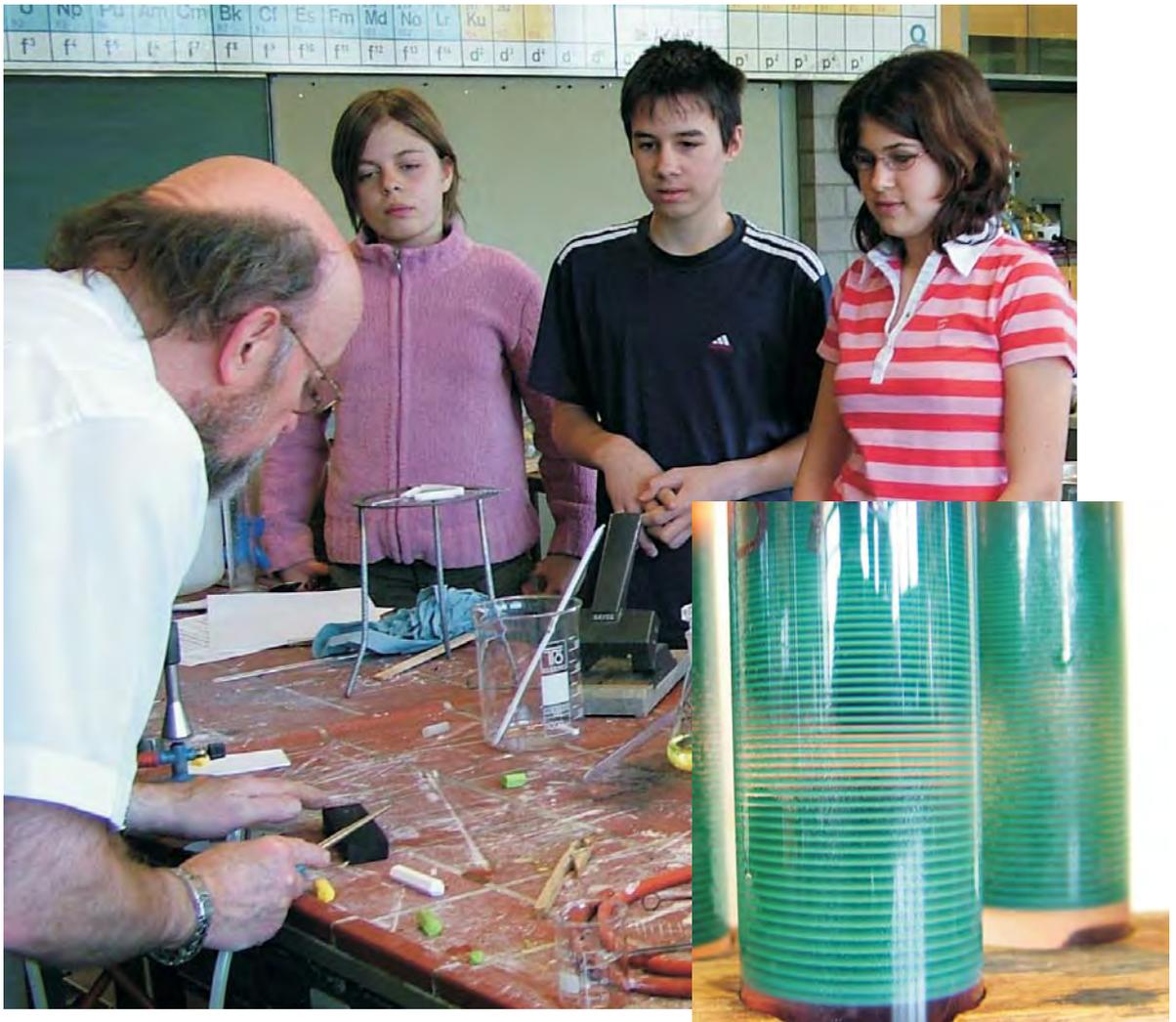


Georg Kerschensteiner Gymnasium
Müllheim (Baden)

Bildung von Liesegangringen in Gelatine-Gelen



vorgelegt von

Marion Breuer
Vanessa Fischer
Dennis Gramespacher

jugend  **forscht 2006**

2nd Edition 2008 by Stefan Müller and Otto Schäfer

30 Jahre
jugend  **forscht**
an der Georg-Kerschensteiner Schule **1978-2008**
Technisches Gymnasium Müllheim

Inhaltsverzeichnis

I.	Einleitung	2
II.	Hauptteil	2
	1. Liesegangringe.....	2
	2. Gelatine.....	3
	3. Magnesiumhydroxid – $Mg(OH)_2$	3
	4. Zinkhydroxid – $Zn(OH)_2$	5
	5. Cobalthydroxid – $Co(OH)_2$	7
III.	Versuchsergebnisse und Vorschriften	8
IV.	Bildnachweis	14
V.	Literatur	14
VI.	Danksagung	14

I. Einleitung

Nachdem wir im vergangenen Jahr beim Wettbewerb „Schüler experimentieren“ teilgenommen hatten, waren wir uns alle darüber einig, dass wir auch 2006 wieder dabei sein wollten. Herr Schäfer, dem unsere hohe Motivation nicht verborgen geblieben war, schlug zuerst vor, uns näher mit dem Rheinsand zu beschäftigen.

Im Rheinsand findet man u.a. Spuren von Gold und auch Platin. Sein Kollege Herr Kanka, der auf diesem Gebiet eine Menge Erfahrung besitzt, stand auch gerne bereit, uns von seinen Erfahrungen mit dem Rheinsand zu berichten.

Nach einigen mehr oder weniger erfolglosen Goldwaschversuchen, fanden wir das Thema dann doch nicht mehr so erfolgversprechend. Herr Schäfer schlug uns vor, statt dessen die Bildung von Liesegangringen in unterschiedlichen Gelen näher zu untersuchen.

Da wir aufgrund der vergangenen Schüex Arbeit bereits über Erfahrungen im Umgang mit den gängigen Laborgeräten verfügten, fanden wir die Idee gut und begannen Anfang Mai mit den ersten Versuchen. Parallel zu unserer Gruppe untersuchte eine zweite Gruppe die Bildung von Goldliesegangringen.

Die Arbeiten fanden am Samstag morgen in der Georg-Kerschensteiner Schule Müllheim statt.

II. Hauptteil

II.1. Liesegangringe

Voraussetzung für die Bildung von Liesegangringen sind mehrere Faktoren:

- die Anwesenheit eines Gels,
- eine chemische Reaktion zwischen gelösten Edukten, die zu einem schwer löslichen Produkt führt,
- eines der Edukte muss zu Beginn im Gel deponiert sein,
- das zweite Edukt muss langsam auf das erste Edukt treffen.

Dem Gel fallen dabei mehrere Aufgaben zu:

- es speichert eines der Edukte,
- es sorgt durch Eindiffusion des zweiten Edukts dafür, dass beide Edukte langsam aufeinander treffen,
- es immobilisiert das Produkt, d.h. das gebildete Produkt kann den Ort seiner spontanen Entstehung nicht verlassen.

Das gebildete Produkt kann im Gel durch seine unterschiedliche Farbe oder Körnung erkannt werden.

Das eigentlich Erstaunliche ist nun die Tatsache, dass nach der Entstehung einer Zone mit Produkt eine Zone reinen Gels folgt, dann wieder eine Zone mit Produkt, gefolgt von reinem Gel. Dieses Phänomen zu erklären, haben bedeutende Naturwissenschaftler versucht. Auf ihre Hypothesen und Theorien können wir hier nicht eingehen, da diese für uns noch zu kompliziert sind.

II.2. Gelatine

In reiner Form ist Gelatine geruchlos und farblos, sie kommt in Form von dünnen, durchsichtigen, glasartig glänzenden Platten in den Handel. In heißem Wasser löst sich Gelatine bald unter Quellung zu einer mehr oder weniger zähen Flüssigkeit auf. Bereits eine 1 %-ige Lösung geliert, d.h. erstarrt allmählich. Bei der Gelatine handelt es sich im Wesentlichen um Stützeiweiß (Kollagen). Es wird aus ent fetteten Knochen gewonnen. Je nach Herkunft unterscheiden sich die chemischen Strukturen.

Im chemischen Aufbau der Gelatine liegt auch der Grund, weshalb sich unsere Gele, im Gegensatz zu den Kieselgelen der anderen Gruppe, nach und nach auflösen.

Die im Ammoniakwasser vorhandenen Hydroxid-Ionen spalten das Eiweiß zu leicht löslichen Aminosäuren. Das Gelatine Gel löst sich bei diesem Prozess auf.

II.3. Magnesiumhydroxid – $Mg(OH)_2$

Magnesium ist ein sehr reaktionsfähiges Leichtmetall. Wegen seiner geringen Dichte spielen Magnesiumlegierungen im Motorenbau, in der Flugzeugindustrie, aber auch in der Computerindustrie eine große Rolle. Beispielsweise bestand der Motorblock des VW-Käfers aus einer Magnesium/Aluminium/Silizium-Legierung.

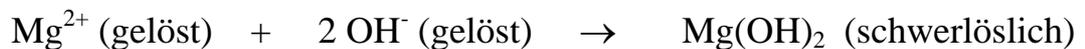
Chemisch gehört Magnesium zu den Erdalkalimetallen, zusammen mit Beryllium, Calcium, Strontium, Barium und dem radioaktiven Radium. Es steht mit den aufgeführten Elementen in der zweiten Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente. Alle diese Elemente sind Metalle, die zwei ihrer Außenelektronen bei chemischen Reaktionen abgeben. Dabei entstehen doppelt positiv geladene Kationen. Im Falle des Magnesiums das Mg^{2+} -Ion. Nun sind Ionen als elektrisch geladene Teilchen für sich alleine nicht in größerer Zahl existent. In einer chemischen Verbindung gibt es daher immer auch eine negativ geladene Ionensorte, die Anionen. Dabei gilt stets die Elektroneutralitätsbedingung, d.h. es existieren genauso viele

(-)-Ladungen wie (+)-Ladungen. Trägt ein Anion, wie z.B. das Sulfatanion SO_4^{2-} , zwei negative Ladungen pro Teilchen, reicht ein Sulfation für ein Magnesiumion aus. Vom Chloridion Cl^- werden allerdings zwei benötigt, da jedes Teilchen nur eine negative Ladung trägt.

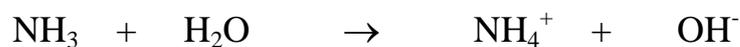
Wir haben für unsere Versuche das kristallwasserhaltige Magnesiumsulfat $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ benützt.

Magnesiumsulfat ist gut wasserlöslich und daher sehr gut geeignet, Magnesiumionen Mg^{2+} im Gel zu deponieren. Es wird zu Beginn dem Wasser zugesetzt, in dem später die Gelatine heiß gelöst wird.

Magnesiumhydroxid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ist im Gegensatz zu Magnesiumsulfat schwer wasserlöslich. Es entsteht, wenn Hydroxidionen (OH^-) auf gelöste Magnesiumionen treffen.



Diese Reaktion läuft in der erkalteten, gelierten Mischung ab, wenn sie mit Ammoniakwasser überschichtet wird. Beim Ammoniakwasser handelt es sich um eine Lösung von Ammoniakgas NH_3 in Wasser. Es findet eine chemische Reaktion statt, in deren Verlauf OH^- Ionen entstehen.



Diese OH^- Ionen dringen ins Gel ein, treffen auf gelöste Mg^{2+} Ionen und es entsteht ein Niederschlag von $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Interessant dabei ist, dass sich im Gel die Bereiche abwechseln, in denen die Fällung stattfindet bzw. nicht stattfindet.

Bei unseren Versuchen stellten wir fest, dass eine gewisse Mindestkonzentration an Magnesiumionen im Gel vorhanden sein muss, um die Ringbildung zu erreichen. Sie liegt bei etwa 1 % $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ bezogen auf die Gelmasse. Verdünnungsreihen mit dem Ammoniakwasser zeigten, dass die besten Resultate mit der konzentrierten, ca. 25 %-igen Lösung erhalten werden.

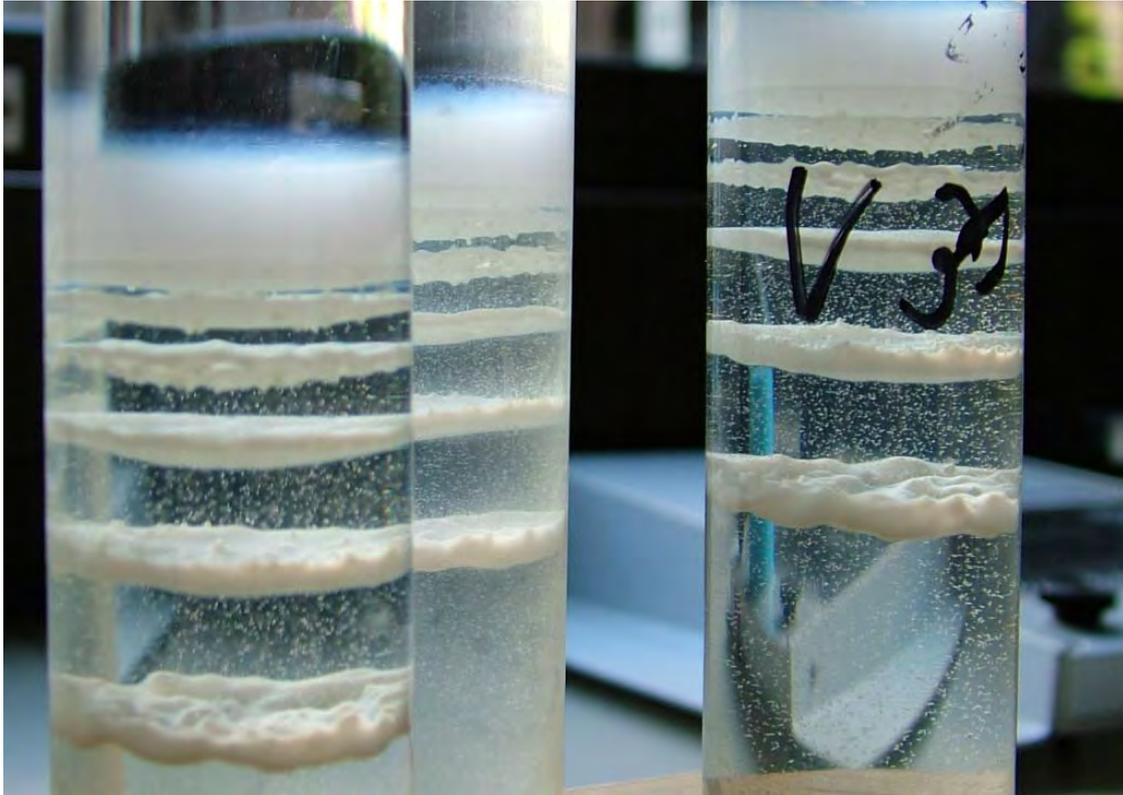


Abb. 1: Magnesiumhydroxidliesegangringe in einem Gelatine-Gel.

II.4. Zinkhydroxid – $\text{Zn}(\text{OH})_2$

Zink gehört zu den Schwermetallen. Es dient vielfach zum Verzinken von Eisenteilen, die dadurch vor dem Rosten geschützt werden. Die mit Salzsäure vorbehandelten Eisenteile werden in eine Zinkschmelze getaucht. Da diese Zinkbäder früher mit Feuer beheizt wurden, spricht man auch von Feuerverzinken. Das Eisen wird dabei mit einer haftenden Zinkschicht überzogen.

Zink findet sich auch als Legierungsbestandteil von Messing, zusammen mit Kupfer.

Chemisch gehört das Zink zu den Nebengruppenelementen. Das Zinkatom kann zwei Elektronen abgeben. Es geht dabei in das Zinkkation Zn^{2+} über.



Als Spurenelement kommt Zink in dieser Form auch im menschlichen Körper vor. Es ist Bestandteil lebenswichtiger Eiweißkörper, wie z.B. dem Insulin. Insulinmangel führt zur Zuckerkrankheit, die unbehandelt zum Tode führt. Es heißt – ohne Zink läuft in unserem Körper nichts. Allerdings sind zuviele Zinkionen im Körper schädlich. Die WHO (World Health Organization) empfiehlt 22 mg Zinkionen pro Tag für einen erwachsenen Menschen.^[1]

Für unsere Gelversuche haben wir Zinksulfat $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ verwendet. Es handelt sich um ein gut wasserlösliches Zinksalz.

Wenn gelöste Zinkionen Zn^{2+} auf OH^- Ionen treffen, bildet sich farbloses, schwer lösliches Zinkhydroxid.



Im Gegensatz zu Magnesiumhydroxid ist dieses Zinkhydroxid jedoch in überschüssigem Ammoniak löslich.^[2]



Da sich die Ammoniakfront von oben kommend langsam im Gel voran bewegt, kommt es an der Front zur Bildung des schwer löslichen Zinkhydroxids. Während sich die Front weiter voranschiebt, löst das nachfolgende Ammoniak den eben gebildeten Ring wieder auf. An der Front entsteht gleichzeitig wieder schwer lösliches Zinkhydroxid. Als Beobachter gewinnt man den Eindruck, als bewege sich der Ring von oben kommend langsam durch das Gel nach unten.

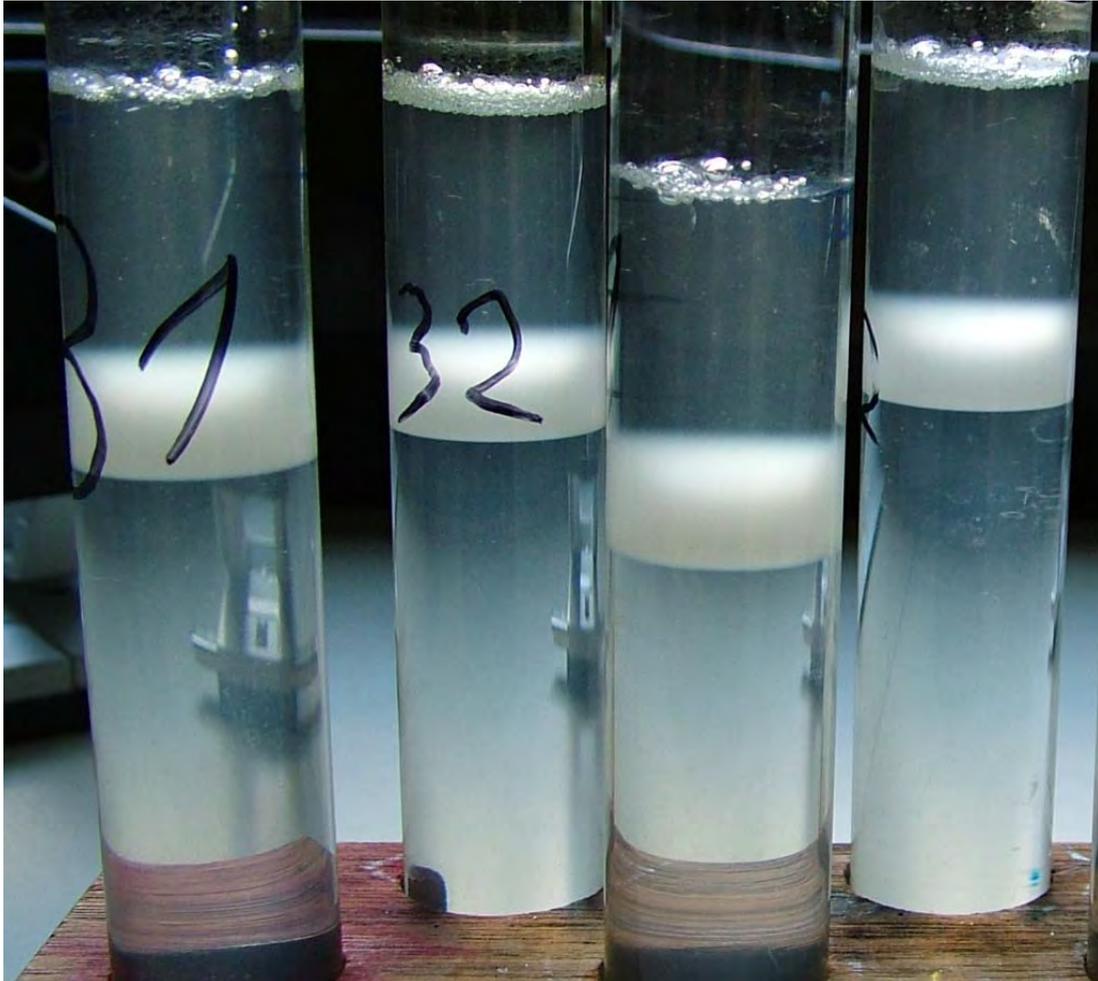


Abb. 2: Wandernder Zinkhydroxidring in einem Gelatinegel.

II.5. Cobalhydroxid – $\text{Co}(\text{OH})_2$

Jeder kennt die schöne blaue Farbe von Porzellanerzeugnissen. Es handelt sich um Cobaltblau, eine Cobaltverbindung. Die Blaufärbung von Glas war bereits den alten Ägyptern um 1500 v. Chr. bekannt.

Im Erzgebirge gab es um 1474 insgesamt 176 kleinere Cobaltgruben. In der Mitte des 17. Jahrhunderts wurden die Porzellanfabriken in Delft und in Meissen mit dem begehrten Cobaltoxid beliefert.^[1]

Chemisch gehört Cobalt zu den Nebengruppenmetallen. Das Cobaltatom kann, wie das Zinkatom, zwei Elektronen abgeben und dadurch zum Cobaltion übergehen.



Der menschliche Körper enthält 2 bis 3 mg Cobaltionen, die, an Eiweiß gebunden, lebenswichtige Aufgaben erfüllen. So ist es Teil des Vitamin B 12 Moleküls. Der Mangel an Vitamin B 12 führt zu Blutarmut.^[1] Es ist damit für uns überlebenswichtig.

Auf der anderen Seite gelten Cobaltverbindungen als giftig. Aus diesem Grund wurde sorgfältig darauf geachtet, mit dem verwendeten Cobaltchlorid $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ nicht in Kontakt zu kommen. Diese Arbeitsgänge wie z.B. die Wägung und der Eintrag ins Wasser wurden von Hr. Schäfer vorgenommen.

Cobalhydroxid ist blau-grün gefärbt. Die Ringe haben nur einen sehr kleinen Abstand und wirken sehr beeindruckend, wenn man sie zum ersten Mal beobachtet. Die entstehenden Cobalhydroxidringe lösen sich durch Ammoniak analog dem Zink wieder auf, aber im Unterschied zum Zink muss Luftsauerstoff vorhanden sein, um einen rötlichen und löslichen Cobalt(III)-Amminkomplex aus Co(II)-Hydroxid entstehen zu lassen. Dies ist offenbar auch der Grund, weshalb die Auflösung der $\text{Co}(\text{OH})_2$ -Ringe viel langsamer war als die Auflösung des Zinkhydroxids.^[2]

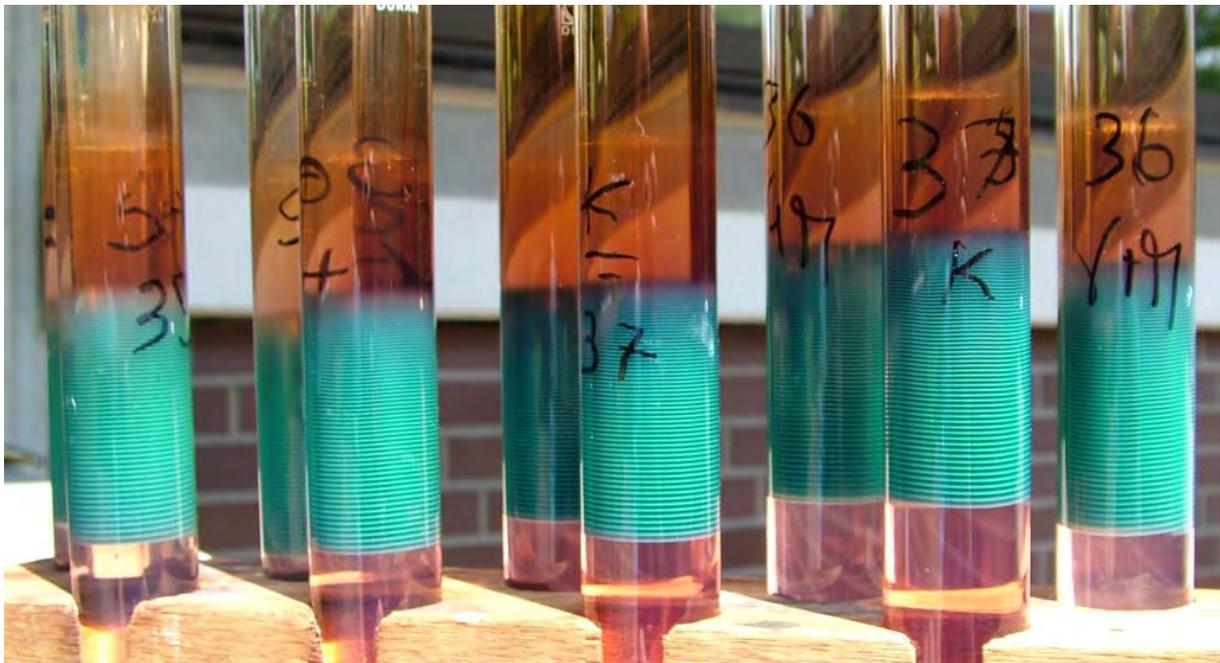


Abb. 3: Cobalt(II)-hydroxid-Ringe in einem Gelatine-Gel. Von oben erfolgt schon Auflösung als rötliche Co(III)-Amminkomplexe und unten liegt noch das rosafarbene Cobalt(II)-chlorid im Gel vor.

III. Versuchsergebnisse und Vorschriften

Magnesiumhydroxid – $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Wie bereits oben aufgeführt, haben wir die ersten Versuche mit Haushaltsgelatine der Firma Rheingold durchgeführt.

Die Ringbildung war jedoch nicht sehr schön. Wir haben daraufhin Gelatine bei der Firma Hedinger Stuttgart bestellt. Es handelt sich um ein plattenförmiges Material der Firma Caesar

& Loretz GmbH D-40721 Hilden mit der Bezeichnung Gelatine alba „Gold“. Da diese zu sehr guten Resultaten führte, haben wir anschließend auch für die Zinkhydroxid- und Cobalhydroxid-Ringe diese Gelatine verwendet.

Die folgende Vorschrift hat sich bewährt:

210 ml demineralisiertes Wasser werden auf 60°C erwärmt. 10,5 g Gelatine werden zugegeben und die Mischung so lange gerührt, bis sich die Gelatine gelöst hat.

2 – 3 g kristallisiertes Magnesiumsulfat $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ werden in 20 ml demin. Wasser gelöst. Diese Lösung wird der Gelatinelösung zugefügt. Die Mischung wird gut durchgerührt, bis sie homogen ist. Wenn möglich, stellt man die Lösung einen Tag in den Kühlschrank. Auf das Gel gibt man 20 ml konz. 25%-ige wässrige Ammoniaklösung. Die Ringbildung ist nach 8 – 10 Tagen abgeschlossen. Kurz darauf beginnt die Zersetzung des Gelatinegels, d.h. es löst sich von oben beginnend im Laufe mehrerer Tage auf.

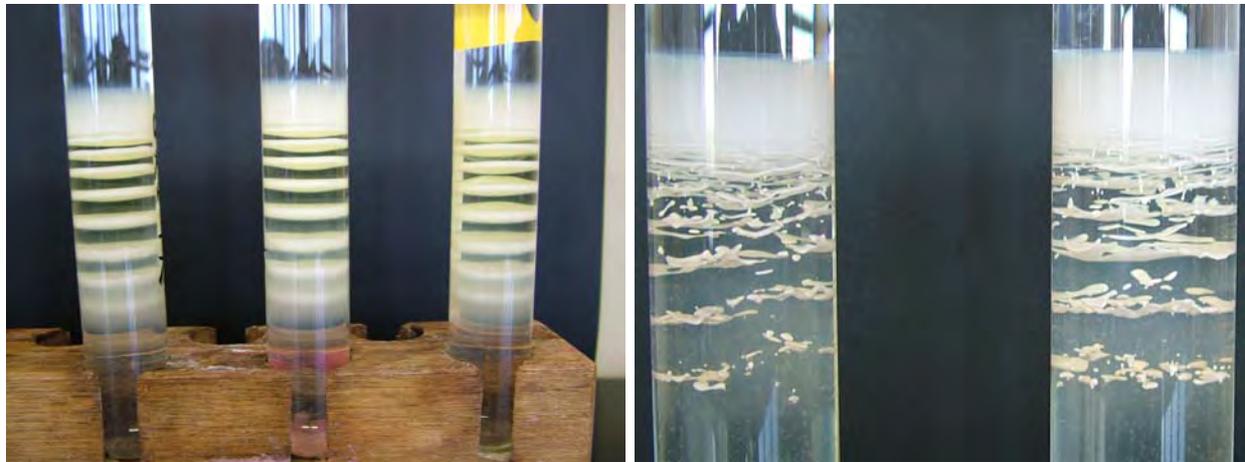


Abb. 4: Magnesiumhydroxidringe in Gelatine-Gelen (links: Gelatine der Firma Hedinger und rechts: der Firma Rheingold).



Abb. 5: Magnesiumhydroxidringe in Gelatine-Gelen. 28, 29, 30 entsprechend 2, 3, 4 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ im Gel deponiert.

Zinkhydroxid – $Zn(OH)_2$ 

Abb. 6: Wandernder Zinkhydroxidring in einem Gelatine-Gel.

Versuch 31:

5 Streifen Gelatine (9,5 g, Hedinger) wurden bei 70°C in 240 ml Wasser gelöst.

Es wurden 0,5 g Zinksulfat Heptahydrat eingetragen und gelöst.

Es wurde im Kühlschrank gelieren gelassen.

Es wurde nach einem Tag mit 25 ml Ammoniaklösung (22%) überschichtet und im Kühlschrank gelagert.

Versuch 32:

5 Streifen Gelatine (9,5 g, Hedinger) wurden bei 70°C in 240 ml Wasser gelöst.

Es wurden 1.0 g Zinksulfat Heptahydrat eingetragen und gelöst.

Es wurde im Kühlschrank gelieren gelassen.

Es wurde nach einem Tag mit 25 ml Ammoniaklösung (22%) überschichtet und im Kühlschrank gelagert.

Versuch 33:

5 Streifen Gelatine (9,5 g, Hedinger) wurden bei 70°C in 240 ml Wasser gelöst.

Es wurden 2.0 g Zinksulfat Heptahydrat eingetragen und gelöst.

Es wurde im Kühlschrank gelieren gelassen.

Es wurde nach einem Tag mit 25 ml Ammoniaklösung (22%) überschichtet und im Kühlschrank gelagert.

Versuch 34:

5 Streifen Gelatine (9,5g, Hedinger) wurden bei 70°C in 240 ml Wasser gelöst.

Es wurden 3.0 g Zinksulfat Heptahydrat eingetragen und gelöst.

Es wurde im Kühlschrank gelieren gelassen.

Es wurde nach einem Tag mit 25 ml Ammoniaklösung (22%) überschichtet und im Kühlschrank gelagert.

Es zeigte sich, dass der Ring dünner wird, je mehr Zinksulfat im Gel deponiert wurde (Abb. 6).

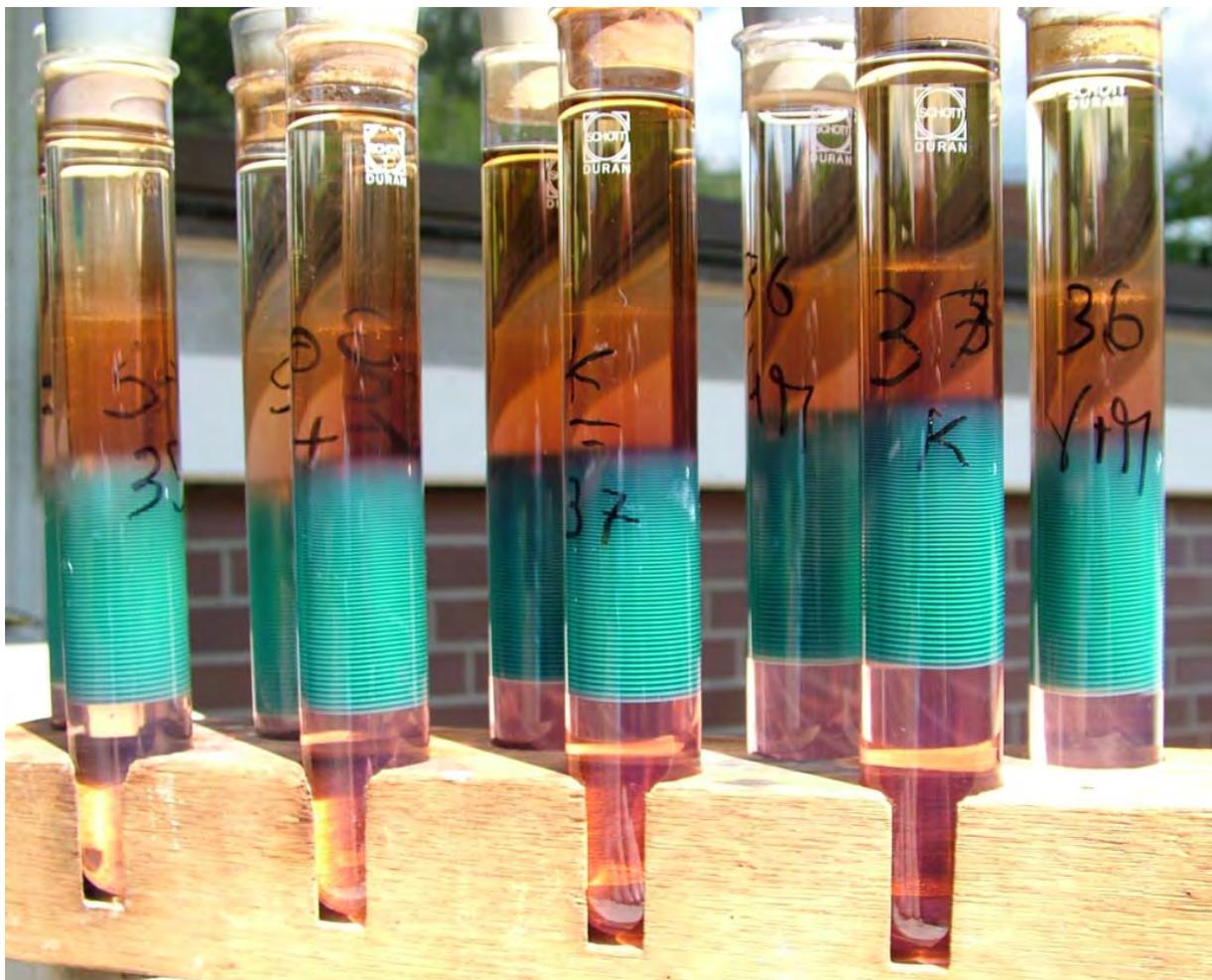
Cobalt(II)-hydroxid – $Co(OH)_2$ 

Abb. 7: Feine Ringe von Cobalt(II)-hydroxid in einem Gelatine-Gel. Siehe auch Abb. 3.



Abb.8: Feine Ringe von Cobalt(II)-hydroxid in einem Gelatine-Gel im Detail.



Abb. 9: Auflösung der Cobalt(II)-Hydroxidringe und des Gels nach einer Woche im Kühlschrank.

Versuch 35-37:

5 Streifen Gelatine (9,5g, Hedinger) wurden bei 70°C in 240 ml Wasser gelöst.

Es wurden 1 g (Versuch 35), 2 g (Versuch 36) bzw. 3 g (Versuch 37) Cobalt(II)-chlorid Hexahydrat eingetragen und gelöst.

Es wurde im Kühlschrank gelieren gelassen.

Es wurde nach einem Tag mit 25 ml Ammoniaklösung (22%) überschichtet und im Kühlschrank gelagert.

Es zeigten sich viele feine blaugüne Ringe, die, wie oben erwähnt, von oben wieder von Ammoniak unter Anwesenheit von Luftsauerstoff aufgelöst wurden. Die Ringbildung war offenbar nicht wesentlich abhängig von der Menge an Cobaltionen im Gel (vgl. Abb. 7).

IV. Bildnachweis

Titelbild und Abb. 1 bis 9: eigene Bilder

V. Literatur

Allgemeine Literatur:

Matthias Ducci, *Periodische und chaotische Oszillationserscheinungen an Metallelektroden und elektrochemische Modellexperimente zur Erregungsleitung in Nerven*, Dissertation, Carl von Ossietzki Universität Oldenburg, **2000**.

Kurzbiographie über R. E. Liesegang: <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/liesegan.htm>

Liesegang-Ringe: <http://www.unileoben.ac.at/~chemie/liesegangringe.pdf>

Strukturbildung in geologischen Systemen: <http://www.itp.physik.tu-berlin.de/~krug/geologie.html>

Periodische Reaktionen in Gelen: Liesegangsche Ringe: http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/03_98.htm

H. Moesta, *Erze und Metalle- ihre Kulturgeschichte im Experiment*, 2. Auflage, Springer Verlag Berlin, **1986**.

1. Lucien F. Trueb: *Die chemischen Elemente. Ein Streifzug durch das Periodensystem*, Hirzel Verlag, Stuttgart **2005**.
2. G. Jander, E. Blasius, H. Wendt, J. Stähle, E. Schweda: *Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie*, Hirzel Verlag, Stuttgart **1995**, 413.

VI. Danksagung

Wir danken unserem betreuenden Lehrer Herrn Oberstudienrat Otto Schäfer, der Schulleitung der Georg-Kerschensteiner Schule Müllheim Frau Oberstudiendirektorin Beate Wagner und Herrn Dipl. chem. Stefan Müller.