

Matthias Ducci

Stoffumwandlungen sichtbar machen

Wege zur chemischen Reaktion mit Alginatbällchen

Tropft man eine wässrige Natriumalginat-Lösung in eine Calciumsalz-Lösung, so entstehen kleine farblose Alginatbällchen. Im vorliegenden Beitrag wird beschrieben, wie chemische Reaktionen ins Innere der Alginatbällchen platziert werden können. Die ablaufenden Prozesse entfalten hierbei eine besondere Ästhetik. Auf diese Weise kann das situationale Interesse der Schülerinnen und Schüler gefördert werden.

Alginatbällchen – fachliche Grundlagen in Kürze

Zur Herstellung von Alginatbällchen wird Natriumalginat benötigt. Dies kann u. a. auf den bekannten Verkaufsplattformen im Internet bezogen werden. Die Preise variieren je nach Packungsgröße (z. B. 10 €/250 g; Stand: Dezember 2021). Natriumalginat ist das Salz der Alginsäure, die aus Braunalgen gewonnen wird. Chemisch gesehen ist Alginsäure ein Biopolymer. Sie besteht aus den Uronsäuren α -L-Guluronsäure und β -D-Mannuronsäure, welche 1,4-glycosidisch zu langen Ketten miteinander verbunden sind (Polymerisationsgrad: 100-3000). Für die Bildung von Alginatbällchen sind die Abschnitte in den Molekülketten von Bedeutung, in denen nur Guluronsäure-Moleküle miteinander verknüpft sind. Diese homopolymeren Bereiche werden auch als GG-Blöcke bezeichnet. Sie weisen eine zickzackartige Struktur auf. Wird Natriumalginat in Wasser gelöst und lagern sich GG-Blöcke von zwei verschiedenen Alginat-Molekülonen günstig zueinander an, so entstehen Hohlräume (zur Darstellung mit Strukturformeln siehe [1]). Darin können

bestimmte Ionen, wie z. B. Calcium-Ionen oder viele Schwermetall-Ionen, eingelagert und koordinativ gebunden werden. Die Vernetzung der Ketten führt zur Gelierung (vgl. **Abb. 1**). Und genau das wird bei der Bildung von Alginatbällchen genutzt, indem eine wässrige Natriumalginat-Lösung in eine Calciumsalz-Lösung getropft wird. Sobald der Tropfen eintaucht, bildet sich ein in wässriger Lösung beständiger Calciumalginatmantel aus. Verbleibt das Alginatbällchen (Durchmesser ca. 4 mm) mehrere Minuten in der Calciumsalz-Lösung, geliert dieses komplett durch.

Schullexperimente mit Alginatbällchen

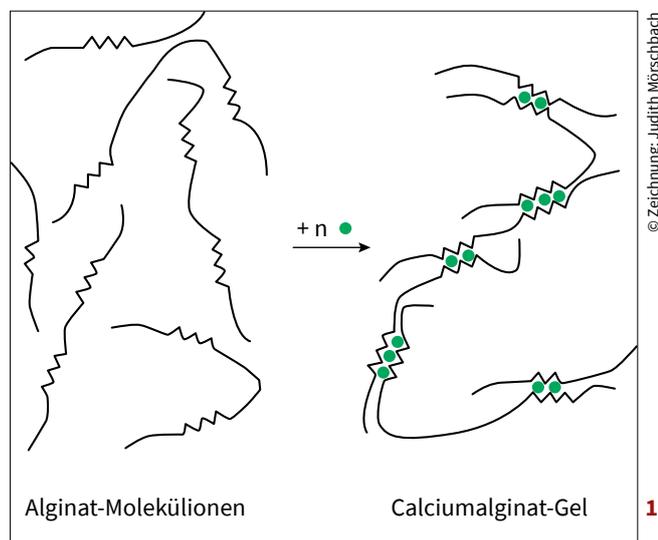
Die grundlegende Idee bei den Experimenten mit Alginatbällchen ist, einen Teil der Edukte einer chemischen Reaktion der Natriumalginat-Lösung zuzufügen, sodass diese bei Bildung der Alginatbällchen mit eingeschlos-

| | |
|----------------|---|
| Klassenstufe: | 8–12 |
| Themen: | Indikator, Redoxreaktion, chemisches Gleichgewicht, Puffersysteme, Nachweisreaktionen |
| Basiskonzepte: | Donator-Akzeptor-Konzept, Konzept des chemischen Gleichgewichts |
| Methode: | Experimente mit Alginatbällchen |

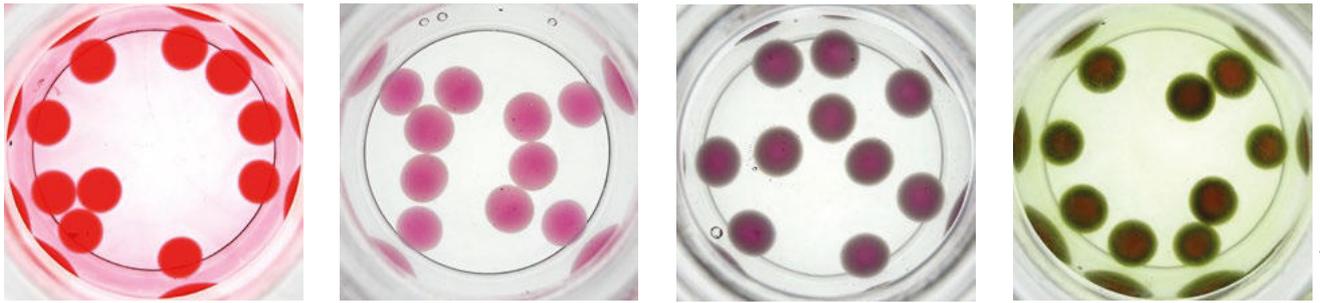
sen werden. Anschließend werden die Alginatbällchen in ein Medium überführt, welches einen weiteren oder mehrere weitere Reaktionsteilnehmer enthält. Diese diffundieren durch den Calciumalginatmantel, sodass im Inneren der Bällchen der chemische Prozess sukzessive von außen nach innen abläuft. Dabei auftretende Farbänderungen entfalten so einen besonders ästhetischen Reiz.

Chemisches Chamäleon – Experimente mit Säure-Base-Indikatoren

Bereits in dem bekannten Buch „Trickkiste Chemie“ von Herbert Brandl



1 | Schematische Darstellung der Gelierung (nach [2])



2 | Alginatebällchen mit Rosenextrakt in saurer, neutraler, schwach alkalischer (pH ca. 8) und alkalischer Lösung (pH ca. 10) (von links nach rechts)

wird vorgeschlagen, auf die oben beschriebene Weise einen Indikator in die Bällchen einzuschleusen [3]. Diese Vorgehensweise wird in **Versuch 1** nachempfunden. Als Indikator-Lösung wird der wässrige Extrakt roter Rosen verwendet. Der Rosenextrakt enthält vor allem das Anthocyan Cyanin, welches in Abhängigkeit vom pH-Wert einer Lösung seine Struktur und damit auch seine Farbe ändert (vgl. **Abb. 2**). Es besitzt mehrere Umschlagsbereiche und ist somit ein natürlicher Universalindikator. Wenn die schwach violetten Indikatorbällchen in saure (z. B. Essigessenz) und alkalische Lösungen (z. B. Natronlauge oder Soda-Lösung) überführt werden, ändert sich je nach pH-Wert ihre Farbe, da der Calciumalginatmantel für Teilchen durchlässig ist (s. o.).

Redoxreaktionen in Alginatebällchen

Auch Redoxreaktionen können mit Alginatebällchen eindrucksvoll in Szene gesetzt werden. Ein Beispiel wird in **Versuch 2** (Teil 1) beschrieben. Bei diesem Experiment werden Kaliumiodid, Kaliumiodat und Stärke in die Alginatebällchen eingeschlossen. Im Innern der Bällchen liegt der pH-Wert annähernd bei 7. Unter diesen Bedingungen findet keine chemische Reaktion statt, die Bällchen bleiben farblos. Sobald sie jedoch in salzsaurer Lösung überführt werden, färben sie sich innerhalb weniger Sekunden tiefblau. Ursache hierfür sind die Oxonium-Ionen, welche durch den Calciumalginatmantel diffundieren und den pH-Wert absenkten. Infolgedessen steigt des Redoxpotenzial der Iodat-Ionen an und die Iodid- und Iodat-Ionen komproportionieren zu

Iod. In der Folge bildet sich der blaue Iod-Stärke-Komplex. Das Experiment zeigt somit eindrucksvoll, dass die Lage des Redoxpotenzials bestimmter, homogener Redoxsysteme stark vom pH-Wert der Lösung abhängig ist.

Chemisches Gleichgewicht

Die Fortsetzung des Experiments in Teil 2 führt mit dem chemischen Gleichgewicht zu einem ganz anderen, ebenfalls zentralen Themenfeld des Chemieunterrichts. Schließt man Ammoniumchlorid und Universalindikator in die Alginatebällchen ein und erwärmt bzw. kühlt diese wieder ab [4], wird das Gleichgewicht $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, $\Delta H > 0$ nach rechts bzw. links verschoben.

Damit verknüpft ist eine Farbänderung nach gelb bzw. grün. Dieses Experiment hat jedoch den Nachteil, dass die zugesetzte ethanolische Indikator-Lösung die Bildung der Alginatebällchen stört. Darüber hinaus ist der Farbwechsel nicht sehr prägnant und nur wenige Male wiederholbar. Eine Alternative stellt der zweite Teil von **Versuch 2** dar. Dort wird beschrieben, wie mit den Iod-Stärke-Bällchen das Prinzip von Le Chatelier eindrucksvoll demonstriert werden kann. Erhitzt man die tiefblauen Bällchen in Wasser, so entfärben sie sich nach wenigen Minuten vollständig, da der Iod-Stärke-Komplex zerfällt. Abkühlung bewirkt den umgekehrten Effekt: Die farblosen Bällchen werden allmählich unter Rückbildung des Komplexes wieder intensiv blau.

Im letzten Teil von **Versuch 2** werden die Iod-Stärke-Bällchen in alkalische Natriumthiosulfat-Lösung gelegt. Der ablaufende Redoxprozess führt zur (endgültigen) Entfärbung

Puffersysteme

In **Versuch 3** werden Alginatebällchen genutzt, um die Wirkungsweise von Puffersystemen zu demonstrieren. Hierzu werden der Essigsäure/Acetat-Puffer nebst Universalindikator in die Bällchen eingeschlossen. Derart präpariert ändern sie im Gegensatz zu „un gepufferten“ Alginatebällchen ihre Farbe kaum, wenn sie in ein alkalisches oder saures Medium eingetaucht werden.

Nachweisreaktionen und Komplexbildung

Das abschließende Experiment (**Versuch 4**) zeigt am Beispiel einer Eisen(III)-chlorid-Lösung auf, dass Alginatebällchen auch mit anderen Metallionen als Calciumionen gebildet werden können. Dieses Phänomen eröffnet neue experimentelle Möglichkeiten, wie z. B. die Durchführung verschiedener Nachweisreaktionen von Metallionen. Hierbei kommt es häufig zur Bildung farbiger Komplexverbindungen.

Alginatebällchen als Modell für *Helicobacter pylori*

Alginatebällchen können auch in einem ganz anderen (biochemischen) Kontext sinnstiftend eingesetzt werden, und zwar als Modell für *Helicobacter pylori*. Dieses Bakterium, das Gastritis, die Bildung von Magengeschwüren und -karzinomen begünstigt, verfolgt eine besondere Strategie, um im sauren Magensaft zu überleben. Es produziert Urease, welche den mit der Nahrung aufgenommenen Harnstoff in Ammoniak und Kohlendioxid spaltet. Das gebildete Ammoniak neutralisiert die Magensäure in der unmittelbaren Umgebung des Bakteriums.

(Rosen)Indikatorbällchen**Geräte und Chemikalien**

Waage (Genauigkeit: 0,01 g), Wägeschälchen, Spatel, Reagenzglas, Reagenzglashalter, Messzylinder (10 mL), Bunsenbrenner, Glasstab, 5 Schnappdeckelgläschen (10 mL), Tropfpipette (1 mL), 2 Bechergläser (25 mL), Teesieb, Pinzette, Reibschale mit Pistill, tiefrote Rose, Natriumalginat, Calciumchlorid, Essigessenz CH_3COOH , Soda (Natriumcarbonat) Na_2CO_3 , Natron (Natriumhydrogencarbonat)

Durchführung

- In einem Reagenzglas werden 0,1 g Natriumalginat mit 5 mL Leitungswasser versetzt und mit dem Bunsenbrenner vorsichtig unter kräftigem Schütteln des Reagenzglases erhitzt. Sobald das Wasser siedet, wird das Reagenzglas aus der Flamme genommen und das Gemisch mit dem Glasstab kräftig verrührt. Sollte sich nicht das gesamte Natriumalginat gelöst haben, wird wieder erhitzt und anschließend gerührt.
- Die Blütenblätter einer tiefroten Rose werden in kleine Stücke zerrissen und mit ca. 15 mL Leitungswasser in einer Reibschale intensiv zerrieben. Danach werden die Reste der Blütenblätter auf eine Seite der Reibschale geschoben, nochmals mit dem Pistill gepresst und die entstandene violette Lösung in ein Becherglas gegossen. Von dem Rosenextrakt werden 5 mL zur Natriumalginat-Lösung gegeben, verrührt und in ein Schnappdeckelgläschen überführt.
- In einem Becherglas werden 0,1 g Calciumchlorid in 10 mL Leitungswasser gelöst. In diese Lösung wird das Gemisch aus Rosenextrakt und Natriumalginat-Lösung getropft (Tropfen für Tropfen; ca. 40 Tropfen reichen für den gesamten Versuch aus). Hierbei entstehen schwach violett gefärbte Alginatbällchen.
- Die Lösung mit den Alginatbällchen wird durch ein Teesieb abgossen, die Bällchen mit Leitungswasser kurz gespült und dann jeweils 10 Bällchen in:

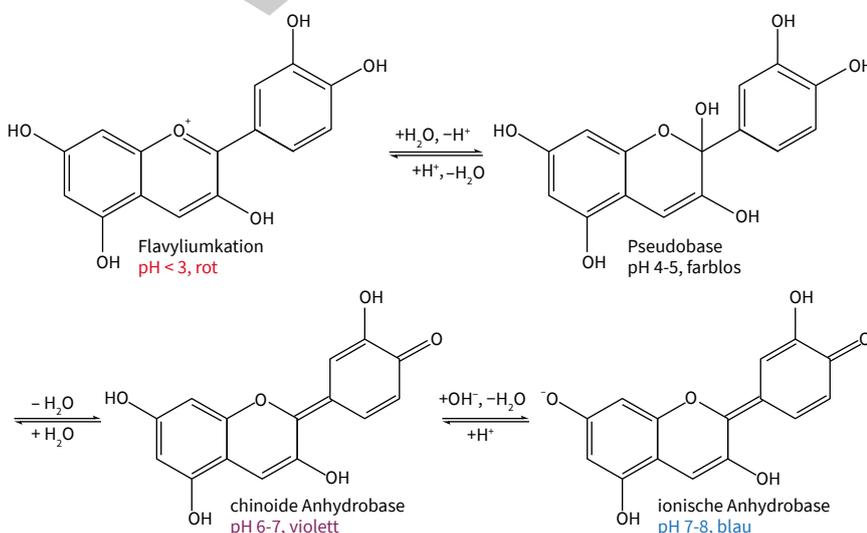
- 5 mL Essigessenz,
- 5 mL Leitungswasser,
- Natriumhydrogencarbonat-Lösung (0,1 g Natron gelöst in 5 mL Leitungswasser)
- Natriumcarbonat-Lösung (0,1 g Soda gelöst in 5 mL Leitungswasser) gegeben.

Beobachtung

Nach 2–3 min haben die Bällchen in der sauren Lösung eine rote, in der Natron-Lösung eine blaugrün-violette und in der Soda-Lösung eine grüne Farbe angenommen. In Leitungswasser ändert sich die Farbe der schwach violetten Bällchen nicht.

Deutung

Die Farbe von roten Rosen ist auf Anthocyanidine zurückzuführen, welche den farbgebenden Anteil von Anthocyanen, einer Gruppe von Pflanzenfarbstoffen, darstellen. Die Struktur von Anthocyanen setzt sich aus einem Anthocyanidin und glycosidisch gebundenen Zuckermolekülen zusammen. Der wichtigste Farbstoff in roten Rosen ist das sogenannte Cyanidin in Glycosidform, und zwar das Cyanin (Cyanidin-3,5-O-diglycosid). Die Struktur von Cyanidin (und seiner Glycoside) verändert sich mit dem pH-Wert der umgebenden Lösung. Damit einher geht eine Farbänderung, welche auf ein modifiziertes Lichtabsorptionsverhalten zurückzuführen ist (vgl. **Abb. 3**). Da der Calciumalginatmantel der Bällchen für Ionen und Moleküle durchlässig ist, verändert sich der pH-Wert auch im Inneren der Bällchen in den sauren und alkalischen Lösungen. Oberhalb von pH 10 kommt es zur Öffnung vom mittleren Ring im Anthocyan-Molekülion. Es bildet sich ein Chalkon, das eine gelbe Farbe besitzt. Daher ist die grüne Farbe der Bällchen in der Soda-Lösung möglicherweise eine Mischfarbe aus Blau und Gelb. Es kann sich jedoch auch ein grünes Dianion gebildet haben, das im Gleichgewicht mit der ionischen Anhydrobase steht [5].



3 | Strukturen von Cyanidin bei verschiedenen pH-Werten

Zeichnung: Judith Mörschbach

Redoxreaktionen und chemisches Gleichgewicht

Geräte und Chemikalien

Waage (Genauigkeit: 0,001 g), Wägeschälchen, Spatel, 3 Reagenzgläser, Reagenzglashalter, Messzylinder (10 mL), Bunsenbrenner, Glasstab, Schnappdeckelglas (10 mL), Tropfpipette (1 mL), 3 Bechergläser (25 mL), Teesieb, Pinzette, Natriumalginat, Kaliumiodid , Kaliumiodat , , Calciumchlorid, Salzsäure (c=0,1 mol/L), Natriumthiosulfat-heptahydrat, Natronlauge (c = 0,1 mol/L) 

A: Redoxreaktion 1

Durchführung

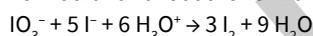
- 0,1 g Natriumalginat werden abgewogen und in ein Reagenzglas überführt. Anschließend werden 5 mL Leitungswasser hinzugegeben. Das Gemisch wird mittels Bunsenbrenner erwärmt und dabei kräftig geschüttelt (es kann ruhig kurz sieden). Dann wird mit dem Glasstab gerührt. Dieser Vorgang muss 2–3 Mal wiederholt werden, bis das gesamte Natriumalginat gelöst ist (**Lösung I**).
- In einem zweiten Reagenzglas werden 0,1 g Stärke unter Erwärmen mit dem Bunsenbrenner in 5 mL Leitungswasser gelöst. Anschließend werden 0,01 g Kaliumiodat, 0,05 g Kaliumiodid und weitere 5 mL Leitungswasser hinzugegeben (**Lösung II**).
- 5 mL von **Lösung II** werden zu **Lösung I** gegeben. Das Gemisch mit dem Glasstab verrührt und in ein Schnappdeckelglas gegossen (**Lösung III**).
- Nun werden 10 Tropfen von **Lösung III** in eine Calciumchlorid-Lösung (ca. 0,1 g Calciumchlorid in 10 mL Leitungswasser) gegeben (Tropfen für Tropfen). Dabei bilden sich farblose Alginatbällchen. Die Lösung wird durch ein Teesieb abgegossen.
- Die Alginatbällchen werden nun in die Salzsäure überführt. Besonders eindrucksvoll ist es, wenn man Bällchen für Bällchen in die Salzsäure fallen lässt.

Beobachtung

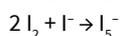
Sobald die farblosen Alginatbällchen in die Salzsäure eintauchen, nehmen sie eine blaue Farbe an, welche sich rasch intensiviert (vgl. **Abb. 4**).

Deutung

In den Alginatbällchen findet zunächst keine chemische Reaktion statt. Dies ändert sich, sobald Oxonium-Ionen durch den Calciumalginatmantel diffundieren. Der pH-Wert sinkt ab und das Redoxpotenzial der Iodat-Ionen steigt an (\rightarrow Nernstsche Gleichung). Infolgedessen kommt es zur Komproportionierung von Iodid- und Iodat-Ionen zu Iodmolekülen:



In einer Folgereaktion bilden sich u. a. Pentaiodid-Ionen:



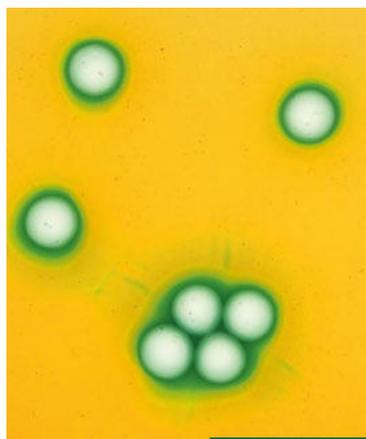
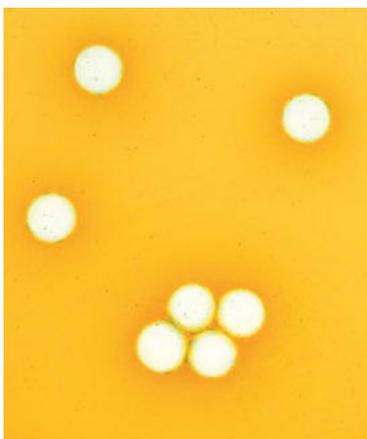
Diese lagern sich in den hydrophoben Hohlraum der Amylosehelix ein und bilden unter Anlagerung weiterer Iodmoleküle den blauen Iod-Stärke-Komplex.



© Matthias Ducci

- 4 | Farblose Alginatbällchen, welche Stärke, Kaliumiodid und -iodat enthalten, werden in Salzsäure überführt. Dabei kommt es zur raschen Blaufärbung.

- 12 | Urease-Alginatbällchen in salzsaurem Harnstoff-Lösung mit Universalindikator als Modell für *Helicobacter pylori* im sauren Magensaft (links: unmittelbar nach dem Eintauchen in die Lösung, rechts: nach ca. 5 Minuten)



© Matthias Ducci

riums. Mithilfe von Alginatbällchen, in denen sich Urease befindet, kann dieser Prozess eindrucksvoll in einem Modellexperiment demonstriert werden: Salzsaurer Harnstoff-Lösung zeigt nach Zugabe von Universalindikator eine gelb-orange Färbung. Werden Urease-Alginatbällchen in diese Lösung gegeben, bildet sich in wenigen Minuten ein grüner Hof um die Bällchen aus (vgl. **Abb. 12**). Die genauen Versuchsbeschreibungen sind in [7] nachzulesen.

Redoxreaktionen und chemisches Gleichgewicht

Geräte und Chemikalien

s. Teil A

B: Chemisches Gleichgewicht

Durchführung

Erneut werden gemäß **Versuch 1** ca. 10 blaue Iod-Stärke-Bällchen hergestellt. Diese sollten jedoch nur maximal 1 min in der Salzsäure verbleiben. Die salzsaure Lösung mit den blauen Alginatbällchen wird durch ein Teesieb abgossen, die Alginatbällchen in ein Reagenzglas überführt und ca. 5 mL Leitungswasser hinzugegeben. Nun wird mittels Gasbrenner vorsichtig erhitzt (die Lösung darf siedend, sollte dann aber kurz aus der Flamme genommen und anschließend weiter erhitzt werden).

Beobachtung

Nach einigen Minuten kommt es zur vollständigen Entfärbung der blauen Alginatbällchen (vgl. **Abb. 5**). Wird das Reagenzglas nun von außen gekühlt, z. B. indem es in den Kaltwasserstrahl an einem Waschbecken gehalten wird, nehmen die farblosen Bällchen wieder eine blaue Farbe an (vgl. **Abb. 6**). Erneutes Erhitzen führt wieder zur Entfärbung. Dieser Vorgang kann mehrere Male wiederholt werden.

Anmerkungen:

Da sich die umgebende Lösung mitunter blau färbt, kann sie zwischendurch gegen frisches Wasser ausgetauscht werden. Beim zweiten (und jedem weiteren) Erhitzen entfärben sich die Bällchen viel schneller als beim ersten Mal, vermutlich, weil sich der Iod-Stärke-Komplex bei kurzem Abkühlen tief im Inneren der Bällchen noch nicht zurückgebildet hat.

Deutung

Die Bildung des Iod-Stärke-Komplexes ist ein chemisches Gleichgewicht. Mit Worten kann dieses wie folgt elementarisiert formuliert werden:



Die Bildung des Komplexes ist ein exothermer Vorgang. Durch Erhitzen zerfällt der Komplex, die Alginatbällchen entfärben sich. Beim Abkühlen bildet sich der Iod-Stärke-Komplex zurück. Somit veranschaulicht das Experiment auf eindrucksvolle Weise das Prinzip von Le Chatelier.

C: Redoxreaktion 2

Durchführung

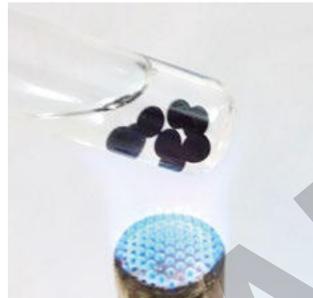
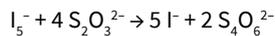
Die blauen Alginatbällchen werden in eine alkalische Natriumthiosulfat-Lösung (0,25 g Natriumthiosulfat-heptahydrat in 5 mL Natronlauge ($c=0,1 \text{ mol/L}$) lösen) überführt.

Beobachtung

Die Alginatbällchen entfärben sich von außen nach innen innerhalb von 2 bis 3 Minuten (vgl. **Abb. 7**).

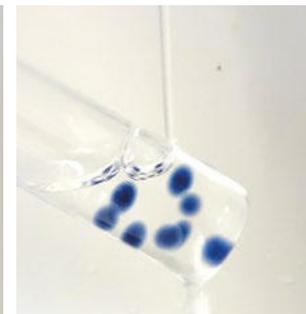
Deutung

Die in die Bällchen eindringenden Thiosulfat-Ionen reduzieren die Polyiodid- zu Iodid-Ionen und zerstören damit den blauen Iod-Stärke-Komplex. Hierbei werden die Thiosulfat- zu Tetrathionat-Ionen oxidiert.



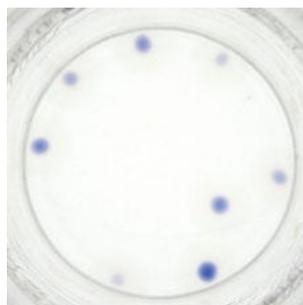
© Matthias Durci

- 5 | Erhitzen von tiefblauen Iod-Stärke-Alginatbällchen in Leitungswasser führt zu deren Entfärbung.



© Matthias Durci

- 6 | Alginatbällchen, die den blauen Iod-Stärke-Komplex enthalten, entfärben sich in der Hitze. Beim Abkühlen nehmen sie wieder die blaue Farbe an.



© Matthias Durci

- 7 | Entfärbung der blauen Alginatbällchen in alkalischer Natriumthiosulfat-Lösung

Myriam Backes

Säure und Lauge reagieren zu Salz und Wasser

Die Neutralisationsreaktion unter dem Mikroskop beobachten

Klasse: 9–10

Thema: Neutralisationsreaktion

Methode: Schülerexperiment; Mikroskopieren; materialgebundene Lernaufgabe; selbst organisiertes Lernen



Alle Materialien stehen zum Download zur Verfügung (s. S. 1 in diesem Heft).

Das Mikroskopieren ist bis heute eine klassische biologische Arbeitstechnik, die Verwendung und der Gebrauch von Lichtmikroskopen waren bisher dem Fach Biologie vorenthalten. Aber auch in der Fachwissenschaft Chemie hat die Verwendung von Mikroskopen eine lange Tradition. Seit langer Zeit verwendet man bereits Mikroskope zur Erkennung typischer Kristalle von Mineralien und kristallinen Niederschlägen (Abb. 1). Dennoch hat die Methode es bis heute nicht geschafft, Eingang in den Schulunterricht zu finden. So überrascht es nicht, dass sich in der deutschsprachigen fachdidaktischen Literatur bisher nur wenige Veröffentlichungen (z. B. [1]) rund um das Thema Mikroskopie im Chemieunterricht auffinden lassen.

Mikroskopieren im Chemieunterricht

Versuche unter dem Mikroskop gehören zu den Low-Cost-Versuchen, da man in der Regel nur geringe Mengen an Chemikalien für die Durchführung der Versuche benötigt und kaum Abfallmengen anfallen. Zudem können der Lerngruppe beeindruckende Phänomene gezeigt werden, was zur „emotionalen Imprägnierung“ beiträgt.

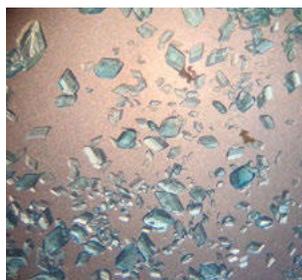
Die Grundidee, den Ablauf und das Ergebnis von Experimenten durch technische Hilfsmittel für die Schülergruppe bis zur Sichtbarkeit zu vergrößern, ist im Chemieunterricht nicht neu. In der Fachdidaktik Chemie haben Versuche mit dem Overheadprojektor eine lange Tradition: Mit ihrer Hilfe können Versuche vergrößert und auf eine Wand projiziert werden. Auch die heutigen technischen Möglichkeiten von Smartphones und Tablets ermöglichen den Lernenden u. a., Strukturen und Experimente zu vergrößern. Ungewöhnlich für Schülerinnen und Schüler ist es nun, den Blick in den Mikrokosmos mithilfe eines Mikroskops zu unternehmen.

Der vorliegende Artikel zeigt am Beispiel der Neutralisationsreaktion, wie sich die Methode des Mikroskopierens (s. **Kasten 1**) auch im Chemieunterricht gewinnbringend einsetzen lässt. Dazu werden sowohl fachliche als auch fachdidaktische Hinweise im Umgang mit dem Mikroskop im Fachunterricht Chemie gegeben. Alle in diesem Artikel dargestellten Versuche können mit den in der Schule gebräuchlichen Lichtmikroskopen durchgeführt werden. Der vorliegende Artikel soll einen Einblick geben und Lust machen auf mehr.

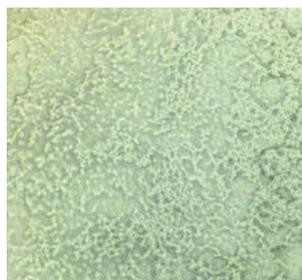
Neutralisation unter dem Mikroskop

Verortung im Lehrplan

In den meisten Lehrplänen der Chemie ist das Thema „Säuren und Basen“ und damit die Neutralisationsreaktion in der Klassenstufe 9, in einigen Bundesländern auch in der Klassenstufe 10, verortet. In der Oberstufe lässt sich dieses Thema ebenfalls wiederfinden. Die Neutralisationsreaktion lässt sich damit sowohl in der Sek. I als auch in



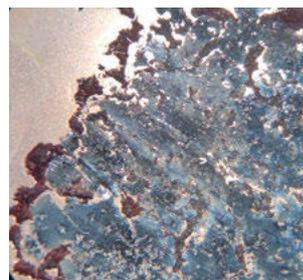
Kupfersulfat



Hühnereiweiß mit Salzsäure denaturiert



Acetylsalicylsäure kristallisiert aus einer warmen gesättigten Wasser-Ethanol-Lösung



Aluminiumfolie + Kupfer-II-chlorid

Die Kupferabscheidung ist deutlich zu sehen.

© Fotos: Myriam Backes

1 | Niederschläge unter dem Mikroskop

der Sek. II thematisch einordnen. Bei der Neutralisationsreaktion werden Salze gebildet. Somit lässt sich die dargestellte Lerneinheit ebenfalls im Themengebiet „Salze“ verorten.

Unterrichtsablauf

Schritt 1: Einstieg und Hinführung zur Forscherfrage

Die Fachdidaktik der Naturwissenschaften fordert, dass ein neues Thema einen Bezug zur Lebenswelt der Lernenden aufweisen sollte, um eine Identifikation der Lernenden mit der Problemstellung anzustoßen und aufrechtzuerhalten. Das Thema der „Neutralisationsreaktion“ bietet eine Vielzahl von anschaulichen Kontextorientierungen als Einstieg an, z. B. die Behandlung von säurebindenden Medikamenten bei Sodbrennen oder die Aufbereitung von Abwasser [5]. Alle Kontexte im Themenfeld der Neutralisation fordern die Lerngruppe heraus, ihr bisheriges Wissen im Themenfeld Säuren und Basen neu zu ordnen, um für die Ausgangsfrage Lösungsmöglichkeiten zu entwickeln. Am Ende des Einstiegs sollten die ersten Forscherfragen im Plenum mündlich erörtert und an der Tafel festgehalten werden. Als Vorwissen sollten die Lernenden die Fachbegriffe „Säure“, „Base“ und „pH-Wert“ erläutern sowie den Aufbau der Salze und die Entstehung von Säuren beschreiben und die wichtigsten Säuren benennen können.

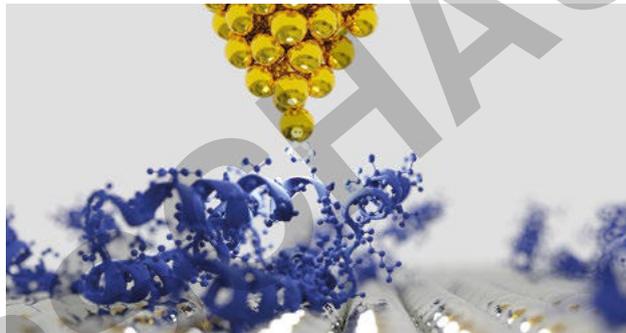
Schritt 2: Vorbereitung und Durchführung des Experiments

In dem Versuch werden ein Tropfen Salzsäure und ein Tropfen Natronlauge auf einen Objektträger gegeben. Dann lässt man beide Tropfen ineinander laufen (vgl. Abb. 3). Gegebenenfalls sollte eine kurze Sicherheitseinweisung im richtigen Umgang mit Säuren und Basen im Vorfeld des Versuches durchgeführt werden. Wegen seines geringen Komplexitätsgrads können auch lernschwache Schülerinnen und Schüler den Versuch meist fehlerfrei durchführen.

Seit dem letzten Einsatz des Mikroskops ist möglicherweise viel Zeit vergangen und wichtige Bedienungsschritte wurden eventuell bereits

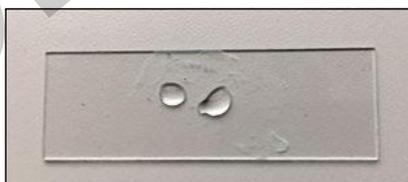
Mikroskopieren als Methode für den Chemieunterricht

Die Anfänge der Mikroskopie reichen zurück bis ins 16. Jahrhundert. In Holland, wo die Glasschleiferkunst eine Blütezeit hatte, wurden die ersten einfachen Mikroskope aus mehreren miteinander verbundenen Linsen gefertigt. Mikroskope eröffneten den Naturforschern den Blick in eine neue Welt des Mikrokosmos. Das menschliche Auge hat nur ein Auflösungsvermögen von circa $100\ \mu\text{m}$ ($= 0,1\text{mm}$). Wir können damit zwei Punkte nur als getrennt wahrnehmen, wenn der Abstand zwischen beiden mindestens $100\ \mu\text{m}$ beträgt. Die Grenze des Auflösungsvermögens kann mithilfe von Mikroskopen, je nachdem welche Art von Wellenlänge verwendet wird, verschoben werden. Bei Lichtmikroskopen und eingesetztem blauen Licht beträgt das Auflösungsvermögen circa $200\ \mu\text{m}$ ($= 0,2\text{mm}$). Mit schulüblichen Lichtmikroskopen ist in der Regel eine hundertfache Vergrößerung möglich [2] [3]. Neben dem Einsatz von Lichtmikroskopen sind für den Chemieunterricht auch Aufnahmen des Rastertunnelmikroskops geeignet, um z. B. an eine differenzierte Atomvorstellung heranzuführen [4]. In dieser Thematik bieten sich aber noch keine praktischen Umsetzungsmöglichkeiten in der Schule und so bleibt vorläufig nur die Möglichkeit der Betrachtung von Bild- (vgl. Abb. 2.) und Videomaterialien (z. B. <https://www.youtube.com/watch?v=oSCX78-8-q0>) oder der Bau eines Modells, das das Funktionsprinzip eines Rastertunnelmikroskops erklärt.



© xanjaya viraj bandaraj/shutterstock.com

2 | Mithilfe eines Rasterkraftmikroskops können einzelne Atome sichtbar gemacht werden.



Ein Tropfen Natronlauge und ein Tropfen Salzsäure reichen vollkommen aus.



Am Ende des Experiments sieht man auf dem Deckträger eine Schicht Salz.

© Fotos: Myrtiam Backes

3 | Edukte (links) und Produkte (rechts) des Experiments

wieder vergessen. Einige Lernende werden sich schnell mit dem Mikroskop wieder zurechtfinden, während anderen das korrekte Bedienen des Mikroskops eher schwerfallen wird. Im Unterrichtsprozess ist es aus diesem Grund ratsam, vor dem Mikroskopieren einen kurzen „Break“ mit einer Wiederholung der wichtigsten Schritte durchzuführen. Mithilfe des

Materials 1 „Tippkarte – Mikroskopieren – Tipps und Tricks“ kann die Lerngruppe relativ zügig und selbstständig in die Methodik des Mikroskopierens wieder hineinflinden. Die Lehrkraft kann Hilfestellungen im Umgang mit dem Mikroskop geben, dabei sollte sie besonders auf die Vergrößerung und Fokussierung achten, damit die Lernenden ihre Ergebnisse gut be-



| | | |
|---------------------------------------|---|---------------------------|
| Versuch Sek. I/II Lehrer | Das oszillierende Platinherz mit E-Liquids – Sachinformation | Zeit 30 Minuten |
|---------------------------------------|---|---------------------------|



© gresel/Shutterstock.com

1 | E-Zigarette

Sachinformation

E-Zigaretten (**Abb. 1**) bestehen im Wesentlichen aus einem Akku, einer Heizspirale (Verdampfer), einem Liquid-Tank und einem Mundstück. Beim Betätigen einer E-Zigarette wird die Heizspirale aufgeheizt und damit das Liquid erhitzt. Es entsteht ein feines Aerosol, das eingeatmet wird. Schaut man sich die Zusammensetzungen von E-Liquids näher an, stellt man fest, dass diese neben Aromen und ggf. Nikotin hauptsächlich aus zwei Alkoholen bestehen: Glycerin und Propylenglycol. Untersucht man den Dampf, der beim Benutzen einer E-Zigarette eingeatmet wird, findet man jedoch Aldehyde [1]. Für die Benutzung von E-Zigaretten werden als Reaktionsprodukte Formaldehyd, Acetaldehyd sowie Propionaldehyd ausgewiesen. Diese Aldehyde bilden sich durch das Erhitzen des Liquids an der Heizspirale [2].

Im Modellexperiment kann die Reaktion der E-Liquids an einem glühenden Platindraht näher beobachtet werden. Dabei werden die Alkohole Propylenglycol und Glycerin am glühenden Platindraht katalytisch umgesetzt (s. **Abb. 2**). Die entstehenden Aldehyde können in der Dampfphase mit den Königsblau-Teststreifen nach Bertsche [3] nachgewiesen werden. Sobald sich die Teststreifen blau färben ist der Nachweis auf Aldehyde positiv.

Grundlage des Experimentes ist das Experiment „Oszillierendes Platinherz“, das seit ca. 30 Jahren in der Chemiedidaktik als „Chemisches Kabinettstück“ verwendet wird. Hierbei handelt es sich um eine heterogene Katalyse, die anhand der oszillierenden Verpuffung eines Methanol-Luftgemisches an einem Platindraht veranschaulicht wird [4, 5]. Mittlerweile wird anstelle des Methanols, aufgrund seiner toxischen Eigenschaften sowie aufgrund der Entstehung des als cancerogen eingestuftes Formaldehyds, Ethanol verwendet.

Für eine bessere Luftzirkulation wird ein Blechkamin aus einer alten Teelichthülle verwendet.



| | | |
|---------------------------------------|--|---------------------------|
| Versuch Sek. I/II Lehrer | Das oszillierende Platinherz mit E-Liquids – Experiment | Zeit 30 Minuten |
|---------------------------------------|--|---------------------------|



© Svenja Pansegrau

1 | Glühender Platindraht beim Erhitzen des Propylenglycols



© Svenja Pansegrau

2 | Nachweis von Aldehyden mit Königsblau-Teststreifen nach Bertsche

Material

50-mL-Erlenmeyerkolben mit weitem Hals, Metallblech (zugeschnitten aus einer Teelichthülle), Bunsenbrenner, Tiegelzange, Platindraht (Ø: 0,5 mm), Heizplatte, Abzug

Chemikalien

E-Liquid (alternativ Propylenglycol oder Glycerin), Königsblau-Reagenz nach Bertsche

Durchführung

Wickel den Platindraht um einen Glimmspan, sodass eine Spirale mit 5–7 Windungen entsteht.

Gib so viel E-Liquid (alternativ Propylenglycol oder Glycerin) in den Erlenmeyerkolben bis der Boden gut bedeckt ist. Stell das Metallblech schräg in den Erlenmeyerkolben.

Stell den Erlenmeyerkolben auf die Heizplatte. Das Liquid (bzw. Propylenglycol oder Glycerin) wird so lange erhitzt, bis es beginnt zu verdampfen (**Abb. 1**). Dies geschieht ca. bei 150 bis 160 °C (Glycerin bei ca. 170 °C bzw. Propylenglycol bei ca. 105–110 °C).

Erhitze mithilfe einer Tiegelzange vorsichtig den Platindraht in der rauschenden Flamme eines Bunsenbrenners. Hänge den glühenden Draht in die schmale Öffnung zwischen dem Blech und der Glaswand in den Erlenmeyerkolben ein. Der Platindraht soll wenige Millimeter über der Lösung positioniert sein.

Halte anschließend einen Königsblau-Teststreifen über die breite Öffnung des Erlenmeyerkolbens (**Abb. 2**).