- Nitrat
- Nitrit
- Phosphat
- Carbonat-Härte
- Gesamthärte,

Es können mitgebrachte Wasserproben untersucht werden, beispielsweise Aquarienwasser oder auch Brunnenwasser. Wenn bei bestimmten Parametern erhöhte Werte auftreten, ist es als Trinkwasser ungeeignet. **Es ist keine offizielle Trinkwasseranalyse!**

Wenn man ein Brunnenwasser trinken will, muss man eine amtliche Trinkwasseranalyse mit amtlicher Entnahme der Probe machen lassen. Aus Haftungsgründen sollte nicht den Anschein erweckt werden, professionelle Analysen zu erstellen. Die Schule ist kein zertifiziertes Laboratorium! Aber bei nicht plausiblen Analyseergebnissen sollte durchaus ein professionelles Wasserlabor konsultiert werden. Es können sich auf diese Weise möglicherweise für die Schule sehr nützliche Kontakte ergeben.

Die Analytik erfolgt an besten unter Verwendung handelsüblicher Test-Kits aus dem Fachhandel.

4.5. Der chemische Index von Fließgewässern

Mit Hilfe des Chemischen Index ist es möglich, den Grad der Belastung eines Fließgewässers zu charakterisieren. Folgende Parameter werden bestimmt:

- Temperatur
- Leitfähigkeit
- pH – Wert
- Nitrat
- Ammonium
- Nitrat
- Phosphat
- Sauerstoff
- BSB 5.

Aus den Analysenergebnissen werden Indices abgeleitet, welche mit Wichtungs-Faktoren potenziert werden. Das Produkt ergibt eine dimensionslose Zahl zwischen 100 und 0. Je niedriger die Zahl ist, desto geringer ist die Wasserqualität.

Die Analytik erfolgt an besten unter Verwendung handelsüblicher Test-Kits aus dem Fachhandel.

Grenzen der schulischen Wasseranalytik

Rechtliche Grenzen

Analysenergebnisse werden vor Gericht nur anerkannt, wenn die Entnahme der Probe durch eine amtlich bestellte Person erfolgte (Vermeidung von Manipulationen) und die Analyse in einem zertifizierten Labor durchgeführt wurde. Aber, die Ergebnisse aus dem Schullabor könnten von Behörden als qualifizierter Hinweis angesehen werden, um Verdachtsmomente zu äußern und diesen nachzugehen.

Analytische Grenzen

Ziel der Analytik ist es, nachzuweisen ob ein Stoff vorhanden ist (qualitative Analyse) bzw. wie hoch seine Konzentration ist (quantitative Analyse).

Es gibt verschiedene physikalische und chemische Verfahren um Stoffe qualitativ nachzuweisen bzw. quantitativ zu bestimmen.

Bedingung 1:

Es muss ein geeignetes Nachweisverfahren für den zu untersuchenden Stoff vorhanden sein.

Bedingung 2:

Der Nachweis muss in der Schule machbar sein (Zeit - und Materialaufwand, eindeutige Effekte, Gefahrstoff -VO, Praktikabilität)

Bedingung 3:

Es muss ein geeignetes Bestimmungsverfahren für den zu untersuchenden Stoff vorhanden sein. Je geringer die Konzentration des zu prüfenden Stoffes ist, umso größer ist der analytische Aufwand („Nadel im Heuhaufen suchen“)

Fazit: In der Schule können nur solche quantitativen Bestimmungen durchgeführt werden, deren Aufwand vertretbar ist.

Störungen:

Wasserproben sind Gemische. Sie können Bestandteile enthalten, welche die Analyse stören, bzw. unmöglich machen. Beispielsweise wirken viele organische Stoffe als Komplexbildner. Die Beseitigung von Störungen (z.B. Aufschluss) ist in der Schule nicht immer möglich. Vor allem bei Abwasser treten oft Störungen auf, die durch ganz bestimmte Methoden der Probenvorbereitung eliminiert werden müssen. Abwasseranalytik kommt auch wegen der Infektionsgefahr ohnehin für Schulen kaum in Betracht.

Analytische Grenzen sind:

a) geeignetes Nachweisverfahren oder - Reagenz fehlt

b) zu geringe Konzentration

c) Störungen, Matrixeffekte

Fazit: Unter schulischen Bedingungen ist es bisher nicht möglich, organische Stoffe im Wasser (a +b), sowie Schwermetalle (b + c) im Wasser zu erfassen.

4.6. Eiweißnachweise mit geringerem Gefährdungspotenzial

In der folgenden Übersicht wird eine bisher in der Schulpraxis nicht bekannte Nachweisreaktion vorgestellt. Sie wird in Harnteststreifen eingesetzt, um geringe Konzentrationen von Eiweiß im Urin nachzuweisen. Dies ist für die Diagnostik von Erkrankungen der Niere und ableitenden Harnwegen erforderlich. Danach wird eine modifizierte Biuret- Reaktion vorgestellt, welche zur Bestimmung der Gesamteiweiß-Konzentration im Serum im klinischen Labor üblich ist. Vor allem in der Tüpfelanalyse ist das Ergebnis gut erkennbar. Die Lösung ist leicht hellblau gefärbt, die positive Reaktion zeigt einen Farbumschlag nach blauviolett.

Prinzip Eiweißfehler von pH-Indikatoren

Der pH-Indikator Bromphenolblau liegt bei einem pH-Wert bis 3,0 als gelbe nicht dissoziierte Säure vor. Bei einem pH-Wert über 4,6 liegt das blaue dissoziierte Anion vor.

Zwischen pH 3,1 – 4,5 liegt eine grüne Mischfarbe vor.

Der Teststreifen enthält Bromphenolblau und einen Puffer von pH 3,0.

Bei einem pH- Wert von 3,0 liegen Albumine in protonisierter Form vor. Diese reagieren mit dem Anion des Bromphenolblaus, es entstehen Salze. Die Intensität der grünen Mischfarbe ist von der Proteinkonzentration abhängig. Die zu untersuchende Probe wird mit einer Pufferlösung von pH 3 versetzt. Bei diesem pH-Wert liegt das Albumin protonisiert vor, das heißt an die Aminogruppe ist das Hydronium-Ion (NH_3^+) gebunden. Diese reagiert mit dem Indikator-Anion unter Bildung eines Komplexes.

Bromphenolblau

H-Indikator $\rightarrow \text{H}^+ + \text{Indikator}^-$

pH < 3,0 gelb. $\text{pH} > 4,6$ blau

$\text{R} - \text{NH}_3^+ + \text{Indikator}^- \rightarrow \text{blaugrünes Salz}$

Modifizierte Methode nach Weichselbaum

Die Biuret-Reaktion wird auch im klinischen Labor zur Bestimmung der Gesamteiweiß-Konzentration im Serum angewendet. Diese Lösung enthält Kupfersulfat,

Kaliumnatriumtartrat, Kaliumiodid und Natronlauge. Kaliumnatriumtartrat verhindert als Komplexbildner die Ausfällung von Kupferhydroxid. Der Vorteil dieser Reagenzlösung besteht darin, dass das Versuchsergebnis (Farbumschlag hellblau nach violett) sehr gut erkennbar ist. Das verdünnte Reagenz ist einige Wochen verwendbar.

Protein-Nachweis Prinzip Eiweißfehler von pH-Indikatoren

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster oder Tüpfelplatte, Reagenzgläser, Maßkolben 100 mL, Pipette 10 mL
Bromphenolblau-Lösung 0,1 %, Puffer pH 3, Milch, Joghurt, Quark, Gelatine

Durchführung:

Herstellung der Reagenzlösung:

- in einen 100 mL Maßkolben 10 mL Puffer pH 3 geben
- tropfenweise Bromphenolblau-Lösung bis zur kräftigen Gelbfärbung zugeben
- mit Wasser zu 100 mL auffüllen

Probematerial:

Milch, Eiklar, Quark, Joghurt, Gelatine

Eiweiß-Nachweis im Reagenzglas:

- 5 mL Reagenzlösung in ein Reagenzglas geben
- zu untersuchende Lebensmittel zugeben

Tüpfeltechnik:

weiße Unterlage

1 Tropfen Reagenzlösung

1 Tropfen Probe oder eine streichholzkopfgröße Menge Quark oder Joghurt
(Farbumschlag von gelb nach blau)

Beobachtung

Farbumschlag von gelb nach grün bis blau

Protein-Nachweis Prinzip Biuret- Methode nach Weichselbaum

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster oder Tüpfelplatte, Reagenzgläser, Maßkolben 100 mL, Pipette 10 mL
Biuret RL, Kaliumiodid RL, Milch, Joghurt, Quark, Gelatine

Durchführung:

Herstellung der Reagenzlösung:

- 20 mL Biuret RL werden mit Kaliumiodid RL zu 100 mL aufgefüllt
- für Tüpfelanalytik werden 2,5 mL Biuret RL mit 10 mL Kaliumiodid- RL gemischt

Eiweiß-Nachweis im Reagenzglas:

- 5 mL Reagenzlösung in ein Reagenzglas geben
- zu untersuchende Lebensmittel zugeben

Eiweiß-Nachweis mittels Tüpfeltechnik:

weiße Unterlage

1 Tropfen Reagenzlösung

1 Tropfen Probe oder eine streichholzkopfgroße Menge Quark oder Joghurt

Beobachtung

Farbumschlag von hellblau nach violett

4. 7 Untersuchung von Cola, Differenzierung Cola und Cola light

4.7.1 Cola auf der Tüpfelplatte

Theoretische Grundlagen

Die Untersuchung von Cola ist ein beliebtes Thema in einem alltagsbezogenen Chemieunterricht. Dabei geht es vor allem um den Nachweis von Phosphorsäure als Bestandteil und die Unterscheidung von Cola classic und Cola light durch den Nachweis von Zucker. Oftmals wurden in der didaktischen Literatur Experimente beschrieben, die verbesserungswürdig sind. Cola ist eine dunkelbraun gefärbte Flüssigkeit, die in der Schule klassische Messung des pH-Wertes mit Universalindikator versagt hier völlig.

Entfärbungsversuche mit Aktivkohle bringen nach unseren Erfahrungen nicht immer den gewünschten Erfolg, abhängig von der Cola-Sorte und der verwendeten Aktivkohle. Der Phosphatnachweis mit salpetersaurer Ammoniummolybdat-Lösung ist nicht unbedingt als Schülerexperiment zu empfehlen, vor allem bei Präsentationen außerhalb des Fachraumes. Der Nachweis von Zucker mit der klassischen Fehling – Probe birgt die Gefahr des Siedeverzuges. Zum Nachweis der sauren Reaktion wird eine verdünnte Cola-Lösung eingesetzt. Als Indikatoren eignen sich besonders Methylrot und Bromthymolblau. Zur Funktionsprüfung der Reagenzien wird eine sehr stark verdünnte Phosphorsäure-Lösung eingesetzt, deren Konzentration dem Cola-Getränk entspricht. Zum Nachweis von Phosphat-Ionen wird die Molybdänblau-Reaktion eingesetzt, die auch zur Bestimmung der Phosphat-Konzentration im Wasser verwendet wird. Der Nachweis von Zucker erfolgt mit einer modifizierten Fehling-Probe, wo ein Erhitzen mit einem Brenner nicht erforderlich ist.

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster zum Nachweis von Phosphorsäure, Zellkulturplatten oder Tüpfelplatten aus Kunststoff für die modifizierte Fehling-Probe, Tropfpipetten, Messzylinder

Cola, Cola light,

stark verdünnte Phosphorsäure, Glucose – Fructose-Lösung, Methylrot-Lösung 0,1 %, Bromthymolblau-Lösung 0,1 %, Phosphat-Reagenz I, Phosphat-Reagenz II, Kupfersulfat-Zitronensäure-Verreibung, Natriumhydroxid, gepulvert evtl. Abflussreiniger (erproben!!)

Durchführung:

Herstellung einer verdünnten Cola – Lösung zum Nachweis von Phosphorsäure

1 mL Cola bzw. Cola light wird mit 9 mL destilliertem Wasser verdünnt

Herstellung verdünnter Methylrot-Lösung:

In ein Becherglas 25 mL Trinkwasser geben und solange Methylrot-Lösung zugeben, bis eine dunkel-zitronengelbe Farbe resultiert, gegebenenfalls einen Tropfen gesättigte Natriumhydrogencarbonat-Lösung zugeben.

Wenn unverdünnte alkoholische Lösung auf das Tüpfelraster getropft wird, kann es zu einem nicht eindeutigen Ergebnis kommen!

Herstellung verdünnter Bromthymolblau-Lösung:

In ein Becherglas 25 mL Trinkwasser geben und solange Bromthymolblau-Lösung zugeben, bis eine dunkel-grüne Farbe resultiert, gegebenenfalls einen Tropfen gesättigte Natriumhydrogencarbonat-Lösung zugeben.

Wenn unverdünnte alkoholische Lösung auf das Tüpfelraster getropft wird, kann es zu einem nicht eindeutigen Ergebnis kommen!

Nachweis von Phosphat-Ionen

auf Tüpfelraster (weiße Unterlage) tropfen:

1 Tropfen stark verdünnte Phosphorsäure (positive Kontrolle)

1 Tropfen destilliertes Wasser (negative Kontrolle)

1 Tropfen verdünnte Cola

1 Tropfen verdünnte Cola light

zu allen Proben 1-2 Tropfen Phosphat T und 1 Tropfen Phosphat II geben

Nachweis der sauren Reaktion mit Methylrot-Lösung

auf Tüpfelraster (weiße Unterlage) tropfen:

1 Tropfen stark verdünnte Phosphorsäure (positive Kontrolle)

1 Tropfen destilliertes Wasser (negative Kontrolle)

1 Tropfen verdünnte Cola

1 Tropfen verdünnte Cola light

zu allen Proben 1-2 Tropfen verdünnte Methylrot-Lösung geben

Nachweis der sauren Reaktion mit Bromthymolblau - Lösung

auf Tüpfelraster (weiße Unterlage) tropfen:

1 Tropfen stark verdünnte Phosphorsäure (positive Kontrolle)

1 Tropfen destilliertes Wasser (negative Kontrolle)

1 Tropfen verdünnte Cola

1 Tropfen verdünnte Cola light

zu allen Proben 1-2 Tropfen verdünnte Bromthymolblau-Lösung geben

Nachweis von Zucker

Tüpfelplatte, kein Tüpfelraster!!!, weiß oder Zellkulturplatte

auf Zellkulturplatte (auf weiße Unterlage stellen) tropfen:

3 - 5 Tropfen Glucose-Fructose-Lösung (positive Kontrolle)

3 - 5 Tropfen destilliertes Wasser (negative Kontrolle)

3 - 5 Tropfen verdünnte Cola

3 - 5 Tropfen verdünnte Cola light

- 1 Spatel-Spitze Kupfersulfat-Zitronensäure-Verreibung
- mischen
- 1 Spatel-Spitze gepulvertes Natriumhydroxid oder Abflussreiniger
- mischen

Hinweise zum Arbeitsschutz:

- **Die alternative Fehling-Probe niemals auf dem Tüpfelraster!**
- **nur in Tüpfelplatte aus Kunststoff oder in einer Zellkulturplatte (12 Vertiefungen)**
- **Schutzbrille tragen!**
- **Natriumhydroxid entweder frisch in der Reibschale verreiben, oder in einen sehr dicht schließendem Gefäß aufbewahren, da äußerst hygroskopisch**
- **Tüpfelplatte sofort reinigen, nicht stehen lassen**
- **evtl. unter Zusatz von verdünnter Säure Kupfer(I)oxid-Reste lösen**

Beobachtung:***Nachweis von Phosphat-Ionen***

sofortiger Farbumschlag nach blau bei Cola und Phosphorsäure,
Blindprobe leicht hellblau

Nachweis der sauren Reaktion mit Methylrot-Lösung

Farbumschlag von gelb nach rot bei Cola und stark verdünnter Phosphorsäure
Blindprobe gelbe Farbe bleibt bestehen

Nachweis der sauren Reaktion mit Bromthymolblau - Lösung

Farbumschlag von grün nach gelb bei Cola und stark verdünnter Phosphorsäure
Blindprobe grüne Farbe bleibt bestehen

Nachweis von Zucker**Tüpfelplatte, kein Tüpfelraster!!!, weiß oder Zellkulturplatte**

Farbumschlag von blau nach rotbraun bei Glucose-Fructose-Lösung
Blindprobe und Cola light: blaue Farbe bleibt bestehen

Auswertung:

Die modifizierten Vorschriften erfordern keinen Brenner und sind daher auch für Präsentationen geeignet. Allerdings wird auch bei der modifizierten Fehling-Reaktion stark ätzendes Natriumhydroxid eingesetzt, welches in diesem Fall nicht durch Natriumcarbonat ersetzbar ist.

4.7.2 Cola im Reagenzglas

Mit Hilfe dieses Experimentes ist es möglich, zwei wichtige Bestandteile der Cola, d. h. Phosphorsäure und Zucker nachzuweisen. Die Unterscheidung von Cola classic und Cola light ist möglich. Bei der Konzeption wurde darauf bewusst geachtet, dass eine zeitaufwendige und nicht immer erfolgreiche Entfärbung der Cola verzichtet werden kann. Der Nachweis von Phosphorsäure erfolgt mit Universalindikator und der Nachweis von Phosphat-Ionen erfolgt mit der Molybdänblau-Reaktion. Zum Nachweis der sauren Reaktion wird das mit Universalindikator-Lösung angefärbte Trinkwasser mit einigen Tropfen Cola versetzt, eine Entfärbung ist hier nicht notwendig. Es ist Trinkwasser zu verwenden, da dieses neutral bis leicht basisch reagiert. Destilliertes bzw. entionisiertes Wasser reagiert leicht sauer durch das aus der Luft aufgenommene Kohlenstoffdioxid. Der Nachweis von Phosphat-Ionen mit der Molybdänblau-Reaktion ist sehr empfindlich, d. h. es werden sehr geringe Konzentrationen erfasst. Aus diesem Grunde ist es notwendig, dass eine Blindprobe (negative Kontrolle) mit destilliertem Wasser durchgeführt wird. Da manche Spülmittel Phosphat enthalten, empfiehlt es sich möglichst neue Reagenzgläser zu verwenden. Auch bei der Blindprobe kann sich eine leichte Blaufärbung einstellen. Bei Cola bzw. stark verdünnter Phosphorsäure (positive Kontrolle) muss sich nach wenigen Augenblicken der Ansatz tief dunkelblau färben.

Der ursprünglich der Cola zugesetzte Zucker wird durch die enthaltene Phosphorsäure in seine Bestandteile Glucose und Fructose gespalten. Diese reduzieren in alkalischer Lösung Kupfer (II)-Ionen zu Kupfer(I)oxid, welches als roter Niederschlag ausfällt, bzw. zu elementarem Kupfer. Das häufig beschriebene Fehling-Reagenz sollte durch Benedict-Reagenz ersetzt werden, da dieses ein geringeres Gefahrenpotenzial insbesondere bei Schülerübungen birgt. Trotzdem sollte auch hier das Erhitzen im siedenden Wasserbad und nicht direkt in der offenen Brennerflamme erfolgen, um einen Siedeverzug (Unfallquelle!!) zu verhindern.

Erforderliche Hilfsmittel:

Reagenzgläser, Erlenmeyer-Kolben 100 mL, enger Hals
Universalindikator nach Mc. Crumb, Farbskala, stark verdünnte Phosphorsäure,

Phosphat- Reagenz I, Phosphat-Reagenz II, Glucose-Fructose-Lösung, Kupfersulfat-Zitronensäure-Mischung, Natriumhydroxid fest, Cola classic, Cola Light

Nachweis der sauren Reaktion

Durchführung:

- 5 mL Wasser in ein Reagenzglas geben
- 3 Tropfen Universalindikator zugeben
- gut mischen
- 3 Tropfen Phosphorsäure zugeben und gut mischen
- entstehende Farbe notieren und den pH-Wert aus der Tabelle ablesen
- Wiederholung mit Cola

Nachweis von Phosphat-Ionen

Durchführung:

Nachweis mit Phosphatreagenz I und II (Molybdänblaureaktion)

- in drei sehr gründlich gereinigte Reagenzgläser je 5 mL destilliertes Wasser vorlegen
 - Reagenzglas 1 kein Zusatz (Blindprobe)
 - Reagenzglas 2 5 Tropfen Cola (muss hier nicht unbedingt entfärbt sein)
 - Reagenzglas 3 5 Tropfen Phosphorsäure
- in alle drei Reagenzgläser 10 Tropfen Phosphatreagenz I geben
- gut mischen
- in alle drei Reagenzgläser 2 Tropfen Phosphatreagenz II geben
- gut mischen
- Geschwindigkeit der Farbstoffbildung beobachten

Nachweis von Glucose und Fructose

Durchführung:

- vier Reagenzgläser mit Folienschreiber beschriften und in Erlenmeyer-Kolben stellen
 - Reagenzglas 1: 1 cm hoch Wasser (negative Kontrolle)
 - Reagenzglas 2: 1 cm hoch Wasser und 10 Tropfen Glucose-Fructose-Lösung (positive Kontrolle)
 - Reagenzglas 3: 1 cm hoch Wasser und 10 Tropfen Cola classic
 - Reagenzglas 4: 1 cm hoch Wasser und 10 Tropfen Cola Light
 - Reagenzglas 4: 4 Tropfen Glucose-Fructose-Lösung
- in jedes Reagenzglas 1 Spatel Kupfersulfat-Zitronensäure-Mischung geben, mischen
- in jedes Reagenzglas 2. Plätzchen Natriumhydroxid geben

4. 8. Salzgurke oder Essiggurke

Theoretische Grundlagen

Milchsäure und Essigsäure haben als Konservierungsmittel für Gemüse schon seit vielen Jahren ihren Platz. Wer kennt nicht die Salzgurken, das Sauerkraut und das milchsauer vergorene Gemüse, welches man in Reformhäusern findet. Aber auch in Essig eingelegtes

Gemüse erfreut sich schon seit langem großer Beliebtheit. Essigsäure und Milchsäure lassen sich nicht nur durch ihren Geschmack, sondern auch mittels Eisen(III)chlorid unterscheiden. Lactat-Ionen bilden ein gelbgrünes Eisenlactat, während Acetat-Ionen ein rotes Eisenacetat bilden. Beide Reaktionen laufen im neutralen bis schwach alkalischen Medium ab. Die Aufguss-Flüssigkeiten werden mit Natriumhydrogencarbonat vorsichtig neutralisiert. Die Substanz wird vorsichtig portionsweise zugegeben. Es wird eine Reagenzglas-Variante und eine Tüpfel-Variante vorgestellt. Die Erprobung erfolgte nicht nur mit stark verdünnten Milchsäure- bzw. Essigsäure-Lösungen (ca. 1%), sondern auch mit Aufguss-Flüssigkeiten. Diese sind lassen von Märkten beschaffbar, wo lose Sauerkraut und Gurken aus dem Fass verkauft werden. Bei Aufguss-Flüssigkeiten wären Störungen möglich, z. B. durch Gewürze

Hilfsmittel:

Reagenzgläser, Tüpfelraster, Tropfpipetten, Trichter, Filter, Erlenmeyer-Kolben 50 mL
Messzylinder 10 mL

Milchsäure-Lösung (1 mL Milchsäure mit Wasser zu 100 mL auffüllen),

Essigsäure-Lösung (1 mL Eisessig mit Wasser zu 100 mL auffüllen), Aufguss-Flüssigkeiten

Natriumhydrogencarbonat fest und gesättigte Lösung, Eisen(III)-chlorid-Lösung 0,05 mol/L

Durchführung:

Reagenzglas-Variante

- 10 mL Aufguss bzw. Essigsäure und Milchsäure-Lösung in den Erlenmeyer-Kolben geben
- portionsweise Natriumhydrogencarbonat zugeben, Ende des Aufschäumens abwarten
- filtrieren
- zum Filtrat tropfenweise Eisen(III)-chlorid-Lösung geben

Tüpfel-Variante

- auf Tüpfelraster (weiße Unterlage) tropfen 1 Tropfen Probe, 2 Tropfen Eisen(III)-chlorid-Lösung, 1 Tropfen gesättigte Natriumhydrogencarbonat-Lösung

Beobachtung:

Farbumschlag nach gelb bei Milchsäure, Farbumschlag nach rotbraun bei Essigsäure

Auswertung:

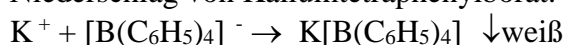
Die Eisenchlorid-Reaktion gestattet eine einfache Differenzierung der beiden organischen Säuren

D 4.9. Nitrat in Kalisalpeter

Kalisalpeter ist Kaliumnitrat. Dieser Stoff ist im Fleischerbedarf erhältlich und wird für Hausschlachtungen benötigt. Hier ist der Nachweis von Kalium- und Nitrat-Ionen problemlos möglich. Der Nachweis ist sehr empfindlich, deshalb wird eine Probelösung aus einer Mikrospatel-Spitze Substanz und 10 mL Wasser.

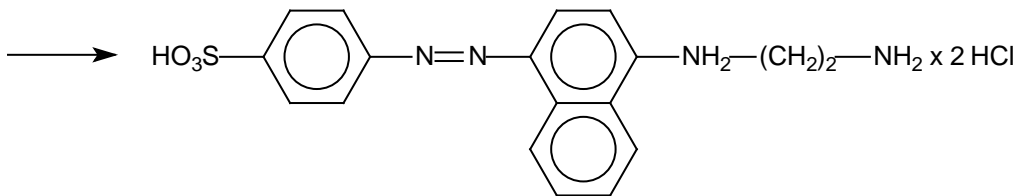
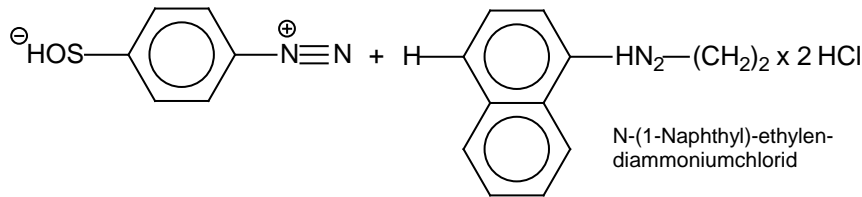
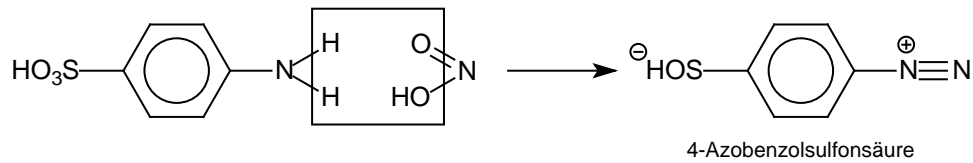
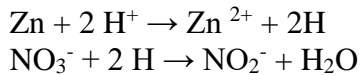
Nachweis von Kalium-Ionen

Kalium-Ionen reagieren mit Natriumtetraphenylborat (Kalignost), es entsteht ein weißer Niederschlag von Kaliumtetraphenylborat.



Nachweis von Nitrat-Ionen

Nitrat wird durch naszierenden Wasserstoff, welcher aus Zink und Essigsäure entsteht, zu Nitrit reduziert. Dies reagiert mit Grieß-Reagenz, es entsteht ein rotvioletter Azofarbstoff.



violetter Azofarbstoff

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster, Kalisalpeter, Kalignost-Lösung, Magnesium-Pulver, Essigsäure 25 %

Durchführung:

Probeprobereitung:

1 Spatel Probe in 5 mL destilliertem Wasser lösen

Kalium-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Kalignost, weißer Niederschlag, **schwarze Unterlage**

Nitrat-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 2 Tropfen Essigsäure, 1 Löffel Magnesiumpulver, nach 3 min 1 Löffel Nitrit-Reagenz zugeben, rotviolette Färbung,

weiße Unterlage

4. 10. Nitrat - Nachweis im Radieschen

Wichtig ist, das Radieschen zu schälen, um Fälschungen durch die roten Farbstoffe in der Schale auszuschließen. In der Regel lassen sich Nitrate nachweisen, bei Bio-Ware kann u. U. ein negatives Ergebnis auftreten. Es ist auch möglich, Press-Saft zu untersuchen, indem das geschälte(!) Radieschen mit einer Knoblauchpresse ausgepresst wird.

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster, Radieschen, Messer

Kalignost-Lösung, Magnesium-Pulver, Salzsäure 1 mol/L

Durchführung:

Probeprobereitung:

Radieschen in Scheiben schneiden und schälen!

Nitrat-Nachweis:

Radieschen-Scheiben auf Tüpfelraster legen, auf die Scheiben 2 Tropfen 1 mol/L Salzsäure, 1 Löffel Magnesiumpulver, nach 3 min 1 Löffel Nitrit-Reagenz geben, rotviolette Färbung, **weiße Unterlage**

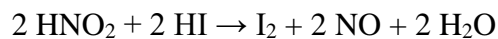
4. 11. Nitrit-Nachweis im Pökelsalz

Pökelsalz enthält unter 1 % Natriumnitrit. Der Nachweis von Nitrit-Ionen kann nach Ansäuern mit Essigsäure mit Nitrit- Reagenz erfolgen, nach Ansäuern mit Phosphor- oder Schwefelsäure mit Zinkiodid-Stärke-Lösung bzw. Kaliumiodid-Stärke-Papier.

Nachweis von Nitrit-Ionen

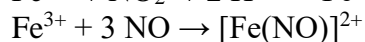
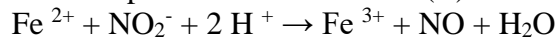
Methode 1:Oxidation von Iodid zu Iod

Nitrit-Ionen oxidieren in phosphorsaurer Lösung Iodid-Ionen zu elementarem Iod, welches mit Stärke einen blauen Farbkomplex bildet.



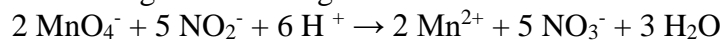
Methode 2: Bildung von Nitroso-Eisen(II)-Sulfat

Eisen(II)-Ionen werden durch Nitrit in saurer Lösung zu Eisen(III)-Ionen oxidiert. Das gebildete Stickstoffmonoxid bildet mit überschüssigen Eisen(II)-Sulfat einen braunen Farbkomplex von Nitroso-Eisen(II)-Sulfat.



Methode 3: Reduktion von Kaliumpermanganat

Nitrit wird in saurer Lösung durch Kaliumpermanganat zum Nitrat oxidiert, während das Permanganat zum zweiwertigen Mangan-Ion reduziert wird. Das Ergebnis ist an der Entfärbung von Permanganat erkennbar.



Methode 4: Bildung eines Azofarbstoffes

Nitrit reagiert in essigsaurer Lösung mit Griess-Reagenz direkt, es entsteht ein rotvioletter Azofarbstoff (siehe Nitrat).

Durchführung:

Methode 4

1 Spatel-Spitze Pökelsalz auf das Tüpfelraster geben, mit 2 Tropfen Essigsäure lösen, 1 Löffel Nitrit-Reagenz zugeben, rotviolette Färbung, **weiße Unterlage** oder ***Methode 1***

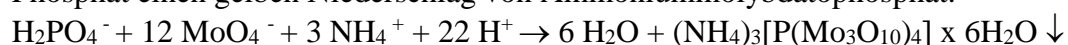
1 Spatel-Spitze Pökelsalz auf das Tüpfelraster geben, mit 2 Tropfen Schwefelsäure lösen, Kaliumiodid-Stärke-Papier oder 2 Tropfen Zinkiodid-Stärke-Lösung zugeben, blauviolette Färbung, **weiße Unterlage**

4.12. Phosphat-Nachweis in Wurst

Als Probematerial eignet sich sehr gut die Aufguss-Flüssigkeit von Bockwurst-Konserven. Der Phosphat -Nachweis erfolgt mit der Molybdänblau-Reaktion.

Nachweis von Phosphat-Ionen

Phosphat bildet mit Ammoniummolybdat in saurer Lösung bei hohen Konzentrationen an Phosphat einen gelben Niederschlag von Ammoniummolybdatophosphat.



Bei geringen Konzentrationen ist keine Farbveränderung feststellbar. Durch Reduktionsmittel lässt sich der gebildete Komplex reduzieren, es entsteht Molybdänblau. Es ist ein Gemisch aus verschiedenen Oxidationsstufen des Molybdäns.

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster, Aufguss-Flüssigkeit von Bockwurstkonserven
Phosphat-Reagenz I und II

Durchführung:**Probematerial:**

Schinken, Wurst

Probeprobereitung:

Schinken, Wurst klein schneiden, mit wenig Wasser mischen, kurz aufkochen, abkühlen lassen

Phosphat-Nachweis:

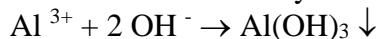
1 Tropfen Probe, je 1 Tropfen Phosphatreagenz I und II, blaue Färbung, weiße Unterlage
Zur Untersuchung eignet sich auch gut die Aufguss-Flüssigkeit von Bockwurstkonserven

4.13. Untersuchung eines Alaunstiftes

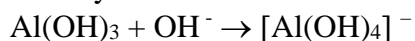
Kalialaun ist Kaliumaluminiumsulfat und wird in Form der Alaun-Stifte zur Blutstillung verwendet.. Ein handelsüblicher Alaunstift wird in wenig Wasser gestellt. In der Lösung lassen sich gut Kalium-, Aluminium -, und Sulfat-Ionen nachweisen.

Nachweis von Aluminium-Ionen***Methode 1: Amphoteres Verhalten***

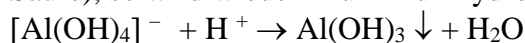
Gibt man zu einer Aluminium-Salz-Lösung Natronlauge, fällt zunächst weißes gallertartiges Aluminiumhydroxid aus. Bei weiterer Zugabe von Natronlauge löst sich der Niederschlag wieder unter Aluminat-Bildung bei $\text{pH} > 12$. Verwendet man als Fällungsmittel Ammoniak-Lösung wird nur ein pH -Wert von 10 erreicht. Bei diesem pH -Wert bleibt der Niederschlag bestehen. Gibt man zu einer Aluminiumsalzlösung tropfenweise Natronlauge, so wird zunächst Aluminiumhydroxid als weißer, gallertartiger Niederschlag ausgefällt.



Dieser Niederschlag löst sich bei weiterer Zugabe von Natronlauge auf, es entsteht lösliches Tetrahydroxoaluminat.



Gibt man zu der entstandenen Aluminat-Lösung Ammoniumchlorid-Lösung (schwache Säure), so wird wieder Aluminiumhydroxid ausgefällt.



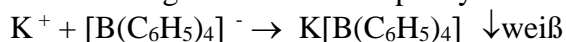
Gibt man zu einer Aluminiumsalzlösung statt Natronlauge Ammoniaklösung (schwächere Base) findet nur eine Ausfällung von Aluminiumhydroxid statt, eine Wiederauflösung des Niederschlages (Aluminat-Bildung) findet nicht statt.

Methode 2: Bildung eines Farblackes

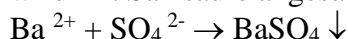
Aluminium -Ionen bilden in schwach saurer Lösung mit Alizarin S einen roten Farb-Lack. In schwach saurer Lösung ist Alizarin S gelb gefärbt.

Nachweis von Kalium-Ionen

Kalium-Ionen reagieren mit Natriumtetraphenylborat (Kalignost), es entsteht ein weißer Niederschlag von Kaliumtetraphenylborat.

**Nachweis von Sulfat-Ionen**

Sulfat-Ionen reagieren mit Barium-Ionen unter Bildung eines weißen Niederschlages von Bariumsulfat. Als Reagenz ist eine Bariumchlorid-Lösung vorgeschrieben. Die Probelösung wird mit Salzsäure angesäuert, da Bariumsulfat in saurer Lösung unlöslich ist.

**Erforderliche Hilfsmittel:**

Tüpfelraster, Becherglas 25 mL

Alaunstift, Kalignost-Lösung, Ammoniak-Lösung, eventuell Alizarin S-Lösung, Essigsäure 25 %, Bariumchlorid-Lösung, Salzsäure 1 mol/L

Durchführung:

Probeprobereitung:

in ein 25 mL Becherglas 2 mm hoch destilliertes Wasser einfüllen und Alaunstift einige Minuten einstellen

Kalium-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Kalignost, weißer Niederschlag, schwarze Unterlage

Aluminium-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Ammoniak, weißer Niederschlag, schwarze Unterlage

oder 1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Alizarin S, rotviolette Färbung weiße Unterlage

Bind-Probe mit Essigsäure, gelbe Färbung, weiße Unterlage

Sulfat-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Salzsäure, 1 Tropfen Bariumchlorid, weißer Niederschlag, schwarze Unterlage

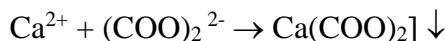
4.14. Untersuchung von Gips

Gips ist Kalziumsulfat, eine wenig wasserlösliche Substanz. In der entstehenden Lösung lassen sich Calcium-Ionen mit Ammoniumoxalat-Lösung aber auch mit Calconcarbonsäure nachweisen, der Nachweis von Sulfat-Ionen erfolgt mit Bariumchlorid.

Nachweis von Calcium-Ionen

Methode 1: Nachweis als Kalziumoxalat

Calcium-Ionen reagieren mit Oxalat-Ionen, es entsteht ein weißer Niederschlag von Kalziumoxalat.

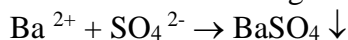


Methode 2: Bildung eines Farbkomplexes mit Calconcarbonsäure

Calcium-Ionen bilden mit Calconcarbonsäure in alkalischer Lösung einen rotvioletten Farbkomplex. Der Indikator ist in alkalischer Lösung tintenblau gefärbt.

Nachweis von Sulfat-Ionen

Sulfat-Ionen reagieren mit Barium-Ionen unter Bildung eines weißen Niederschlages von Bariumsulfat. Als Reagenz ist eine Bariumchlorid-Lösung vorgeschrieben. Die Probelösung wird mit Salzsäure angesäuert, da Bariumsulfat in saurer Lösung unlöslich ist.



Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster, Reagenzglas, Trichter, Filter

Gips, Ammoniumoxalat-Lösung, Calconcarbonsäure-Verreibung, Natronlauge 1 mol/L, Essigsäure 25 %, Bariumchlorid-Lösung, Salzsäure 1 mol/L

Durchführung:

Probeprobereitung:

1 Spatel Gips mit 5 mL destilliertem Wasser mischen, durchschütteln und filtrieren

Calcium-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Ammoniumoxalat, weißer Niederschlag, schwarze Unterlage

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Natronlauge, 1 Löffel Calconcarbonsäure, violette Färbung,

weiße Unterlage

Sulfat-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Salzsäure, 1 Tropfen Bariumchlorid, weißer Niederschlag,
schwarze Unterlage

4.15. Untersuchung und Differenzierung verschiedener Speisesalze

Im Handel sind verschiedene Salzarten erhältlich.

Steinsalz ist Natriumchlorid ohne Zusätze.

Pökelsalz: Dieses enthält maximal 0,5 % Natriumnitrit. Pökeln ist ein Verfahren, um rohes Fleisch haltbar zu machen. Es beruht auf der wasserentziehenden Wirkung von Natriumchlorid, ohne Wasser können sich Mikroorganismen nicht vermehren. Nitrit reagiert mit dem roten Farbstoff des Fleisches Myoglobin zu einem roten Farbkomplex.

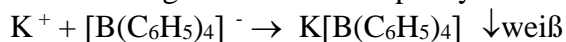
Iod-Salz enthält 0,015 – 0,025 % Kaliumiodat. Es wird zur Vorbeugung von Iod-Mangel-Zuständen (Prophylaxe Schilddrüsen-Unterfunktion) eingesetzt.

Fluor-Salz enthält 0,03- 0,06 % Natriumfluorid und wird zur Karies-Vorbeugung eingesetzt. Leider war es uns bisher nicht möglich, einen für die Schule geeigneten Nachweis für Fluorid zu finden, die in der Wasseranalytik üblichen Verfahren Zirkonium-Alizarin und Alizarin-Komplexan-Lanthan funktionieren mit Fluor-Salz nicht.

Diät-Salz enthält an Stelle von Natriumchlorid Kaliumchlorid. Natrium wirkt wasserspeichernd und erhöht den Blutdruck.

Nachweis von Kalium-Ionen

Kalium-Ionen reagieren mit Natriumtetraphenylborat (Kalignost), es entsteht ein weißer Niederschlag von Kaliumtetraphenylborat.

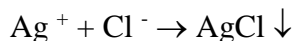


Nachweis von Natrium-Ionen

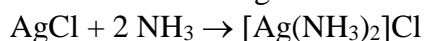
Der Nachweis erfolgt mittels Flammenfärbung. Es entsteht die charakteristische Gelbfärbung. Als Alternative zum Magnesiastäbchen bieten sich Nasenzerstäuber an.

Nachweis von Chlorid-Ionen

Chlorid-Ionen bilden mit Silber-Ionen einen gelben Niederschlag von Silberchlorid.



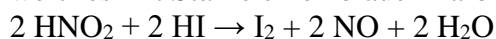
Dieser Niederschlag löst sich leicht in Ammoniaklösung.



Nachweis von Nitrit-Ionen

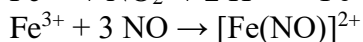
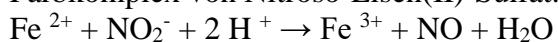
Methode 1: Oxidation von Iodid zu Iod

Nitrit-Ionen oxidieren in phosphorsaurer Lösung Iodid-Ionen zu elementarem Iod, welches mit Stärke einen blauen Farbkomplex bildet.



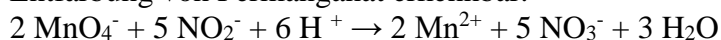
Methode 2: Bildung von Nitroso-Eisen(II)-Sulfat

Eisen(II)-Ionen werden durch Nitrit in saurer Lösung zu Eisen(III)-Ionen oxidiert. Das gebildete Stickstoffmonoxid bildet mit überschüssigen Eisen(II)-Sulfat einen braunen Farbkomplex von Nitroso-Eisen(II)-Sulfat.



Methode 3: Reduktion von Kaliumpermanganat

Nitrit wird in saurer Lösung durch Kaliumpermanganat zum Nitrat oxidiert, während das Permanganat zum zweiwertigen Mangan-Ion reduziert wird. Das Ergebnis ist an der Entfärbung von Permanganat erkennbar.



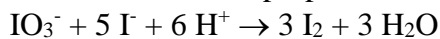
Methode 4: Bildung eines Azofarbstoffes

Nitrit reagiert in essigsaurer Lösung mit Griess-Reagenz direkt, es entsteht ein rotvioletter Azofarbstoff (siehe Nitrat).

Nachweis von Iodat-Ionen

Die angesäuerte Lösung wird mit Zinkiodid-Stärke-Lösung versetzt oder auf Kaliumiodid-Stärke-Papier gegeben. Iodat reagiert mit Iodid in saurer Lösung, dabei wird Iod freigesetzt, welches mit Stärke eine blaviolette Einschlussverbindung bildet.

Iodat und Iodid konproportionieren in saurer Lösung zum Iod.



Salz	Natrium	Kalium	Chlorid	Jodat (KI-Stärke)	Nitrit (Griess-Probe)
Steinsalz	+	-	+	-	-
Diät-Salz	-	+	+	-	-
Pökelsalz	+	-	+	(+)	+
Iod-Salz	+	-	+	+	-

Hinweis:

Die Reaktion von Iodat mit Kaliumiodid-Stärke-Papier ist nicht spezifisch auf Iodat. Jedes Oxidationsmittel, so auch Nitrit verursacht eine positive Reaktion. Die Blaufärbung ist auf jeden Fall bei Iod-Salz stärker als bei Pökelsalz. Deshalb muss der Nitrit-Nachweis mit der Griess-Probe verifiziert werden!

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster, Nasenzerstäuber

Kochsalz, Diät-Salz, Pökelsalz, Iod-Salz

Silbernitrat-Lösung, Salpetersäure 1 mol/L, Kalignost-Lösung, Schwefelsäure 1 mol/L.

Kaliumiodid-Stärke-Papier oder Zinkiodid-Stärke-Lösung, Essigsäure 25 %, Nitrit-Reagenz

Durchführung:

Nachweis von Chlorid-Ionen

Probeprobereitung:

1 Spatel Probe mit 5 mL destilliertem Wasser lösen.

Chlorid-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Salpetersäure, 1 Tropfen Silbernitrat-Lösung, weißer Niederschlag, **schwarze Unterlage**

Nachweis von Iodat-Ionen

eine Spatel-Spitze Iod-Salz auf das Tüpfelraster geben, 1 Tropfen Kaliumiodid, 1 Tropfen Schwefelsäure, 1 Tropfen Zinkiodid-Stärke-Lösung, blaue Färbung,

weiße Unterlage

Nachweis von Kalium-Ionen

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Kalignost, weißer Niederschlag,

schwarze Unterlage

Nachweis von Natrium-Ionen

Probelösung in den Nasenzerstäuber füllen und in die Flamme sprühen

Nachweis von Nitrit-Ionen

Methode 4

1 Spatel-Spitze Pökelsalz auf das Tüpfelraster geben, mit 2 Tropfen Essigsäure lösen, 1 Löffel Nitrit-Reagenz zugeben, rotviolette Färbung, **weiße Unterlage**

oder *Methode 1*

1 Spatel-Spitze Pökelsalz auf das Tüpfelraster geben, mit 2 Tropfen Schwefelsäure lösen, Kaliumiodid-Stärke-Papier oder 2 Tropfen Zinkiodid-Stärke-Lösung zugeben, blauviolette Färbung, weiße Unterlage

4.16. Untersuchung von Brausetabletten

Die Untersuchung von Inhaltsstoffen von Brausetabletten wäre auch ein Thema für ein alltagsbezogenes Projekt. Mit schulischen Mitteln lassen sich Calcium- und Magnesium-Ionen sowie Ascorbinsäure nachweisen. Hier lässt sich der Aspekt Probevorbereitung thematisieren. Während bei Verwendung von organischen Reagenzien in der Regel keine Probevorbereitung erforderlich ist, muss bei den klassischen Verfahren ein Aufschluss erfolgen, damit die Calcium- und Magnesium-Ionen in klarer Lösung nicht komplex an Citrat gebunden vorliegen. Beim Nachweis von Ascorbinsäure ist dagegen keine Probevorbereitung notwendig. Zum Auflösen der Calcium- und Magnesium-Tabletten muss unbedingt destilliertes Wasser verwendet werden, da im Trinkwasser Calcium- und Magnesium-Ionen enthalten sind. Bei Ascorbinsäure dagegen kann problemlos Trinkwasser verwendet werden.

Calcium-Nachweis in Brausetabletten

Der Nachweis von Calcium-Ionen erfolgt hier am einfachsten in der aufgelösten Tablette mit Calconcarbonsäure. Zum Auflösen der Tablette muss natürlich destilliertes Wasser verwendet werden, keinesfalls Leitungswasser! Soll der Nachweis mit Ammoniumoxalat erfolgen, muss die aufgelöste Tablette (trübe Probelösung) unter Zusatz von Salpetersäure bis zur völligen Klarheit gekocht und anschließend mit Natronlauge neutralisiert werden (Kontrolle mit Universal-Indikator-Papier).

Magnesium-Nachweis in Brausetabletten

Die Brausetablette muss in destilliertem Wasser aufgelöst werden, da Trinkwasser Magnesium enthält. Der Nachweis erfolgt mit Titangelb. Soll der Nachweis mit Di-Ammoniumhydrogenphosphat erfolgen, ist eine Probevorbereitung erforderlich.

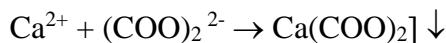
Ascorbinsäure in Brausetabletten

Der qualitative Nachweis kann durch verschiedene Reagenzien erfolgen, wobei ein Farbumschlag aufgrund der reduzierenden Wirkung der Ascorbinsäure verursacht wird. In der Regel ist hier keine Probevorbereitung erforderlich.

Nachweis von Calcium-Ionen

Methode 1: Nachweis als Kalziumoxalat

Calcium-Ionen reagieren mit Oxalat-Ionen, es entsteht ein weißer Niederschlag von Kalziumoxalat.



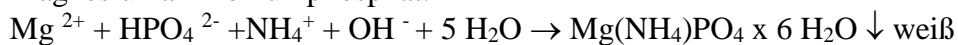
Methode 2: Bildung eines Farbkomplexes mit Calconcarbonsäure

Calcium-Ionen bilden mit Calconcarbonsäure in alkalischer Lösung einen rotvioletten Farbkomplex. Der Indikator ist in alkalischer Lösung tintenblau gefärbt.

Nachweis von Magnesium-Ionen

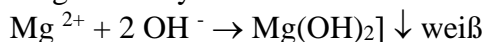
Methode 1: Nachweis als Ammoniummagnesiumphosphat

Magnesium-Ionen reagieren mit Di-Ammoniumhydrogenphosphat oder einem Gemisch aus Ammoniak, Ammoniumchlorid und Di-Natriumhydrogenphosphat zu unlöslichem weißem Magnesiumammoniumphosphat.



Methode 2: Bildung eines Farblackes mit Titangelb

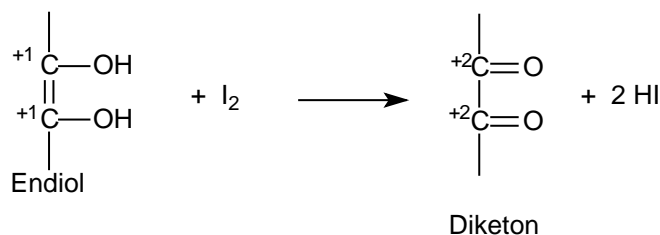
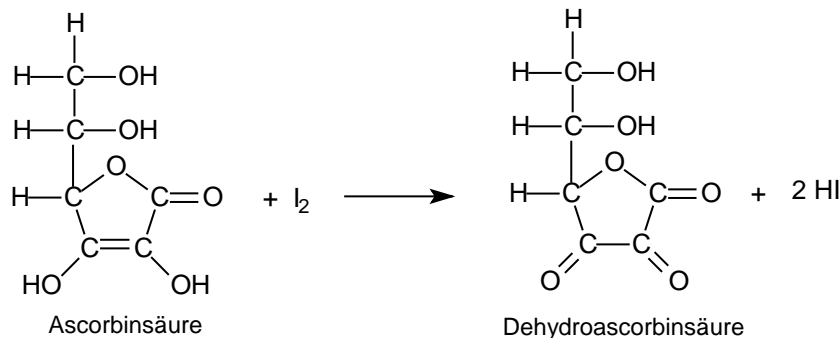
Zu einer Magnesiumsalz-Lösung wird Natronlauge gegeben, es fällt weißes Magnesiumhydroxid aus.



Titangelb lagert sich an das Magnesiumhydroxid an, es entsteht ein roter Farb-Lack.

Nachweis von Ascorbinsäure:

Ascorbinsäure ist ein Reduktionsmittel, welches durch Oxidationsmittel zur Dehydroascorbinsäure oxidiert wird. Aus einem Endiol entsteht ein Diketon.



Folgende Oxidationsmittel werden als Reagenzien eingesetzt:

- Eisen(III)-Thiocyanat-Lösung,
- Iod-Lösung, mit Stärke angefärbt
- Silbernitrat - Lösung.

Eisen(III)-Thiocyanat wird zum Eisen(II)-Thiocyanat, Iod-Lösung wird zum Iodid reduziert. Dies ist am Farbumschlag erkennbar, im ersten Fall wird die blutrote Eisen(III)-Thiocyanat-Lösung entfärbt, im zweiten Fall die mit Stärke blau gefärbte Iod-Lösung entfärbt. Silberionen werden zu elementarem Silber reduziert, dies sieht fein verteilt schwarz aus.

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster, Bechergläser, Universalindikator-Papier, Glas-Stäbe, Trichter, Filter, Erlenmeyer-Kolben 100 mL

Brause-Tabletten mit Calcium, Magnesium, Ascorbinsäure, Salpetersäure 65 % , Natronlauge 1 mol/L, Universalindikator-Papier, Ammoniumoxalat-Lösung, Calconcarbonsäure-Verreibung, Titangelb-Lösung Diammoniumhydrogenphosphat-Lösung, Eisen(III)-chlorid-Lösung, Ammoniumthiocyanat-Lösung, Iod-Kaliumiodid-Lösung, Stärke-Lösung oder Zinkiodid-Stärke-Lösung, Silbernitrat-Lösung

Durchführung:

Probepreparierung:

Calcium- und Magnesium-Tabletten (unbehandelt, nativ)

1 Brausetablette in einen 100 mL Erlenmeyer-Kolben geben, der 10 mL destilliertem Wasser enthält, die Gasentwicklung abwarten, anschließend filtrieren

Calcium- und Magnesium-Brausetabletten (Aufschluss)

1 Brausetablette in einen 100 mL Erlenmeyer-Kolben geben, der 10 mL destilliertem Wasser und 5 mL Salpetersäure enthält, Gasentwicklung abwarten, erhitzen, bis die Lösung klar ist, zu dieser Lösung tropfenweise Natronlauge unter Umschütteln bis zur basischen Reaktion (Kontrolle Indikatorpapier)

Ascorbinsäure-Brausetabletten

1 Brausetablette in einen 100 mL Erlenmeyer-Kolben geben, der 10 mL destilliertem Wasser enthält, Ende der Gasentwicklung abwarten, nach Auflösung filtrieren

Nachweise:

Calcium-Nachweis:

aufgeschlossene Probe

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Ammoniumoxalat, weißer Niederschlag,

schwarze Unterlage

unbehandelte Probe

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Natronlauge, 1 Löffel Calconcarbonsäure, violette Färbung,

weiße Unterlage

Magnesium-Nachweis:

aufgeschlossene Probe

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Di-Ammoniumhydrogenphosphat, weißer Niederschlag,

schwarze Unterlage

unbehandelte Probe

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Natronlauge, 1 Tropfen Titangelb, roter Niederschlag,

weiße Unterlage

Ascorbinsäure-Nachweis:

Nachweis mit Eisen(III)-Chlorid und Ammoniumthiocyanat:

1 Tropfen Eisen(III)-Chlorid, 1 Tropfen Ammoniumthiocyanat, blutrote Färbung,

1 Tropfen Probe, sofortige Entfärbung, **weiße Unterlage**

Nachweis mit Iod:

1 Tropfen Iod-Kaliumiodid, 1 Tropfen Stärke-Lösung, blau-schwarze Färbung,

1 Tropfen Probe, sofortige Entfärbung, **weiße Unterlage**

Nachweis mit Silbernitrat:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Silbernitrat-Lösung, schwarze Färbung, **weiße Unterlage**

4.17. Nachweis von Calcium in der Milch

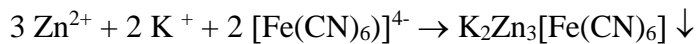
Der Nachweis von Calcium in der Milch kann mit Ammoniumoxalat oder Calconcarbonsäure erfolgen. Calciumoxalat fällt als weißer Niederschlag aus. Dieser Nachweis ist in der unbehandelten Milch nicht möglich. Um diesen Nachweis realisieren zu können, wird die Carrez – Fällung durchgeführt. Mit Calconcarbonsäure ist der Nachweis auch in der unbehandelten Milch möglich

Der qualitative Nachweis von Calcium-Ionen mit Oxalat als weißer Calciumoxalat - Niederschlag ist nur in klaren Lösungen möglich. In unbehandelter Milch versagt dieser Nachweis. Um diese Nachweisreaktion durchzuführen, ist es erforderlich, die Milchprobe vorzubereiten. In diesem Falle wird die in der Lebensmittelanalytik übliche Carrez - Klärung eingesetzt. Die mit destilliertem (!) Wasser verdünnte Milchprobe wird zunächst mit einer Kaliumhexacyanoferrat (II) Lösung versetzt und gut gemischt. Anschließend erfolgt ein Zusatz von Zinksulfat-Lösung. Der gebildete Zinkhexacyanoferrat-Niederschlag bindet Eiweiße und andere Stoffe. Der Niederschlag wird durch Filtration abgetrennt, ein wasserklares Filtrat entsteht. Der Calcium-Nachweis mit Ammoniumoxalat-Lösung ist somit problemlos möglich.

Prinzip Carrez-Fällung

Zinkionen reagieren mit Kaliumhexacyanoferrat (II) (gelbes Blutlaugensalz) unter Bildung eines schmutzig weißen Niederschlages von Kaliumzinkhexacyanoferrat (II).

Der Niederschlag ist in Salzsäure nicht löslich.

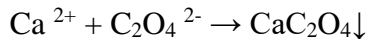


Zur Milchprobe gibt man Kaliumhexacyanoferrat (II) – Lösung und mischt gut durch. Nun wird Zinksulfat-Lösung zugegeben. Es bildet sich ein weißer Niederschlag aus Kaliumzinkhexacyanoferrat(II), welcher Trübungen und Eiweiße adsorbiert. Es resultiert ein klares Filtrat, indem der Nachweis problemlos möglich ist.

Calcium

Methode 1: Nachweis als Kalziumoxalat

Calcium-Ionen reagieren mit Oxalat-Ionen, es entsteht Calciumoxalat, welches als weißer Niederschlag ausfällt. Dieser Niederschlag ist in Essigsäure schwerlöslich, in stärkeren Säuren aber löslich.



Methode 2: Bildung eines Farbkomplexes mit Calconcarbonsäure

Calcium-Ionen bilden mit Calconcarbonsäure in alkalischer Lösung einen rotvioletten Farbkomplex. Der Indikator ist in alkalischer Lösung tintenblau gefärbt.

Erforderliche Hilfsmittel:

Reagenzgläser, Trichter, Filter, Tüpfelraster
Milch, Carrez - Reagenz I und II, Ammoniumoxalat-Lösung,
Calconcarbonsäure-Verreibung, Natronlauge 1 mol/L

Durchführung:

Carrez-Fällung

- 5 mL Milch mit 5 mL destilliertem Wasser mischen
- 10 Tropfen Carrez - Reagenz I zugeben und gut mischen
- 10 Tropfen Carrez - Reagenz II zugeben und kräftig durchschütteln
- Ansatz filtrieren
- wasserklares Filtrat mit 10 Tropfen Ammoniumoxalat-Lösung versetzen

Nachweis mit Calconcarbonsäure (Reagenzglas-Variante)

- 5 mL Milch mit 5 mL destilliertem Wasser mischen
- 10 Tropfen Natronlauge zugeben und gut mischen
- 1 Spatel-Spitze Calconcarbonsäure-Verreibung zugeben und mischen

Nachweis mit Calconcarbonsäure (Tüpfeltechnik-Variante)

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Natronlauge, 1 Löffel Calconcarbonsäure, violette Färbung,

weiße Unterlage

4.18. Unterscheidung holzfreies und holzhaltiges Papier

Holz ist der Grundstoff der Papierherstellung. Bei hochwertigen Papieren ist der typische Bestandteil des Holzes, das Lignin nicht nachweisbar. Zum Nachweis verwendet man eine Lösung von Phloroglucin (1.2.3. Trihydroxibenzol) in Alkohol und Salzsäure. Lignin bildet mit diesem Reagenz einen roten Farbstoff. So kann man holzfreies von holzhaltigen Papier unterscheiden.

Erforderliche Hilfsmittel:

Zeitungspapier, Schreibpapier, Filterpapier, Phloroglucin-Lösung, Salzsäure 25 %

Durchführung:

Auf das zu prüfende Papier je einen Tropfen Phloroglucin-Lösung und Salzsäure geben

Ergebnis:

Ist Lignin enthalten, bildet sich ein roter Fleck

4.19. Der Tellertest, ist das Geschirr sauber gespült?

Dieses Experiment will zeigen, wie chemische Reaktionen zur Lösung unterschiedlicher Fragestellungen genutzt werden können. Hier könnte gezeigt werden, wie chemische Nachweisreaktionen im Alltag bedeutsam sind. Stärkehaltige Lebensmittel haften am Geschirr fest und lassen sich nur durch intensive Reinigung entfernen. Benetzt man einen vermeintlich gespülten Teller mit Iod-Lösung zeigen sich dunkle Flecken wenn Stärke-Reste nicht vollständig entfernt sind. Als positive Kontrolle eignet sich ein nicht gespülter Becher von einem Fertiggericht mit Kartoffelbrei.

Erforderliche Hilfsmittel:

Iod- Kaliumiodid-Lösung,

Durchführung:

- auf das zu prüfende Geschirr einige Tropfen der Lösungen geben
- durch Schwenken verteilen
- nach 5 min mit Wasser abspülen

Kohlenhydrate geben mit Iod-Lösung dunkle Flecken

Hinweis:

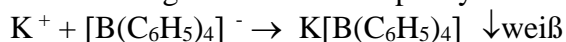
Ist die Glasur beschädigt, wird der Teller nach dem Test unbrauchbar

4.20. Nährstoff-Nachweise in Blumendünger

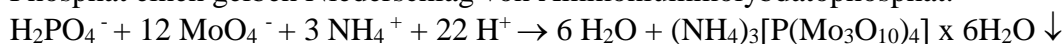
In Blumendüngern sind die Pflanzennährstoffe Kalium, Stickstoff und Phosphor enthalten. Es handelt sich um salzartige Gemische, die in Wasser löslich sind, Der Stickstoff liegt als Ammonium und Nitrat, der Phosphor als ortho-Phosphat vor. Als Probelösung wird die wässrige Lösung eingesetzt.

Nachweis von Kalium-Ionen

Kalium-Ionen reagieren mit Natriumtetraphenylborat (Kalignost), es entsteht ein weißer Niederschlag von Kaliumtetraphenylborat.

**Nachweis von Phosphat-Ionen**

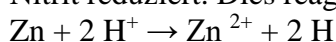
Phosphat bildet mit Ammoniummolybdat in saurer Lösung bei hohen Konzentrationen an Phosphat einen gelben Niederschlag von Ammoniummolybdatophosphat.

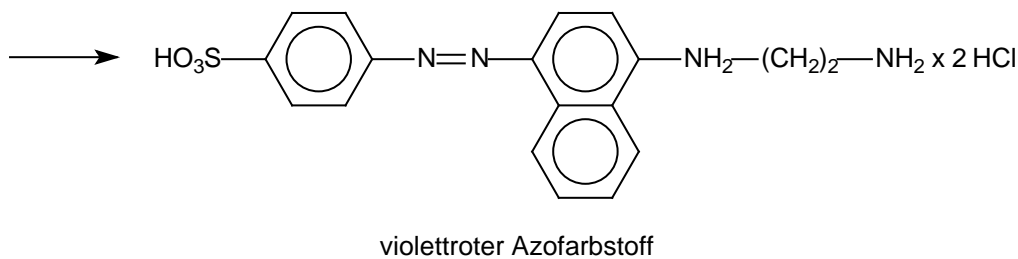
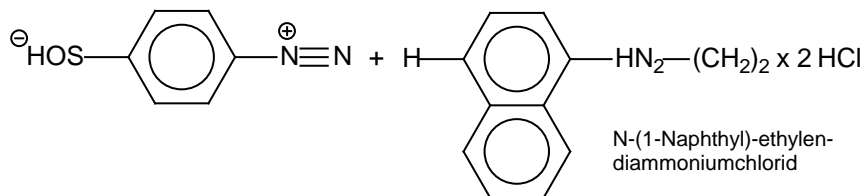
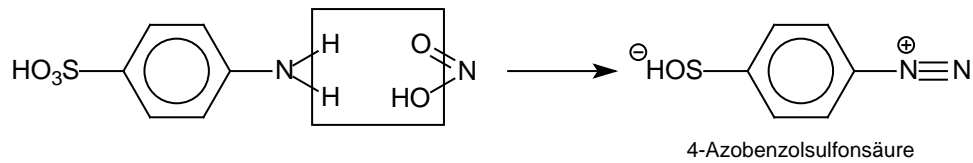
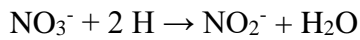


Bei geringen Konzentrationen ist keine Farbveränderung feststellbar. Durch Reduktionsmittel lässt sich der gebildete Komplex reduzieren, es entsteht Molybdänblau. Es ist ein Gemisch aus verschiedenen Oxidationsstufen des Molybdäns.

Nachweis von Nitrat-Ionen

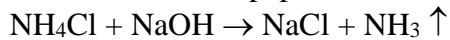
Nitrat wird durch naszierenden Wasserstoff, welcher aus Zink und Essigsäure entsteht, zu Nitrit reduziert. Dies reagiert mit Griß-Reagenz, es entsteht ein rotvioletter Azofarbstoff





Nachweis von Ammonium-Ionen

Versetzt man ein Ammoniumsalz mit verdünnter Natronlauge, wird Ammoniak freigesetzt. Dies ist am charakteristisch stechenden Geruch erkennbar, die Dämpfe färben angefeuchtetes Universalindikatorpapier blau.



Erforderliche Hilfsmittel:

2 Uhrglasschalen, Reagenzgläser, Tüpfelraster
 Natronlauge 1 mol/L, Universalindikator-Papier, Blumendünger, Phosphat-Reagenz I und II, Kalignost-Lösung, Nitrit-Reagenz, Essigsäure 25 %, Zink oder Magnesium als Pulver

Durchführung:

Probepreparierung:

1 Spatel Probe in 5 mL destilliertem Wasser lösen

Kalium-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 1 Tropfen Kalignost, weißer Niederschlag, **schwarze Unterlage**

Nitrat-Nachweis:

1 Tropfen Probe, 2 Tropfen Essigsäure, 1 Löffel Magnesiumpulver, nach 3 min 1 Löffel Nitrit-Reagenz zugeben, rotviolette Färbung, **weiße Unterlage**

Phosphat-Nachweis:

1 Tropfen Probe, je 1 Tropfen Phosphatreagenz I und II, blaue Färbung, **weiße Unterlage**

Ammonium-Nachweis:

Uhrglas-Variante

- auf eine Uhrglasschale außen und innen je einen Streifen angefeuchtetes Universal-Indikator-Papier anbringen
- auf die zweite Uhrglasschale eine Spatel-Spitze Blumendünger

und 3 Tropfen Natronlauge geben

- sofort mit der zweiten Schale verschließen
- nach wenigen Augenblicken muss sich der innere Streifen Indikator blau färben der äußere darf sich nicht verändern

Auf eine Uhrglasschale außen und innen je einen Streifen angefeuchtetes Universal-Indikator-Papier anbringen. Auf die zweite Uhrglasschale eine Spatel-Spitze Blumendünger und 3 Tropfen Natronlauge geben und sofort mit der zweiten Schale verschließen. Nach wenigen Augenblicken muss sich der innere Streifen Indikator blau färben, der äußere darf sich nicht verändern

4.21. Nachweis von Eisen im Boden

In der Regel ist das Eisen an Huminstoffe gebunden. In einem wässrigen Bodenauszug lässt sich in der Regel kein Eisen nachweisen. Wird der Bodenprobe mit Salzsäure geschüttelt, kann Eisen nachgewiesen werden. Boden wirkt als Ionenaustauscher. Schüttelt man eine verdünnte gelbe Eisen(III)-chlorid-Lösung mit Boden, entsteht ein farbloses Filtrat. Wird der Boden mit Wasser gewaschen, lässt sich auch in diesem Filtrat kein Eisen nachweisen. Schüttelt man dagegen dann die Bodenprobe mit Salzsäure wird das Eisen frei gesetzt und lässt sich im Filtrat nachweisen. Durch sauren Regen werden in der Natur die im Boden gebundenen Schwermetalle freigesetzt.

Nachweis von Eisen (III)-Ionen

Methode 1: Nachweis als Thiocyanat

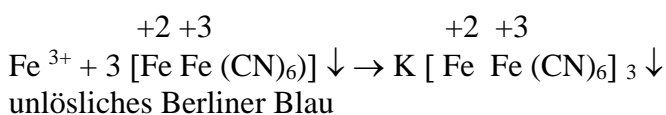
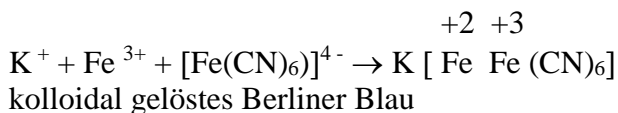
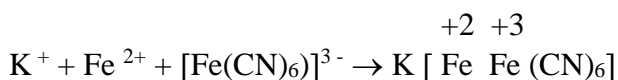
Eisen(III)Ionen reagieren mit Thiocyanat-Ionen, es entsteht blutrotes, lösliches aber undissoziiertes Eisen(III)-Thiocyanat.



Zweiwertiges Eisen muss mit Wasserstoffperoxid und Salzsäure oxidiert werden.

Methode 2: Nachweis als Berliner Blau

Kaliumhexacyanoferrat (II) gelbes Blutlaugensalz reagiert mit Eisen(III)-Ionen, es entsteht ein blauer Niederschlag von Berliner Blau. Zum Nachweis von Eisen(II)-Ionen wird Kaliumhexacyanoferrat (III) (rotes Blutlaugensalz) und zum Nachweis von Eisen(III)-Ionen wird Kaliumhexacyanoferrat (II) (gelbes Blutlaugen - salz eingesetzt. Es entsteht „Berliner Blau“, welches kolloidal gelöst oder als Niederschlag ausfallen kann. Kolloidal gelöstes „Berliner Blau“ entsteht bei einem Molverhältnis von 1:1, Bei einem Überschuss von Blutlaugensalz fällt das Berliner Blau als Niederschlag aus.



Erforderliche Hilfsmittel:

Erlenmeyer-Kolben, Trichter, Filter, Messzylinder 25 mL

Bodenprobe, Salzsäure 1 mol/L, Ammoniumthiocyanat-Lösung, Kaliumhexacyanoferrat (II)-Lösung

Durchführung:

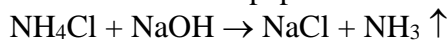
- 10 g Boden mit 25 mL Salzsäure mischen
- Ansatz filtrieren
- 2 mal 5 mL Filtrat in Reagenzgläser füllen
- in das erste Glas 10 Tropfen Ammoniumthiocyanat-Lösung geben
- in das zweite Glas 10 Tropfen Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung geben

4.22. Nachweis von Ammonium und Nitrat im Boden

Der Nachweis von Ammonium und Nitrat in Gartenerde ist am besten in frisch gedüngten Proben erfolgreich. Der Nachweis von Ammonium erfolgt in einer abgeänderten Variante. In einen Erlenmeyer-Kolben, der mit einem Stopfen verschlossen ist, wird die Bodenprobe und einige Plätzchen festes Natriumhydroxid gegeben. An Hals des Kolbens wird ein Streifen angefeuchtetes Universalindikator-Papier so angebracht, das dieser in den Kolben herein ragt, andererseits so lang ist, dass er über die Mündung des Halses ragt. In den Kolben wird Wasser aus einer Spritzflasche eingespritzt und sofort mit einem Stopfen verschlossen, wobei darauf zu achten ist, dass der Indikatorstreifen sich zwischen Hals und Stopfen befindet. Der Kolben darf nicht mehr bewegt werden. Der Nachweis von Nitrat erfolgt mit einem handelsüblichen Teststäbchen in einer Bodensuspension.

Nachweis von Ammonium-Ionen

Versetzt man ein Ammoniumsalz mit verdünnter Natronlauge, wird Ammoniak freigesetzt. Dies ist am charakteristisch stechenden Geruch erkennbar, die Dämpfe färben angefeuchtetes Universalindikatorpapier blau.



Nachweis von Nitrat-Ionen

Auch die Teststäbchen beruhen auf dem Prinzip der Reduktion zum Nitrit und anschließender Bildung eines Azofarbstoffes. Die Untersuchung auf Nitrat erfolgt in einer Bodensuspension.

Erforderliche Hilfsmittel:

Erlenmeyer-Kolben 100 mL mit Stopfen, Becherglas 50 mL, Glas-Stab, Universalindikator-Papier, Spritzflasche mit Wasser, Bodenproben, Natriumhydroxid fest, Nitrat-Teststäbchen

Durchführung:

Nitrat-Nachweis

- 10 g Boden mit möglichst wenig Wasser verrühren
- Nitrat-Teststäbchen eintauchen
- Wert ablesen

Ammonium-Nachweis

- 10 g Boden in den Erlenmeyer-Kolben geben
- angefeuchtetes Indikatorpapier an Kolbenhals befestigen
- mit einem Spatel Natriumhydroxid so auf den Boden bringen, das Indikatorpapier nicht berührt wird
- schnell etwas Wasser auf den Boden geben
- Kolben sofort (!) mit Stopfen verschließen

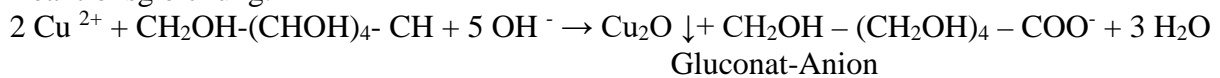
4.23. Zucker-Nachweis, Ausschluss von Diabetes mellitus

Theoretische Grundlagen:

Der Nachweis von Glucose mit der Fehling-Probe ist ein etabliertes Experiment aus dem Chemie- und Biologieunterricht. Allerdings wirken viele Stoffe als Reduktionsmittel, ein Beispiel wäre Fructose. Beide Stoffe geben eine positive Fehling-Probe. Man spricht hier von einer unspezifischen Reaktion, da viele Stoffe mit Fehling-Reagenz eine positive Reaktion ergeben. Für die Diagnostik des Diabetes mellitus benötigt man eine Methode, die nur Glucose anzeigt. Eine Glucose-Lösung und eine Fructose-Lösung werden mittels Fehling-Probe untersucht, beide Ergebnisse sind positiv. Testet man die beiden Lösungen mit einem enzymatischen Teststreifen, ergibt nur die Glucose ein positives Resultat.

Unspezifität von Reduktionsproben (Fehling-Probe)

Verschiedene Kohlenhydrate und Ascorbinsäure werden mittels Fehling- Probe untersucht
Reaktionsgleichung:



Prinzip Glucose-Teststreifen

Die Teststreifen enthalten die Enzyme Glucoseoxidase (GOD) und Peroxidase (POD). Glucose wird durch GOD über Gluconolacton zur Gluconsäure oxidiert, dabei entsteht Wasserstoffperoxid. Dieses reagiert mit POD und einem Indikator. Diese bewirkt einen Farbumschlag. GOD reagiert nur mit Glucose, nicht aber mit Fructose

Erforderliche Hilfsmittel:

Tüpfelraster oder Tüpfelplatte für Teststreifen

Tüpfelplatte, **kein Tüpfelraster!!!, besser Zellkulturplatte aus Polystyrol für Fehling-Test**

Glucose-Lösung 5 %, Fructose-Lösung 5 %, frisch gepulvertes Natriumhydroxid,

Kupfersulfat- Zitronensäure -Verreibung 1 + 3, Glucose-Teststreifen

Durchführung:

Spezifität des enzymatischen Nachweises von Glucose

weiße Unterlage

1 Tropfen Glucose-Lösung

1 Tropfen Fructose-Lösung

auf Glucose-Teststreifen tropfen, oder eintauchen

Unspezifität von Reduktionsproben (Fehling-Probe)

Tüpfelplatte, kein Tüpfelraster!!!, weiß, besser Zellkulturplatte aus Polystyrol

3 – 5 Tropfen Glucose-Lösung

3 - 5 Tropfen Fructose-Lösung

3 - 5 Tropfen Wasser (Blindprobe)

1 Spatel-Spitze Kupfersulfat-Zitronensäure-Verreibung

mischen

1 Spatel-Spitze frisch gepulvertes Natriumhydroxid

Mischen

Hinweise zum Arbeitsschutz:

Die alternative Fehling-Probe nur in der Tüpfelplatte, Schutzbrille tragen Natriumhydroxid frisch in der Reibschale verreiben, äußerst hygroskopisch

Tüpfelplatte sofort reinigen, nicht stehen lassen evtl. unter Zusatz von Säure Reste lösen

Hinweis:

Dose nach Entnahme der Teststreifen sofort verschließen, keine Feuchtigkeit an die Teststreifen in der Dose kommen lassen, Teststreifen werden durch Feuchtigkeit unbrauchbar!

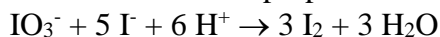
4.24 Iodat-Nachweis im Iod-Salz

Iod-Salz (besser wäre: „iodatiertes Salz“) enthält 0,015 – 0,025 % Kaliumiodat. Es wird zur Vorbeugung von Iod-Mangel-Zuständen (Prophylaxe Schilddrüsen-Unterfunktion) eingesetzt.

Nachweis von Iodat-Ionen

Die angesäuerte Lösung wird mit Zinkiodid-Stärke-Lösung versetzt oder auf Kaliumiodid-Stärke-Papier gegeben. Iodat reagiert mit Iodid in saurer Lösung, dabei wird Iod freigesetzt, welches mit Stärke eine blauviolette Einschlussverbindung bildet.

Iodat und Iodid konproportionieren in saurer Lösung zum Iod.

**Erforderliche Hilfsmittel:**

Tüpfelraster,

Iod-Salz

Schwefelsäure 1 mol/L. Kaliumiodid-Stärke-Papier oder Zinkiodid-Stärke-Lösung,

Durchführung:***Nachweis von Iodat-Ionen***

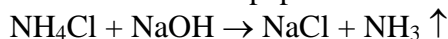
eine Spatel-Spitze Iod-Salz auf das Tüpfelraster geben, 1 Tropfen Kaliumiodid, 1 Tropfen Schwefelsäure, 1 Tropfen Zinkiodid-Stärke-Lösung, blaue Färbung,

weiße Unterlage**4.25. Nachweis von Ammonium-Ionen im Löt-Stein und Hirschhornsalz**

Löt-Stein ist Ammoniumchlorid und Hirschhornsalz ist Ammoniumcarbonat. Im Demonstrationsexperiment ist der Nachweis von Ammonium-Ionen in der Erlenmeyer-Kolben-Variante möglich, im Schülerexperiment mit der Uhrglasschalen-Variante

Nachweis von Ammonium-Ionen

Versetzt man ein Ammoniumsalz mit verdünnter Natronlauge, wird Ammoniak freigesetzt. Dies ist am charakteristisch stechenden Geruch erkennbar, die Dämpfe färben angefeuchtetes Universalindikatorpapier blau.

**Erforderliche Hilfsmittel:**

Erlenmeyer-Kolben 100 mL mit Stopfen, 2 Uhrgläser, lange Tropfpipette, Universalindikator-Papier, Hirschhornsalz oder Löt-Stein, Natronlauge 1 mol/L

Durchführung:***Erlenmeyer-Kolben-Variante***

- 1 Spatel Löt-Stein oder Hirschhornsalz in den Erlenmeyer-Kolben geben
- angefeuchtetes Indikatorpapier an Kolbenhals befestigen
- mit einer langen Tropfpipette die Natronlauge so auf die Probe bringen, das Indikatorpapier nicht berührt wird
- Kolben sofort (!) mit Stopfen verschließen

Uhrglas-Variante

- auf eine Uhrglasschale außen und innen je einen Streifen angefeuchtetes Universal-Indikator-Papier anbringen
- auf die zweite Uhrglasschale eine Spatel-Spitze Probe und 3 Tropfen Natronlauge geben
- sofort mit der zweiten Schale verschließen
- nach wenigen Augenblicken muss sich der innere Streifen Indikator blau färben der äußere darf sich nicht verändern.

E Vorschriften zur Herstellung der Reagenzien

Die in dieser Übersicht beschriebenen Reagenzien sind haltbar, frisch herzustellende Reagenzien finden sich in der Experimentieranleitung.

Alizarin S – Lösung:

1 g Alizarin S (alizarinsulfonsaures Natrium) wird in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.

Ammoniak-Lösung 10 %:

40 mL 25 %ige Ammoniaklösung werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Ammoniumoxalat-Lösung, essigsauer:

4 g Ammoniumoxalat werden in einer Mischung von 80 mL Wasser und 5 mL Eisessig weitgehend gelöst und zu 100 mL aufgefüllt. Danach wird die Lösung filtriert.

Ammoniumthiocyanat-Lösung:

5 g Ammoniumthiocyanat wird in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.

Bariumchlorid-Lösung 0,05 mol/L:

1,22 g Bariumchlorid – 2Hydrat wird in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.

Biuret RL:

Stammlösung:

In einem 100 mL Maßkolben werden 20 mL Natronlauge 1 mol/L und 50 mL Wasser vorgelegt.

4,5 g Kaliumnatriumtartrat werden darin gelöst. Unter ständigem Schwenken werden darin 1,5 g Kupfersulfat 5 Hydrat, danach 0,5 g Kaliumiodid gelöst. Anschließend wird mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Gebrauchslösung:

20 mL Biuret RL werden mit Kaliumiodid-RL zu 100 mL aufgefüllt. Für die Tüpfelanalytik werden 5 mL Biuret RL mit 20 mL Kaliumiodid-RL gemischt.

Bromphenolblau-Lösung 0,1 %:

100 mg Bromphenolblau werden in Ethanol (Brennspiritus) gelöst und mit Ethanol zu 100 mL aufgefüllt.

Bromthymolblau - Lösung:

0,1 g Bromthymolblau werden in 20 mL Ethanol (Brennspiritus) gelöst und zu 100 mL mit Wasser aufgefüllt.

Calconcarbonsäure-Verreibung:

1 g Calconcarbonsäure wird mit 100 g Natriumchlorid in einer Reibschale sorgfältig miteinander verrieben.

Carrez - Reagenz I:

15 g Kaliumhexacyanoferrat (II) -3 -Hydrat werden in destilliertem Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt

Carrez - Reagenz II:

30 g Zinksulfat -7 -Hydrat werden in destilliertem Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt

Eisen (III)chlorid-Lösung 50 g/l:

5 g Eisen (III)- Chlorid 6 Hydrat und 1 mL konzentrierte Salzsäure werden in Wasser gelöst und zu 100 mL im Maßkolben aufgefüllt.

Eisen (III)Chlorid-Lösung 0,1 mol/L:

2,72 g Eisen (III)- Chlorid -6Hydrat in Wasser lösen und zu 100 mL auffüllen.

Eisen (III)Chlorid-Lösung 0,05 mol/L:

1.36 g Eisen (III)- Chlorid -6Hydrat in Wasser lösen und zu 100 mL auffüllen.

Essigsäure 25 %:

25 mL Eisessig werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Essigsäure 10 %:

10 mL Eisessig werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Gesamthärte-Ein-Komponenten-Reagenz:

6,638 g Titriplex III (Dinatriumsalz der Ethylendiamintetraessigsäure oder 178 mL 0,1 mol/L EDTA-Lösung werden in einem 1000 mL Maßkolben mit 500 mL destilliertem Wasser gelöst bzw. verdünnt mit 25 mL Calmagit-Lösung (0,5 g in 100 mL Wasser) versetzt und gemischt. Es werden 50 mL Triethanolamin zugegeben und ganz vorsichtig gemischt, Vorsicht starke Schaumbildung! Anschließend wird mit Wasser zu 1000 mL aufgefüllt. Die Lösung ist solange verwendbar, wie diese blau gefärbt ist. Erfolgt Farbumschlag nach braun, ist die Lösung nicht mehr verwendbar. Nach meinen Erfahrungen ist die Lösung 12 Monate haltbar.

Glucose-Fructose - Lösung:

5 g Glucose und 5 g Fructose werden in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.

Iod-Kaliumiodid-Lösung nach Lugol:

1 g Iod wird mit 2g Kaliumiodid trocken gemischt und durch tropfenweisen Zusatz von Wasser in Lösung gebracht. Ist alles gelöst, wird mit Wasser zu 300 mL aufgefüllt.

Kalignost – Lösung:

1 g Kalignost (Natriumtetraphenylboranat) wird in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt. Diese Substanz ist nicht ganz billig und die Lösung nicht unbegrenzt haltbar. Es empfiehlt sich daher, nur das tatsächlich benötigte Volumen der Lösung anzusetzen.

Kaliumhexacyanoferrat(II) - Lösung:

5 g Kaliumhexacyanoferrat(II) werden in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.

Kaliumiodid RL:

2,5 g Kaliumiodid und 100 mL Natronlauge 1 mol/L werden mit Wasser zu 500 mL aufgefüllt.

Kupfersulfat – Zitronensäure-Verreibung (Fehling – alternativ) :

10 g Kupfersulfat 5 Hydrat wird mit 30 g Zitronensäure sorgfältig miteinander in einer Reibschale verrieben. Zitronensäure kann durch die gleiche Masse Weinsäure ersetzt werden.

Methylrot - Lösung:

0,1 g Methylrot werden in 20 mL Ethanol (Brennspiritus) gelöst und zu 100 mL mit Wasser aufgefüllt. Es ist auch möglich 100 mg Methylrot-Natriumsalz in Wasser zu lösen und mit Wasser zu 100 mL aufzufüllen.

Natronlauge 1 mol/L:

4 g Natriumhydroxid oder 10 mL Natronlauge (33 %, D = 1,36 g/l, 11 mol/L) *oder* 6 mL Natronlauge (45 %, D = 1,47 g/l, 17 mol/L) werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Nitrit-Reagenz:

0,3 g Naphthylethylendiammoniumdichlorid, 1,5 g Sulfanilsäure und 100 g Natriumchlorid werden sorgfältig miteinander in einer Reibschale verrieben. Das Reagenz wird in einer dicht verschlossenen Braunglasflasche aufbewahrt. Das Reagenz ist sehr empfindlich gegenüber Feuchtigkeit, deshalb nur mit einem absolut trockenen Spatel entnehmen. *Feuchtigkeit macht das Reagenz unbrauchbar!!!* Reagenz wird nach längerer Lagerung dunkler, bleibt aber verwendbar.

Phosphat - Reagenz I:

2,5 g Ammoniummolybdat werden in 100 mL destilliertem Wasser gelöst mit 100 mL 25 %iger Schwefelsäure oder 16,5 mL konzentrierter Schwefelsäure versetzt und mit destilliertem Wasser zu 250 mL aufgefüllt.

Phosphat-Reagenz II:

2,5 g Zinn(II)chlorid-2 Hydrat werden in 100 mL Glycerin gelöst.

Phosphorsäure 25 %:

20 mL Phosphorsäure (85 %, D = 1,7 g/mL, 14,65 mol/L) werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Phosphorsäure, stark verdünnt:

3 Tropfen Phosphorsäure (85 %) werden in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.

Puffer pH 3:

8,47 g Zitronensäure-Monohydrat, 3,49 g Natriumchlorid und 20,6 mL 1 mol/L Natronlauge werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt

Salpetersäure 1 mol/L:

7,0 mL Salpetersäure (65 %, D = 1,4 g/mL, 15 mol/L) werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Salzsäure 10 %:

24 mL Salzsäure (37 %, D = 1,19 g/mL, 12 mol/L) mit Wasser zu 100 mL auffüllen.

Schwefelsäure 3 mol/L = 25 %:

16,5 mL Schwefelsäure (96 %) werden mit Wasser auf 100 mL aufgefüllt.

Silbernitrat-Lösung (1 %):

1 g Silbernitrat wird in destilliertem Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.
Braunglasflasche !!!

Stärke-Lösung haltbar:

1 g lösliche Stärke wird in 10 mL gesättigter Natriumchlorid-Lösung ohne Klumpen, wie Puddingpulver eingerührt. Man bringt 80 mL gesättigte Kochsalzlösung zum Kochen rührt die Suspension ein und kocht solange, bis der Ansatz fast klar ist. Man lässt abkühlen und füllt anschließend mit gesättigter Natriumchlorid-Lösung auf 100 mL auf.

Titangelb-Lösung:

100 mg Titangelb werden in Wasser gelöst und zu 100 mL aufgefüllt.

Universalindikator nach Mc. Crumb modifiziert:

20 mg Methylrot, 20 mg Phenolphthalein, 40 mg Thymolblau und 40 mg Bromthymolblau werden in einer Reibschale mit 2 mL 0,1 mol/L Natronlauge verrieben. Mit Leitungswasser wird der Inhalt der Reibschale quantitativ in einen 100 mL Maßkolben, welcher 20 mL Ethanol (Brennspiritus) enthält, überführt. Nach gutem Mischen wird mit Leitungswasser bis zum Eichstrich aufgefüllt. Die Lösung muss dunkelgrün gefärbt sein.

Wasserstoffperoxid-Lösung (3 %):

10 mL Wasserstoffperoxid (30 %) werden mit Wasser zu 100 mL aufgefüllt.

Xylenolorange-Verreibung:

1 g Xylenolorange wird mit 100 g Natriumchlorid in einer Reibschale sorgfältig miteinander verrieben.

Zinkiodid-Stärke-Lösung:

Diese Lösung ist handelsüblich, eine Selbsterstellung kann nach folgender Rezeptur erfolgen
Rezeptur des DAB 6, (Originaltext)

„4 g lösliche Stärke und 20 g Zinkchlorid werden in 100 ccm siedenden Wasser gelöst. Der erkalteten Flüssigkeit wird die farblose, durch Erwärmen frisch bereitete Lösung von 1 g Zinkfeile und 2 g Jod in 10 ccm Wasser hinzugefügt, hierauf die Flüssigkeit zu 1 Liter verdünnt und filtriert. Jodzinkstärkelösung ist farblos, nur wenig opaleszierend. Eine Mischung aus 1 ccm Jodzinkstärkelösung und 20 ccm Wasser darf sich nach Zusatz von verdünnter (1 + 5) Schwefelsäure nicht blau färben, muß aber durch 1 Tropfen Jodlösung (1/10 Normal) stark blau gefärbt werden.“

Hinweise:

Kartoffelstärke in Wasser einrühren, wie Puddingpulver. Diese Suspension ist unter Umrühren mit einem Glas-Stab in die kochende Zinkchlorid-Lösung einzutragen und aufzukochen. 1,5 - 2 g Zinkstaub und 2 g Jod werden in einem 50 mL Becherglas mit 10 mL Wasser solange erwärmt, bis die braune Iod-Farbe verschwunden ist. Es muss noch ein wenig Zink in der Lösung sein. Erst am nächsten Tag vereinigt man beide Lösungen und füllt im Maßkolben auf 1000 mL auf. Eine leichte Blaufärbung ist durch tropfenweise Zugabe von 0,1 mol/L Natriumthiosulfat-Lösung unter Umschütteln zu beseitigen.