

Experimentierheft für Schulen

4. Auflage



www.fcho.de

Förderverein Chemie-Olympiade e.V.

Experimentierheft für Schulen

4. Auflage

Förderverein Chemie-Olympiade e.V. | www.fcho.de

Begeisterung wecken – Begabung fördern



Impressum

Experimentierheft für Schulen, 4. Auflage, 2024

V.i.s.d.P.: Frederik Walter, Leipzig

Herausgeber: Förderverein Chemie-Olympiade e.V.

Erstellen und Testen der Experimente: Martin Brehm, Gregor Bruns, Sascha Jähnigen, Christoph Müller, Jörg Wagler, Truc Lam Pham, Wolfgang Proske

Überarbeitet von: Csaba Baumgarten, Tim Enders, Kilian Glodny, Felix Schubert, Frederik Walter

Umschlaggestaltung, Satz und Layout: Galina Shilova

Auflagenzahl: 2000

Druck: SAXOPRINT GmbH

©2024 Förderverein Chemie-Olympiade e.V.

Nachdruck – auch auszugsweise – nur im Einverständnis mit dem Herausgeber.

Förderverein Chemie-Olympiade e.V.

www.fcho.de

info@fcho.de

Vereinsregistereintrag VR 3549 beim Amtsgericht Kiel

Postanschrift:

Leibniz-Institut für die Pädagogik der Naturwissenschaften und Mathematik (IPN)

Olshausenstraße 62

D-24118 Kiel

Haftungsausschluss: Alle Experimente in diesem Heft wurden für die angegebenen Mengen mehrfach getestet. Die Autoren sowie der Förderverein Chemie-Olympiade e.V. übernehmen jedoch keinerlei Haftung für die Durchführung der Experimente. Wir erheben keinen Anspruch auf Richtigkeit und Vollständigkeit der Sicherheitshinweise und der zur Verfügung gestellten Gefährdungsbeurteilungen. Die Experimente sind nur von einer erfahrenen Experimentatorin oder einem erfahrenen Experimentator durchzuführen, die oder der die Sicherheitsrisiken selbst abschätzen kann. Die Versuche sind in einem chemischen Labor und unter Benutzung entsprechender Schutzkleidung durchzuführen. Bei allen Versuchen ist stets eine Schutzbrille zu tragen! Gegebenenfalls sind zusätzlich Informationen einzuholen.



Vorwort

Liebe Leserinnen und Leser,

der Förderverein Chemie-Olympiade e.V. (FChO) möchte mit dem vor Ihnen liegenden Experimentierheft Beispiele für Experimente liefern, die Schülerinnen und Schüler zum Probieren, Entdecken und Forschen anregen.

Wir richten uns damit besonders an Chemielehrerinnen und -lehrer sowie an Chemie-AGs. Wir sind davon überzeugt, dass Experimente im Chemieunterricht unerlässlich sind, um Interesse und Begeisterung von Schülerinnen und Schülern zu wecken und ihr Verständnis von Chemie zu fördern. Experimente – seien es farbenfrohe Reaktionen von Stoffen, das Wachsen von Kristallen oder wilde Oxidationen von Zucker – sind der Kern einer vielfältigen Wissenschaft und das, was die Faszination für Chemie ausmacht. Die von uns zusammengetragenen Versuche sollen durch ihre Anschaulichkeit einen Einblick in die Vielfalt der Chemie liefern.

Das Experimentierheft erscheint nach 2009, 2013 und 2017 in der vierten Auflage. Wir haben alte Experimente überarbeitet und neue aufgenommen. Die Versuche wurden durch FChO-Mitglieder nach didaktischem Inhalt und Schwierigkeitsgrad ausgewählt und ausgiebig getestet. Auf unserer Website stellen wir Ihnen erneut Gefährdungsbeurteilungen zu allen Versuchen zur Verfügung. Diese sollen Lehrerinnen und Lehrern ihre Unterrichtsvorbereitung und die Integration der Experimente in den Schulunterricht erleichtern. Auch die Gefährdungsbeurteilungen wurden von uns auf Basis der aktuellen Richtlinien zur Sicherheit im Unterricht überarbeitet und beispielsweise um Substitutionsprüfungen ergänzt.

Unter dem Motto "Begeisterung wecken – Begabung fördern!" unterstützt der Förderverein Chemie-Olympiade e.V. den naturwissenschaftlichen Nachwuchs in Deutschland. Als ehrenamtlicher Verein mit über 600 Mitgliedern veranstalten wir Seminare für Schülerinnen und Schüler aller Altersgruppen, richten bundesweit Wettbewerbe aus und organisieren Praktika im In- und Ausland. Weitere Informationen finden Sie unter www.fcho.de

Bei Fragen oder Kritik wenden Sie sich bitte an uns (info@fcho.de), damit wir das Heft durch Ihre Kommentare und Anregungen weiter verbessern können.

Wir wünschen Ihnen viel Spaß beim Experimentieren!

Frederik Walter

Vorsitzender, Förderverein Chemie-Olympiade e.V.



Inhalt

Impressum	1
Inhalt	3
Einleitung	4
1 Einfache Experimente	5
1.1 CO ₂ -Löslichkeit in Wasser	5
1.2 Acetat-Kristallisation (Wärmekissen)	6
1.3 Thermochromie von Zinkoxid	7
1.4 Flammenfärbung mit Salzen	8
1.5 Natriumhydrogencarbonat-Vulkan	9
1.6 Pharaoschlangen	10
1.7 Der verzauberte Tintenfleck	11
1.8 Acht Farben in einer Lösung	12
1.9 Synthetisches Bier	14
1.10 Ioduhr	16
1.11 Korrosion/Korrosionsschutz von Eisen	18
1.12 Versilbern kleiner Glasflaschen	20
1.13 Recyclingtinte	22
1.14 Indigocarmin und Traubenzucker	23
1.15 Blue-Bottle mit weiteren Redoxindikatoren	24
1.16 Nachweis von Doppelbindungen in Ölen	25
1.17 Wohlriechende Ester	26
1.18 Spaltung von Stärke durch Enzyme im Speichel	28
1.19 Brennendes Gel	29
1.20 Chemilumineszenz mit Luminol	30
2 Fortgeschrittene Experimente	32
2.1 Mn ₂ O ₇ -Blitze	32
2.2 Das feuerfeste Taschentuch	33
2.3 Gummibärchen im flammenden Inferno	34
2.4 Verkohlung von Zucker	35
2.5 Regenbogenfarben	36
2.6 Nachweis von Eisen in Petersilie	38
2.7 Nachweis von Iod in Seetang	39
2.8 Elefantenzahnpasta	40
2.9 Feuergefährliches Wasser	41
2.10 Cu(I)-chlorid	43
2.11 Blau-Gelb reversibel	45
2.12 Untersuchung von Milch und veganer Milchersatzprodukte	47
3 Weiterführende Literatur	50



Einleitung

Mit diesem Heft halten Sie eine Sammlung von Versuchsvorschriften in der Hand. Die Experimente haben sich als praktisch zur Demonstration bestimmter chemischer Sachverhalte erwiesen und sind mit moderatem Aufwand durchführbar. Sie sind insbesondere als Demonstrationsexperimente vor der Klasse geeignet und können teilweise von den Schülerinnen und Schülern selbst durchgeführt werden.

Viele der Experimente bedürfen wenig Vorbereitung und lassen sich bereits mit einfachen Chemikalien durchführen. Dadurch sind sie hervorragend für den unterrichtsbegleitenden Einsatz geeignet. Das Ziel dieses Heftes ist, dabei zu helfen, Unterrichtsinhalte an praktischen, für die Schülerinnen und Schüler eindrucksvollen Beispielen vorzuführen. Dabei können auch unscheinbar wirkende Demonstrationen geeignet sein, Diskussionen über komplexe Zusammenhänge anzuregen.

Das Heft gliedert sich in zwei Abschnitte. Zuerst folgen Experimente, bei denen wenig gefährliche Stoffe verwendet werden. Anschließend folgen einige Versuche, die erhöhte Sicherheitsrisiken bergen und mehr Vorbereitungszeit benötigen. Es wird bei allen Experimenten empfohlen, sie vor der Demonstration auszuprobieren. Weiterhin können Sie auf unserer Homepage (untenstehender Link) für alle Versuche Gefährdungsbeurteilungen finden. Beachten Sie bitte den Haftungsausschluss auf Seite 1 dieses Hefts.

www.fcho.de/projekte/experimentierheft



I Einfache Experimente

I.1 CO₂-Löslichkeit in Wasser

Benötigte Chemikalien

- mehrere Brausetabletten (z. B. Multivitaminbrausetabletten)

Benötigte Geräte

- Messzylinder 250 ml oder 500 ml mit Stopfen oder Uhrglas
- große Glasschale oder -wanne (mindestens 1 l)

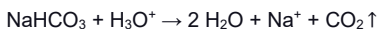
Durchführung

Die Wanne wird ca. 5–10 cm hoch und der Messzylinder randvoll(!) mit Wasser gefüllt. Der Messzylinder wird oben mit einem passenden Gummistopfen oder einem Uhrglas verschlossen, schnell auf den Kopf gestellt und in die Wanne mit Wasser eingetaucht; dann kann der Verschlussgegenstand (Stopfen oder Uhrglas) entfernt werden und man erhält eine entsprechend hohe Wassersäule im Messzylinder. Nun gibt man zunächst eine Brausetablette in die Wanne und hält den Messzylinder so, dass die entstehenden Gase aufgefangen werden. Das Volumen, um das der Wasserstand im Messzylinder sinkt, wird notiert. Anschließend werden eine weitere Brausetablette in die Wanne getan, wieder die entstehenden Gase aufgefangen und das verdrängte Wasservolumen notiert. Dies kann so lange wiederholt werden, bis der komplette Zylinder mit Gas gefüllt ist.

Entsorgung

Das brausepulverhaltige Wasser kann ins Abwasser gegeben werden.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Brausetabletten enthalten Natriumhydrogencarbonat und Zitronensäure. Beim Kontakt mit Wasser bildet sich CO₂. Da CO₂ in Wasser löslich ist, sättigt sich das Wasser bei der ersten Brausetablette zunächst mit CO₂, während nur ein wenig freies CO₂-Gas aufgefangen werden kann. Beim Auflösen der zweiten Tablette liegt bereits eine annähernd CO₂-gesättigte Lösung vor, sodass fast das gesamte entstehende CO₂ aufgefangen werden kann. Am Messzylinder lässt sich das gebildete Volumen an freiem CO₂ ablesen. Wenn ein definiertes Volumen an Wasser eingesetzt wird, kann die Löslichkeit von CO₂ errechnet werden. Dazu wird die entstandene Gasmenge von der theoretisch möglichen (Mittelwert der zweiten, dritten Tablette usw.) subtrahiert und der pH-Wert der Lösung bestimmt.



1.2 Acetat-Kristallisation (Wärmekissen)

Benötigte Chemikalien

- Natriumacetat

Benötigte Geräte

- Reagenzglas
- Becherglas
- Reagenzglashalter
- Stopfen
- Brenner

Durchführung

In das Reagenzglas werden 10 g Natriumacetat und 1 ml Wasser gegeben. Nach kurzem Schütteln mit Stopfen erhitzt man das offene(!) Reagenzglas über der Brennerflamme, bis sich das Natriumacetat vollständig gelöst hat. Nun lässt man abkühlen (eventuell in kaltes Wasser halten) und gibt dann einen kleinen Natriumacetatkristall in das Reagenzglas. Zu beobachten ist eine plötzliche Auskristallisation des Acetats, dabei wird Wärme frei. In den meisten Fällen lässt sich das Reagenzglas auf den Kopf stellen, ohne dass Wasser heraustropft. Dieser Vorgang wird in den im Handel erhältlichen Wärmekissen oder Handwärmern genutzt.

Entsorgung

Die Kristalle können in den Hausmüll gegeben oder mit Wasser gelöst und im Abfluss entsorgt werden.

Erklärung

Der Lösungsvorgang von Natriumacetat ist endotherm, das heißt, die Lösung kühlt sich ab. Durch Zuführung von Wärme kann weiteres Acetat gelöst werden. Zudem steigt mit zunehmender Temperatur die Löslichkeit von Natriumacetat in Wasser. Sinkt die Temperatur der Lösung nun wieder, so wird diese übersättigt, das heißt, es ist mehr Acetat gelöst, als bei dieser Temperatur normalerweise möglich wäre. Die Kristallisation des Salzes ist kinetisch gehemmt. Durch Zugabe eines kleinen Impfkristalls verlässt das System den metastabilen Zustand, Natriumacetat kristallisiert aus. In den im Handel erhältlichen Handwärmern (Latentwärmespeicher) wird dieses „Impfen“ durch das Knicken eines kleinen Metallplättchens ausgelöst.



1.3 Thermochromie von Zinkoxid

Benötigte Chemikalien

- Zinkoxid (alternativ: Titandioxid)

Benötigte Geräte

- Magnesiarinne bzw. Porzellantiegel (Reagenzglas nur im Notfall)
- Brenner

Durchführung

Man gibt in den Tiegel etwa 2 cm ZnO und erhitzt über der Brennerflamme. Dabei ist eine Farbveränderung von weiß nach gelb zu beobachten. Beim Abkühlen ändert sich die Farbe wieder nach weiß.

Entsorgung

Das Zinkoxid bzw. Titandioxid wird in den anorganischen Feststoffabfall entsorgt.

Erklärung

Die Farbänderung ist auf Gitterdefekte zurückzuführen. Beim Erhitzen wird Sauerstoff reversibel abgegeben, dadurch können Zinkatome freie Oktaederplätze besetzen. So kann Zinkoxid als Sensor für eine bestimmte Temperatur verwendet werden. Andere thermochrome Stoffe werden u. a. in sogenannten Stimmungsringen verwendet, die je nach Außentemperatur andere Farben anzeigen und finden häufig in Kinderspielzeug z. B. als einfache „Lügendetektoren“ Anwendung.



I.4 Flammenfärbung mit Salzen

Benötigte Chemikalien

- Lithiumchlorid, Natriumchlorid, Calciumchlorid, Kupferchlorid
- Ethanol

Benötigte Geräte

- Reagenzgläser
- feuerfeste Schalen (Porzellan)

Durchführung

In vier Reagenzgläser werden jeweils 2 ml Ethanol und je eines der Salze gegeben, bis auch nach längerem Schütteln ein fester Bodensatz ungelöst bleibt. Nun gibt man diese Lösungen in jeweils eine Schale und zündet sie mit einem Streichholz an. Die Flamme des Ethanols mit dem Lithiumsalz ist intensiv rot gefärbt, die der Natriumchlorid-Lösung hingegen stark gelb, die Calciumchlorid-Lösung ist ziegelrot und die Kupferchlorid-Lösung grün-blau.

Entsorgung

Noch vorhandene Natriumchlorid- und Calciumchlorid-Lösungen können in den Ausguss gegeben werden, die Lithiumchlorid- und Kupferchlorid-Lösungen werden im anorganischen Abfall entsorgt.

Erklärung

Nach thermischer Anregung des äußeren Elektrons, z. B. eines Natrium-Atoms, wird beim Relaxieren in den Grundzustand Energie in Form von elektromagnetischer Strahlung abgegeben. Diese Strahlung ist beim Lithium im roten und beim Natrium im gelben Bereich des sichtbaren Spektrums. Der sehr stark ausgeprägte Übergang beim Natrium wird in vielen Messungen (z. B. Brechungsindex oder Drehwert) als Referenz herangezogen (Natrium-D-Linie, 589 nm).



1.5 Natriumhydrogencarbonat-Vulkan

Benötigte Chemikalien

- Flüssigseife
- rote und gelbe Lebensmittelfarbe
- Essig
- Backpulver/Natriumhydrogencarbonat

Benötigte Geräte

- Pappe, Pappmaché, etc.
- Sperrholzplatte
- kleine leere Flasche

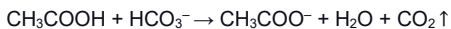
Durchführung

Dieser Versuch ist aufgrund herumspritzender Flüssigkeit möglichst im Freien durchzuführen. Die offene Flasche wird auf die Sperrholzplatte gestellt und mit Pappe, Pappmaché oder ähnlichem ein Vulkan um die Flaschenöffnung geformt. Unebenheiten in der Oberfläche des Vulkans sorgen dafür, dass die Lava in Bahnen abfließen kann. Falls gewünscht, kann die Konstruktion mit Fixierspray oder Haarspray gefestigt werden. Anschließend gibt man 15 ml Flüssigseife, einen Esslöffel des Natriumhydrogencarbonats und etwas rote und gelbe Lebensmittelfarbe hinzu. Wenn man verschiedene Farben verwendet, etwa rot und gelb, dann wird der Effekt schöner, sofern man die Flüssigkeiten anschließend nicht vermischt. Zur „Zündung“ des Vulkans gibt man etwa 60 ml Essig in die Flasche. Sollte die Lava zu dickflüssig sein, so kann beim wiederholten Versuch etwas Wasser vor der Zugabe des Essigs in die Flasche gefüllt werden.

Entsorgung

Sämtliche Materialien können in den Hausmüll oder den Abfluss entsorgt werden.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Durch die Reaktion des Natriumhydrogencarbonats mit der Essigsäure wird gasförmiges CO_2 frei, welches die Seife zum Schäumen bringt. Die aufgeschäumte gefärbte Flüssigkeit tritt aufgrund der Volumenvergrößerung aus der Flasche aus.



1.6 Pharaoschlangen

Benötigte Chemikalien

- Sand
- Asche (Zigarettenasche)
- Ethanol
- Emser Pastillen

Benötigte Geräte

- feuerfeste Unterlage

Durchführung

Auf der feuerfesten Unterlage einige Löffel Sand anhäufen, Asche darauf verteilen und den Hügel mit Ethanol tränken. Anschließend 2–3 Emser Pastillen darauf platzieren und den Alkohol anzünden. Nach kurzer Zeit wachsen aus den Pastillen grauschwarze Schlangen empor.

Entsorgung

Alle Materialien können in den Hausmüll entsorgt werden.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Emser Pastillen bestehen aus Zucker und dem sogenannten Emser Salz, welches in großen Anteilen Natriumhydrogencarbonat (NaHCO_3) enthält. Beim Erhitzen gibt dieses CO_2 ab. Die Zigarettenasche katalysiert die (unvollständige) Verbrennung des Zuckers, wobei die entstehenden schwarzen Verbrennungsprodukte durch das Kohlendioxid aufgeschäumt werden.



1.7 Der verzauberte Tintenfleck

Benötigte Chemikalien

- 10%ige Ammoniak-Lösung
- 0,1%ige alkoholische Thymolphthalein-Lösung

Benötigte Geräte

- Rundfilter
- kleine Abdampfschale oder Porzellantiegel

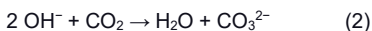
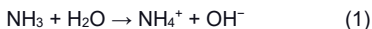
Durchführung

In die Schale wird wenig Ammoniak-Lösung gegeben und mit einem Rundfilter, welcher mit Wasser befeuchtet und mit Thymolphthalein-Lösung betropft wurde, abgedeckt. Zeigt sich ein blauer Fleck, so wird dieser mehrfach angehaucht. Der Fleck entfärbt sich.

Entsorgung

Die Ammoniak-Lösung kann immer wieder eingesetzt werden. Der Rundfilter kann abgespült im Hausmüll entsorgt werden, die Lösungen im anorganischen Abfall.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Aus der Ammoniak-Lösung steigt NH_3 auf, welches sich im angefeuchteten Rundfilter löst (1). Die Blaufärbung des Indikators zeigt den basischen pH-Wert an. In der ausgeatmeten Luft befindet sich CO_2 , welches mit den Hydroxidionen zu Carbonat bzw. Hydrogencarbonat reagiert (2). Dadurch sinkt der pH-Wert und der Indikator Thymolphthalein (Umschlagsbereich ca. 9,3 bis 10,5) entfärbt sich.

Zum Vergleich: Eine 10%ige Ammoniumcarbonat-Lösung hat einen pH-Wert von ca. 9,3.



1.8 Acht Farben in einer Lösung

Benötigte Chemikalien

- Phenolphthalein-Lösung
- 33%ige Natronlauge
- konz. Schwefelsäure
- 0,02 mol/l Kaliumpermanganat-Lösung
- Eisen(II)-sulfat
- 10%ige Ammonium- oder Kaliumthiocyanat-Lösung
- 10%ige Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung

Benötigte Geräte

- 7 Bechergläser 250 ml hohe Form

Durchführung

Bechergläser von 1 bis 7 durchnummerieren.

Becherglas	Zugabe	Farbe
1	5 Tropfen Natronlauge	farblos
2	10 Tropfen Phenolphthalein-Lösung	violett (hell)
3	10 Tropfen Schwefelsäure	farblos
4	12 Tropfen Kaliumpermanganat-Lösung	violett (dunkel)
5	1 Spatelspitze Eisen(II)-sulfat	gelb
6	13 Tropfen Ammonium- oder Kaliumthiocyanat-Lösung	tiefrot
7	5 Tropfen Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung	blau

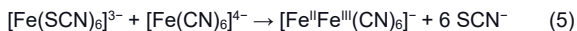
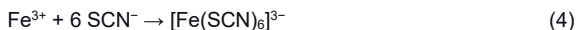
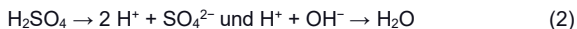
Becherglas 1 mit Leitungswasser demonstrativ füllen und den Inhalt von Becherglas zu Becherglas geben.

Entsorgung

Das Reaktionsgemisch kann nach Verdünnen mit Wasser in den Ausguss gegeben werden.



Reaktionsgleichungen



Erklärung

- Nachweis von Hydroxidionen (1) mit Thymolphthalein
- Neutralisation von Natronlauge mit Schwefelsäure (2)
- Lösen von Kaliumpermanganat
- Oxidation von Eisen(II)- zu Eisen(III)-Ionen (gelb) durch Kaliumpermanganat (3)
- Nachweis von Eisen(III)-Ionen mit Ammoniumthiocyanat (4)
- Reaktion von Eisen(III)-Ionen mit Kaliumhexacyanoferrat(II) zu Berliner Blau (5)



I.9 Synthetisches Bier

Benötigte Chemikalien

- Wasserfreies Natriumsulfit
- Ethanol
- Konz. Schwefelsäure
- Kaliumiodat
- Spülmittel

Benötigte Geräte

- Waage
- Bechergläser
- Messzylinder

Vorbereitende Arbeiten

Lösung A:

0,92 g Natriumsulfit und 2,5 ml Ethanol in Wasser lösen, 1 ml konz. oder 6 ml 3 mol/l Schwefelsäure zugeben und auf 500 ml auffüllen.

Lösung B:

20 ml Kaliumiodat-Lösung (25 g/l) mit 300 ml Wasser verdünnen, 5 ml Spülmittel dazugeben und auf 500 ml auffüllen.

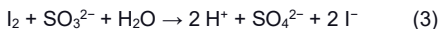
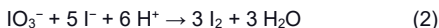
Durchführung

Die Lösung B wird schwungvoll in ein 2000 ml Becherglas eingefüllt, sodass eine leichte Schaumschicht vorhanden ist. Dann füllt man das Glas mit der Lösung A auf. Nach einigen Sekunden entsteht schlagartig aus den beiden farblosen Lösungen ein „helles Bier“ mit schöner Blume.

Entsorgung

Das Reaktionsgemisch kann nach Entfärbung mit Natriumsulfit mit Wasser verdünnt in den Abguss gegeben werden.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Iodat wird durch Sulfit gemäß Reaktionsgleichung 1 zu Iodid reduziert. Das Iodid synproportioniert in saurer Lösung gemäß Reaktionsgleichung 2 mit dem Iodat zu Iod. Das



Iod wird in einer sehr schnellen Reaktion gemäß Reaktionsgleichung 3 durch das Sulfit zu Iodid reduziert. Sobald das Sulfit vollständig verbraucht ist, reichert sich elementares Iod in der Reaktionslösung an und färbt diese gelb. Die Schaumbildung wird beim schwungvollen Einschütten durch das Spülmittel verursacht.



I.10 Ioduhr

Benötigte Chemikalien

- Kaliumiodat-Lösung 25 g/l oder Kaliumiodat (Leipziger Variante)
- wasserfreies Natriumsulfit
- Zinkiodidstärke-Lösung
- 3 mol/l Schwefelsäure oder 1 mol/l Schwefelsäure (Leipziger Variante)
- Zusätzlich für Leipziger Variante: Salicylsäure, Ethanol

Benötigte Geräte

- 2 Messzylinder 10 ml, Messzylinder 50 ml und 2 Messzylinder 250 ml oder Messzylinder 20 ml, 2 Messzylinder 50 ml, Messzylinder 100 ml und 2 Messzylinder 1000 ml (Leipziger Variante)
- 3 Bechergläser 400 ml

Vorbereitende Arbeiten

Lösung A: 10 ml Kaliumiodat-Lösung in 150 ml Wasser lösen (Messzylinder).

Lösung B: 0,1 g Natriumsulfit, 10 Tropfen 3 mol/l Schwefelsäure und 8 ml Zinkiodidstärke-Lösung zu 150 ml mit Wasser auffüllen (Messzylinder).

Alternativ Leipziger Rezeptur

Lösung A: 4,28 g Kaliumiodat in dest. Wasser lösen und zu 1000 ml auffüllen.

Lösung B: 50 ml Zinkiodidstärke-Lösung, 1,26 g Natriumsulfit in wenig Wasser lösen, 1 g Salicylsäure in 100 ml Ethanol lösen, Lösungen vereinen, 20 ml 1 mol/l Schwefelsäure zugeben und auf 1000 ml auffüllen.

Durchführung

Wasser und Lösung B gemäß folgender Tabelle mischen, Lösung A aus einem 50 ml Messzylinder zugeben.

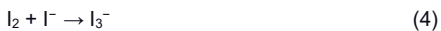
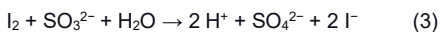
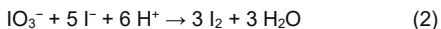
Reaktionszeit	Wasser	Lösung B	Lösung A
2 min	100 ml	20 ml	18,5 ml
1 min	100 ml	50 ml	17,5 ml
30 s	100 ml	50 ml	40 ml

Entsorgung

Das Reaktionsgemisch kann nach Entfärbung mit Natriumsulfit und Verdünnen mit Wasser in den Abguss gespült werden.



Reaktionsgleichungen



Erklärung

Iodat wird durch Sulfit gemäß Reaktionsgleichung 1 zu Iodid reduziert. Das Iodid synproportioniert in saurer Lösung gemäß Reaktionsgleichung 2 mit dem Iodat zu Iod. Das Iod wird in einer sehr schnellen Reaktion gemäß Reaktionsgleichung 3 durch das Sulfit zu Iodid reduziert. Sobald das Sulfit vollständig verbraucht ist, reichert sich elementares Iod in der Reaktionslösung an. Dieses reagiert u. a. gemäß Reaktionsgleichung 4 zu Polyiodidionen, welche durch Einlagerung in die Helix der Amylose (ein Stärkebestandteil) die tiefblaue Farbe hervorrufen.



1.11 Korrosion/Korrosionsschutz von Eisen

Benötigte Chemikalien

- 3 Eisennägel
- 1 Zinkgranalie
- Kupferdraht
- 5%ige Kaliumhexacyanoferrat(III)-Lösung
- Natriumchlorid
- Agar-Agar
- 1%ige alkoholische Phenolphthalein-Lösung
- Natronlauge 0,1 M
- Salzsäure 0,1 M

Benötigte Geräte

- Petrischale
- Schmirgelpapier
- Hammer
- Becherglas 250 ml
- Pipetten mit Peleusball

Durchführung

Drei Eisennägel werden mit Schmirgelpapier blank gereinigt. Ein Nagel wird mit der Spitze in eine Zinkgranalie eingeschlagen, der andere bis zur Hälfte mit blanken Kupferdraht umwickelt. Alle drei Nägel werden in eine Petrischale gelegt, sodass sie sich nicht berühren.

Eine Lösung von 100 ml Wasser, 100 mg Natriumchlorid und ein halber Teelöffel Agar-Agar werden in einem Becherglas unter Rühren bis kurz vor dem Sieden erhitzt. Wenn die Lösung auf Handwärme abgekühlt ist, werden 0,3 ml einer 5%igen Kaliumhexacyanoferrat(III)-Lösung und fünf Tropfen Phenolphthalein-Lösung unter Rühren hinzugegeben. Es wird so lange Natronlauge hinzugegeben, bis der Indikator nach rot umschlägt. Nun wird Salzsäure hinzugegeben, bis die Färbung verschwindet. Sobald die Lösung anfängt, dickflüssig zu werden, wird sie in die Petrischale mit den Nägeln gegossen.

Nach einigen Stunden kann Folgendes beobachtet werden:

- a) unbehandelter Nagel: Um den Nagel ändert sich die Färbung von gelb nach rot und blau
- b) Nagel mit Zinkgranalie: Um den Nagel wird es rot, um die Zinkgranalie ist kein Unterschied festzustellen.
- c) Nagel, umwickelt mit Kupferdraht: Die Färbung um den Nagel wird blau, um das Kupfer rot.

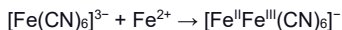
Entsorgung

Die Lösungen werden über den anorganischen Abfall entsorgt. Die Metalle werden abgespült und können dann über den Hausmüll entsorgt werden.



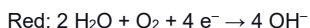
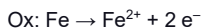
Erklärung

Eine Farbänderung nach blau zeigt Eisen(II)-Ionen an. Diese reagieren mit dem Hexacyanoferrat(III) zu Berliner Blau.

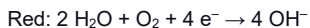


Eine Farbänderung nach rot zeigt Hydroxidionen an, die durch Phenolphthalein nachgewiesen werden.

a) unbehandelter Nagel: Die Oxidation des Eisens und die Reduktion des Sauerstoffs verlaufen auf der ganzen Oberfläche des Nagels. Daher werden überall Eisen(II)- und Hydroxidionen frei.



b) Nagel mit Zinkgranalie: Zink ist unedler als Eisen und wird bevorzugt oxidiert. Die Elektronen des Zinks wandern dabei zuerst zum Eisen, wo sie an das Wasser und den Sauerstoff abgegeben werden, hier entstehen Hydroxidionen. Das Zink ist die „Opferanode“ und schützt das Eisen vor dem Rosten.



c) Nagel, umwickelt mit Kupferdraht: Hier ist das Kupfer edler als das Eisen, daher wird das Eisen oxidiert und Eisen(II)-Ionen werden freigesetzt. Die Elektronen wandern zum Kupfer und reduzieren den Sauerstoff. Hier werden Hydroxidionen freigesetzt.

(Reaktionsgleichung wie a))



1.12 Versilbern kleiner Glasflaschen

Benötigte Chemikalien

- Silbernitrat-Lösung (4 g AgNO_3 in 50 ml demineralisiertem Wasser)
- Ammoniumnitrat-Lösung (6 g NH_4NO_3 in 50 ml demineralisiertem Wasser)
- Natriumhydroxid-Lösung (10 g NaOH in 100 ml demineralisiertem Wasser)
- Glucose
- Fructose
- Weinsäure
- Ethanol

Benötigte Geräte

- kleine Glasflaschen (ca. 200 ml)
- Gummistopfen mit umstülpbarem Rand
- Erlenmeyer-Kolben

Durchführung

Es werden 2,5 g Glucose und 2,5 g Fructose mit 0,6 g Weinsäure in 50 ml demineralisiertem Wasser gelöst. Die Lösung wird aufgeköcht und abgekühlt. Anschließend werden 10 ml Ethanol hinzugegeben und es wird auf 100 ml mit demineralisiertem Wasser aufgefüllt. Diese Glucose-Fructose-Lösung ist lagerfähig.

In die 200 ml Glasflasche werden 2 ml der zuvor hergestellten Lösung, 1 ml der Silbernitrat-Lösung (4 g/50 ml), 1 ml der Ammoniumnitrat-Lösung (6 g/50 ml) sowie 2 ml dazugegeben. Der Stopfen wird auf die Glasflasche gesetzt und es wird kräftig geschüttelt, damit die gesamte Oberfläche von innen benetzt wird. Danach wird der Stopfen geöffnet und es werden 2 ml der Natriumhydroxid-Lösung (10 g/100 ml). Nach Verschließen des Gefäßes wird erneut kräftig geschüttelt, bis die ganze Flasche versilbert ist. Die Flasche wird geleert, wobei die ursprüngliche Lösung gesammelt wird (vgl. Entsorgung) und vorsichtig mit demineralisiertem Wasser ausgespült.

Entsorgung

Die Abfälle dürfen auf keinen Fall lange gelagert werden, da sich explosive Verbindungen bilden könnten. In der Regel bilden sich keine Silberazide, da die Reaktion vollständig verläuft. Allerdings soll dies geprüft werden, indem die gesammelte übrige Lösung filtriert wird und das Filtrat mit Salzsäure sauer eingestellt wird. Bildet sich hierbei kein weißer Niederschlag (Silberchlorid), so enthält die Lösung keine nennenswerten Mengen an Silberionen. Falls die Reaktion nicht vollständig ablief, wird solange mit HCl versetzt, bis sich kein weiteres Silberchlorid mehr abscheidet. Die festen Niederschläge werden dem Feststoffabfall zugeführt. Die Lösung werden im anorganischen Abfall entsorgt.

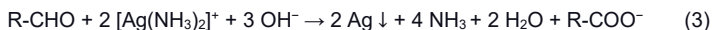
Falls große Mengen Silber beim Filtrieren erhalten wurden, lohnt es sich bei einem kompletten Klassensatz, das Silber zu recyceln (im Abzug durchführen). In diesem Fall wird das Filtrat nicht mit Salzsäure versetzt, sondern nach folgender Vorschrift behandelt. Hier eine veränderte Vorschrift nach:

J. Strähle, E. Schweda, Jander • *Blasius Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie*, 15. Auflage, S. Hirzel Verlag, Stuttgart, 2002, S. 189.



Lösung und Niederschlag werden vereinigt. Es wird ein Überschuss Glucose zugegeben und unter Rühren mindestens 10 min zum Sieden erhitzt. Dadurch wird evtl. noch vorhandene Silberionen zu elementarem Silber umgesetzt. Es wird filtriert und der Niederschlag gründlich mit heißem destilliertem Wasser so lange gewaschen, bis kein Chlorid mehr im Filtrat nachweisbar ist. (Natriumhydroxid ist oft mit Chlorid verunreinigt). Der Niederschlag wird anschließend in chloridfreier konzentrierter Salpetersäure aufgelöst und über dem Wasserbad eingedampft. So wird wieder Silbernitrat erhalten.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Bei Zugabe von Ammoniak-Lösung zur Silbernitrat-Lösung bildet sich zuerst Silberhydroxid, welches gemäß Reaktionsgleichung 1 ausfällt, bei Überschuss von Ammoniak bildet sich dann der lösliche Diamminsilber(I)-Komplex gemäß Reaktionsgleichung 2.

Durch die Aldehydgruppe der Glucose werden die Silberionen gemäß Reaktionsgleichung 3 zu Silber reduziert, wobei die Aldehydgruppe zur Carboxylgruppe oxidiert wird. Das elementare Silber fällt aus und ein Teil lagert sich als Silberspiegel an der Glaswand ab.



1.13 Recyclingtinte

Benötigte Chemikalien

- Methylenblau, fest
- Natriumhydroxid, fest
- Glucose

Benötigte Geräte

- Bechergläser, 200 ml und 500 ml
- Messzylinder, 500 ml, mit Stopfen

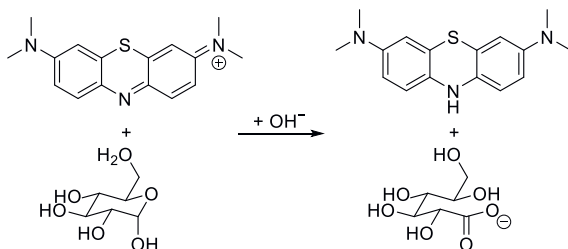
Durchführung

0,2 g Methylenblau werden in 100 ml Wasser gelöst. In weiteren 400 ml Wasser löst man 40 g Glucose und 5 g Natriumhydroxid. Anschließend gibt man 5 ml der Methylenblau-Lösung hinzu, füllt das Gemisch in den Zylinder und verschließt diesen. Im Laufe der nächsten Minuten beginnt sich die Lösung von unten her zu entfärben. Wird der Zylinder geschüttelt, so tritt die Farbe wieder auf. Nach ruhigem Stehen beginnt wieder die Entfärbung. Diesen Vorgang kann man mehrmals wiederholen.

Entsorgung

Die Lösungen können in den anorganischen Abfall gegeben werden.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Methylenblau wird durch die Glucose zum farblosen Leukomethylenblau reduziert. Durch Luftsauerstoff kann die Leuko-Form wieder zum blauen Farbstoff oxidiert werden.



I.14 Indigocarmin und Traubenzucker

Benötigte Chemikalien

- Glucose
- Natriumhydroxid oder 1 mol/l Natronlauge
- Indigocarmin

Benötigte Geräte

- 2 Bechergläser 2000 ml, hohe Form
- 1 Becherglas 400 ml
- Glasstab

Vorbereitende Arbeiten

Lösung A: 15 g Glucose in 750 ml dest. Wasser lösen.

Lösung B: 7,5 g Natriumhydroxid oder 187,5 ml 1 mol/l Natronlauge in dest. Wasser lösen und zu 250 ml auffüllen.

Durchführung

Beide-Lösungen auf etwa 35 °C erwärmen und mischen. Eine Spatelspitze Indigocarmin zugeben und bis zur Auflösung rühren. Die entstehende grüne Lösung färbt sich gelb. Nun wird diese Lösung in ein anderes Becherglas umgegossen, dabei wird die Lösung wieder grün.

Entsorgung

Die Versuchsreste können nach dem Verdünnen mit Wasser in den Ausguss gegeben werden.

Erklärung

Indigocarmin lässt sich durch Glucose in alkalischer Lösung reduzieren. Dabei tritt ein Farbumschlag von grün nach gelb auf. Die Reduktion läuft stufenweise ab. Der Farbumschlag läuft über die Stufen rot / orange / gelb ab. Diese Verbindung ist äußerst luftempfindlich. Beim Umgießen aus entsprechenden Höhen reagiert das reduzierte Indigocarmin mit dem Sauerstoff der Luft. Dabei finden Oxidationsreaktionen statt, die Lösung verfärbt sich über orange und rot nach grün.



1.15 Blue-Bottle mit weiteren Redoxindikatoren

Benötigte Chemikalien

- Glucose
- Natronlauge
- Fluorescein-Natrium
- Resazurin
- Indigocarmin
- Thionin
- Safranin T

Benötigte Geräte

- 5 verschließbare 500 ml Glasgefäße (keine Glasstopfen)

Durchführung

In den fünf Kolben oder Laborflaschen werden jeweils 10 g Glucose in 300 ml Wasser gelöst. Nach Auflösung werden 100 ml 1 mol/l Natronlauge und die Farbstofflösungen laut Tabelle zugegeben. Man lässt die mit Gummistopfen (kein Glasstopfen) oder Schraubkappe verschlossenen Gefäße bis zur Entfärbung stehen. Es empfiehlt sich, das Reaktionsgemisch eine Stunde vorher anzusetzen, da die erste Reduktion in der Regel verzögert eintritt. Es wird kräftig geschüttelt, dabei werden die Lösungen wieder farbig und entfärben sich anschließend erneut. Dies kann mehrfach wiederholt werden.

Kolben Zusatz		Farbumschlag
1	1 Mikrospatelspitze Fluorescein	gelbe Fluoreszenz / grün
2	1 Mikrospatelspitze Resazurin	violett / rote Fluoreszenz / farblos
3	1 Mikrospatelspitze Indigocarmin	grün / blau / orange / gelb
4	1 Mikrospatelspitze Safranin T	rot / farblos
5	1 Mikrospatelspitze Thionin	violett / farblos

Entsorgung

Die Lösungen können in den anorganischen Abfall gegeben werden.

Erklärung

Nicht nur Methylenblau (siehe Versuch Recyclingtinte), auch andere Redoxindikatoren werden durch Glucose in alkalischer Lösung zu anders gefärbten Verbindungen reduziert, während die Glucose zu Gluconsäure oxidiert wird. Der im Kolben über der Flüssigkeit vorhandene Luftsauerstoff reicht aus, um die instabilen reduzierten Indikatoren wieder zur beständigen, ursprünglichen Form zu oxidieren. Durch Zusatz von Kontrastfarbstoffen lassen sich weitere Farbeffekte zeigen.



1.16 Nachweis von Doppelbindungen in Ölen

Benötigte Chemikalien

- Iod
- Ethanol
- Pflanzenöle (z. B. Sonnenblumenöl, Rapsöl)
- feste Fette (z. B. Butter, Schweineschmalz, Kokosfett)

Benötigte Geräte

- Reagenzgläser

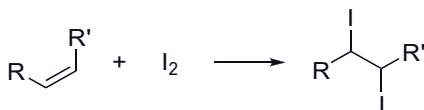
Durchführung

In einem Reagenzglas löst man eine Spatelspitze Iod in ungefähr 5 ml Ethanol. In weitere Reagenzgläser füllt man jeweils ca. 0,5 ml Pflanzenöl oder 0,5 g Fette, wobei man möglichst gleiche Mengen von jedem Öl/Fett verwendet. Nun gibt man tropfenweise Iod-Lösung zu diesen Ölen, wobei eine Entfärbung zu beobachten ist. Bei Zugabe größerer Mengen von Iod bleibt diese Entfärbung schließlich aus. Bei den Fetten ist hingegen keine Entfärbung beobachtbar.

Entsorgung

Die iodierten Öle/Fette sind in den halogenhaltigen organischen Abfall zu entsorgen.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Pflanzenöle sind ungesättigte Öle, das heißt sie besitzen Doppelbindungen. Sie können Iod addieren. Dieses färbt die Lösung somit nicht mehr. Sind alle Doppelbindungen gesättigt, kann keine Reaktion und damit keine Entfärbung mehr stattfinden. Feste Fette wie z. B. Schweineschmalz sind größtenteils gesättigt, das heißt, sie haben keine Doppelbindungen, womit auch keine Reaktion mit dem Iod möglich ist.



I.17 Wohlriechende Ester

Benötigte Chemikalien

- Alkohole: Methanol, Ethanol, Pentanol, Benzylalkohol
- Säuren: Methansäure, Ethansäure, Butansäure, Pentansäure, Benzoessäure, Salicylsäure
- konz. Schwefelsäure in einer Tropfflasche
- Magnesiumoxid
- Natriumhydroxid-Lösung

Benötigte Geräte

- Reagenzgläser mit Stopfen
- Brenner

Durchführung

Die angegebenen Substanzen werden in einem Reagenzglas erwärmt, danach lässt man sie verschlossen 5 min stehen und versetzt mit einem reichlichen Spatel Magnesiumoxid, um den Geruch der teilweise stechend riechenden Säuren durch Salzbildung zu binden. Anschließend kann das Reaktionsgemisch für Geruchsproben verwendet werden.

Rumaroma = Ethylformiat (Methansäureethylester)

Reaktionsgemisch: 2 ml Ethanol, 1 ml Methansäure, 4–5 Tr. konz. Schwefelsäure

Birnenaroma = Amylacetat (Ethansäurepentylester)

Reaktionsgemisch: 1 ml Pentanol, 1,5 ml Ethansäure, 4–5 Tr. konz. Schwefelsäure

Apfelaroma = Amylvalerat (Pentansäurepentylester)

Reaktionsgemisch: 1 ml Pentanol, 1 ml Pentansäure, 4–5 Tr. konz. Schwefelsäure

Pfefferminzaroma = Ethylbenzoat (Benzoessäureethylester)

Reaktionsgemisch: 5 ml Ethanol, 1 g Benzoessäure, 4–5 Tr. konz. Schwefelsäure

Wintergrünöl = Methylsalicylat (Salicylsäuremethylester)

Reaktionsgemisch: = 1 ml Methanol, 1 g Salicylsäure, 20 Tropfen konz. Schwefelsäure

Fruchtaroma = Butylacetat (Essigsäurebutylester)

Reaktionsgemisch: 1 ml *n*-Butanol, 1,5 ml Ethansäure, 4–5 Tr. konz. Schwefelsäure

Reinettenaroma = Methylbutyrat (Butansäuremethylester)

Reaktionsgemisch: 1 ml Methanol, 1 ml Butansäure, 4–5 Tr. konz. Schwefelsäure

Parfümaromen = Benzylformiat, Benzylacetat, Benzylbutyrat

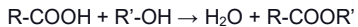
Reaktionsgemisch: 1 ml Benzylalkohol, 1 ml Methansäure oder Ethansäure oder Butansäure, 4–5 Tr. konz. Schwefelsäure

Entsorgung

Die Reaktionsreste werden mit einigen Tropfen Natriumhydroxid-Lösung neutralisiert und in den organischen Abfall gegeben.



Reaktionsgleichung



Erklärung

Alkohole reagieren mit Säuren unter Wasserabspaltung zu Estern. Die Schwefelsäure dient einerseits als Katalysator, da die Reaktion nur in saurer Lösung abläuft, und andererseits verschiebt sie das Gleichgewicht durch Protonierung des entstehenden Wassers auf die Seite des Esters. Die Ester haben oft einen angenehmen Geruch.



I.18 Spaltung von Stärke durch Enzyme im Speichel

Benötigte Chemikalien

- Stärke-Lösung
- Lugolsche Lösung (Iod-Kaliumiodid-Lösung)
- Fehling I und II
- Speichel

Benötigte Geräte

- Becherglas
- Bunsenbrenner
- Reagenzglas

Durchführung

Zu Stärke-Lösung wird etwas Lugolsche Lösung gegeben, die Probe wird geteilt, eine wird zur Seite gelegt (Kontrolle). Dann darf jeder einmal in die andere Probe hineinspucken. Nach einer Stunde wird der Farbunterschied festgestellt und die Fehling-Probe mit dieser und ebenso mit der Kontrolle durchgeführt.

Nach Zugabe der Lugolschen Lösung färbt sich die Lösung blau. Nach einer Stunde ist die Färbung der mit Speichel versetzten Lösung verschwunden. Die Fehling-Probe fällt positiv aus, bei der frischen Lösung hingegen negativ.

Entsorgung

Restliche Stärke-Lösung kann in den Ausguss gegeben werden. Die anderen Lösungen werden über den anorganischen Abfall entsorgt.

Erklärung

Stärke bildet mit den Polyiodid-Ionen der Lugolschen Lösung einen blauen Komplex. Die im Speichel enthaltene Amylase baut die Stärke zu Maltose ab. Daher verschwindet die Färbung. Da es sich bei Maltose, im Gegensatz zur Stärke, um einen reduzierenden Zucker handelt, fällt die Fehling-Probe positiv aus.



1.19 Brennendes Gel

Benötigte Chemikalien

- Calciumacetat
- Ethanol
- 1 mol/l Natronlauge
- Thymolphthalein-Lösung
- Evtl. Lithiumchlorid

Benötigte Geräte

- Becherglas 100 ml, hohe Form
- 2 Bechergläser 50 ml

Durchführung

In einem 50 ml Becherglas werden 3 g Calciumacetat in 10 ml Wasser gelöst (gesättigte Lösung!). Es wird so viel Natronlauge zugegeben, bis die Lösung gegen Thymolphthalein alkalisch reagiert. In das größere Becherglas gibt man zu 75 ml Ethanol die Calciumacetat-Lösung und 2 ml Thymolphthalein-Lösung. Nun gießt man die Mischung so lange in die Bechergläser um, bis ein blaues Gel entsteht. Nach Abdunkeln des Raumes wird das Gel entzündet. Zur Effektverstärkung kann etwas Lithiumchlorid zugesetzt werden, es entsteht dann eine rote Flamme.

Entsorgung

Die Versuchsreste werden im anaorganischen Abfall entsorgt.

Erklärung

Zu einer gesättigten Calciumacetat-Lösung wird Ethanol gegeben. Durch den Ethanolzusatz wird die Löslichkeit des Salzes verringert, es fällt aus. Es bildet eine Gitterstruktur, der Alkohol wird eingebaut. So entsteht ein brennbares Gel. Dieses findet Anwendung bei Gelbrennern in der Gastronomie.



I.20 Chemilumineszenz mit Luminol

Benötigte Chemikalien

- Luminol
- Wasserstoffperoxid (30%)
- Rotes Blutlaugensalz (gemörsert)
- konzentrierte Natriumhydroxid-Lösung

Benötigte Geräte

- Erlenmeyerkolben 300 ml
- Mikrospatel

Durchführung

In den Erlenmeyerkolben wird eine Mikrospatelspitze Luminol gegeben und in wenig konzentrierter Natronlauge gelöst. Anschließend werden etwa 100 ml dest. Wasser und 2 ml Wasserstoffperoxid zugegeben. Im abgedunkelten Klassenraum wird eine Mikrospatelspitze gemörsertes rotes Blutlaugensalz addiert und der Kolben geschwenkt. Es wird eine intensive bläuliche Chemilumineszenz beobachtet.

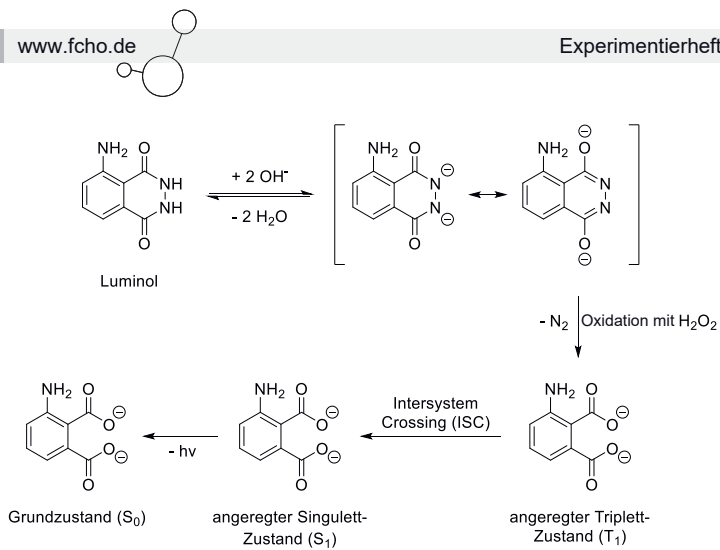
Entsorgung

Die Versuchsreste werden in den anorganischen Abfall gegeben.

Erklärung

Das Luminol-Anion wird durch Wasserstoffperoxid oxidiert, dabei entsteht das 3-Aminophthalat-Dianion im Triplettzustand. Der Übergang in den Singulettzustand (durch einen Spin-Flip) ist quantenmechanisch verboten und daher langsam. Anschließend erfolgt ein schneller Übergang in den Grundzustand, bei dem ein Photon emittiert wird. Die Energiedifferenz zwischen dem S_0 - und dem S_1 -Zustand entspricht einem Photon im blauen Bereich des Lichtspektrums.

Die Reaktion ist ohne Katalysator sehr langsam, weshalb die Lumineszenz nicht wahrnehmbar ist. Erst durch die Eisen(III)-Ionen im Blutlaugensalz als Katalysator wird die Reaktion schnell genug, dass ein Leuchten beobachtet werden kann. Die Oxidation von Luminol würde auch mit Luftsauerstoff an Stelle von Wasserstoffperoxid ablaufen, jedoch ist das Leuchten mit Wasserstoffperoxid aufgrund des höheren Umsatzes intensiver.





2 Fortgeschrittene Experimente

2.1 Mn₂O₇-Blitze

Benötigte Chemikalien

- festes Kaliumpermanganat
- Schwefelsäure, konzentriert
- Ethanol
- Natriumsulfit (für Entsorgung)

Benötigte Geräte

- Reagenzglas oder kleines Becherglas, Becherglas 200 ml

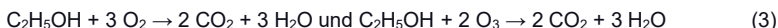
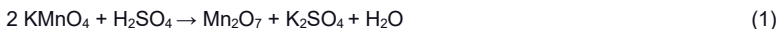
Durchführung (im ABZUG, Reaktion kann sehr heftig ausfallen)

In das Reagenzglas oder das kleine Becherglas wird ungefähr 2 cm hoch Ethanol eingefüllt. Dann lässt man an der Seite des Glases konzentrierte Schwefelsäure hinunterlaufen (eventuell schräg halten). Aufgrund der großen Dichte der Schwefelsäure unterschichtet sie das Ethanol (Vorsicht vor möglicher Wärmeentwicklung!). Nun lässt man kleine Kaliumpermanganat-Kristalle (Durchmesser ungefähr 1 mm) hineinfallen und dunkelt den Raum ab. Nach kurzer Zeit kann man an der Grenzschicht zwischen Schwefelsäure und Ethanol kleine Blitze (Explosionen) beobachten.

Entsorgung

Die Flüssigkeit zügig in ein mit Wasser gefülltes Becherglas (mindestens 200 ml) gießen. Anschließend Natriumsulfit bis zur Entfärbung der Lösung zugeben. Danach ist diese in den anorganischen Abfall zu entsorgen. Vorsicht beim Ausgießen des Reagenzglases! Das Ethanol kann sich entzünden!

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Die Schwefelsäure ist eine sehr starke Säure und kann die Permanganationen protonieren. Von der entstehenden Permangansäure kann dann Wasser entzogen werden. Dabei erwärmt sie sich stark und es entsteht Mangan(VII)-oxid (Mn₂O₇), eine ölige grünschwärze Flüssigkeit, welche extrem reaktiv ist (1). Gerät diese an der Phasengrenze mit Ethanol in Berührung, tritt eine explosionsartige Reaktion ein, welche aufgrund der geringen Konzentration zwar nur schwach ist, die man aber als Blitze beobachten kann (2 und 3).



2.2 Das feuerfeste Taschentuch

Hinweise zum Arbeitsschutz

Feuerfeste Unterlage ist erforderlich, sicherheitshalber Löschsand in Griffnähe

Benötigte Chemikalien

- Ethanol (Brennspiritus)
- weißes Tuch (Baumwolle)

Benötigte Geräte

- Stativ oder Tiegelszange
- Messzylinder 100 ml
- großer Standzylinder oder Schüssel als Löschgefäß

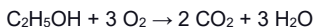
Durchführung

Durch Mischen gleicher Volumina Wasser und Ethanol wird eine ca. 50 volumenprozentige Ethanol-Lösung hergestellt. Mit dieser Lösung wird das Tuch getränkt und leicht ausgewrungen und in ein Stativ eingespannt oder mit der Tiegelszange gehalten und angebrannt. Es verbrennt nur der Ethanol, nicht das Tuch. Zum Löschen lässt man das brennende Tuch in eine mit Wasser gefüllte Schüssel fallen.

Entsorgung

Die Lösungen werden in den Abguss gegeben.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Durch Zusatz von Wasser zu Ethanol wird die Flammentemperatur derart gesenkt, so dass es zu keiner Verbrennung des Tuches kommt.



2.3 Gummibärchen im flammenden Inferno

Benötigte Chemikalien

- Kaliumchlorat (Kaliumnitrat als Alternative, Reaktion ist dann weniger heftig)
- Gummibärchen (Holzspieße, Zuckerwürfel oder Kohlestücke als Alternative)
- Salzsäure (Entsorgung von Kaliumchlorat)
- Eisen- oder Zinkpulver (Entsorgung von Kaliumchlorat)
- Natronlauge (Entsorgung von Kaliumchlorat)

Benötigte Geräte

- großes Reagenzglas
- Schutzscheibe, Schutzhandschuhe, Schutzbrille
- Löschsand
- Stativ mit Klemme
- Bunsenbrenner

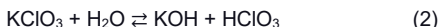
Durchführung (im ABZUG, Reagenzglasinhalt kann herausspritzen)

15 g Kaliumchlorat werden über der Brennerflamme in einem feuerfesten Reagenzglas langsam geschmolzen. (Benutzen einer feuerfesten Unterlage ist ratsam.) In diese Schmelze wird vorsichtig ein handelsübliches Gummibärchen fallen gelassen. Die Reaktion setzt sofort ein, das Gummibärchen verbrennt unter intensivem Aufglühen. Ein Tanzen auf der Schmelze mit zusätzlichen Geräuschen („Knacken“) ist ebenfalls zu beobachten.

Entsorgung

Kaliumchlorat wird in Wasser gelöst, mit Salzsäure angesäuert und durch Eisen- oder Zinkpulver zu Kaliumchlorid reduziert. Es wird mit einer Base (NaOH) neutralisiert. Danach kann eine Entsorgung in die anorganischen Abfälle erfolgen. Bei Verwendung von Kaliumnitrat werden die Versuchsreste direkt in die anorganischen Abfälle entsorgt.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Kaliumchlorat disproportioniert oberhalb von 400°C zu Kaliumperchlorat und Kaliumchlorid (1). Kaliumperchlorat oxidiert die Gelatine. Die Temperatur des geschmolzenen Kaliumchlorats bewirkt, dass in den Gummibärchen vorhandenes Wasser freigesetzt wird und mit dem Kaliumchlorat zu Chlorsäure reagiert (2). Durch die Chlorsäure wird die Verbrennung des Zuckers (Glucose, Fructose, Saccharose) im Gummibärchen eingeleitet (3). Die entstehenden Gase erzeugen das Tanzen des Gummibärchens.



2.4 Verkohlung von Zucker

Benötigte Chemikalien

- Kristallzucker (Saccharose)
- Schwefelsäure, konzentriert
- wasserlösliche Farbstoffe, z. B. Methylenblau, Universalindikator

Benötigte Geräte

- Bechergläser
- großes Reagenzglas
- Messpipette

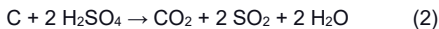
Durchführung (im ABZUG, es entsteht Schwefeldioxid)

In ein großes Reagenzglas wird etwa 1 cm hoch Saccharose eingefüllt. Der Zucker wird mit einigen Tropfen Wasser angefeuchtet und mit 2–3 ml konzentrierter Schwefelsäure übergossen. Nach einigen Sekunden erfolgt unter Schwarzfärbung die Verkohlung des Zuckers. Die Kohle wird dabei durch die entstehenden Gase Kohlenstoffdioxid und Schwefeldioxid aufgeschäumt. Nach Beendigung der Reaktion lässt man das Reagenzglas etwas abkühlen und wäscht die entnommene Zuckerkohle gründlich mit Wasser aus. Anschließend wird die Kohle getrocknet. In einem Becherglas wird Wasser mit einigen Tropfen Farbstofflösung angefärbt. Anschließend werden 1–2 Spatel der pulverisierten Zuckerkohle hinzugegeben und die Suspension gut geschüttelt. Nach einigen Minuten hat sich die Lösung entfärbt. Filtriert man die Kohle ab, so ist das Filtrat fast farblos.

Entsorgung

Nicht mehr benötigte Kohle kann in den Hausmüll entsorgt werden. Die wässrigen Lösungen werden neutralisiert und können dann ins Abwasser gegeben werden.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Konzentrierte Schwefelsäure ist stark hygroskopisch und entzieht daher vielen sauerstoffhaltigen organischen Verbindungen Wasser. Zurück bleibt fein verteilter Kohlenstoff, Aktivkohle genannt (1). Ein Teil des Kohlenstoffs reagiert zudem zu CO_2 , wobei Schwefelsäure zu Schwefeldioxid reduziert wird (2). Die Aktivkohle besitzt eine sehr große Oberfläche, da die zahlreichen Kohlepartikel keine glatte Struktur besitzen und porenreich sind. An der Oberfläche der Kohle können organische Moleküle adsorbiert und relativ fest gebunden werden. Dadurch ist es möglich, mittels Aktivkohle Farbstoffe, Pestizide und ähnliches aus wässrigen Lösungen zu entfernen. Die Aktivkohle kann anschließend abfiltriert werden. Eine Wiederholung des Vorgangs gewährleistet eine bessere Reinheit des Wassers.



2.5 Regenbogenfarben

Benötigte Chemikalien

- Konz. Schwefelsäure
- Glycerin
- 32-50%ige Natronlauge
- 1%ige alkoholische Phenolphthalein-Lösung
- 1%ige alkoholische Thymolphthalein-Lösung
- *ortho*- oder *meta*-Nitrophenol

Benötigte Geräte

- 6 Messzylinder 250 ml
- 6 Glasstäbe
- je 1 Messzylinder 10 + 50 ml
- 3 PE-Tropfflaschen 50 ml

Vorbereitende Arbeiten

15 ml konz. Schwefelsäure mit 30 ml Glycerin mischen (Lösung 1). 1 ml konz. Schwefelsäure mit 5 ml Wasser mischen, um Schwefelsäure der Konzentration 3 mol/l zu erhalten. Zur Herstellung der Nitrophenol-Stammlösung 1 g Nitrophenol in 100 ml Ethanol (Brennspiritus) lösen.

Die angegebenen Volumina (in ml) von den jeweiligen Stammlösungen mischen und mit Ethanol zu 25 ml auffüllen. Zum Auffüllen kann Brennspiritus verwendet werden.

Indikator	Phenolphthalein	Thymolphthalein	Nitrophenol
A	5,7	2,5	–
B	–	2,5	–
C	–	0,5	5,3
D	–	–	2,5
E	0,5	–	6,5
F	5,0	–	2,5

Durchführung

In sechs Messzylinder, die von A bis F gekennzeichnet sind, 250 ml Wasser und fünf Tropfen 3 mol/l Schwefelsäure geben und gut durchmischen. Zehn Tropfen Indikatorlösung (A–F) zufügen und gut durchmischen. Die Lösungen müssen farblos sein. Aus einer Tropfpipette wird die Natronlauge eingetropft. Die konz. Natronlauge ist viskos, und die Schlieren werden durch den Indikator visualisiert. Es kann mit einem Glasstab durchmischt werden. Wird jetzt Lösung 1 (viskose Schwefelsäure) mit einer Tropfpipette zugegeben, kann man diese anhand der farblosen Schlieren erkennen. Durch abwechselnde Zugabe der Natronlauge und der viskosen Schwefelsäure können faszinierende Farbenspiele erzeugt werden.

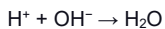


Indikator	Farbe	Bestandteile
A	violett	Phenolphthalein, Thymolphthalein
B	blau	Thymolphthalein
C	grün	Thymolphthalein, Nitrophenol
D	gelb	Nitrophenol
E	orange	Phenolphthalein, Nitrophenol
F	rot	Phenolphthalein, Nitrophenol

Entsorgung

Die Versuchsreste werden nach dem Neutralisieren in den organischen Abfall gegeben.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Durch die abwechselnde Zugabe von Schwefelsäure und Natronlauge wechselt der pH-Wert zwischen basisch und sauer. Dies wird durch die pH-Indikatoren angezeigt. Es werden solche Indikatorkombinationen eingesetzt, welche in saurer Lösung farblos sind und nur in alkalischer Lösung unterschiedliche Färbungen zeigen. Die Schlieren entstehen durch die Viskosität der Lösungen.



2.6 Nachweis von Eisen in Petersilie

Benötigte Chemikalien

- getrocknete Petersilie
- konzentrierte Salpetersäure
- Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung

Benötigte Geräte

- Porzellantiegel
- Dreifuß
- Tondreieck
- Bunsenbrenner
- Reagenzglas

Durchführung (im ABZUG, es entstehen viel Rauch und nitrose Gase)

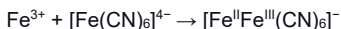
Ein Tiegel wird über dem Bunsenbrenner eingespannt und mit schwacher, entleuchteter Flamme erhitzt. Nach und nach werden insgesamt drei Teelöffel getrocknete Petersilie in den Tiegel gegeben. Ist alles eingefüllt, wird der Brenner auf höchste Stufe gestellt und die Probe 10 bis 15 min verascht. Nachdem sie vollständig abgekühlt ist, wird die Asche in ein Reagenzglas gegeben, mit wenigen Millilitern konz. Salpetersäure versetzt und zum Sieden erhitzt. Nach erneutem Abkühlen wird vorsichtig auf das doppelte Volumen mit dest. Wasser verdünnt und filtriert. Zum Filtrat werden ein paar Tropfen Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung gegeben.

Von der Petersilie ist nach dem Erhitzen nur noch sehr wenig Asche übrig. Bei der Zugabe der Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung färbt sich die Lösung blau.

Entsorgung

Restliche Petersilie kann in den Hausmüll, alles andere nach der Neutralisation in den Abguss entsorgt werden.

Reaktionsgleichung



Erklärung

Petersilie gehört mit zu den eisenreichsten Lebensmitteln. Daher ist der Nachweis so einfach möglich. Durch das Veraschen werden alle organischen Substanzen entfernt (Oxidation zu CO_2 , N_2 und H_2O) und es bleiben nur noch die Mineralstoffe übrig, auch das Eisen. Um es sicher dreiwertig zu oxidieren, wird Salpetersäure hinzugegeben. Mit Kaliumhexacyanoferrat(II) reagieren Eisen(III)-Ionen zu Berliner Blau.



2.7 Nachweis von Iod in Seetang

Benötigte Chemikalien

- getrockneter Seetang (z. B. für Sushi)
- Stärke-Lösung
- verdünntes Chlorwasser

Benötigte Geräte

- Mörser mit Pistill
- Reagenzglas
- Trichter und Filterpapier

Durchführung

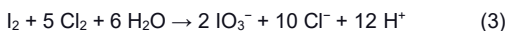
In einer Reibschale wird kleingeschnittener, getrockneter Seetang mit wenig siedendem Wasser übergossen und gut zerstoßen. Es wird nun so viel siedendes Wasser hinzugegeben, bis das Gemisch nicht mehr breiig ist. Es wird 5 min ziehen gelassen und filtriert. Etwas Filtrat wird in ein Reagenzglas gegeben und mit Stärke-Lösung versetzt. Tropfenweise wird **verdünntes** (wichtig!) Chlorwasser hinzugegeben.

Die Lösung wird blau. Bei weiterer Chlorwasserzugabe entfärbt sie sich wieder.

Entsorgung

Der Seetang kann in den Hausmüll, der Rest wird über den anorganischen Abfall entsorgt.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Seetang enthält sehr viel Iod, dieses liegt als Iodid vor. Durch Chlorwasser wird es zu Iod oxidiert (1), welches als Polyiodid-Ion (2) mit der Stärke einen blauen Komplex bildet. Durch weitere Zugabe wird Iod zum farblosen Iodat oxidiert (3).



2.8 Elefantenzahnpasta

Hinweise zum Arbeitsschutz

Becherglas in eine große Kristallisierschale stellen, falls das Reaktionsgemisch überläuft

Benötigte Chemikalien

- Kaliumiodid-Lösung (1000 g/l)
- Geschirrspülmittel
- 30%iges Wasserstoffperoxid

Benötigte Geräte

- Becherglas 1000 ml, hohe Form
- Glasstab
- Große Kristallisierschale

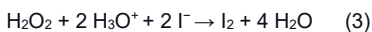
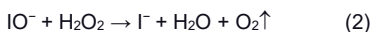
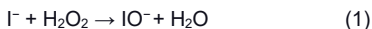
Durchführung

Das Becherglas in die große Kristallisierschale stellen, 2,5 ml Geschirrspülmittel, 5–10 ml Wasserstoffperoxid-Lösung und 5 ml Kaliumiodid-Lösung in das Becherglas geben und mit dem Glasstab umrühren. Es entsteht heißer, brauner Schaum.

Entsorgung

Die Versuchsreste werden in den anorganischen Abfall gegeben.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Kaliumiodid wirkt als Katalysator bei der Zersetzung von Wasserstoffperoxid zu Wasser und Sauerstoff (1 und 2). Diese Reaktion verläuft exotherm. Der Sauerstoff schäumt die Spülmittellösung auf.

Es laufen auch Nebenreaktionen ab, beispielsweise ist Wasserstoffperoxid mit Säuren stabilisiert. Aus diesem Grund ist der Schaum durch freies Iod bräunlich gefärbt (3).



2.9 Feuergefährliches Wasser

Benötigte Chemikalien

- Zinkstaub fein gepulvert und absolut trocken
- Ammoniumchlorid fein gepulvert und absolut trocken
- Ammoniumnitrat fein gepulvert und absolut trocken
- Pipette mit Wasser

Benötigte Geräte

- 100 ml Enghalslerlenmeyerkolben absolut trocken mit Gummistopfen
- Dreifuß
- Becherglas 250 ml (breite Form)
- Eisenschale oder Blechunterlage
- Spatellöffel

Hinweise zum Arbeitsschutz

Feuerfeste Unterlage verwenden! Durchführung unter dem Abzug oder im Freien! Absolut trockene Ausgangsstoffe verwenden, gegebenenfalls im Exsikkator trocknen. Bei feuchten Substanzen besteht die Gefahr, dass die Reaktion bereits beim Mischen beginnt. Das Reaktionsgemisch niemals aufbewahren.

Durchführung

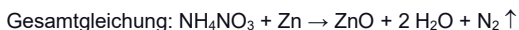
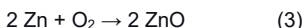
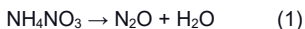
In einem absolut trockenen Erlenmeyerkolben werden je ein gestrichener Spatellöffel Zinkstaub und Ammoniumnitrat sowie ein halber Spatellöffel Ammoniumchlorid durch intensives Schütteln (Handbewegung wie beim Titrieren) miteinander gemischt. In einem Becherglas, welches auf einer Blechunterlage steht, wird das Gemisch kegelförmig ausgebreitet, indem der Kolben mit seiner Öffnung in das Becherglas gestellt wird und nach oben weggezogen wird. Die Zündung erfolgt durch schnelles Auftropfen von einigen Tropfen Wasser.

Vorsicht, der Reaktionsbeginn verzögert sich oft um 2–3 Minuten. Die Reaktion beginnt mit starker Rauchentwicklung. Sollte die Reaktion nach 5 min nicht angesprungen sein, muss das Reaktionsgemisch mit viel Wasser inaktiviert werden.

Entsorgung

Mit so viel Wasser begießen, dass es durchgeweicht ist. Danach verd. Salz- oder Schwefelsäure zugeben und stehen lassen. Dadurch wird das Reaktionsgemisch gelöst. Die Entsorgung erfolgt über den anorganischen Abfall.

Reaktionsgleichungen





Erklärung

Zinkstaub reagiert mit der sich bildenden konz. Ammoniumnitrat-Lösung, die zersetzt wird. Der entstehende Sauerstoff oxidiert das Zink, Ammoniumchlorid wirkt als Katalysator.



2.10 Cu(I)-chlorid

Benötigte Chemikalien

- Kupfer (Pulver oder Späne)
- Kupfer(II)-sulfat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$)
- konzentrierte Salzsäure (24% ausreichend)
- Natriumchlorid

Benötigte Geräte

- Reagenzglas
- kleines Becherglas
- Bunsenbrenner

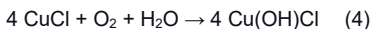
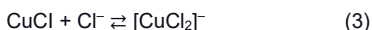
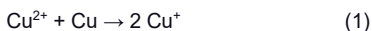
Durchführung (unbedingt im ABZUG, es entweichen HCl-Dämpfe)

In das Reagenzglas gibt man sechs Spatel Kupfer(II)-sulfat, zwei Spatel Kupfer, eine Spatel Natriumchlorid sowie 10 ml konzentrierte Salzsäure. Die Lösung wird über dem Brenner erhitzt und so lange gekocht, bis kein Rückstand von Kupfer mehr zu erkennen ist. Das kann ein paar Minuten dauern, abhängig von der Größe der Kupferpartikel. Aufgrund der gelbschwarzen Farbe der Lösung ist dieser Zeitpunkt unter Umständen schwer zu erkennen. Am besten lässt man diese kurz stehen, damit sich eventuell ungelöstes Kupfer absetzen kann. Ist ein Rückstand auszumachen, so muss weiter gekocht werden. Entfärbt sich wider Erwarten die Lösung, so muss zusätzliches Kupfersulfat hinzugefügt werden, da sich sonst das Kupfermetall nicht auflösen kann. Hat sich alles Kupfer gelöst, wird die Lösung in das Becherglas mit etwa 50 ml Wasser gegossen. Dabei fällt unter Entfärbung ein weißer Niederschlag von Kupfer(I)-chlorid aus. Wird der Niederschlag abfiltriert und an der Luft ausgesetzt, färbt er sich langsam grün.

Entsorgung

Sowohl der Niederschlag als auch die Lösung sind in den anorganischen Abfall zu entsorgen.

Reaktionsgleichungen



Erklärung

Elementares Kupfer und Kupfer(II)-Ionen synproportionieren in konzentrierter Salzsäure zu Kupfer(I) nach Reaktionsgleichung (1). Während Kupfer(I)-chlorid in Wasser schwerlöslich ist, löst es sich mit einem Überschuss von Chlorid-Ionen unter Bildung des Dichlorocuprat(I)-Komplexes nach Reaktionsgleichung (3). Verdünnt man nun die Salzsäure, so senkt man



damit auch die Chloridionen-Konzentration und Kupfer(I)-chlorid fällt aus (2). Der Niederschlag ist weiß und nicht wie bei Kupfer(II)-Ionen gefärbt, da Kupfer(I) ein d^{10} -System ist und somit über keine ungepaarten Elektronen verfügt, deren Anregungsenergie im Bereich des sichtbaren Lichts liegt. Kommt feuchtes Kupfer(I)chlorid mit Sauerstoff in Kontakt, so wird das Kupfer(I) zu Kupfer(II) oxidiert (4), welches an der grünen Farbe zu erkennen ist.



2.1 I Blau-Gelb reversibel

Benötigte Chemikalien

- Kaliumnatriumtartrat
- Kupfersulfat
- 30%iges Wasserstoffperoxid

Benötigte Geräte

- Becherglas 1000 ml, hohe Form
- Glasstab
- Brenner oder elektrische Heizplatte
- Pipette 1 ml
- Je 1 Messzylinder 50 und 100 ml
- Messkolben 250 ml
- 2 Messkolben 100 ml

Vorbereitende Arbeiten

Lösung A: 28,2 g Kaliumnatriumtartrat in dest. Wasser lösen und zu 100 ml auffüllen.

Lösung B: 25 g Kupfersulfat in dest. Wasser lösen und zu 100 ml auffüllen.

Lösung C: 25 ml Wasserstoffperoxid mit dest. Wasser zu 250 ml auffüllen.

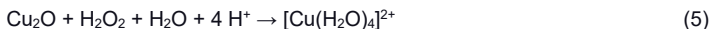
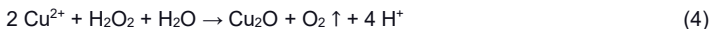
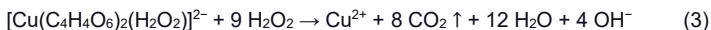
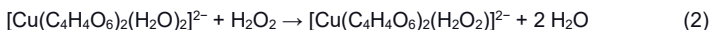
Durchführung

Im Becherglas werden 60 ml Lösung A und 40 ml Lösung C gemischt und auf 50 °C unter ständigem Rühren mit einem Glasstab erwärmt und mit 1 ml Lösung B versetzt. Es erfolgt ein Farbumschlag nach himmelblau, die Temperatur steigt auf 80 °C an und das Reaktionsgemisch schäumt auf. Die himmelblaue Lösung schlägt nach goldorange um und wird trüb. Nach Zusatz von weiteren 40 ml Lösung C löst sich der orangefarbene Niederschlag, die Lösung wird zunächst wieder blau und nach kurzer Zeit wieder orange.

Entsorgung

Die Versuchsreste werden im anorganischen Abfall entsorgt.

Reaktionsgleichungen





Erklärung

Kupfer(II)-Ionen bilden mit Tartrationen gemäß Reaktionsgleichung (1) Ditartratocuprat(II)-Ionen, welche eine höhere Farbintensität als Tetraaquacuprat(II)-Ionen besitzen. Die beiden Aqua-Liganden werden gemäß Reaktionsgleichung (2) gegen Wasserstoffperoxid getauscht. Dieser Komplex fördert die Oxidation von Tartrat gemäß Reaktionsgleichung (3), eine exotherme Reaktion. Die freien Kupfer(II)-Ionen werden durch Wasserstoffperoxid gemäß Reaktionsgleichung (4) zu Kupfer(I)-oxid reduziert. Diese Reaktion läuft bei einer Temperatur größer als 70 °C ab. Es bilden sich Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid, dies ist an einem Aufschäumen der Lösung erkennbar. Wasserstoffperoxid ist im ersten Teil der Reaktion somit Reduktions- und Oxidationsmittel. Durch weitere Zugabe von Wasserstoffperoxid-Lösung kann bei einer Temperatur unter 70 °C die Reaktion gemäß Reaktionsgleichung (5) in die andere Richtung ablaufen. Durch die Bildung des Tartrat-Komplexes startet die Reaktion erneut.



2.12 Untersuchung von Milch und veganer Milchersatzprodukte

Benötigte Chemikalien

- Vollmilch
- Sojadrink (sollte nur Wasser, Sojabohnen und evtl. Salz enthalten)
- Haferdrink (sollte nur Wasser, Hafer (evtl. fermentiert), pflanzliches Öl und evtl. Salz enthalten)
- Destilliertes Wasser
- 1 M Natronlauge
- 0,1 M Kupfersulfat-Lösung (oder Fehling I)
- Fehling II

Benötigte Geräte

- Reagenzgläser
- Bechergläser
- Reagenzglashalter
- Plastikpipetten mit Graduierung (in 0,5 ml Schritten)
- Zentrifuge (Handzentrifugen reichen aus) und passende Reagenzgläser
- Bunsenbrenner, Heißluftgebläse oder heißes Wasserbad

Durchführung

Die zu untersuchenden Proben (Milch, Sojadrink, Haferdrink) werden in der Verpackung gut geschüttelt und in Bechergläser gegossen. Sie werden zuerst optisch miteinander verglichen. Es handelt sich in allen drei Fällen um farblose und undurchsichtige Flüssigkeiten. Folgende Nachweisreaktionen werden durchgeführt. Als Blindprobe dient destilliertes Wasser.

Biuret-Reaktion: In Reagenzgläser werden Probe (1 ml) und Natronlauge (1 ml) durch Schütteln gut vermischt. Kupfer(II)-sulfat-Lösung (1 ml) wird hinzugegeben und gut geschüttelt. Bei der Blindprobe ist ein blauer Niederschlag zu beobachten. Milch und Sojadrink ergeben eine violette Färbung. Haferdrink ergibt einen weißlich trüben, blauen Niederschlag.

Fehling-Reaktion: In Reagenzgläser werden Probe (1 ml), Fehling I (2 ml) und Fehling II (2 ml) gegeben und gut geschüttelt. Anschließend wird vorsichtig und unter Schütteln zum Sieden erhitzt. Nur bei Milch und Haferdrink ist ein orangener Niederschlag sichtbar.

Zentrifugation: In geeignete Reagenzgläser werden jeweils Probe (mindestens 5 ml, zu wenig Probe verschlechtert die Sichtbarkeit des Endergebnisses) oder Wasser gegeben und für 10 min bei höchstmöglicher Geschwindigkeit zentrifugiert. Falls keine Zentrifuge verfügbar ist, können die Proben auch über Nacht im Kühlschrank gelagert werden. Bei Milch sind zwei Phasen erkennbar, die obere ist dabei trüber als die untere Phase. Bei Sojadrink wird zusätzlich ein wenig farbloser Feststoff am Reagenzglasboden beobachtet. Im Fall von Haferdrink ist eine trübe obere Phase, eine fast klare untere Phase und deutliche Mengen an Feststoff sichtbar.



Entsorgung

Kupfer- und Iod-haltige Proben werden über den anorganischen Abfall entsorgt. Der Rest kann über den Hausmüll oder in den Ausguss entsorgt werden.

Erklärung

Milch wird von weiblichen Säugetieren durch Milchdrüsen hergestellt und dient in erster Linie dazu, den Nachwuchs zu ernähren. Daher sind alle notwendigen Nährstoffe (Proteine, Kohlenhydrate, Lipide) in ausreichenden Mengen vorhanden. Bei veganen Ersatzprodukten werden pflanzlicher Erzeugnisse (z. B. Getreide wie Hafer oder Hülsenfrüchte wie Sojabohnen) in Wasser püriert und wenn erforderlich erhitzt und filtriert. Das Filtrat ist der Milchersatz. Getreide kann vorher fermentiert werden.

Bei der Biuret-Reaktion wird Protein nachgewiesen. In alkalischer Lösung bildet das Amid-Rückgrat mit den Kupfer(II)-Ionen einen violetten Komplex. Ansonsten fällt in alkalische Lösung blaues Kupfer(II)-hydroxid aus. Milch und Sojadrink enthalten etwa gleich viel Protein, Haferdrink hingegen deutlich weniger (siehe Tabelle).

Die Fehling-Reaktion weist reduzierende Zucker nach. Milch enthält den reduzierenden Zucker Lactose, daher fällt der Test positiv aus. Bei Haferdrink fällt der Test ebenfalls positiv aus. Ein Teil der Stärke wurde durch Fermentation zu Maltose oder Glucose abgebaut, die reduzierend wirken. Sojadrink ist insgesamt arm an Kohlenhydraten und enthält keine reduzierenden Zucker (sollte nicht nachträglich etwas hinzugesetzt worden sein).

Durch Zentrifugation werden Stoffe unterschiedlicher Dichte aufgetrennt. Bei Milch scheidet sich das MilCHFett (Rahm) oben ab. Die untere Phase wird als Magermilch bezeichnet und enthält alle weiteren Bestandteile wie das Milchprotein. Sojadrink enthält ebenfalls Öl aus der Sojabohne (obere Phase), gelöste Stoffe (wie Sojaprotein) in der unteren Phase, sowie einige unlösliche Bestandteile (z. B. Ballaststoffe), die sich absetzen. Haferdrink enthält den größten Teil an ungelösten Stoffen, da es sich um eine Suspension von fein zerkleinertem Vollkorn-Getreide in Wasser handelt. Der Feststoff ist damit hauptsächlich nicht gelöste Stärke, sowie Ballaststoffe. In der Lösung befinden sich die reduzierenden Zucker. Bei der oberen Phase handelt es sich um pflanzliche Öle (z. B. Sonnenblumenöl) welches bei der Herstellung zusätzlich hinzugefügt wurde.

Zusammenfassend kann gesagt werden, dass die Eigenschaften von Milchersatzprodukten primär von den verwendeten pflanzlichen Erzeugnissen abhängen, optisch und evtl. geschmacklich Milch ähnlich sind, aber nicht biochemisch. Ein Blick auf die Nährwerttabelle der drei Lebensmittel zeigt klar die Unterschiede auf:

(in g/100 ml)	Vollmilch	Sojadrink*	Haferdrink*
Fette/Öle	3,5	1,6	1,4
Kohlenhydrate	4,8	0,9	6,0
Proteine	3,3	3,0	0,6

*Unterschiede je nach Hersteller möglich.

Hinweise: Bei Lagerung im Kühlschrank ist nur bei Haferdrink absetzender Feststoff erkennbar, evtl. eine kleine Menge bei Sojadrink. Da alle Produkte durch die Hersteller



standardmäßig homogenisiert wurden, ist hier keine Abscheidung von Fett oder Öl erkennbar.

Die Iod-Stärke Reaktion funktioniert bei Haferdrink nicht, obwohl Stärke vorhanden ist, da das enthaltene Öl den Nachweis stört.



3 Weiterführende Literatur

Einiger der hier gezeigten Versuche und viele weitere andere (Show)-Versuche sind in den folgenden Büchern zu finden:

H. W. Roesky, *Glanzlichter chemischer Experimentierkunst*, Wiley-VCH: Weinheim, **2006**.

G. Schwedt, *Noch mehr Experimente mit Supermarktprodukten*, Wiley-VCH: Weinheim, **2003**.

Die Website <https://degintu.dguv.de> listet viele weitere Experimente zusammen mit Gefährdungsbeurteilungen auf.

Übersicht über die Gefahrstoffpiktogramme nach GHS



GHS01

Explodierende Bombe
z. B. explosive Stoffe



GHS02

Flamme
z. B. entzündbare
Flüssigkeiten und
Feststoffe



GHS03

Flamme über einem
Kreis
z. B. oxidierende oder
brandfördernde Stoffe



GHS04

Gasflasche
z. B. Gase unter Druck



GHS05

Ätzwirkung
z. B. metallkorrosiv
oder hautätzend



GHS06

Totenkopf
z. B. akute Toxizität



GHS07

Ausrufezeichen
z. B. Akute Toxizität
oder hautreizend



GHS08

Gesundheitsgefahr
z. B. Aspirationsgefahr
und Karzinogenität



GHS09

Umweltgefährdend
z. B.
gewässergefährdend

