

Stationen auf dem Weg ins Diskontinuum im Chemieunterricht der Sekundarstufe I

Von der Fakultät für Mathematik und Naturwissenschaften der
Carl von Ossietzky Universität Oldenburg
zur Erlangung des Grades und Titels eines
Doktors der Naturwissenschaften (Dr. rer. nat.)
angenommene Dissertation von

Falko Johannsmeyer
geboren am 15.Juli 1974 in Osnabrück

Gutachter: PD Dr. Marco Oetken

Zweitgutachter: Prof. Dr. Walter Jansen

Tag der Disputation: 27. April 2004

Die vorliegende Arbeit entstand in der Zeit vom Mai 2000 bis zum Februar 2004 in der Fakultät der Mathematik und Naturwissenschaften im Institut für Reine und Angewandte Chemie der CARL VON OSSIETZKY Universität Oldenburg unter der Leitung von Herrn PD Dr. MARCO OETKEN.

Herrn PD Dr. MARCO OETKEN und Herrn Prof. Dr. WALTER JANSEN gilt in besonderem Maße mein Dank für die interessante Themenstellung, die Unterstützung der Arbeit sowie der steten Bereitschaft zu konstruktiven Diskussionen.

Weiterhin bedanke ich mich bei Herrn Prof. Dr. PETER KÖLL für die Bereitschaft, sich als Prüfer zur Verfügung zu stellen.

Für zahlreiche ausgiebige und anregende Diskussionen sowie vielfältige Unterstützung möchte ich weiterhin besonders Herrn LARS BLEY und Herrn Dr. JENS FRIEDRICH danken. Mein Dank gilt auch Frau KERSTIN HOGEN, Frau CLAUDIA BERGER, Herrn Dr. HORST JÄNICKE und Herrn JOHANNES EMSBACH für die praktische Umsetzung und Erhebungen über Teile der entwickelten Konzeptionen. Herrn MICHAEL PIENKA danke ich für die Gespräche über Halbleiterfragen, sowie Herrn STEFFEN KRUSE für die umfangreiche Hilfe bei den Übersetzungsarbeiten.

Ich bedanke mich bei der Arbeitsgruppe Chemiedidaktik der CARL VON OSSIETZKY Universität Oldenburg für die Unterstützung und die angenehme Arbeitsatmosphäre, insbesondere bei Frau HILKE FICKENFRERICHS und Frau RENATE PEPPER-BIENZEISLER, Herrn Dr. PETER HAUPT, Herrn Dr. ANDREAS KOMETZ und Herrn WILLI RATHJE. Mein freundschaftlicher Dank gilt auch meinen Kolleginnen und Kollegen, Dr. ANTJE PASCHMANN, DIRK HÖLTKEMEIER, HENDRIK VENNEMANN, Dr. HOLGER KUNZ, JOHANNES BERG, MAREIKE WILMS, MARTIN FACH, SILVIA SCHMIDT und TÖNJES DE VRIES, für die stete Gesprächs- und Hilfsbereitschaft.

Nicht zuletzt möchte ich alle jenen danken, die während der ganzen Zeit für mich da waren, insbesondere meinen Freunden und meiner Familie.

INHALTSÜBERSICHT

1	EINLEITUNG	1
2	DIE KONSTRUKTIVISTISCHE SICHTWEISE DES LERNENS	4
3	MODELLE UND MODELLVORSTELLUNG	10
4	DIE GESCHICHTE DES ATOMISMUS	17
5	DER EINSTIEG INS DISKONTINUUMSDENKEN	32
6	DAS SYMBOLTEILCHENMODELL	50
7	EXPERIMENTELLE HINFÜHRUNG ZUM DALTONSCHEN ATOMMODELL ANHAND DES KREISLAUFGEDANKENS	71
8	ERMITTLUNG DER CHEMISCHEN VERHÄLTNISFORMEL ANHAND VON KUPFEROXIDEN	109
9	DIE THESE VON AVOGADRO	118
10	EINFÜHRUNG DER CHEMISCHEN REAKTION	123
11	DER REDOXBEGRIFF IM UNTERRICHT	155
12	EXPERIMENTELLE UNTERSUCHUNGEN	167
13	ERGEBNISÜBERSICHT.....	205
14	ZUSAMMENFASSUNG / ABSTRACT.....	216
15	LITERATURVERZEICHNIS	222

INHALTSVERZEICHNIS

1	EINLEITUNG	1
2	DIE KONSTRUKTIVISTISCHE SICHTWEISE DES LERNENS	4
2.1	Erkenntnistheoretische Ansätze der radikal-konstruktivistischen Perspektive	4
2.2	Lerntheoretische Ansätze des Konstruktivismus	5
2.3	Didaktische Folgerungen der Konstruktivistischen Sicht	6
3	MODELLE UND MODELLVORSTELLUNG	10
3.1	Aufgaben und Möglichkeiten von Modellen	10
3.2	Verschiedene Modellkategorien und deren Relation	11
3.3	Einsatz von Modellen in der Schule mit Hinblick auf die submikroskopische Ebene	13
3.3.1	Das chemische Dreieck	14
4	DIE GESCHICHTE DES ATOMISMUS	17
4.1	Die Anfänge des Atomismus	17
4.2	LEUKIPP und DEMOKRIT	18
4.3	ARISTOTELES	20
4.4	EPIKUR	22
4.5	Die Wiederentdeckung des Atomismus	23
4.6	DALTON	27
4.6.1	Die Atomtheorie	27
4.6.2	Symbolhafte Darstellung der Atome	30
5	DER EINSTIEG INS DISKONTINUUMSDENKEN	32
5.1	Betrachtung herkömmlicher Vorgehensweisen	32
5.2	Hinführung zur Vorstellung der Diskontinuität durch das Konzept des "Molekularen Siebens"	36
5.2.1	Anmerkungen zu Einsatzmöglichkeiten der experimentellen Vorgehensweise in weiteren Themenfeldern	41
5.2.2	Fachliche Hintergründe zum "Molekularen Sieben"	41
5.2.2.1	<i>Einfluss des molaren Extinktionskoeffizienten auf die Beobachtungen</i>	47
6	DAS SYMBOLTEILCHENMODELL	50
6.1	Die Einführung eines einfachen Teilchenmodells im Unterricht	50

6.2	Bekannte Schwierigkeiten bei der Aneignung von Teilchenmodellen	50
6.2.1	Präkonzepte der Schüler zum Aufbau der Stoffe	50
6.2.2	Vorgebildete Teilchen	51
6.2.3	Der Begriff des kleinsten Teilchens	52
6.2.4	Die Leere zwischen den Teilchen	53
6.2.5	Das Verhältnis von Teilcheneigenschaft und Stoffeigenschaft	55
6.3	Kritische Auseinandersetzung mit dem Kugelteilchenmodell	55
6.4	Das Symbolteilchenmodell als Alternative zum Kugelteilchenmodell	59
6.4.1	Gestaltungsgrundsätze der Symbolteilchen	59
6.4.2	Darstellung von Molekülen im Symbolteilchenmodell	61
6.4.3	Salze im Symbolteilchenmodell	63
6.4.4	Elemente im Symbolteilchenmodell	65
6.5	Die Dissoziation von Salzen in wässrigen Lösungen	69
7	EXPERIMENTELLE HINFÜHRUNG ZUM DALTONSCHEN ATOMMODELL ANHAND DES KREISLAUFGEDANKENS	71
7.1	Kreisläufe im Unterricht	71
7.2	Der Kohlenstoffkreislauf	73
7.3	Der Kohlenstoffkreislauf als Lernzirkel	76
7.3.1	Vorteile der Lernzirkelarbeit bei der Erarbeitung des Kohlenstoffkreislaufs	76
7.3.2	Die Durchführung des Lernzirkels	77
7.3.3	Die Stationen des Lernzirkels	78
7.3.4	Möglichkeiten zur Erweiterung des Lernzirkel	82
7.3.5	Die Auswertung der Stationsarbeit	83
7.3.6	Darstellung des Kreislaufes im Symbolteilchenmodell und im Atommodell	86
7.3.7	Lehrerarbeitsblätter	86
7.3.8	Fachliche Hintergründe zu den Versuchen des Kohlenstoffkreislaufs	94
7.3.8.1	<i>Die Fotosynthese</i>	94
7.3.8.2	<i>Die Verkohlung von Holz</i>	96
7.4	Schülerbefragung zum BOYLE-Versuch	98
7.4.1	Gegenstand der Umfrage	98
7.4.2	Ergebnisse der Untersuchung	100
7.4.2.3	<i>Überblick über die Ergebnisse</i>	100
7.4.2.4	<i>Begründungen für eine Massenkonstanz</i>	101
7.4.2.5	<i>Begründungen für eine Massenabnahme</i>	104
7.4.2.6	<i>Begründungen für eine Massenzunahme</i>	106
7.4.3	Fazit	107

8	ERMITTLUNG DER CHEMISCHEN VERHÄLTNISFORMEL ANHAND VON KUPFEROXIDEN	109
8.1	Das Phänomen der Thermochemie	110
8.2	Einordnung der thermochemischen Erscheinungen an Kupfer(I)-oxid	110
8.3	Weitere Salze mit auftretenden thermochemischen Erscheinungen	114
8.4	Hinweise zum Schulexperiment	116
9	DIE THESE VON AVOGADRO	118
10	EINFÜHRUNG DER CHEMISCHEN REAKTION	123
10.1	Didaktische Einordnung der Reaktion von Zink mit Iod als Beispielreaktion für den Begriff der chemischen Reaktion im Chemieunterricht	123
10.2	Aspekte zur Auswahl exemplarischer Reaktionen auf der phänomenologischen Ebene	125
10.3	Einführung der chemischen Reaktion auf phänomenologischer Ebene am Beispiel von Zinkiodid	126
10.4	Deutung der chemischen Reaktion auf verschiedenen Ebenen am Beispiel von Zinkiodid	129
10.4.1	Die chemische Reaktion auf phänomenologischer Ebene	131
10.4.2	Deutung der chemischen Reaktion auf Basis des DALTONSchen Atommodells	132
10.4.3	Deutung der chemischen Reaktion auf Grundlage eines erweiterten Atommodells	138
10.5	Klärung weiterer wichtiger Prinzipien der Chemie am Beispiel der Reaktion von Zink und Iod	141
10.6	Fachliche Untersuchungen zur Reaktion von Zink mit Iod	142
10.6.1	Die Merkmale und Eigenschaften der Elemente Zink und Iod sowie des Reaktionsproduktes Zinkiodid	142
10.6.1.1	<i>Eigenschaften und Merkmale des Iods</i>	142
10.6.1.2	<i>Eigenschaften und Merkmale des Zinks</i>	144
10.6.1.3	<i>Eigenschaften und Merkmale des Zinkiodids</i>	145
10.6.2	Die Reaktion von Zink mit Iod	146
10.6.3	Zerlegung von Zinkiodid in Zink und Iod	152
11	DER REDOXBEGRIFF IM UNTERRICHT	155
11.1	Die Einführung des vorläufigen Oxidationsbegriffes im LAVOISIERSchen Sinne	155

11.2	Die Ablösung des klassischen Oxidationsbegriffes durch eine elektronentheoretisch begründete Deutung	156
11.3	Schwierigkeiten der Lernenden bei der Aneignung des "Erweiterten Redoxbegriffes"	157
11.4	Vorschläge zur Überwindung der bekannten Schwierigkeiten	159
11.5	Exemplarische Darstellung der Einführung des elektronentheoretischen Redoxbegriffs anhand der Reaktion von Zink und Iod	163
12	EXPERIMENTELLE UNTERSUCHUNGEN	167
12.1	Versuche zum "Molekularen Sieben"	167
12.1.1	Versuche mit anorganischen Salzen	167
12.1.2	Versuche mit Säuren und Laugen	168
12.1.3	Versuche mit organischen Farbstoffen	169
12.1.4	Versuche mit Lebensmittelfarbstoffen	169
12.1.5	Versuche mit Stärkekomplexen	170
12.1.5.1	"Aussieben" eines der Farbstoffe aus einem Farbstoffgemisch	171
12.1.6	Versuche mit "Haushaltsfarbstoffen"	172
12.2	Experimente zur Erarbeitung des DALTONSchen Atombegriffs anhand des Kohlenstoffkreislaufs	172
12.2.1	Versuche zur Verbrennung von Kohle	172
12.2.1.2	Der BOYLE-Versuch mit Kohlenstoff im Rundkolben	172
12.2.1.3	Der BOYLE-Versuch mit Kohlenstoff im Erlenmeyerkolben (Variante nach [JANZEN])	174
12.2.2	Versuche zur Verkohlung	175
12.2.2.1	Herstellung von Teststäbchen für den Wassernachweis	175
12.2.2.2	Verkohlen von Rohrzucker mit konzentrierter Schwefelsäure	175
12.2.2.3	Massenerhalt beim Verkohlen von Rohrzucker mit Schwefelsäure	177
12.2.2.4	Verkohlen von Rohrzucker, Traubenzucker und Stärke	178
12.2.2.5	Verkohlen von Streichhölzern	179
12.2.2.6	Abbrennen von Streichhölzern	180
12.2.2.7	Verkohlen von Kresse	180
12.2.3	Versuche zur Fotosynthese	182
12.2.3.1	Der Massenerhalt bei der Fotosynthese	182
12.2.3.2	Verfolgung der CO ₂ -Aufnahme von Pflanzen mittels Indikator	183
12.2.3.3	pH-metrische Verfolgung der CO ₂ -Aufnahme von Pflanzen	185
12.3	Untersuchungen zur Thermochromie	187
12.3.1	Thermochrome Erscheinungen beim Erhitzen von Kupfer(I)-oxid	187
12.3.2	Erhitzen von Kupfer(I)-oxid im Wasserstoffstrom und Umwandlung zu elementarem Kupfer nach [MATUSCHEK 1994]	187
12.3.3	Untersuchung der Thermochromie von Kupfer(I)-oxid durch Abkühlen	188

12.3.4	Nutzung der Thermochromie als Showversuch: "Die Deutschlandflagge im Wechsel der Jahreszeiten"	188
12.3.5	Umwandlung von Kupfer(I)-oxid zu Kupfer(II)-oxid	189
12.4	Ermittlung der Formel von Kohlenstoffdioxid	189
12.5	Experimentelle Untersuchungen zum Reaktionsverhalten von Zink und Iod	192
12.5.1	Reaktion von Zink mit Iod in wässriger Lösung	192
12.5.2	Reaktion von Zink mit Iod im Reagenzglas mit verschiedenen anderen Lösungsmitteln	193
12.5.3	Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe von Säure	195
12.5.4	Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe von verschiedenen gesättigten Salzlösungen	195
12.5.5	Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe von gesättigter Zinkbromid- bzw. Zinkchloridlösung	196
12.5.6	Reaktion verschiedener Metalle mit Iod	197
12.5.7	Reaktion verschiedener Metalle mit Iod durch Energiezufuhr	197
12.5.8	Reaktion von Zink mit Iod "ohne Zugabe" von Wasser	198
12.5.9	Untersuchung einiger Eigenschaften der Edukte und des Produkts bei der Reaktion von Zink mit Iod	199
12.6	Experimentelle Untersuchungen zur Spaltung von Zinkiodid	199
12.6.1	Thermolyse von Zinkiodid unter Luftatmosphäre	199
12.6.2	Thermolyse von Zinkiodid unter Stickstoffatmosphäre	200
12.6.3	Thermolyse von Zinkiodid unter Argonatmosphäre	201
12.6.4	Elektrolyse einer Zinkiodidlösung	201
12.6.5	Die Zink-Iod-Batterie	202
12.6.6	Thermolyse anderer Metalliodide	204
12.6.6.1	<i>Thermolyse von Kupfer(I)-iodid unter Luftatmosphäre</i>	<i>204</i>
12.6.6.2	<i>Thermolyse von Kupfer(I)-iodid unter Stickstoffatmosphäre</i>	<i>204</i>
13	ERGEBNISÜBERBLICK	205
14	ZUSAMMENFASSUNG / ABSTRACT	216
15	LITERATURVERZEICHNIS	222

A ANHÄNGE

A.1 Aktivierung chemischer Reaktionen durch Hammerschlag

- A.1.1 Aktivierung der Reaktionen verschiedener Metalle mit Schwefel durch Hammerschlag
- A.1.2 Aktivierung der Reaktion von Aluminium mit Iod durch Hammerschlag

A.2 Detaillierte Umfrageergebnisse zur Massenerhaltung bei der Verbrennung von Kohle im geschlossenen Kolben

- A.2.1 Begleitender Text zum Fragebogen
- A.2.2 Übersicht über die Angaben der Lehrer
- A.2.3 Zuordnung der Schüler zu den Antwortkategorien
 - A.2.3.1 *Richtige Begründungen*
 - A.2.3.2 *Begründungen einer Massenabnahme*
 - A.2.3.3 *Begründungen einer Massenzunahme*

A.3 Stationen des Lernzirkels mit Lehrer- und Schülerarbeitsblättern

A.4 Weitere Arbeits-, Informations- und Übersichtsblätter

ANLAGE: CD-Rom

Die CD-Rom enthält Videosequenzen ausgewählter Experimente. An den entsprechenden Stellen finden sich im Text Verweise auf diese Filme.

1 Einleitung

„Wenn in einer Sintflut alle wissenschaftlichen Kenntnisse zerstört würden und nur ein Satz an die nächste Generation von Lebewesen weitergereicht werden könnte, welche Aussage würde die größte Information in den wenigsten Worten enthalten? Ich bin davon überzeugt, dass dies die Atomhypothese (oder welchen Namen sie auch immer hat) wäre, die besagt, dass alle Dinge aus Atomen aufgebaut sind – aus kleinen Teilchen, die in permanenter Bewegung sind, einander anziehen, wenn sie ein klein wenig voneinander entfernt sind, sich aber gegenseitig abstoßen, wenn sie aneinander gepresst werden.“

[FEYNMAN 1974].

Die Anfangsphase nimmt im Chemieunterricht eine in vielfacher Hinsicht besondere Stellung ein. Die Schüler¹ begegnen hier zunächst einer für sie neuen, unbekanntem Disziplin. Daher soll zunächst den Schülern die Faszination der Chemie nahe gebracht werden und eine grundsätzliche Vorstellung vermittelt werden, was „Chemie“ ausmacht. Andererseits muss der Anfangsunterricht in die fachspezifische Denkweisen und Methoden der Erkenntnisgewinnung einführen. Es müssen somit adressatengerecht Grundlagen gelegt werden, von denen aus im Fortschreiten des Unterrichts eine schrittweise Vertiefung des Verständnisses möglich ist.

Ein wesentlicher Aspekt der Chemie, der bereits früh im Curriculum berücksichtigt wird, ist das Arbeiten und Denken in Modellen. Besonders der Anschauung unzugängliche Bereiche sind thematisch nur auf diese Weise zu erschließen und bearbeiten. Einen besonderen Stellenwert nimmt dabei die Vorstellung eines diskontinuierlichen Aufbaus der Materie ein. Themen des weiterführenden Chemieunterrichts werden zu einem Großteil auf der submikroskopischen Ebene diskutiert und gedeutet, indem sich eines Teilchen- oder Atommodells bedient wird. Als Beispiele seien hier nur die Bindungstheorien, Reaktionsmechanismen oder stöchiometrische Betrachtungen genannt. Die Erarbeitung des Diskontinuumsbegriffs kann daher für den Chemieunterricht sowohl als elementar als auch zentral angesehen werden.

Schüler stellen sich den Aufbau der Materie zunächst kontinuierlich vor. Eine Körnigkeit der Materie ist aus der Erfahrungswelt unbekannt und daher wenig naheliegend. Obwohl PIAGET bereits von einer zumindest impliziten Vorstellung einer Granularität der Materie bei Kindern von etwa 11 Jahren ausgeht, die für die Erklärung der Volumeninvarianz notwendig ist, ist es fraglich, ob hier bereits die Vorstellung vorgebildeter Teilchen vorhanden ist [PIAGET 1969]. Der Übergang von einer Kontinuums- zu einer Diskontinuumsvorstellung ist daher bekanntermaßen mit besonderen Lernschwierigkeiten verbunden (vgl. z.B. [PFUND 1981]). Die Vermittlung der Thematik muss somit besonders sorgfältig durchdacht und geplant werden, um die

neue Vorstellung der submikroskopischen Ebene nachhaltig an die Lernenden zu vermitteln.

Die Einführung der grundsätzlichen Idee einer aus vorgebildeten Teilchen konstituierten Materie ist jedoch nur eine erste Station auf dem Weg ins Diskontinuum. Eine weitere Ausdifferenzierung zunächst zur Atomhypothese und später zu einer Betrachtung des subatomaren Aufbaus ist notwendig, um im fortgeschrittenen Unterricht adäquat Fachkenntnisse zu erlangen. Die Vermittlung dieser fundamentalen Einsichten erfolgt dabei über mehrere Zwischenstufen, um den Lerninhalt nicht zu überfrachten. So wird ein üblicherweise eingeführtes Kugelteilchenmodell, das der kleinsten Reinstoffeinheit ein kugeliges Teilchen zuweist [FLADT 1984], zunächst vom DALTONSchen Atommodell abgelöst, das später eine Erweiterung zum Kern-Hülle-Modell erfährt. Anwendungs- und Vertiefungsphasen der einzelnen eingeführten Modelle sollen zunächst zur Bildung einer gesicherten Basis beitragen, bevor das Betreten der nächsten Ebene in Angriff genommen wird. Trotzdem treten an verschiedenen Stellen des herkömmlichen Curriculums wiederholt Probleme und Missverständnisse in Bezug auf die submikroskopische Ebene auf.

Ziel dieser Arbeit ist es daher, wesentliche Abschnitte des Anfangsunterrichtes kritisch zu beleuchten, die im Zusammenhang mit der Einführung der submikroskopischen Ebene bis zur ersten Anwendung eines differenzierten Atommodells behandelt werden. Durch Erarbeitung alternativer Herangehensweisen wird versucht, an Schlüsselstellen auftretende Probleme zu vermeiden. Von besonderem Interesse sind dabei die Übergänge von anfänglichen zu weiterführenden Modellvorstellungen. Unter diesem Aspekt ist die Erarbeitung anschlussfähiger Visualisierungen der Vorgänge auf der submikroskopischen Ebene sowie der Teilchen selbst von außerordentlicher Bedeutung. Die wesentlichen Eckpfeiler des Erkenntnisganges sollen hier möglichst in der zeitlichen Abfolge der curricularen Behandlung vorgestellt werden, um gleichzeitig das Erklärungspotenzial und Grenzen der einzelnen durchlaufenen Ebenen zu verdeutlichen. Dabei finden sich die Ergebnisse der im Rahmen der Arbeit angeleiteten Examensarbeiten von J. SCHNEIDER und M. FACH, in einzelnen Kapiteln wieder (Zu Kapiteln 5 und 10 vgl. [FACH 2003], zu Kapiteln 4, 6, 7 und 9 vgl. [SCHNEIDER 2003]).

Die erste Station des Unterrichts bildet der in Kapitel 5 dargelegte Einstieg ins Diskontinuumsdenken. Die Unzugänglichkeit der Betrachtung der submikroskopischen Ebene macht es schwierig experimentelle Indizien für die Existenz von Teilchen zu finden. Es sollen hier daher vorhandene, teilweise umstrittene Zugänge vorgestellt sowie experimentelle Alternativen gesucht werden.

In Kapitel 6 soll die Teilchendarstellung im Kugelteilchenmodell vor dem Hintergrund der analogen Visualisierung von *Atomen* als Kugeln diskutiert werden. Es soll geprüft werden, ob die Besetzung der Kugelform mit unterschiedlichen Bedeutungsinhalten optimale Voraussetzung für einen sicheren Übergang zum Atommodell schafft. Für diesen Übergang soll in Kapitel 7 eine experimentelle Erarbeitung entwickelt werden.

Wichtige Anwendungen, die das DALTONSche Atommodell im Unterricht erfährt, ist die Einführung der chemischen Verhältnisformel und des in Kapitel 9 betrachteten Gesetzes von AVOGADRO. In Kapitel 8 sollen neue Phänomene bei der bekannten Herleitung der chemischen Formel anhand der Gegenüberstellung von Kupfer(I)-oxid und Kupfer(II)-oxid analysiert werden.

Die Vorgänge bei chemischen Reaktion werden im Unterricht verdeutlicht, indem ein Gemisch der Edukte vor der Reaktion mit dem Reaktionsprodukt verglichen wird. Eine solche Abgrenzung ist an dieser Stelle ein zentrales Anliegen. Die Visualisierungen auf der atomaren Ebene, die basierend auf einer Definition der chemischen Reaktion als Umgruppierung angeboten werden, stellen das Produkt zumeist in der Natriumchloridgitterstruktur dar. Da hier die unveränderten Eduktatome nur umgeordnet wurden, sehen Schüler in dieser Darstellung häufig nur eine besonders effiziente Form der Stoffmischung. Die Kapitel 10 und 11 beschäftigen sich daher eingehend mit dieser Problematik, und es soll dort nach möglichen Lösungen gesucht werden.

Abschließend soll in Kapitel 11 ein bereits seit langer Zeit in der didaktischen Literatur diskutiertes Problemfeld beleuchtet werden. Es handelt sich hierbei um die Erarbeitung des elektronentheoretischen Redoxbegriffs. Es ist belegt, dass der Übergang von der LAVOISIERSchen Deutung einer Oxidation als Sauerstoffaufnahme hin zu einer Elektronenabgabe nach heutigem Verständnis nur wenigen Schülern gelingt [SUMFLETH 1988]. Es sollen daher experimentelle und curriculare Alternativen erarbeitet werden, wie ein Verständnis nachhaltiger als bisher bei Schülern erreicht werden kann.

¹: Im Folgenden wird aus Gründen der Lesbarkeit nur von Schülern und Lehrern gesprochen, womit beide Geschlechter gemeint sind. Sollte eine Differenzierung der Geschlechter notwendig sein, so ist dieses im Text expliziert.

2 Die konstruktivistische Sichtweise des Lernens

Unter der Vielzahl lerntheoretischer Ansätze ist dem konstruktivistischen in neuerer Zeit ein immer größerer Stellenwert beizumessen. Es ist zu beachten, dass es eine Reihe von Strömungen innerhalb des Konstruktivismus gibt, die eine Vielzahl von Varianten desselben hervorgebracht haben. Hierbei sind beispielsweise die erkenntnistheoretischen sowie die lerntheoretischen Sichtweisen zu nennen.

2.1 Erkenntnistheoretische Ansätze der radikal-konstruktivistischen Perspektive

Als Erkenntnistheorie geht der Konstruktivismus auf Gedanken von IMMANUEL KANT zurück. Demnach sind die Gegenstände der den Menschen umgebenden Umwelt nur als Bewusstseinsinhalt zu verstehen. Über deren Existenz kann unabhängig von der Beobachtung keine Aussage getroffen werden. Die bekannte Welt ist entsprechend eine individuelle Konstruktion des Bewusstseins. Es wäre zwar durchaus denkbar, dass eine von der Beobachtung unabhängige Welt existiert, doch ist es dem Menschen nicht möglich darüber eine Aussage zu treffen, da er diese nur durch Sinnesempfindungen erfahren kann. [STORK 1995]

Es muss dabei jedoch bedacht werden, dass *„[...] dieses Prinzip keineswegs notwendig zur Konsequenz führt, eine Realität außerhalb von uns zu leugnen. Es sagt lediglich, daß alles was wir über diese Wirklichkeit wissen, menschliche Konstruktion ist.“* [HÄUßLER 1998, S. 191]. Nach KANT besitzt der Mensch bereits vor aller Erfahrung gewisse Verstandesbegriffe und Anschauungsformen mit deren Hilfe er die Erfahrungen, die er durch Sinneswahrnehmung erlangt, einordnen kann. Raum und Zeit stellen solche Anschauungsformen dar, innerhalb derer die wahrgenommenen Dinge und deren Relationen zueinander gedanklich eingeordnet und somit konstruiert werden. Nachdem die einzelnen Gegenstände demnach durch Wahrnehmung konstruiert werden, werden auch die Beziehungen dieser gedanklichen Repräsentationen konstruiert. KANT folgert daraus, dass die Naturgesetze als Verknüpfung aus Ursache und Wirkung nicht direkt der außerhalb der Wahrnehmung existierenden Welt entspringen, sondern eine für den menschlichen Verstand spezifische Form der Verknüpfung darstellen. [STORK 1995]

Wichtige Stütze dieser Aussagen sind neurobiologische Erkenntnisse, die besagen, *„[...] daß Sinnesorgane zwar die zur Wahrnehmung notwendigen Reize liefern, die eigentliche Wahrnehmung aber in den Hirnregionen stattfindet, die mit den Sinnesorganen vernetzt sind.“* [GERSTENMAIER 1995, S.869]. Eine der Kernaussagen dieser als radikal-konstruktivistische Perspektive bezeichneten Auffassung ist daher, dass objektive Erkenntnis unmöglich ist. Der Mensch konstruiert die Wirklichkeit selbst. Diese ist immer ein subjektives Modell der Realität, das auf der Basis bereits erlangter

Erkenntnisse erweitert und angepasst wird. Hierzu wird nur verarbeitet, „[...] was hineingelassen wird, viabel (d.h. passend) ist und dem Strukturert halt dient.“ [GERSTENMAIER 1995, S.869]. Es ist nach ROTH nicht Aufgabe des Gehirns, ein möglichst exaktes Abbild der Realität zu schaffen.

[GERSTENMAIER 1995]

2.2 Lerntheoretische Ansätze des Konstruktivismus

Während einige Standpunkte des radikal-konstruktivistischen Ansatzes strittig sind, besteht Einigkeit innerhalb der verschiedenen Sichtweisen darüber, dass das Wissen über die Welt vom Menschen konstruiert wird. Der lerntheoretische Ansatz des Konstruktivismus befasst sich mit der Frage, wie der Lernende aus seinen eigenen Erfahrungen seine Vorstellungen entwickelt. Hierbei rückt jedoch die im erkenntnistheoretischen Konstruktivismus wesentliche Frage in den Hintergrund, „[...] in welchem Verhältnis die Konstrukte des Verstandes zur ‚realen Welt‘, zur Wirklichkeit ‚an sich‘ stehen“ [STORK 1995]. Darüber hinaus befasst sich der pragmatisch moderate Konstruktivismus auch mit Fragen der gemeinschaftlichen Erkenntnisgewinnung und in diesem Zusammenhang auch mit der Rolle des Lehrenden.

Auf der Basis dieses lerntheoretischen Ansatzes wird konstatiert, dass Lernen „[...] eine konstruktive Eigentätigkeit von Individuen [...]“ [STORK 1995] ist. Der Versuch Wissen durch einfache Mitteilung weiterzugeben gelingt nicht und kann allenfalls zur Kenntnis von Einzelfakten führen [STORK 1995]. Dieses würde entsprechend lediglich zu tragem Wissen beitragen, also Wissen, „... das nicht zur Anwendung kommt, das in bestehendes Vorwissen nicht integriert wird und zu wenig vernetzt und damit zusammenhangslos ist.“ [GERSTENMAIER 1995, S. 867]. Anwendbares Wissen muss entsprechend vom Lernenden selbst konstruiert werden. Wichtige Vorstellungen zu solcher Wissenskonstruktion gehen auf JEAN PIAGET zurück.

PIAGET vertritt die Ansicht, dass der Wissenserwerb ein aktiver Prozess des Lernenden ist, bei dem er sich durch eigenes Handeln sein Wissen entsprechend konstruiert. In Analogie zu biologischen Adaptionsphänomenen versucht das Individuum sich dabei psychologisch bestmöglich an die Umwelt anzupassen. Dabei wird diese Anpassung fortlaufend durch die körperliche Reifung, die individuellen Erfahrungen aus der physischen Umwelt, sowie durch soziale Erfahrungen aus der kulturellen Umwelt gestört. Es stellt sich so zunächst ein kognitives Ungleichgewicht ein, welches durch Weiterentwicklung kognitiver Strukturen wieder ausgeglichen wird. Diesen Vorgang bezeichnet PIAGET als *Äquilibration*, welche ein Zusammenspiel darstellt von Assimilation, d.h. dem Anpassen der neuen Eindrücke an vorhandene kognitive Strukturen, und Akkomodation, d.h. der Modifizierung bereits vorhandener Strukturen.[HÄUßLER 1998]

Während in den Theorien PIAGETS die Konstruktion von Wissen vornehmlich aus der Perspektive des Lernenden betrachtet wird, gehen Ansätze des pragmatisch moderaten Konstruktivismus weiter. Der kulturelle und soziale Kontext, in dem der Wissenserwerb stattfindet nimmt hier eine weitere wichtige Position ein [GERSTENMAIER 1995]. So werden zusätzlich affektive und emotionale Faktoren berücksichtigt.

Bei der Konstruktion des Wissens ist jeder Mensch in einen sozialen und kulturellen Kontext eingebunden, wodurch das Wissenskonstrukt beeinflusst wird. Hier setzt die Theorie der situierten Kognition (situated cognition) und des situierten Lernens (situated learning) an. Demnach ist Denken, Wissen und Lernen immer in Kontexten situiert, die sowohl von persönlichen Standpunkten, als auch von äußeren Gegebenheiten sowie sozialen Komponenten gebildet werden. Die Situation, in der gelernt wird, sowie der Vorgang des Lernens ist untrennbar mit dem Gelernten verbunden [MANDL 1997]. Der Lernumgebung kommt innerhalb der Theorie des situated learning somit ein besonderer Stellenwert zu.

Im Zusammenhang der Gebundenheit an einen sozialen Kontext wird weiterhin die Rolle der Lehrperson näher betrachtet. Da radikal-konstruktivistische Ansätze von reiner Subjektivität des Wissens ausgehen, „[...] fordern sie in Ausschließlichkeit ein selbstgesteuertes, kollektives Lernen, in welchem alle Denk- und Lernvorgänge in subjektiver Weise diskutiert werden“ [DUBS 1995, S. 894]. Demgegenüber wird die Notwendigkeit der Instruktion durch eine Lehrperson innerhalb der pragmatisch moderaten Sichtweise des Konstruktivismus anerkannt. Die Lernenden sollen ihr Wissen vielmehr für sich selbst rekonstruieren, wobei der Lehrer diese Rekonstruktion anleitet und lenkt, denn „[...] ungelenkte Aktivitäten der Lernenden teilen sich vielfach auf, enden ohne Erfolgserlebnis im Unwissen und wirken frustrierend“ [STORK 1995, S. 19]. Die Lehrperson vermittelt in diesem Sinne gewissermaßen objektives Wissen in Form fertiger Informationen oder Demonstrationen, das durch die Lernenden in selbstgesteuertem Lernen verarbeitet wird [DUBS 1995].

2.3 Didaktische Folgerungen der konstruktivistischen Sicht

Schon aus PIAGETS Ansätzen folgt, dass Lernen und Wissenszuwachs immer nur auf Basis bereits vorhandener Vorstellungen geschehen kann. Diese bestehenden Wissensstrukturen werden durch Äquilibration entsprechend verändert und erweitert. Das bedeutet, dass ein erfolgreiches Lernen und Lehren nur unter Berücksichtigung der bereits vorhandenen Vorstellungen der Lernenden geschehen kann. STERN sieht daher einen wesentlichen Ansatzpunkt in der Grundschuldidaktik, da bereits dort entsprechende Vorstellungen vermittelt werden, die Ausgangspunkt späterer Lernprozesse sind [INTERNETSEITE e] .

Für den naturwissenschaftlichen Unterricht ist von großer Bedeutung, wie Lernende ausgehend von ihren vorunterrichtlichen, lebensweltlichen Erklärungsansätzen der Phänomene zu einer wissenschaftlichen Sichtweise geführt werden können. Dieser

Übergang wird als Konzeptwechsel bezeichnet. Ein solcher Konzeptwechsel kann nach POSNER et al. nur dann erfolgreich vollzogen werden, wenn die bereits vorhandenen Wissensstrukturen als Ausgangspunkt dienen und die folgenden vier Kriterien erfüllt werden:

1. *„Die Lernenden müssen mit den bereits vorhandenen Vorstellungen unzufrieden sein,*
2. *die neue Vorstellung muß logisch verständlich sein,*
3. *sie muß einleuchtend (plausibel) sein,*
4. *sie muß fruchtbar sein, d.h. sich in neuen Situationen als erfolgreich erweisen.“*

[HÄUßLER 1998, S. 193].

Auch hierbei ist ganz im Sinne des situierten Lernens zu beachten, dass ein Verwerfen der anfänglichen Vorstellungen und ein Austausch derselben gegen eine fachlich fundiertere Sichtweise in der Regel nicht gelingt. Vielmehr soll Unterricht zum Ziel haben, die Lernenden davon zu überzeugen, dass *„[...] in bestimmten Situationen die naturwissenschaftlichen Vorstellungen angemessener und fruchtbarer sind als die vorunterrichtlichen Alltagsvorstellungen“* [HÄUßLER 1998, S193]. Hier knüpft ebenfalls die Vorstellung an, nach der die Lernenden im Zuge der Konzeptwechsel ein anderes Verhältnis zur Umwelt entwickeln und somit einschätzen können, in welchem Zusammenhang die Anwendung bestimmter Vorstellungen sinnvoll ist. [HÄUßLER 1998] Es werden im Wesentlichen zwei Wege beschrieben, um Konzeptwechsel zu vollziehen. Zum einen orientieren sich die Ansätze ausgehend von den vorunterrichtlichen Vorstellungen an einer in kleinen Schritten erfolgenden Revision und Erweiterung der bereits vorhandenen Konzepte, ohne die fachlichen Ansichten als konträr zum Vorwissen erscheinen zu lassen. Daher wird hier häufig auch der Begriff des Konzeptwachstums (conceptual growth) verwandt. Dem steht in einer eher diskontinuierlichen Vorgehensweise die grundlegende Veränderung des Vorwissens gegenüber. Fachliche und vorunterrichtliche Vorstellungen stehen hier konträr zueinander. Für eine solche Vorgehensweise ist es wesentlich bei den Lernenden einen kognitiven Konflikt zu initiieren. Der Lernende muss somit erkennen, dass sein Vorwissen an der entsprechenden Stelle unzureichend ist, so dass die fachliche Erklärung eine sinnvolle Alternative bieten kann. Besondere Schwierigkeit ist hierbei, dass dieser Konflikt von den Lernenden als für sie bedeutsam empfunden werden muss, um eine Auseinandersetzung zu motivieren. Es bleibt ansonsten die Gefahr, dass das neue Wissen als für den Lernenden irrelevant einfach ignoriert wird und die vorunterrichtliche Vorstellung uneingeschränkt vorhanden bleibt. STORK beschreibt als unterrichtliche Orientierung, wie ein Konzeptwechsel gelingen kann, den auf PIAGET Theorien zurückgehenden Lernzyklus (Learning cycle), der sich in drei Phasen gliedert [STORK 1995]:

- 1.) In der ersten Phase, der „Exploration“, werden die Lernenden mit Erfahrungen konfrontiert, die eine Erklärung mit Alltagskonzepten nicht zulassen. Um ein

solches kognitives Ungleichgewicht zu erzeugen, sind Erfahrungen aus erster Hand günstig, wie sie z.B. eigenes Experimentieren bieten.

- 2.) Es folgt die Phase der „Konzept-Einführung“, wobei dieses Ungleichgewicht reflektiert und thematisiert wird und so - am besten durch die Lernenden selbst - ein neues Denkmuster entwickelt werden kann.
- 3.) Durch „Konzept-Anwendung“ werden nun die neu gewonnenen Sichtweisen legitimiert, indem sie auf eine möglichst große Anzahl von Beispielen angewandt werden und sich dabei als fruchtbar erweisen.

Aus den Ansätzen des gemäßigten Konstruktivismus wird klar, dass jeder Lernende eigenständig sein Wissen konstruiert. Dieser Prozess muss vom Lernenden aktiv vollzogen werden, so dass die Rolle der Lehrperson unter neuen Gesichtspunkten betrachtet werden muss. Der Lehrende kann dabei als Experte verstanden werden, der in die Wissenskonstruktion des Lernenden an geeigneten Stellen eingreift und diese durch Bereitstellung entsprechender Informationen lenken kann. In Anlehnung an handwerkliche Ausbildungen ist hier ein Instruktionsansatz unter dem Begriff der „kognitiven Meisterlehre“ (cognitive apprenticeship) entwickelt worden, wodurch zum Ausdruck gebracht werden soll, dass der Experte den Neuling auf dem Weg zu einer wissenschaftlichen Sichtweise begleitet [HÄUßLER 1998].

Hierbei leitet der Experte den Neuling zunächst an, um diesen in die neue (naturwissenschaftliche) Kultur einzuführen, was als *Coaching* bezeichnet wird. Dem Neuling wird dann eine Hilfestellung gegeben, sich eigenständig die neue Kultur zu erschließen, was als *Scaffolding* bezeichnet wird. „*Wörtlich übersetzt, handelt es sich um das Bauen eines Gerüstes, das dem Neuling das eigenständige Erklimmen des Gebäudes der neuen Kultur eröffnet, den Einstieg [...] zu ermöglichen*“ [Häußler 1998, S.196]. Im letzten Stadium des *Fading* wird die Hilfestellung des Experten schrittweise vermindert und der Neuling muss zunehmend eigenständig Probleme lösen. Der Lernende wird zudem zur Reflexion und Artikulation seiner Überlegungen bei der Problembearbeitung veranlasst und ein Austausch und Vergleich der Gedanken und Strategien mit anderen Lernenden sowie mit Experten wird angestrebt. [HÄUßLER 1998; GERSTENMAIER 1995]

Aufgrund der dargelegten Situiertheit des Lernens ergibt sich weiterhin die Notwendigkeit Lernsituationen und Lernumfelder zu schaffen, die einen Lernprozess fördern.

MANDL et al. stellen hierzu folgende Aspekte einer konstruktivistischen Lernumgebung zusammen, die über die Aspekte des oben beschriebenen Lernzyklus hinausgehen:

„Komplexe Ausgangsprobleme. Als Ausgangspunkt des Lernprozesses soll ein interessantes und intrinsisch motivierendes Problem dienen. Die Aneignung des Wissens soll durch das „Lösen-Wollen“ des Problems motiviert sein.

Authentizität und Situiertheit. Die Lernumgebung soll den Lernenden ermöglichen, mit realistischen Problemen und authentischen

Situationen umzugehen und damit einen Rahmen und Anwendungskontext für das zu erwerbende Wissen bereitstellen.

Multiple Perspektiven. Die Lernumgebung soll dem Lernenden multiple Kontexte anbieten, um sicherzustellen, daß das Wissen nicht auf einen Kontext fixiert bleibt, sondern flexibel auf andere Problemstellungen übertragen werden kann. Zudem wird den Lernenden die Möglichkeit gegeben, Probleme aus multiplen Perspektiven zu betrachten. Dadurch lernen sie, Inhalte unter variierenden Aspekten bzw. von verschiedenen Standpunkten aus zu sehen und zu bearbeiten. Dies soll die flexible Anwendung von Wissen fördern.

Artikulation und Reflexion. Ein weiteres Mittel, der Gefahr vorzubeugen, daß Wissen, das im Kontext der Lösung eines bestimmten Problems erworben wird, an eben diesen Problemkontext gebunden bleibt, sollen Problemlöseprozesse artikuliert und reflektiert werden. Damit soll die Abstrahierung des Wissens gefördert werden. Abstrahiertes Wissen in diesem Sinne unterscheidet sich von abstraktem Wissen darin, daß es mit Situationsbezügen verknüpft und damit anwendbar ist.

Lernen im sozialen Austausch. Lernumgebungen sollen dem sozialen Kontext einen wichtigen Stellenwert zuweisen. Kooperatives Lernen und Problemlösen in Lerngruppen soll ebenso gefördert werden wie gemeinsames Lernen und Arbeiten von Lernenden mit Experten im Rahmen situierter Problemstellungen.“

[MANDL 1997, S.171]

Diese Merkmale finden sich in verschiedenen Instruktionsansätzen konstruktivistisch orientierter Vorgehensweisen wieder (z.B. cognitive apprenticeship). Sie bilden sozusagen einen gemeinsamen Kern, der als grundsätzliche Leitidee das aktive Lösen von komplexen Problemen berücksichtigt, um eine hohe Anwendbarkeit des Wissens zu erreichen und träges Wissen zu vermeiden. Diese zentrale Stellung des aktiven Elements des Lernens soll abschließend nochmals mit den Worten WEINERTS verdeutlicht werden:

„Unabhängig von den unterschiedlichen Fähigkeiten und Talenten der Schüler muss alles gelernt werden, was später gewusst und gekonnt wird. Lernen ist der mächtigste Mechanismus der kognitiven Entwicklung. [...] In vielen Fällen ist dabei die didaktische Unterstützung notwendig und wirksam. Noch so gut gemeinte motivationspsychologische oder sozialpädagogische Maßnahmen können für den eigentlichen Lernakt kein Ersatz, sondern nur eine oft sehr wirksame Voraussetzung sein.“ [WEINERT 2001, S.85]

3 Modelle und Modellvorstellung

„Das Bewußtsein des Menschen ist zum Verständnis unserer Welt quantitativ [...] unzureichend, zwischen der Komplexität unserer Welt und dem Fassungsvermögen unseres Bewußtseins besteht ein krasses Mißverhältnis.“

[STEINBUCH 1977]

In den Naturwissenschaften nimmt das Arbeiten an und das Denken in Modellen eine wichtige Stellung innerhalb der Forschung und Lehre ein. Betrachtet man die Chemie, so begegnet man Modellen sobald die direkte Phänomenologie verlassen und eine Deutung oder das Auffinden von Prinzipien angestrebt wird. Grundlegende Erkenntnisse und Beschreibungen der Chemie basieren auf Modellvorstellungen der submikroskopischen Ebene, die dem Betrachter direkt nicht zugänglich ist.

3.1 Aufgaben und Möglichkeiten von Modellen

Modelle repräsentieren in ideeller oder materieller Weise ein System (das „Original“) in Hinblick auf bestimmte Eigenschaften. Mit Hilfe eines solchen Modells können nun mit einer gewissen Wahrscheinlichkeit Voraussagen über das Originalsystem gemacht werden. [PFEIFER 2002, S. 49]

Es ist zu beachten, dass Definitionen des Modellbegriffs in Einzelheiten und Grenzfällen zwischen den unterschiedlichen erkenntnis- und wissenschaftstheoretischen Anschauungen differieren können.

Modelle haben nach STEINBUCH die Aufgabe die Denkökonomie zu steigern und so ein Verständnis für ansonsten zu komplexe Sachverhalte zu ermöglichen [STEINBUCH 1977]. Die Realität wird dazu grundsätzlich vereinfacht und das Modell kann und soll somit niemals ein exaktes Abbild der in der Realität vorkommenden Originale darstellen (*Verkürzungsmerkmal* der Modelle). Andererseits muss das Modell aber in geeigneter Weise das Original repräsentieren (*Abbildungsmerkmal*). Es soll in hohem Maße Ähnlichkeiten aufweisen, um vom Modell auf das Originalsystem Rückschlüsse ziehen sowie Beschreibungen und Vorhersagen treffen zu können. [STEINBUCH 1977; STACHOWIAK 1973]

Die Ähnlichkeit von Original und Modell kann in Bezug auf Gestalt, Funktion, Verhalten, Zustand und Struktur sowie auf Prozesse des Originalsystems bestehen und hierzu eine Analogie bilden. Der Begriff der Analogie fasst in diesem Zusammenhang Analogie und Homologie zusammen. Im eigentlichen Sinne versteht man unter Analogien nur Gemeinsamkeiten, die völlig unterschiedlichen Bereichen entstammen, wie etwa das „Schlüssel – Schloss“ Prinzip im Kontext mit der Enzymatik. Ein homologes Modell dagegen entstammt dem gleichen Bereich des zu

modellierenden Originals, wie z.B. die Deutung der radikalischen Substitution anhand von Strukturmodellen. [PFEIFER 2002]

Die geforderte Steigerung der Denkökonomie erreichen Modelle unter anderem durch Veranschaulichung und Heraushebung wesentlicher Teilaspekte. Diese Anschaulichkeit spielt in der Chemie z.B. bei Strukturmodellen eine große Rolle. Veranschaulichung und Transparenz ist vor allem in Bereichen unerlässlich, in denen die Betrachtung des Originals nicht möglich ist. Hier ist im Besonderen die submikroskopische Ebene zu nennen, die aufgrund ihrer betrachterischen Unzugänglichkeit prinzipiell nur modellhaft beschrieben werden kann. Je nachdem, zu welchem Zweck das Modell herangezogen werden soll, sind nun verschiedene Modelle hilfreich, und der Grad der Reduktion ist entsprechend unterschiedlich. [PFEIFER 2002] Die Gewichtung der unterschiedlichen Teilaspekte wie Veranschaulichung, Reduktion etc. ist in den unterschiedlichen Modellen je nach Einsatz desselben verschieden. Modelle sind daher immer *zweckmäßig* (*pragmatisches Merkmal*) konstruiert, um zur Erkenntnisgewinnung sowie zur Erkenntnisvermittlung zu dienen [STACHOWIAK 1973]. Erkenntnisse, die in dieser Weise auf Basis eines Modells erhalten werden, haben somit ebenfalls Modellcharakter.

3.2 Verschiedene Modellkategorien und deren Relation

Modelle lassen sich zunächst grob zwei unterschiedlichen Kategorien zuordnen. Einerseits den *Denkmodellen*, als nur im Bewusstsein vorhandenen Vorstellungen zu einem Original. Daneben stehen die *Anschauungsmodelle*, die in der Realität das Original modellhaft repräsentieren. Um ein Anschauungsmodell zu entwickeln, muss der originale Sachverhalt zunächst gedanklich modelliert werden, bevor davon ausgehend ein Anschauungsmodell erstellt werden kann. In Abb. 3.1 ist die Beziehung der drei Ebenen des Originals, sowie des Denk- und Anschauungsmodells schematisch dargestellt.

Basierend auf der Wahrnehmung werden Denkmodelle entwickelt, wobei die Komplexität der Sachverhalte im Modell vereinfacht repräsentiert wird. Die Vereinfachung des Originals führt zur Vernachlässigung einzelner Aspekte der Originale. Diese sind durch die Problemsituation, in der das Modell eingesetzt werden soll, bestimmt. Darüber hinaus sind diese Denkmodelle geprägt von bereits gemachten Erfahrungen und vorhandenen Modellvorstellungen des Modellbildners. Je mehr Denkmodelle zur Verfügung stehen, desto mehr wird versucht, die Wahrnehmungen mithilfe bereits vorhandener Vorstellungen zu deuten. [STEINBUCH 1977]

Nach STEINBUCH sind daher Denkmodelle bestimmt durch folgende Aspekte:

- „ - *Erstens die Realität, die das Modell abbilden soll,*
- *zweitens das Bewußtsein, insbesondere dessen Vorrat an verfügbaren Modellen, und*
- *drittens das Problem, zu dessen Lösung das Modell benutzt wird.*“

[STEINBUCH 1977]

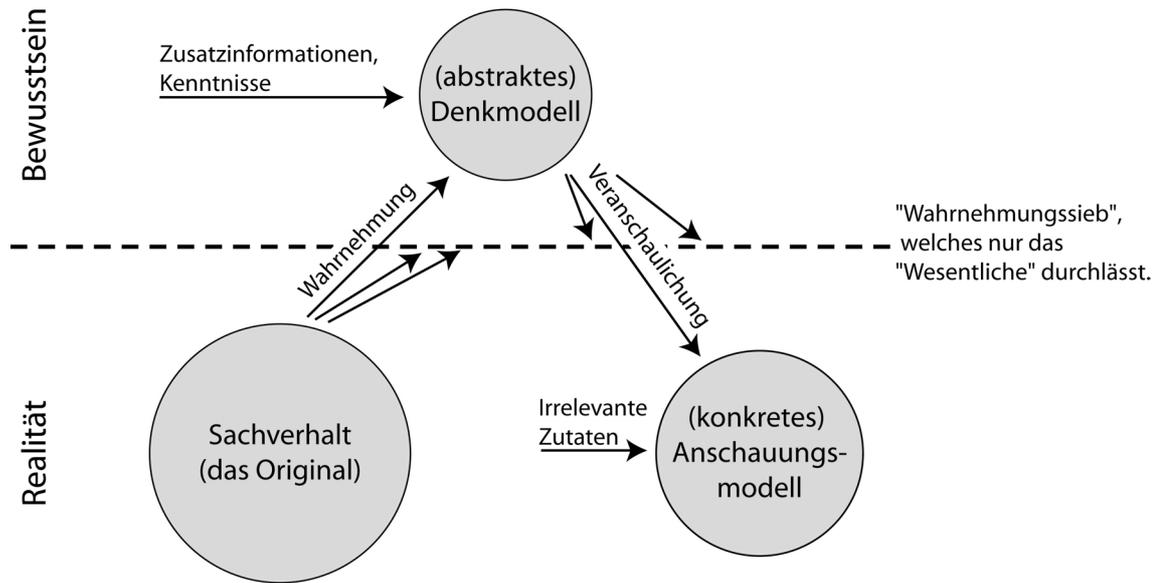


Abb. 3.1: Beziehung von Original, Denk- und Anschauungsmodell nach STEINBUCH [STEINBUCH 1977]

Das abstrakte Denkmodell kann nun in der Realität umgesetzt werden, um eine Veranschaulichung des Denkmodells zu erreichen. Dabei kommt es wiederum zur Hinzufügung irrelevanter Daten, die im Denkmodell nicht enthalten sind. Ein Beispiel hierfür sind die verbindenden Stäbe zwischen den Kugeln im Strukturmodell eines Ionenkristalls [BLEICHROTH 1989]. Andererseits können nicht alle Aspekte eines Denkmodells in einem Anschauungsmodell realisiert werden, so dass auch in der Darstellung oder baulichen Umsetzung nur die für das Problem wesentlichen Aspekte des Denkmodells verwirklicht werden. Als Beispiel kann hier die in Teilchendarstellungen häufig vernachlässigte Eigenbewegung angeführt werden. [PFEIFER 2002]

Die Abbildung eines Denkmodells in ein Anschauungsmodell bietet eine Vielzahl von Umsetzungsvarianten. Die Anschauungsmodelle lassen sich unter verschiedenen Gesichtspunkten zu Gruppen zusammenfassen. Üblicherweise werden bildhafte Darstellungen von Sachzusammenhängen der Kategorie der *ikonischen* Modelle zugeordnet. Unter den *materiellen* Modellen versteht man z.B. räumliche Molekülmodelle, verkleinerte Umsetzungen makroskopischer Objekte und Modellsubstanzen. Eine dritte Kategorie bilden die *symbolischen* Modelle unter die z.B. die chemischen Symbole oder die Darstellung von Summenformeln fallen. Verschiedene Autoren ordnen ebenfalls *mathematisch-abstrakte* Beschreibungen dieser Kategorie zu [BLEICHROTH 1991, S.75]. Diese Gruppen bieten natürlich nur eine grobe Kategorisierungsmöglichkeit und die Grenzen sind fließend. Überschneidungen der Kategorien gibt es vor allen Dingen im Bereich der Computersimulationen, weshalb diese teilweise als eigene Kategorie betrachtet werden. [PFEIFER 2002]

3.3 Einsatz von Modellen in der Schule mit Hinblick auf die submikroskopische Ebene

Modelle werden in den unterschiedlichsten Bereichen zum Einsatz gebracht. Sie sind in der Lage Sachverhalte zu erklären und zu beschreiben, indem sie als Veranschaulichung einer Theorie fungieren. In Bereichen, in denen die Arbeit am Original schwierig umsetzbar ist, da sie beispielsweise zu kostspielig, zeitaufwendig oder gefährlich ist, können Modelle auch als Gegenstand experimentellen Handelns verwandt werden. Hier sind vor allem Simulationen zu nennen. [PFEIFER 2002]

In der Lehre übernehmen Modelle vorwiegend Demonstrations- Erklärungs- und Erkenntnisfunktion. Die Modellwahl richtet sich dabei vor allem nach den Voraussetzungen und Möglichkeiten der Lernenden. Daher werden im Fortschreiten des Unterrichts verschiedene Modelle durchlaufen. Dieses zeigt sich sehr deutlich bei den Modellen der Diskontinuumsebene, auf der i.d.R. mit einem einfachen Teilchenmodell begonnen wird, das kleinsten Reinstoffeinheiten ein Teilchen zuordnet, um dann schrittweise über das DALTONSche-Modell, das Kern-Hülle-Modell bis teilweise zum Orbitalmodell zu gelangen. Hierdurch gelingt häufig auch ein Einblick in die Wissenschaftsgeschichte und umgekehrt kann die Wissenschaftsgeschichte herangezogen werden, die unterschiedlichen Modell voneinander abzugrenzen. Ein jeweils neues Modell ist einzuführen, wenn die Anwendungsgrenzen der vorhandenen Vorstellung erreicht ist und sich somit die Notwendigkeit eines Modellwechsels ergibt. [PFEIFER 2002]

Die Vermittlung des sachgerechten Umgangs mit Modellen ist ein zentrales Anliegen des Chemieunterrichts sowie des naturwissenschaftlichen Unterrichts allgemein. Dabei besteht ein wichtiger Gesichtspunkt in der Bewusstmachung der Begrenztheit der Modelle. Die Tatsache, dass Modelle nicht ein Abbild der Realität sind, wird von Schülern häufig übersehen und bedarf daher besonderer Betonung [FISCHLER 1997]. BLEICHROTH beschreibt beispielweise, dass die Bindungsstriche in Gitterdarstellungen als auch in der Realität vorhandenes Baumaterial angesehen werden [BLEICHROTH 1989].

Die fehlende Einsicht der Diskrepanz zwischen Original und Modell führt im Zusammenspiel mit der Einführung leistungsfähigerer Modelle zu weiteren Schwierigkeiten. So beschreibt TOUCHÉ, dass Schüler, die mit unterschiedlichen Atommodellen in der Physik und Chemie arbeiten, nicht erkennen, dass beiden Modellen die gleichen Originale zugrunde liegen. Die Modellvorstellungen der unterschiedlichen Disziplinen stehen beziehungslos nebeneinander. Der Autor spricht sich daher für die Verwendung eines einheitlichen Modells in allen Naturwissenschaften aus. [TOUCHÉ 1989]

Durch die Aufgabe des Unterrichts Modelle so auszuwählen, dass sie adressatengerecht sind, muss häufig auf Modelle zurückgegriffen werden, die nur Teilausschnitte des heutigen Erkenntnisstandes abdecken. Diese Notwendigkeit ergibt sich aus der Beobachtung von NAUMER et al. bei den Atommodellen, die sich auf viele Modelle

übertragen lässt, nämlich dass *„ein Anwachsen der Leistungsfähigkeit gekoppelt ist mit einer Abnahme der Anschaulichkeit.“* [NAUMER 1979]. Daher kann der Vorwurf erhoben werden, dass diese Modelle nicht in gebührendem Maße den aktuellen Stand wissenschaftlicher Erkenntnis repräsentieren. Einzelne Aspekte dieser Modelle entsprechen nicht mehr der heutigen Vorstellung und sind daher als falsch zu betrachten. BUCK geht daher so weit zu sagen, dass bildhafte Darstellungen der submikroskopischen Ebene im Unterricht gänzlich zu vermeiden wären, denn deren Anschaulichkeit verdecke die Andersartigkeit der submikroskopischen Ebene [BUCK 1994]. Dem könnte man entgegenhalten:

„Jedes Modell stellt [...] eine Vereinfachung dar. [...]

Aus diesem Grund kann ein Modell niemals falsch oder veraltet sein, es kann allenfalls ungeeignet sein, nämlich dann, wenn man Fakten mit dem Modell in Zusammenhang bringt, die bei der Konstruktion des Modells nicht berücksichtigt wurden.“

[MAHL 1975]

Weiterhin weist BLEICHROTH ausdrücklich darauf hin, dass *„bildhafte Darstellungen sehr viel nachhaltiger im Gedächtnis haften und entsprechend besser reproduziert werden, als verbale Aussagen“* [BLEICHROTH 1989]. Auch BARKE plädiert für den stärkeren Einsatz solcher bildhaften und symbolischen Darstellungen, um zu verhindern, dass jeder Schüler individuell seine eigene Vorstellung entwickelt. Dieses führt zu einer Fülle von Fehlvorstellungen. [BARKE 2002, 1990]

3.3.1 Das chemische Dreieck

Die submikroskopische Ebene nimmt eine entscheidende Stellung in allen Bereichen der Chemie ein. Modellhafte Zugänge sind hier unerlässlich und finden in den verschiedenen Bereichen Anwendung (Atommodelle, Bindungsmodelle, etc.). Schüler erfahren im Laufe ihrer schulischen Ausbildung immer mehr über die submikroskopische Ebene und die verwendeten Modelle werden immer umfangreicher. Hinzu kommt im Fortschreiten des Curriculums die abstrakte symbolhafte Repräsentation der Vorgänge auf der submikroskopischen Ebene. Es besteht daher die Gefahr dass sich der Lernprozess sehr linear hin zu immer abstrakteren Denkweisen entwickelt und dadurch der Alltagsbezug der Chemie den Schülern nicht mehr deutlich wird. Ein solches Vorgehen verzerrt das Bild der Experimentalwissenschaft Chemie. Der *„[...] stete Bezug zwischen Theorie und Modellvorstellung einerseits und der Ebene der Phänomene (Natur- und Laborphänomene), der konkreten Beobachtung und der Experimente andererseits wird für den Chemieunterricht als unerlässlich erachtet“* [PFEIFER 2002, S. 43].

JOHNSTONE unterscheidet drei für den Chemieunterricht wesentliche Ebenen, die er als Eckpunkte eines „chemischen Dreiecks“ versteht (vgl. Abb. 3.2). Einerseits die makroskopische Ebene der Phänomene, weiterhin die submikroskopische Ebene der Teilchen und als drittes die Repräsentationsebene, auf der Symboldarstellungen,

Formeln, Graphen und Gleichungen einzuordnen sind. Durch diese Einteilung wird die Modellebene nochmals differenziert und explizit auf die unterschiedliche Qualität der beiden Ebenen innerhalb der Modellebene verwiesen. Jede dieser drei Ebenen sollte ausreichende Berücksichtigung im Unterricht erhalten. Häufig kann im Unterricht festgestellt werden, dass zumindest eine dieser Ebenen keine Berücksichtigung findet. So wird eine im Experiment auf der makroskopischen Ebene beobachtete Reaktion im weiterführenden Chemieunterricht häufig nur noch auf der Repräsentationsebene betrachtet. Die Betrachtung der Vorgänge auf der submikroskopischen Ebene werden nicht dargestellt. GABEL beschreibt eine deutliche Überbetonung der Repräsentationsebene im gängigen Chemieunterricht [GABEL 1999]. Hier fordert JOHNSTONE, den Unterrichtsgegenstand immer wieder auf verschiedenen Ebenen zu betrachten, was auch dem Konzept der multiplen Perspektiven entgegenkommt (vgl. Kap 2.3). [JOHNSTONE 2000]

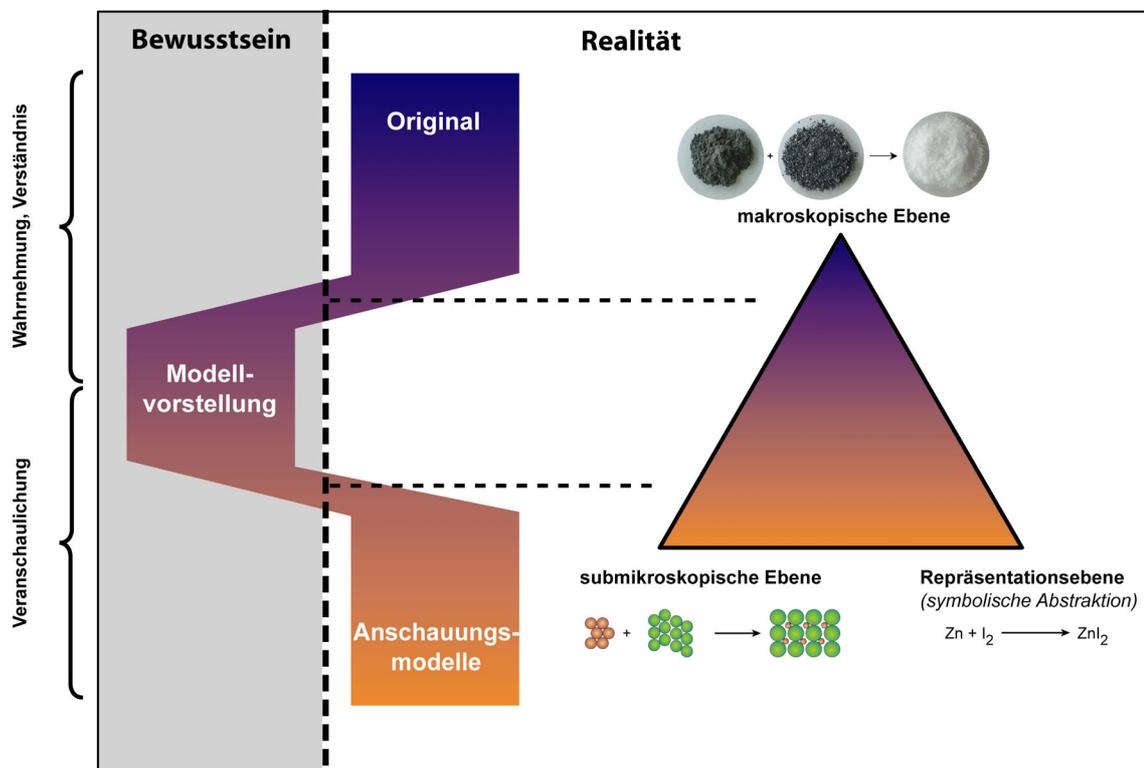


Abb. 3.2: Zusammenführung des chemischen Dreiecks und der Relation der unterschiedlichen Modellebenen am Beispiel der Reaktion von Zink mit Iod [STEINBUCH 1977, JOHNSTONE 2000]

Die geforderte stete Bezugnahme der drei Ebenen untereinander soll ausdrücklich nicht so verstanden werden, dass dem Anfänger sofort alle drei Ebenen vorgestellt werden. So warnt JOHNSTONE selbst vor einer gleichzeitigen Einführung, da es nur versierten Chemikern gelingt, die Ebenen mühelos zu unterscheiden. Ein solches Vorgehen ist Ursache zahlreicher Fehlvorstellungen. Daher sollte von der phänomenologischen Ebene ausgehend zunächst die submikroskopische Ebene erschlossen werden, bevor abschließend mit der Symbolschreibweise in die

Repräsentationsebene eingeführt wird. Wenn alle drei Ebenen eingeführt sind, ist es wesentlich, dass immer wieder an verschiedenen Beispielen der Wechsel zwischen den Ebenen vollzogen wird. [JOHNSTONE 2000]

Nur so kann gesichert werden, dass Schüler sicher auf der Modellebene arbeiten können und individuelle Fehlvorstellungen vermieden werden. Da die submikroskopische Ebene nur durch bildhafte Darstellungen zugänglich ist, ohne auf die abstrakte Symbolik der Repräsentationsebene zurückgreifen zu müssen, kommt der Visualisierung besondere Bedeutung zu. Hier sind mit Hinblick auf die von BUCK eingewandten Punkte stets Abbildungen zu hinterfragen, da Darstellungen als Anschauungsmodelle bereits vom Denkmodell der submikroskopischen Ebene abweichen. Als Beispiele mögen Teilchengrenzen, Massivität, aber auch Farbigkeit in den Darstellungen dienen.

Die zentrale Rolle des Umgangs mit Modellen wird deutlich, wenn man berücksichtigt, *„[...] dass mit Chemieverständnis die Fähigkeit umrissen wird, auf zwei verschiedenen Ebenen zu argumentieren, sowohl auf der makroskopischen, als auch auf der submikroskopischen[...]“* [PFEIFER 2002, S. 40]

4 Die Geschichte des Atomismus

4.1 Die Anfänge des Atomismus

Bereits vor über 2000 Jahren beschäftigten sich die griechischen Naturphilosophen mit der Frage nach der Ursache aller stofflichen Veränderungen [STRUBE 1974b, S. 1823]. Eine Antwortmöglichkeit entwickelten die Atomisten, die den Begriff des Atoms schufen und das erste System einer atomistischen Welterklärung erdachten. Insbesondere sind hier DEMOKRIT, der als erster ein bis in alle Einzelheiten durchgearbeitetes System des Atomismus schuf, und EPIKUR, der die atomistische Lehre erweiterte, zu nennen. [JÜRSS 1984, S. 5]

Eine wichtige Grundlage für das Entstehen der Theorie des Atomismus war die Suche der Naturphilosophen nach einem Urstoff aller Dinge. THALES VON MILET hielt das Wasser für diesen Urstoff, während HERAKLIT VON EPHEOS das Feuer als Grundelement der Welt betrachtete [JÜRSS 1984, S. 11]. Wieder andere Denker bevorzugten andere oder auch mehrere Stoffe als Ursubstanz. Gemeinsam ist ihnen, dass sie der Meinung waren, dass die von ihnen benannten Urstoffe von „*ewiger Existenz*“ [STRUBE 1974b, S. 1824] seien.

EMPEDOKLES AUS AKRAGAS (etwa 500 bis 430 v. Chr.) und sein in Athen wirkender Zeitgenosse ANAXAGORAS (etwa 500 bis 425 v. Chr.) beschäftigten sich näher mit dem Aufbau der Stoffe [JÜRSS 1984, S. 12]. EMPEDOKLES ging von den vier Elementen Feuer, Wasser, Luft und Erde aus, von denen jedes aus gleichartigen, nicht wahrnehmbaren Urteilchen bestünden. Die Vielfalt der Stoffe erklärte EMPEDOKLES mit seiner Theorie der Mischung, nach der alle Stoffe sich aus unterschiedlichen Verhältnissen der Element-Teilchen zusammensetzten [STRUBE 1974b, S. 1827]. ANAXAGORAS ging dagegen von unzählig vielen Elementen aus, wobei jeder qualitativ unterschiedliche Stoff aus qualitativ unterschiedlichen Teilchen bestehen sollte [STRUBE 1974b, S. 1829]. Die Teilchen von EMPEDOKLES und ANAXAGORAS sollten „*ins Unendliche teilbar, aber nicht in Nichts auflösbar und damit letztlich unvergänglich*“ [JÜRSS 1984, S. 12] sein. Die Vorstellung von der unendlichen Teilbarkeit der Teilchen war jedoch in sich widersprüchlich, da „*sie die Substanz aus dem Bereich des Vorstellbaren rückte*“ [STRUBE 1974b, S. 1829].

Mit diesen Überlegungen wurde das Entstehen des Atomismus begünstigt, da damit der Blick auf die Bestandteile der Stoffe gerichtet wurde. Das Problem, das die unendliche Teilbarkeit aufwarf, wurde von den Atomisten durch die Annahme unteilbarer Teilchen gelöst.

4.2 LEUKIPP und DEMOKRIT

Von LEUKIPP, der häufig als Begründer des Atomismus betrachtet wird, ist wenig bekannt. Er lebte um die Mitte und in der zweiten Hälfte des 5. Jahrhunderts v. Chr. und verfasste vermutlich nur ein einziges Werk: „*Megas diakosmos*“ (Die große Weltordnung). Der etwa zehn Jahre jüngere DEMOKRIT (ca. 460-370 v. Chr.), der gemeinsam mit LEUKIPP in Abdera lehrte, soll dagegen über 50 Werke geschrieben haben [BUCHHEIM 1994, S. 183]. Geblieben sind Fragmente, d.h. Zitate in den Werken anderer Autoren wie etwa denen des Aristoteles.

Die Lehren des LEUKIPP und des DEMOKRIT lassen sich kaum voneinander trennen, da sie in der antiken Überlieferung häufig gemeinsam behandelt werden. [JÜRSS 1984, S. 14,20]

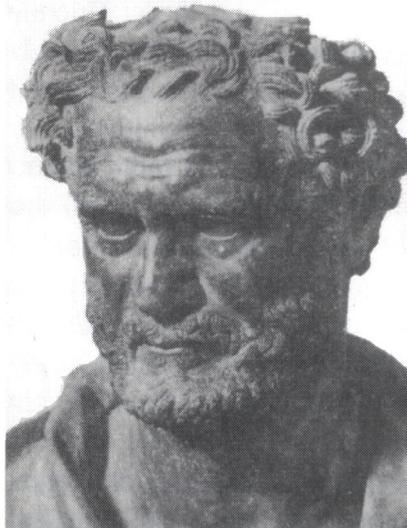


Abb. 4.1: DEMOKRIT, aus [STRUBE 1997]

Eine wichtige Annahme in der Philosophie der Atomisten war die Existenz des Nichtseienden, der Leere. Ohne die Leere hielten sie Bewegung nicht für möglich, da sich kein Gegenstand an einen Ort bewegen kann, an dem sich bereits ein anderer befindet. Neben dem Nichtseienden gibt es das Seiende, welches sich aus unteilbaren kleinsten Bau- oder Bestandteilen der Materie, griechisch *atoma*, zusammensetzt. Dazu ist anzumerken, dass der Materiebegriff nicht von DEMOKRIT, sondern erst später von ARISTOTELES verwendet wurde (vgl. [JÜRSS 1984, S.466, Anmerkung 81]). [GEYER 1995, S. 133]

Das Entstehen und Vergehen von Stoffen, welches das zentrale Thema der griechischen Philosophie vor ARISTOTELES war, wird von den Atomisten als willkürliche Vereinigung und Trennung der Atome gedeutet. „*Sind die Atome aber ewig, dann sind Entstehen und Vergehen nur Oberflächenphänomene [...]*“ [GEYER 1995, S.134].

Die Atome LEUKIPPS und DEMOKRITS sind alle von gleicher Qualität, bestehen also aus der gleichen Ursubstanz, wodurch sich die Frage aufwirft, wie hieraus die Vielfalt der Stoffe entstehen kann [STRUBE 1974b, S. 1830]. Die Atomisten nahmen hierzu an,

dass es unendlich viele Atome und ebenso eine unendliche Anzahl von Atomsorten gebe. Dabei seien die unterschiedlichen Eigenschaften der Atome für die Unterschiede zwischen den Stoffen verantwortlich:

„[G]enauso behaupten auch diese Philosophen (Leukipp und Demokrit), daß die Unterschiede (im Bereich der Primärkörper) Ursache für alles übrige sind. Solche Unterschiede gebe es drei: Gestalt, Lage und Anordnung.“ (ARISTOTELES, zitiert nach [JÜRSS 1984, S. 114])

Die erste Eigenschaft, die bei verschiedenen Atomsorten unterschiedlich ausgeprägt sein kann, ist demnach die Gestalt, welche sich aus der Form und der Größe des Atoms ergibt. DEMOKRIT beschreibt Atome als „*schief*“, mit „*Haken versehen*“, mit „*Ausbuchtungen*“ oder mit „*Beulen*“, was nach GEYER jedoch wohl metaphorisch zu sehen ist [GEYER 1995, S. 134]. Eine Angabe der absoluten Größe von Atomen war den damaligen Philosophen nicht möglich. Es ist umstritten, ob DEMOKRIT der Ansicht war, dass es Atome gebe, die aufgrund ihrer Größe unter bestimmten Verhältnissen sichtbar seien. LEUKIPP hielt dagegen die Kleinheit der Atome für die Ursache ihrer Unteilbarkeit. DEMOKRIT argumentierte in diesem Punkt anders: für ihn seien die Atome wegen ihrer Kompaktheit unteilbar. Da alle Atome aus derselben harten, einheitlichen Materie bestünden, gebe es keine Unterschiede in der Härte. Somit sei kein Atom in der Lage, ein anderes zu zerbrechen. [JÜRSS 1984, S. 27f]

Neben den Unterschieden in Form und Größe weisen die Atome auch eine bestimmte Lage und Anordnung auf. Diese lassen sich nun nicht mehr durch einzelne Atom beschreiben, sondern nur in Gruppierungen von Atomen [JÜRSS 1984, S. 30]. Die Entstehung solcher Gruppierungen ist bei DEMOKRIT von der Bewegung der Teilchen abhängig [STRUBE 1974b, S. 1830].

Zur Ursache der Bewegung bei DEMOKRIT gibt es widersprüchliche Überlieferungen: In einer Darstellung sind die Atome selbst bewegungslos und werden erst durch einen Schlag angetrieben, in einer anderen sind die Atome „*von Ewigkeit an bewegt*“ [STRUBE 1999, S. 28]. Die Bewegung wäre somit eine Eigenschaft der Teilchen selbst. In jedem Fall ist Bewegung die Ursache dafür, dass die Atome DEMOKRITS aufeinander treffen und dann entweder voneinander abprallen oder sich miteinander verbinden. Verbindungen kommen dabei besonders leicht zwischen Teilchen der gleichen Atomsorten, die also die gleiche Gestalt aufweisen, zustande. [GEYER 1995, S.134]

Dabei stellt sich die Frage, was mit den Atomen beim Eingehen einer Verbindung geschieht. DEMOKRIT vertrat hierzu die Ansicht, dass die Atome in der Verbindung unverändert nebeneinander vorliegen und ihre Natur erhalten bleibt [STRUBE 1974b, S. 1830].

Weiterhin beschäftigte sich DEMOKRIT mit der Frage nach dem Zusammenhang zwischen den Eigenschaften der Atome und der makroskopischen Struktur der Stoffe. Er erkannte, dass die Eigenschaften der Stoffe dem Menschen lediglich durch die Sinnesorgane zugänglich seien, welche den jeweiligen Eindruck hervorriefen. Die Farbempfindung beispielsweise werde dabei durch die Anordnung, die Gestalt und die Lage der Atome ausgelöst, die selbst völlig farblos seien. [JÜRSS 1984, S. 34]

Auf der anderen Seite sei es dennoch möglich, von der Art wie ein Stoff wirke, auf die Form der Atome zu schließen. Feuer bestehe demnach aus „*schärferen oder spitzeren*“ Atomen, während Wasser aus „*stumpferen oder dumpferen*“ Atomen aufgebaut sei [BUCHHEIM 1994, S. 194].

4.3 ARISTOTELES

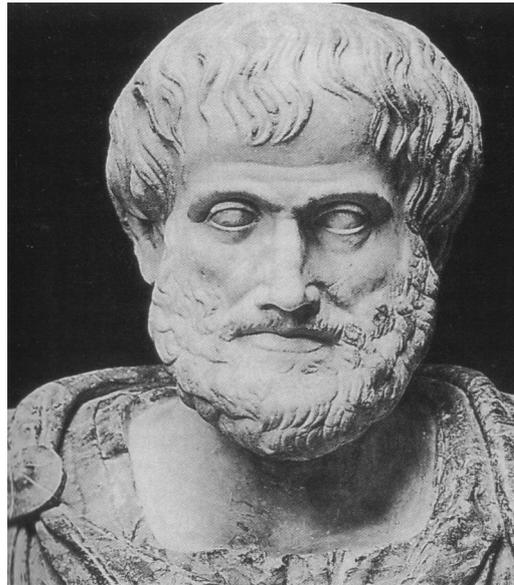


Abb. 4.2 ARISTOTELES, aus [STRUBE 1989]

ARISTOTELES (384 - 322 v. Chr.), der Schüler des PLATONS, beschäftigte sich ausführlich mit den naturphilosophischen Theorien seiner Vorgänger und gelangte zu der Ansicht, dass deren Theorien den Prozess der Veränderung der Stoffe nicht ausreichend erklärten. Die Sichtweise der Atomisten, dass die Veränderungen durch Umlagerungen von unveränderbaren Atomen erfolgten, erschien ihm zu mechanistisch, um qualitative Veränderungen erklären zu können. [STRUBE 1974a, S. 1841]

Daher entwickelte ARISTOTELES eine eigene Theorie zur Erklärung der Umwandlung der Stoffe: die Elementlehre. Im Mittelpunkt dieser Lehre standen die aus einem einheitlichen Grundstoff bestehenden Elemente Feuer, Wasser, Luft und Erde. Zudem definierte ARISTOTELES die vier Grundprinzipien: das Warme, das Kalte, das Trockene und das Flüssige, von denen jeweils zwei zur Beschreibung eines Elementes herangezogen wurden. Demnach ist das Feuer warm und trocken, die Luft warm und flüssig, das Wasser kalt und flüssig und die Erde kalt und trocken. Die Elemente können nun ineinander überführt werden, indem der Charakter der Grundprinzipien verändert wird. Haben die beiden Elemente bereits ein gemeinsames Grundprinzip, wie beispielsweise das Feuer und die Luft beide warm sind, geht dieser Vorgang schnell, ansonsten dauert er länger. ARISTOTELES erklärt somit die „*Umwandlung der*

Materie auf Grund ihr eigentümlicher, innerer Gegensätzlichkeiten und deren Kampf“.
[STRUBE 1974a, S. 1845f]

Neben der Entwicklung einer alternativen Theorie zum Atomismus argumentierte ARISTOTELES in seinen Schriften ausführlich gegen die Lehren von LEUKIPP und DEMOKRIT. Nach McDONNEL widerlegt er dabei fünf zentrale Aussagen der beiden Atomisten. Dies sind die Existenz unteilbarer Körper, die unendliche Anzahl der Atome, die Existenz der absoluten Leere, die Unendlichkeit der Leere und die Entstehung von Körpern aus unveränderten Atomen. [MCDONNEL 1991, S. 44]

ARISTOTELES' Auffassung vom Aufbau der Stoffe war eine völlig andere als die der Atomisten, wobei sein Ansatzpunkt mathematische Überlegungen waren. Er wies zunächst nach, dass eine kontinuierliche Linie nicht durch die Berührung diskreter Punkte zustande kommen könne. Hieraus folgerte er, dass diese Linie und auch alle anderen Kontinua in immer weiter teilbare Stücke geteilt werden können. [KRAUTZ 1980, S. 152f]

Er definiert das Kontinuum als *„eine (begrenzte) als ganze gegebene Größe, die unbegrenzt teilbar ist; d.h. soweit man mit der Teilung auch kommt, man stößt prinzipiell niemals auf letzte Teile, auf unteilbare zusammensetzende Einheiten. Wie klein man die Teile auch macht, sie sind weiter teilbar, und zwischen allen beliebigen Teileinschnitten befindet sich wiederum unbegrenzt Teilbares.“* (ARISTOTELES zitiert nach [CRAEMER-RUEGENBERG 1980, S. 82])

Eine wichtige Rolle spielt in diesem Zusammenhang die Bewegung. ARISTOTELES stellt fest, dass Bewegungen, wie beispielsweise das Größer- und Kleinerwerden, in Form kontinuierlicher Übergänge abliefen [CRAEMER-RUEGENBERG 1980]. Alle Körper, die sich bewegten, befänden sich dabei in einem bestimmten Medium. Weiterhin hielt die Bewegung eine bestimmte Zeitspanne an. Daraus schließt ARISTOTELES, dass für die sich bewegenden Körper, das Medium, die Bewegung und die Zeit dieselben Regeln bei der Zerteilung gelten müssten. Da die Bewegung kontinuierlich sei, müssten es auch die anderen damit verbundenen Parameter sein. [KRAUTZ 1980, S. 151]

Die Körper sind bei ARISTOTELES also auch Kontinua, womit sie nicht aus unteilbaren Teilchen aufgebaut sein können: So wie die oben beschriebene Linie nicht aus diskreten, unteilbaren Punkten aufgebaut sein kann, kann sich kein kontinuierlicher Körper aus unteilbaren Atomen zusammensetzen. Denn bei der Zusammenlagerung von zwei unteilbaren, lässt sich das entstehende Produkt nur entlang der Teilchengrenzen teilen. Wäre ein Kontinuum entstanden, so wäre es an jeder beliebigen Stelle teilbar.

Weiterhin wies ARISTOTELES die Existenz des Unendlichen zurück. Er stellte sich die Welt begrenzt vor, wobei der Raum außerhalb dieser Grenzen einer Gottheit vorbehalten sei. Diese Gottheit ist auch die Ursache der Bewegung in der Elementlehre des ARISTOTELES, der die Materie selbst als passiv ansah. [JÜRSS 1984, S. 46] Gegen die Unendlichkeit von Raum und Masse brachte ARISTOTELES hervor, dass sie jenseits des Vorstellbaren liege. Sie könne nicht wirklich erfasst werden, *„sondern nur als das, was jenseits des Aktualisierbaren liegt“.* [JÜRSS 1984, S. 74]

4.4 EPIKUR

Der Philosoph EPIKUR (341- 271 v. Chr.) und seine Schüler sorgten dafür, dass der Atomismus auch in den folgenden Jahrhunderten in Griechenland und seit dem 1. Jahrhundert v. Chr. in Rom verbreitet wurde [JÜRSS 1984, S. 49ff]. EPIKUR knüpfte dabei an die Lehre des DEMOKRIT an und entwickelte sie in einigen Punkten weiter.

Eine wichtige Erweiterung war, dass EPIKUR den Atomen die Schwere, heute würde man von Masse sprechen, als grundlegende Eigenschaft neben Größe und Gestalt zuwies. Diese Eigenschaft kommt besonders in der Erklärung, die EPIKUR für die Bewegung von Atomen findet, zum Tragen: Die Atome befänden sich demnach in der Leere permanent in Bewegung und prallten dabei gelegentlich aufeinander, wodurch sie in verschiedene Richtungen zerstreut würden. Atome, die in Atomaggregaten angeordnet seien, bewegten sich dabei zwangsläufig gemeinsam in dieselbe Richtung. Aus der Beobachtung, dass alle sichtbaren Körper in Richtung der Erdoberfläche fielen, schloss EPIKUR, dass auch bei den Atomen die dorthin ausgerichtete Bewegung vorherrschend sei. Die Ursache für dieses Verhalten liege dabei in ihrer Schwere. Dennoch sei es nicht so, dass letztlich alle Atome auf den Erdboden fielen, da durch den Aufprall der Atome aufeinander, ein Teil stets wieder nach oben geschleudert werde. [KRAUTZ 1980]

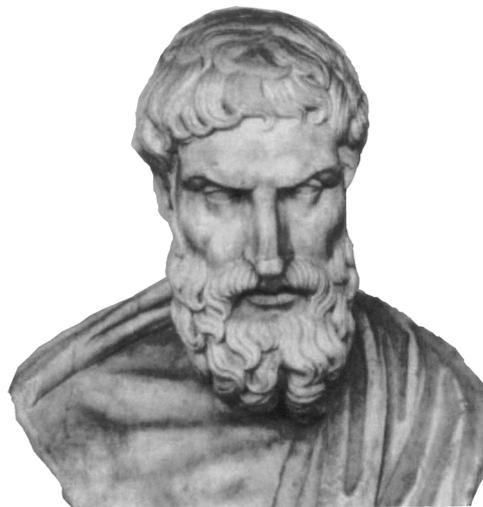


Abb. 4.3 EPIKUR, aus [JANSEN 2003]

Ein weiterer Unterschied zur Lehre DEMOKRITS war die Ansicht EPIKURS, dass die Größe der Atome weit unterhalb der Sinnesorgane liege, da es ansonsten auch sichtbare Atome geben müsse. Da die Größe der Atome beschränkt sei, hielt EPIKUR auch die Anzahl an Atomformen für begrenzt, wohingegen die Anzahl an Atomen unendlich sei. [KRAUTZ 1980]

Die Sinneswahrnehmungen wie das Riechen und das Sehen erklärte EPIKUR mit einer stetigen Strömung von Atomen, die von der Oberfläche der Körper ausginge und in der die Atome die am Festkörper vorhandene Position und Anordnung bewahrten. Am Sinnesorgan riefen diese Strömungen dann eine Reizempfindung hervor.

EPIKURS Naturphilosophie kommt im Gegensatz zu der Philosophie des ARISTOTELES ohne eine Gottheit aus, da bei ihm die Atome ewig sind und es somit keines Schöpfers bedarf. Weiterhin ging er davon aus, dass auch die Seele aus Atomen aufgebaut sei und sich nach dem Tod des Menschen in ihre Bestandteile auflöse. Aus der Erkenntnis heraus, dass den Menschen somit nur eine kurze Lebensspanne zur Verfügung stehe, lehrte EPIKUR, dass die Menschen nach einem zufriedenen, lustvollen Leben streben sollten. Dieses sei jedoch nur möglich, wenn sie sich einsichtsvoll und gerecht verhielten. [KRAUTZ 1980]

Das entscheidende Punkt der Lehre EPIKURS, mit der sich die ARISTOTELISCHE Vorstellung widerlegen ließ, war das grundsätzlich unterschiedliche Verhalten der Natur gegenüber rein mathematischen Betrachtungen. Während man innerhalb der Lehre des ARISTOTELES mit den Teilungsschritten der Materie immer weiter fortschreiten konnten, ging Epikur davon aus, dass die Natur (von ihm als „Allgesetzlichkeit“ bezeichnet) bei einem gewissen Punkt Halt macht. Die Teilung bis ins Unendliche sei somit mathematischen Betrachtungen vorbehalten. [JANSEN 2003]

4.5 Die Wiederentdeckung des Atomismus

In der Spätantike und im Mittelalter verlor der Atomismus an Bedeutung, und wurde „*schließlich ganz überdeckt von mystisch-irrationaler Philosophie und Theologie*“ [JÜRSS 1984, S. 49]. Die Elementlehre des ARISTOTELES war dagegen allgemein anerkannt. Dass die Atomidee im Mittelalter dennoch einige Anhänger hatte, zeigt PABST in seinem Buch „*Atomtheorien des Lateinischen Mittelalters*“ [PABST 1994].

Im 17. Jahrhundert gewannen atomistische Theorien wieder an Bedeutung und die bisher vorherrschende ARISTOTELISCHE Philosophie und Materielehre wurde von einigen Wissenschaftlern in Zweifel gezogen. Eine Ursache hierfür war, dass die Materielehre des ARISTOTELES bzw. deren Modifikation von PARACELUS in der zunehmenden chemischen Praxis nur noch unzureichende Erklärungen lieferte. So bewies der Vorgang des Destillierens, dass bei der Umwandlung von Wasser oder Alkohol in „Luft“ keine Transmutation vorlag. [STRUBE 1999, S. 109]

Weiterhin hatte ARISTOTELES die Existenz des Vakuums bestritten, die experimentellen Befunde TORRICELLIS und PASCALS legten sie dagegen nahe [CARRIER 1984, S. 92].

In direktem Zusammenhang mit der ARISTOTELISCHEN Materielehre stand die Ansicht, dass sich die Erde im Mittelpunkt des Universums befände. Jedes der vier Elemente Feuer, Wasser, Luft und Erde strebe dabei gemäß seiner Eigenschaften zu seinem „natürlichen Ort“. Das Element Erde bewege sich beispielsweise aufgrund seiner Schwere auf den Mittelpunkt des Universums zu, wenn es nicht daran gehindert werde. Mit dieser Annahme konnte ARISTOTELES die Schwerkraft folgendermaßen erklären:

Ein Stein fällt nach „unten“, also in Richtung des Erdmittelpunktes, da sich dort auch das Zentrum des Universums befindet. Mit der Durchsetzung des heliozentrischen Weltbildes des KOPERNIKUS, wurde es auch schwieriger die Elementlehre des ARISTOTELES aufrecht zu erhalten [HEIDELBERGER 1994, S. 11f].

Das Wiederaufkommen des Atomismus wurde weiterhin von der Wiederentdeckung des Lehrgedichtes „*De rerum natura*“ von LUKREZ (96-55. v. Chr.), das eine Darstellung der EPIKUREISCHEN Naturphilosophie und insbesondere des Atomismus enthielt und 1473 gedruckt wurde, begünstigt [HEIDELBERGER 1994, S. 13].

Eine wichtige Rolle für die Erneuerung der Atomistik im 17. Jahrhundert spielte PIERRE GASSENDI (1592-1655), der auf den Atomismus des EPIKUR zurückgriff. Seine Atome unterscheiden sich wie die seines Vorbildes durch Gestalt und Größe und haften mit kleinen Häkchen aneinander. Entsprechend den Anforderungen seiner Zeit sind die Atome GASSENDIS nicht von immerwährendem Charakter, sondern in einem göttlichen Schöpfungsakt entstanden. GASSENDI zog den Atomismus zur Erklärung einer ganzen Reihe von Erscheinungen heran. Die Lichtdurchlässigkeit fester Stoffe stellte er sich so vor, dass in diesen die Atome regelmäßig angeordnet seien und sich so Poren bildeten, durch die das Licht scheinen könne. Vergrößerte sich das Volumen einer Flüssigkeit beim Lösen eines Salzes nicht, so nahm GASSENDI an, dass sich dabei sehr kleine Salzatome zwischen die Wasseratome schoben, ohne deren Anordnung zu beeinträchtigen. [CARRIER 1984, S. 93]

JOACHIM JUNGIUS (1587-1657) knüpfte an die Atomistik DEMOKRITS an. Wie dieser ging er von qualitätsgleichen, unterschiedlich geformten Atomen aus. Die verschiedenen Eigenschaften der Körper entstehen bei JUNGIUS ebenfalls durch die unterschiedliche Kombination und Anordnung der Atome. Die Ursache der Bewegung der Teilchen sah JUNGIUS im Gegensatz zu DEMOKRIT in der Abstoßung und Anziehung gegensätzlicher und gleichartiger Körper, da Erfahrungen im chemischen Bereich dies vermuten ließen. [STRUBE 1999, S. 109, f]

Eine etwas andere Auffassung vom Aufbau der Materie, die auch als Korpuskularphilosophie bezeichnet wird, vertrat RENÉ DESCARTES (1596-1650). Diese Philosophie fand im 17. Jahrhundert eine große Zahl von Anhängern und kann als schwächere Form des antiken Atomismus betrachtet werden. Für einen Korpuskularisten bestehen alle Körper aus kleinen, nicht sichtbaren Teilen oder Korpuskeln; der Atomist geht zusätzlich davon aus, dass sich diese Teilchen im Vakuum bewegen und dass sie unteilbar sind. Korpuskeln sind also keine Atome, da sie teilbar sind, darüber hinaus sind die Unterschiede aber gering. Auch die Korpuskularisten gehen davon aus, dass die Eigenschaften der Körper ausschließlich mit den primären Eigenschaften der Korpuskeln zu erklären sind. Diese Eigenschaften sind Größe, Gestalt und Bewegung und manchmal auch Oberflächenbeschaffenheit, Elastizität und Undurchdringlichkeit. Später führte ISAAC NEWTON (1642-1727) mit der Trägheit eine weitere wichtige primäre Eigenschaft der Korpuskel ein. Sekundäre Qualitäten wie Farbe, Geruch und Geschmack entstehen erst in der Wahrnehmung des Menschen. [HEIDELBERGER 1994, S. 11f]

ROBERT BOYLE (1621-1691), der als hervorragender Experimentator bekannt ist, wurde sowohl von GASSENDI als auch von DESCARTES stark beeinflusst und konnte „*sich nie so recht zwischen Atomismus und einem bloßen Korpuskularismus entscheiden*“ [HEIDELBERGER 1994, S. 13].



Abb. 4.4: ROBERT BOYLE, aus [STRUBE 1989]

Auch in Bezug auf die Frage, ob alle Atome von gleicher Art seien oder ob es viele verschiedene spezifische Atomarten gäbe, vertrat BOYLE im Laufe seines Lebens unterschiedliche Auffassungen [HEIDELBERGER 1994, S. 13f].

Bei einem berühmten Versuch, den ROBERT BOYLE im Jahr 1673 durchführte, verleitete ihn seine atomistische Auffassung jedoch zu einer falschen Deutung. In einem verschlossenen Kolben erhitzte er Blei oder Zinn. Dabei reagierte das Metall mit dem im Luftvolumen enthaltenen Sauerstoff zu dem entsprechenden Oxid („Verkalkung“). Vor der Reaktion hatte BOYLE den Kolben samt Inhalt ausgewogen. [JANSEN 1986] Er schrieb dazu:

„Das Metall wurde eineinviertel Stunden im Schmelzen gehalten, wie (da mich eine Gesellschaft von Besuchern hinderte, dabei zu sein) der Laborant bestätigte. Da ich das Glas nicht länger gefährden wollte, wurde es vom Feuer genommen und als es kalt war, das verschlossene Ende abgebrochen; aber ehe ich den Boden herausschneiden ließ ... wurden der Metallklumpen und der Kalk [Oxid] zusammen auf derselben Waage gewogen, und wir fanden, daß sich das Gewicht um dreiundzwanzig Gran und mehr [ca. 1,48 g] erhöht hatte, obwohl der ganze Kalk, den wir leicht trennen konnten, nachdem er allein gewogen wurde, nicht mehr als vier Skrupel oder achtzig Gran [5,1 g] ausmachte.“ (zitiert nach [TOUMIN 1970, S. 225])

Durch das Öffnen des Kolbens konnte für den nun im Oxid gebundenen Sauerstoff Raumluft in den Kolben nachströmen, wodurch insgesamt eine Gewichtszunahme des Kolbens zu verzeichnen war. Da die Chemiker dieser Zeit, Gase noch nicht in ihre Untersuchungen einbezogen, stellte BOYLE keinen Zusammenhang zwischen der

verbrauchten Luft und der Verkalkung des Metalls her. Er vermutete daher folgende Ursache für die Massenzunahme:

„Mein [...] Argument beruht auf der Anschauung des Leukipp, Demokrit und anderer hervorragender Atomisten des Altertums, die in unserer Zeit von durchaus nicht unbedeutenden Philosophen zu neuem Leben erweckt worden ist, daß nämlich unser Küchenfeuer, wie es die Chemiker benutzen, aus Scharen von kleinen, in rascher Bewegung befindlichen Körpern besteht, die infolge ihrer Kleinheit und Beweglichkeit die festesten Körper, selbst Glas, durchdringen können. Falls diese Anschauung richtig ist [...], ist es wohl keine widersinnige Vermutung, daß Mengen dieser feurigen Körperchen durch die Poren des Glases hindurchdringen und sich mit den Teilen des gemischten Körpers, auf den sie einwirken, verbinden können.“ [BOYLE 1929, S. 58f]

NICOLAS LÉMERY (1645-1715), ein Anhänger GASSENDIS, systematisierte die atomistischen Ansichten und entwickelte die Vorstellungen BOYLES weiter. Er führte die Wirkung der Stoffe auf die Gestalt ihrer Teilchen zurück. So stellte er sich vor, dass die Teilchen einer Säure Stacheln hätten, mit denen sie in die Poren von Metallen oder alkalischen Stoffen eindringen könnten [STRUBE 1999, S.112]. Die Stärke einer Säure hängt dann davon ab, wie groß und wie spitz diese Stacheln sind [CARRIER 1984, S. 95].

Diese Sichtweise zeigt noch einmal die Besonderheit des Atomismus bzw. Korpuskularismus im 17. Jahrhundert. Im Gegensatz zur Antike, in der der Schwerpunkt der Betrachtung eher philosophischer Natur war, geht es hier um die konkrete Erklärung chemischer und physikalischer Vorgänge. Dies geschieht auf rein mechanistische Weise, bei der die Form und die Oberflächen der Teilchen, mit denen sie aufeinander einwirken, der Ausgangspunkt sind. Bei der Argumentation mit konkreten Teilchen und beispielsweise den Häkchen auf ihrer Oberfläche, fällt dann auch kaum ins Gewicht, ob man die Teilchen für teilbare Korpuskeln oder für unteilbare Atome hält. Dabei erfolgt die *„Einrichtung der mikroskopischen Welt nach dem Muster der makroskopischen“* [CARRIER 1984, S. 95], wie die Vorstellung von Säuren, die im Makroskopischen bei Hautkontakt ein stechendes Gefühl hervorrufen, denen dann im Mikroskopischen Stacheln zugeschrieben werden, zeigt. [CARRIER 1984, S. 95]

Ab dem Ende des 17. Jahrhunderts hatte sich unter den Chemikern die Ansicht vom Aufbau der Materie aus festen, harten, undurchdringlichen und beweglichen Partikeln allgemein durchgesetzt. Diese Vorstellung bot zwar Erklärungsmöglichkeiten für gewisse Vorgänge wie das Auflösen der Metalle durch stachelbesetzte Säureteilchen, hatte aber *„kaum praktische Auswirkungen auf die Chemie“* [BROCK 1997, S. 84].

So erfolgte die Neudefinition des chemischen Elementes durch JOACHIM JUNGIUS (1587-1657), ohne dass dabei auf die Teilchenebene eingegangen wurde. Diese Definition wurde auch von ANTOINE LAURENT LAVOISIER (1743-1794) im Rahmen seiner Ausführungen, die die Phlogistontheorie widerlegten, übernommen und erlangte dadurch noch größere Verbreitung. Ein Element war demnach jeder Stoff, der auf chemischem Wege nicht zerlegt werden konnte. Mit diesem Elementverständnis, nach

dem beispielsweise Sauerstoff und Stickstoff und nicht mehr Wasser und Erde als Elemente betrachtet wurden, wurde die Lehre des ARISTOTELES endgültig überwunden. [BROCK 1997, S. 84]

Hatte die Chemie bis dahin hauptsächlich qualitative Veränderungen untersucht, beschäftigte die Chemiker im letzten Drittel des 18. Jahrhunderts die Frage nach den Mengenverhältnissen, in denen sich Stoffe miteinander verbinden. So untersuchte der Chemiker JEREMIAS RICHTER (1762-1807), der als Begründer der Stöchiometrie betrachtet werden kann, die Mengenverhältnisse, in denen Säuren und Basen miteinander reagieren. [BROCK 1997, S. 84f]

Er stellte fest, dass bei der Neutralisation einer bestimmten Menge einer bestimmten Säure, unterschiedlich große Mengen verschiedener Basen benötigt werden. Diese Mengen bezeichnete er als einander äquivalent. Die Untersuchung RICHTERS fand zunächst kaum Beachtung, bis CLAUDE LOUIS BERTHOLLET sie 1803 aufgriff, um sie anzugreifen. BERTHOLLET bezweifelte, dass Stoffe in konstanten Verhältnissen zu chemische Verbindungen zusammenträten. Vielmehr hinge die quantitative Zusammensetzung des Produktes von den eingesetzten Massen der Edukte ab. Hierin wurde ihm heftig durch JOSEPH LOUIS PROUST (1754-1826) widersprochen, der zeigen konnte, dass die Ergebnisse BERTHOLLETs nicht aussagekräftig seien. [STRUBE 1989, S. 156f]

In der Zeit von 1799-1802 formulierte PROUST das Gesetz von den konstanten Proportionen der Elemente bei chemischen Verbindungen. Das Gesetz von der Erhaltung der Masse war bereits 1756 von MICHAEL W. LOMONOSSOW aufgestellt worden und wurde von LAVOISIER 1774 als allgemeingültig vorausgesetzt. Vom Gesetz von der Erhaltung der Masse und dem Gesetz von den konstanten Proportionen ausgehend, wäre es JOHN DALTON (1766-1844) nun möglich gewesen, seine Atomhypothese induktiv abzuleiten. Er stellte sie jedoch unabhängig davon spekulativ auf und konnte damit später das Gesetz von den konstanten Proportionen bestätigen. [JANSEN 1990]

4.6 DALTON

4.6.1 Die Atomtheorie

Ursprünglich führte JOHN DALTON Untersuchungen zu physikalischen Eigenschaften von Gasen durch, wobei ihn die Frage beschäftigte, wieso sich unterschiedliche Gase unterschiedlich gut in Wasser lösen. DALTON vermutete, dass es einen Zusammenhang zwischen der Größe der Teilchen und ihrer Löslichkeit gebe. Die Masse der Teilchen wurde somit von Interesse, da DALTON die Größe der Teilchen mit Hilfe der Dichte und der Masse ($\text{Dichte} = \text{Masse} \cdot \text{Volumen}^{-1}$) berechnen wollte. [BROCK 1997, S. 91ff]

Durch die Beschäftigung mit dieser Problematik begann DALTON, sich Gedanken über die Beschaffenheit der Materieteilchen zu machen und stellte 1803 seine Atomtheorie auf, die er im 1808 erschienenen ersten Teil seines Werkes „*A New System of Chemical Philosophie*“ erläuterte [BROCK 1997, S. 86]. DALTON nahm an, dass die Atome kugelförmig und von einer Wärmehülle umgeben seien, deren Größe in den unterschiedlichen Aggregatzuständen unterschiedlich sei [STRUBE 1989, S. 158]. Weiterhin sah DALTON die Atome als unveränderbar an, was er folgendermaßen beschreibt:

„Die chemische Synthese und Analyse geht nicht weiter, als bis zur Trennung der Atome, und ihrer Wiedervereinigung. Keine Neuerschaffung oder Zerstörung liegt im Bereich chemischer Wirkung. Wir können ebensowohl versuchen, einen neuen Planeten dem Sonnensystem einzuverleiben, oder einen vorhandenen zu vernichten, als ein Atom Wasserstoff zu erschaffen oder zu zerstören“ [DALTON 1996, S. 16].

DALTON nahm an, dass jedes Element aus einer eigenen Atomsorte aufgebaut sei, die ein spezifisches Gewicht aufwies [STRUBE 1999, S. 158]. Dabei ging er davon aus, dass die unterschiedlichen Atomsorten nicht aus einem „*primären, homogenen Stoff*“ bestünden, sondern dass zwischen ihnen qualitative Unterschiede existierten [BROCK 1997, S. 89]. Auch die Bausteine von Verbindungen, die er als zusammengesetzte Atome bezeichnete [BROCK 1997, S. 86], betrachtete DALTON als untereinander gleich, wozu er aufgrund der folgenden Überlegung kam:

„Ob die letzten Theilchen eines Stoffes wie Wasser, alle gleich sind, d. h. von derselben Gestalt, demselben Gewicht etc. ist eine Frage von einiger Wichtigkeit. Aus dem, was wir wissen, haben wir keinen Grund, eine Verschiedenheit dieser Theile zu vermuthen: [...] Wären einige Wasserteilchen leichter als andere, und wird ein Theil der Flüssigkeit bei irgendeiner Gelegenheit von solchen leichteren Theilchen gebildet, so müssten sie das spezifische Gewicht des Wassers beeinflussen, ein Umstand, der nicht bekannt ist.“ [DALTON 1996, S. 15]

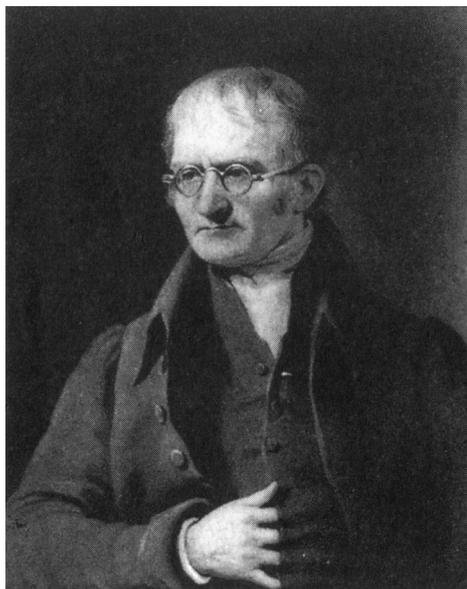


Abb. 4.5: JOHN DALTON, aus [STRUBE 1989]

Die Entstehung dieser einander gleichen Teilchen von Verbindungen erklärte DALTON durch die Zusammenlagerung von Atomen der Ausgangsstoffe *im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen* [STRUBE 1989, S. 158]. Dies war die entscheidende Neuerung von DALTONS Atomtheorie, da es ihm nun mit einigen zusätzlichen Annahmen möglich wurde, die relativen Massen der Atome zu berechnen [JANSEN 1990].

DALTON hatte keine Möglichkeit, die Verhältnisse der sich verbindenden Atome direkt zu ermitteln und nahm daher an, dass diese *so einfach wie möglich* seien. War beispielsweise nur eine Verbindung zwischen zwei Elementen bekannt, so ging er davon aus, dass sie binär sei, die Elemente sich also im Verhältnis 1:1 verbänden. Kannte man dagegen zwei verschiedene Verbindungen, sollte eine binär, die andere ternär sein, also ein Verhältnis von 1:2 vorliegen. Bei noch mehr bekannten Verbindungen wurde dies entsprechend fortgeführt. [STRUBE 1989, S. 158f]

Als Bezugseinheit für die Berechnung der spezifischen Gewichte der Atome wählte DALTON den Wasserstoff, das leichteste Element, und setzte die Atommasse eines Wasserstoffatoms gleich eins. Zusammen mit den Gewichtsanteilen, in denen sich die Elemente verbinden, konnte er nun die relativen Atommassen berechnen. DALTON begann dabei mit der Berechnung des Wasser, der einzigen Verbindung zwischen Wasserstoff und Sauerstoff, die damals bekannt war. [STRUBE 1989, S. 159]

Weil es nur diese Verbindung zu geben schien, nahm er an, dass es sich dabei um eine binäre und nicht um eine ternäre Verbindung handelt, also je ein Wasserstoffatom und ein Sauerstoffatom verbunden seien. Zunächst verwendete DALTON Analysen von LAVOISIER zur Wasserzusammensetzung von 1786, wonach dieses aus 15% Wasserstoff und 85% Sauerstoff bestand. Damit lässt sich ein spezifisches Atomgewicht von 5,7 für den Sauerstoff errechnen. Später verwendete DALTON auch eigene Analysen oder die anderer Wissenschaftler, vor allem die von GAY-LUSSAC und HUMBOLDT, wodurch sich immer etwas andere Atommassen für die Elemente ergaben. Mit der heute ermittelten Wasserzusammensetzung und dieser Berechnungsweise ergäbe sich ein Gewicht von 7,94 für den Sauerstoff. Weitere Atomgewichte, wie z.B. das des Kohlenstoffs, errechnete er auf vergleichbare Weise aus den spezifischen Gewichten von Wasserstoff und Sauerstoff. [JANSEN 1990]

Diese Vorgehensweise bei der Ermittlung der relativen Atommassen führte wegen einiger falscher Annahmen bezüglich der Zusammensetzung der Stoffe, wie hier bereits am Beispiel des Sauerstoffs deutlich wird, zu einer Reihe falscher Ergebnisse. Dennoch brachte sie für die Chemie viele neue Impulse, da nun die Berechnung von Atommassen überhaupt möglich wurde. Auch DALTON wusste, dass seine Annahme von der einfachsten Zusammensetzung der Verbindungen keine absolut sicheren Werte lieferte. Im zweiten Teil seines „*New System of Chemical Philosophie*“ von 1810 führte er aus, dass Wasser auch eine ternäre Verbindung sein könnte. Bei einer Verbindung von zwei Sauerstoffatomen mit einem Wasserstoffatom ergäbe sich dann eine Masse von 3,5 für ein Sauerstoffatom. Bei zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom dagegen 14. [BROCK 1997, S. 89f]

Zu den heutigen Atommassen liegen hier noch verhältnismäßig große Abweichungen vor. Erst JÖNS JAKOB BERZILIUS (1769-1859) entwickelte Analysemethoden, die zu sehr

genauen Atommassen führten. Da BERZELIUS zudem von der richtigen Formel für das Wasser ausging, kommen seine Atommassen den heutigen sehr nahe. So bestimmte er 1811 durch die Analyse des Wassers die atomare Masse des Wasserstoffs auf die Bezugsmasse 16 des Sauerstoffs zu 1,0617. Zu der Ansicht, dass Wasser eine ternäre Verbindung mit zwei Wasserstoffatomen ist, kam BERZELIUS anhand von Versuchsergebnissen von HUMBOLDT und GAY-LUSSAC bezüglich der Volumenverhältnisse, in denen sich Sauerstoff und Wasserstoff verbinden. Diese Ergebnisse interpretierte er zwar auf eine nicht zutreffende Weise, ging aber dennoch von der richtigen Zusammensetzung des Wassers aus. Die Reaktion von zwei Volumina Wasserstoff mit einem Volumen Sauerstoff zu zwei Volumina Wasserdampf erklärte BERZELIUS damit, dass die entstehenden Wassermoleküle doppelt so viel Platz einnehmen wie einzelne Atome. Tatsächlich liegen aber die Edukte dieser Reaktion bereits molekular vor, wodurch die doppelte Anzahl an Wassermolekülen wie von BERZELIUS angenommen entsteht. [JANSEN 1986]

DALTON erkannte bereits im Jahr 1804, dass seine Atomhypothese dazu geeignet war, das Gesetz von den konstanten Proportionen zu erklären, da beim Zusammentreten der Atome in ganzzahligen Verhältnissen selbstverständlich ihre Massen in einem bestimmten, konstanten Verhältnis zueinander stehen müssten. Bei der Untersuchung von Methan (CH_4) und Ethen (C_2H_4) entdeckte DALTON selbst das Gesetz von den multiplen Proportionen, welches durch die verschiedenen Verhältnisse, in denen die Atome zusammentreten können, sehr gut erklärt werden kann. [JANSEN 1990]

4.6.2 Symbolhafte Darstellung der Atome

DALTON entwickelte auch ein System, mit dem er die Atome symbolhaft darstellte. Für jedes Atom stand dabei ein Kreis, der ein Symbol enthielt. Für Wasserstoff nahm er beispielsweise einen Kreis mit einem Punkt in der Mitte, der Kreis für Sauerstoff blieb leer (siehe Abb. 4.6, Nr. 1 und Nr. 17).

Der Unterschied zu früheren, alchimistischen Symbolen, die für einen bestimmten Stoff standen, war, dass die Zeichen DALTONS auch eine quantitative Bedeutung hatten und jeweils ein Atom mit einem spezifischen Gewicht symbolisierten [STRUBE 1989, S. 162]. Verbindungen konnten dargestellt werden, indem mehrere Atomkreise aneinander gelegt wurden, wobei auch die Konstitution, die DALTON sich vorstellte, ersichtlich wird. Er ging bei Verbindungen von drei oder mehr Atomen davon aus, dass diese den größtmöglichen Abstand voneinander haben sollten. Hieran ist erkennbar, dass DALTON „ein dreidimensionales geometrisches Modell von Verbindungen im Sinn hatte“ [BROCK 1997, S. 91].

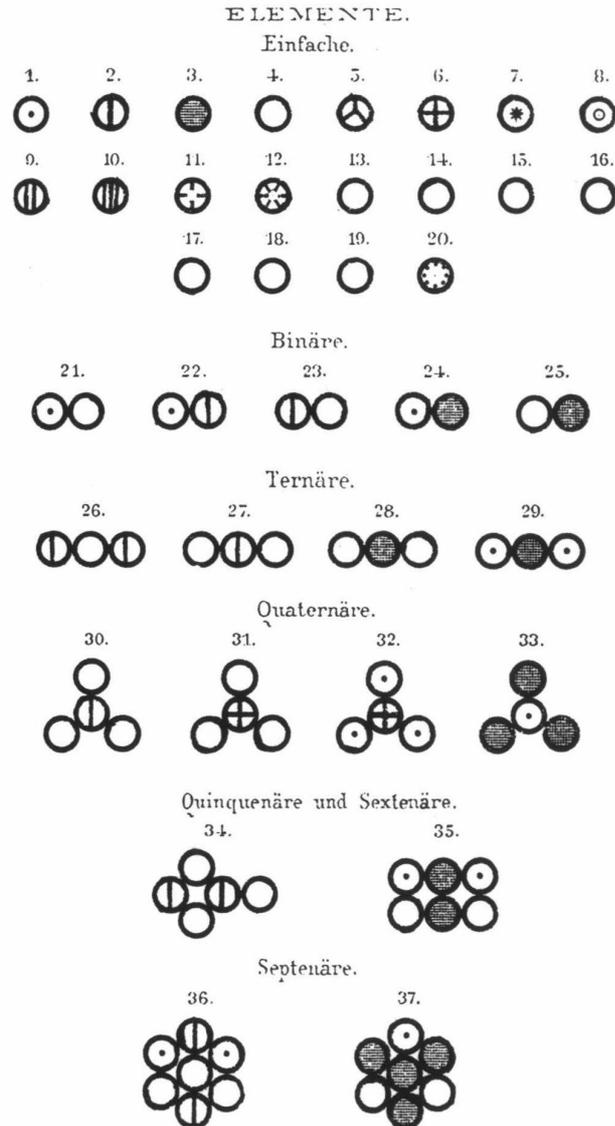


Abb. 4.6: DALTONS Elementsymbole, aus [DALTON 1996]

DALTONS Symbole setzten sich jedoch nicht durch. Sie wurden kurze Zeit später durch die Zeichensprache von BERZELIUS ersetzt, die heute noch gültig ist. Der Vorteil des Systems von BERZELIUS war vor allem, dass es nicht so hohe Druckkosten verursachte wie die Zeichen DALTONS. [STRUBE 1989, S. 162]

5 Der Einstieg ins Diskontinuumsdenken

Eines der zentralen Anliegen des Chemieunterrichtes in der Sekundarstufe I ist die Vermittlung der Vorstellung eines diskontinuierlichen Aufbaus der Materie. Die „Körnigkeit“ der Materie wird dabei den Schülern zunächst veranschaulicht, indem ein einfaches Teilchenmodell eingeführt wird. Hierbei bedient man sich des sogenannten Kugelteilchenmodells, das im Rahmen des Anfangsunterrichts zur Deutung von Aggregatzustandsänderungen, Lösungs- und Diffusionsphänomenen herangezogen wird.

5.1 Betrachtung herkömmlicher Vorgehensweisen

Gemäß dem Kugelteilchenmodell sind alle Stoffe aus kleinsten, nicht sichtbaren Teilchen aufgebaut. Weiterhin wird vereinfachend angenommen, dass sie die Form kleiner Kugeln haben. Alle Kugelteilchen eines Reinstoffes sind untereinander gleich [EISNER 1995, S. 50; JÄCKEL 1993, S. 23], während sich die Teilchen verschiedener Stoffe in Größe und Masse unterscheiden [EISNER 1995, S. 50]. Die Kugelteilchen befinden sich in Flüssigkeiten und Gasen zudem in ständiger Eigenbewegung und stoßen häufig zusammen [BLUME 1995, S. 126]. Zwischen den Teilchen befindet sich der leere Raum [EISNER 1995, S. 50]

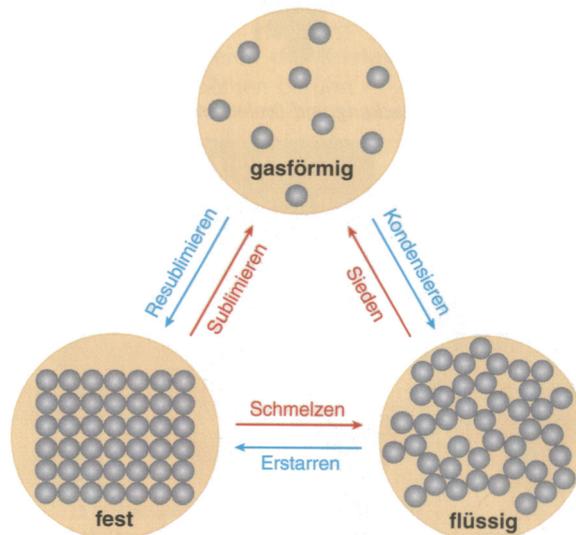


Abb. 5.1: Darstellung der Aggregatzustände im Kugelteilchenmodell [Asselborn 2001]

In diesem Modell wird nicht zwischen den verschiedenen Teilchenarten Atom, Molekül und Ion unterschieden. Erst später erfolgt mit der Behandlung der DALTONSchen Atomhypothese eine differenziertere Betrachtung des Aufbaus der Stoffe.

Mit diesem Kugelteilchenmodell können beispielsweise die Aggregatzustände wie in Abb. 5.1 visualisiert und gedeutet werden.

Einige Aspekte, die die Darstellung der Modellebene eines einfachen Teilchenmodells mit Hinblick auf den Übergang zum Atommodell betreffen, werden im Anschluss an dieses Kapitel näher beleuchtet.

Diese erste Einführung der Diskontinuumsebene war in den Rahmenrichtlinien des Landes Niedersachsen für Gymnasien für einen in Klasse 9 beginnenden Chemieunterricht mit 12 Stunden veranschlagt und nahm somit etwa 20 % der zur Verfügung stehenden Zeit in Anspruch. Hierbei stehen die Schüler jedoch vor einigen Schwierigkeiten, denn „*die Diskontinuität der Materie ist aus [ihrer] Sicht [...] eine wenig naheliegende Eigenschaft*“ [RRL-CHE 1994, S. 24]. Gerade dieser Schritt aber – der Übergang von der Kontinuums- auf die Diskontinuumsebene – ist im weiteren Unterrichtsgang unbedingt vonnöten und sollte daher für einen erfolgreichen Chemieunterricht von jedem Schüler geleistet werden.

Zur Einführung des Teilchenmodells werden im Unterricht zunächst Versuche eingesetzt, mit denen vorwiegend physikalisch-chemische Phänomene betrachtet werden. Hierzu zählen der Lösevorgang von Feststoffen, beispielsweise das Lösen eines Iod-Kristalls in Alkohol [JÄCKEL 1993, S. 23], das Verdampfen von Flüssigkeiten, zumeist Wasser [JÄCKEL 1993, S.27] und die BROWNSche Teilchenbewegung [BLUME 1995, S.124]. Es wird teilweise auch auf Diffusionsversuche eingegangen, bei denen die Diffusion von Farbstofflösungen durch Dialyseschläuche betrachtet wird (z.B. [JANSEN 1982, S. 18-27]).

Ein Versuch, der vielfach herangezogen wird, um die Diskontinuität experimentell zu verdeutlichen, ist die Mischung zweier definierter Volumina Ethanol und Wasser [EISNER 1995 S50; TAUSCH 1996, S. 14; FRÜHAUF 2002, S.23]. Hierbei wird nach der Mischung festgestellt, dass das Mischungsvolumen nicht der Summe der beiden Einzelvolumina von Wasser und Ethanol entspricht. Das geringere Gesamtvolumen wird nun darauf zurückgeführt, dass die kugelförmig angenommenen Teilchen des Wassers und des Alkohols unterschiedlich groß sind. In einem Modellexperiment soll dann eine Analogie auf der makroskopischen Ebene diesen Zusammenhang verdeutlichen. Hierbei werden Erbsen mit Senfkörnern (teilweise auch mit Reis) gemischt. Auch in diesem Falle ist die Summe der Einzelvolumina vor der Mischung größer als das Volumen eines Erbsen-Senfkorngemisches.

Im Modellexperiment ordnen sich die deutlich kleineren Senfkörner in die Lücken zwischen die Erbsen ein und somit ist eine bessere Raumauffüllung erreicht. Dieses Versuchsergebnis wird nun analog zur Deutung des Experimentes der Ethanol-Wasser-Mischung herangezogen.

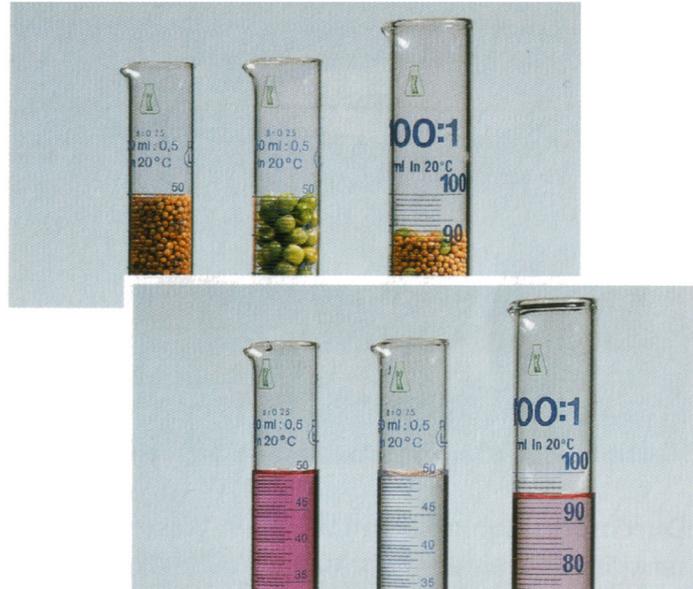


Abb. 5.2: Volumenkontraktion eines Ethanol-Wassergemisches und eines Erbsen-Senfkornmischungs [Frühauf 2002, S.23]

Eine solche Vorgehensweise ist in der didaktischen Literatur vielfach umstritten (vgl. z.B. [HÜTTNER 1996, KULLMAN 1994, MÜLLER 1995]). BUCK und OKAMIYA weisen darauf hin, dass eine solche Analogie unzulässig ist, da das Phänomen der Volumenkontraktion im Falle einer Ethanol-Wasser Mischung in erster Linie nicht durch die Teilchengröße bedingt ist, sondern dass die intermolekularen Wechselwirkungen hier die entscheidende Rolle spielen [BUCK 1982; OKAMIYA 1982]. OKAMIYA gibt ausdrücklich zu bedenken, dass beispielsweise der Mischvorgang von Aceton mit Hexan eine Volumenexpansion zur Folge hat, was durch Berufung auf die Teilchengröße kugeligter Teilchen nicht erklärbar ist. Eine solche Volumenexpansion lässt sich im Modellexperiment nur mit unterschiedlich geformten Teilchen erreichen. Es werden daher durch eine solche Vorgehensweise Erkenntnisse aus der makroskopischen Ebene unzulässigerweise auf die submikroskopische Ebene übertragen [OKAMIYA 1982]. Die Verwendung dieses Mischungsexperimentes ist also an dieser Stelle des Curriculums bedenklich, da den Lernenden eine zwar einsichtige, aber fachlich nicht zutreffende Anschauung vermittelt wird.

In einem in der neunten Jahrgangsstufe beginnenden Chemieunterricht kann sogar die absolute Größe der kleinsten Teilchen von Ölsäure mit dem sogenannten „Ölfleckversuch“ näherungsweise bestimmt werden. Dieses Ziel ist begrüßenswert, denn ein absoluter, wenn auch sehr kleiner, Zahlenwert ist für die Schüler weitaus einsichtiger als eine noch abstraktere Angabe wie zum Beispiel „so klein, dass man die Teilchen nicht einmal mit einem sehr guten Mikroskop sehen kann“. Verschiedene Autoren schlagen einen sehr ähnlichen Unterrichtsgang mit zum Teil identischen Versuchen vor (vgl. z.B. [FREIMANN 2001; FULL 1995; LANGENSIEPEN 1989]).

Beim Ölfleckversuch wird Ölsäure in einem Überschuss Benzin oder Heptan gelöst (Volumenverhältnis ca. 1:1000 bis 1:2000). Nachdem das Volumen eines einzelnen Tropfens dieser Lösung bestimmt wurde, wird ein Tropfen auf eine bestäubte Wasseroberfläche getropft. Die Ölsäure breitet sich nach Kontakt mit der Wasseroberfläche zu einer annähernd monomolekular dicken Schicht aus. Durch Bestimmung des Flächeninhaltes soll nun mit Hilfe des bekannten Volumens des Tropfens diese Schichtdicke bestimmt werden.

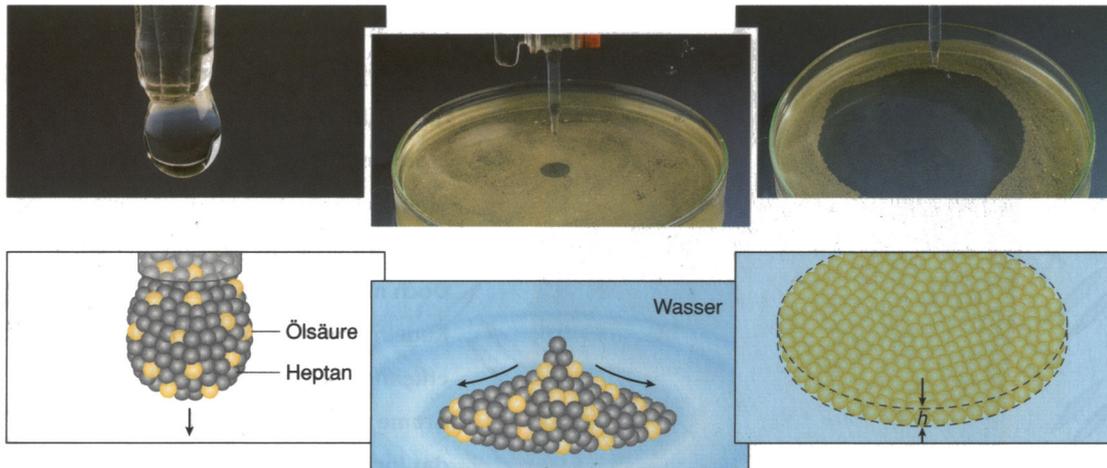


Abb. 5.3: Der Ölfleckversuch. Durchführung und modellhafte Darstellung [FRÜHAUF 2002, S.120]

Der so durchgeführte „Ölfleckversuch“ hat jedoch einige Schwächen. Zum einen wird für eine gelungene Auswertung verlangt, dass sich bei dem Versuch ein regelmäßiger geometrischer Körper wie ein Kreis oder ein Viereck auf der Wasseroberfläche ausbildet. Häufig ist dieses jedoch nicht der Fall, sondern es erscheint vielmehr eine unregelmäßige Sternfigur, mit der eine schülergemäße Auswertung nicht möglich ist. Auch wenn BRINKMANN zur besseren Ausbildung kreisförmiger Flecken eine variierte Versuchsdurchführung durch Auftropfen auf einen Schmierölfilm beschreibt [BRINKMANN 1983], wird der Versuch dadurch zunehmend komplexer. Vielen Schülern ist nicht unmittelbar einsichtig, dass das verwandte Lösungsmittel der Ölsäure trotz seines großen Überschusses vernachlässigt werden kann, da es als schnell verdampfendes Lösungsmittel nur der besseren Dosierbarkeit einer geringen Ölsäuremenge dient. Zum anderen werden die Lernenden zur Auswertung selbst mit einer für die 9. Klasse recht umfangreichen mathematischen Rechnung konfrontiert. Dabei wird ein mathematisches Verständnis für die Berechnung von Flächeninhalten von Kreisen und Volumina von Zylindern sowie damit einhergehender Potenzrechnung vorausgesetzt. Ist der Mathematikunterricht noch nicht an dieser Stelle angelangt, so muss die Herleitung der Formeln entweder im Chemieunterricht erfolgen, oder die Formeln müssen vom Lehrer vorgegeben werden, was in beiden Fällen ein Vorgriff von Materie des Mathematikunterrichts zur Folge hat. Auch die Rechnung selbst ist für viele Schüler der 9. Klasse uneinsichtig bzw. kompliziert, so dass die Gefahr besteht,

dass mehr Zeit für die Herleitung der Ergebnisse verwandt werden muss, als für eine anschließende Diskussion derselben.

Dies kann natürlich nicht im Sinne eines kritischen naturwissenschaftlichen Unterrichts sein, der die Schüler zum Nachdenken über ihre Umwelt und somit auch zum Einordnen gewonnener Erkenntnisse in einen größeren Kontext anleiten soll.

5.2 Hinführung zur Vorstellung der Diskontinuität durch das Konzept des „Molekularen Siebens“

Im Folgenden soll daher ein alternativer Weg aufgezeigt werden, der in einem experimentell angelegten Unterrichtsgang, die Lernenden den Übergang von der Kontinuums- zur Diskontinuumsvorstellung erschließen lässt und die Einführung eines einfachen Teilchenmodells (z.B. des Kugelteilchenmodells) ermöglicht. Um diese neue Vorstellungsebene Schülern nahe zu bringen, kann die Eigenschaft der Teilchengröße im Sinne eines einfachen Teilchenmodells Ausgangspunkt des experimentellen Ansatzes sein. Weiterhin soll in diesem Zusammenhang auch eine Einordnung der Größenordnung kleinster Reinstoffteilchen erfolgen können

Die Grundidee basiert hierbei auf dem Prinzip des Siebens, also auf einem den Schülern bereits aus dem Kindesalter geläufigen Verfahren zur Stofftrennung. Den Schülern ist bekannt, dass es möglich ist, durch ein Sieb große Körper von kleineren zu trennen. Auf dieses Grundprinzip wird zurückgegriffen, denn mit einem geeigneten Sieb ist es möglich, Teilchen verschiedener Stoffe hinsichtlich ihrer Größe zu unterscheiden, je nachdem, ob sie durch das Sieb hindurchfallen oder durch das Sieb zurückgehalten werden.

Der diskontinuierliche Aufbau der Materie soll dabei mit Hilfe von wässrigen Lösungen erarbeitet werden. In diesen homogenen Lösungen ist mit bloßem Auge nicht zu erkennen, dass sie immer noch Teilchen der gelösten Stoffe enthalten. Die Lösungen erscheinen also „kontinuierlich“. Als „Sieb“ dienen verschiedene Membranfolien, wie zum Beispiel Dialyseschläuche oder Filtereinsätze. Als gut geeignete, kostengünstige Alternative hat sich Einmachfolie erwiesen, die aus Cellophan besteht (vgl. Kapitel 12.1). Es ist allerdings zu beachten, dass diese Folien eher eine Schwammstruktur als die eines Siebes aufweisen. Das bedeutet, dass die Poren untereinander keine konstante Größe besitzen und die Porenkanäle nicht unbedingt in gerader Linie verlaufen (vgl. Abb. 5.4 und Abb. 5.5). Im Folgenden wird aber dennoch von einem „Sieb“ gesprochen.

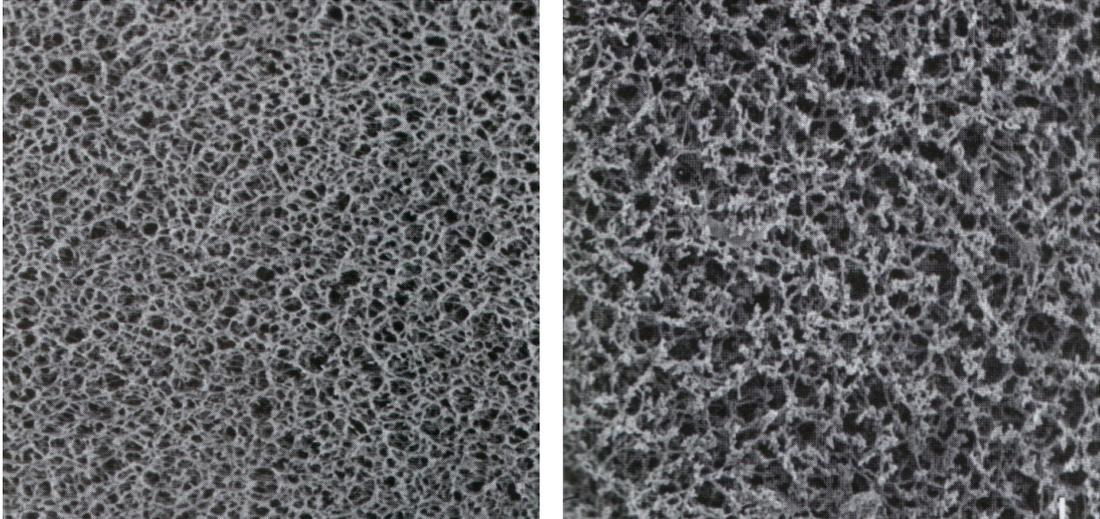


Abb. 5.4: Rasterelektronenmikroskop-(REM)-Aufnahmen von Celluloseacetat und Cellulosemischester ([SCHLEICHER&SCHUELL 2000])

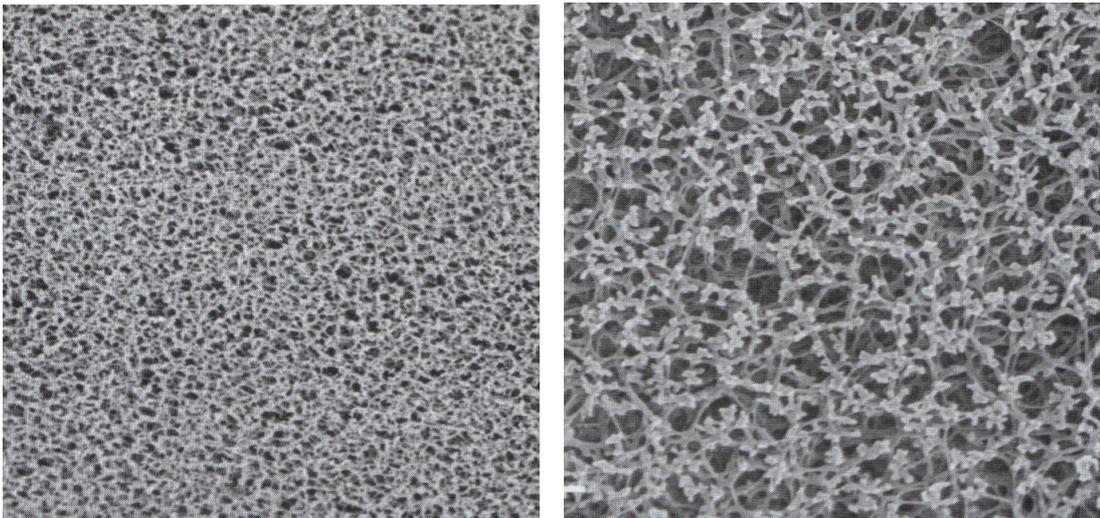


Abb. 5.5: Rasterelektronenmikroskop-(REM)-Aufnahmen von Cellulosenitrat ([SCHLEICHER&SCHUELL 2000])

Prinzipiell wurde dazu der in Abb. 5.6 dargestellte Versuchsaufbau gewählt. Die Versuchslösungen sind überwiegend Farbstofflösungen, denn diese haben den Vorteil, dass sie ohne Zugabe eines Indikators sofort für jeden sichtbar anzeigen, ob sie durch das Sieb zurückgehalten werden oder nicht. Damit kann man auf den Einsatz von Indikatoren, die den Schülern in dieser Phase des Unterrichts noch unbekannt sind, verzichten und vermeidet damit eine Überladung des Lernstoffs. Die Überlegungen der Schüler können somit auf das Wesentliche fokussiert werden, und eine Überlastung der Lernenden durch unnötig komplizierte Versuche wird vermieden.

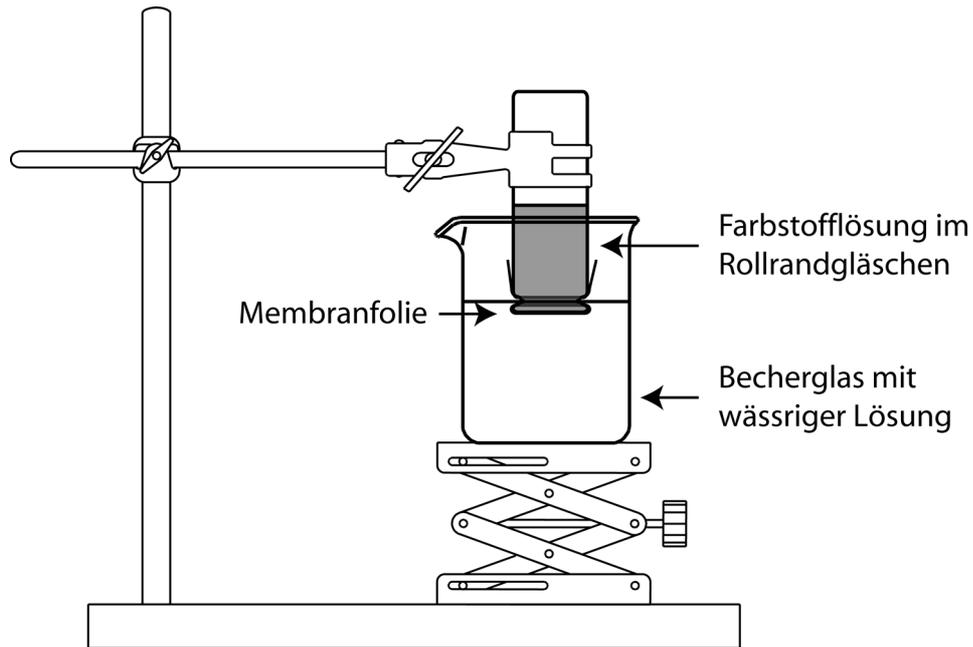


Abb. 5.6 : Versuchsaufbau zum molekularen Sieben

Durch die Auswahl geeigneter Farbstoffe kann man nun zeigen, dass es Stoffe gibt, die durch das Sieb vollständig zurückgehalten werden, während andere schon nach kurzer Zeit die Poren des „Siebes“ durchdringen und im unteren Becherglas sichtbar werden. Der Effekt könnte von manchen Lernenden möglicherweise auf die Farbe der Stoffe zurückgeführt werden, da die Farbe für viele Kinder eine „*merkwürdige Eigenexistenz*“ [PFUND 1982] führt. Die Farbigkeit ist demnach keine Stoffeigenschaft, sondern die Stoffe sind gefärbt. Die Farbe wird beim Lösen in Wasser gleichsam vom Stoff abgewaschen. Hier bietet sich also zudem eine Stelle im Unterricht an, diese Fehlinterpretation auszuräumen (vgl. dazu [PFUND 1982]).

Dieses ist in diesem Unterrichtsansatz durch Verwendung von Stoffen annähernd gleicher Farbe möglich. Diese Stoffe sind so zu wählen, dass einer durch das „Sieb“ zurückgehalten wird während der andere dieses passiert. Ein Beispiel hierfür ist die Gegenüberstellung von königsblauer Tinte (z.B. LAMY königsblaue Tinte) und dem blauen Iod-Stärke-Komplex (vgl. Abb. 5.7, siehe Versuche 12.1.5 und 12.1.6).

Im Unterricht könnte dieser Versuch als Schülerversuch durchgeführt werden, wobei sich eine Gruppenarbeit anbietet. Den Lernenden werden jeweils beide Farbstofflösungen ausgehändigt und der Versuchsaufbau gemäß Abb. 5.6 vorgestellt. Während des Experiments beobachten die Lernenden, dass die Tintenlösung die Membran durchdringt, während die Iod-Stärke-Lösung dieses nicht vermag. Die Iod-Stärke-Lösung sollte an dieser Stelle zweckmäßiger Weise nur als „blaue Farbstofflösung“ vorgestellt werden. Das ist gerechtfertigt, da die Lernenden trotz ihres ständigen Umgangs mit Tinte auch noch nicht wissen, woraus diese chemisch besteht.



Abb. 5.7: "Molekulares Sieben" von Tinte und Iod-Stärke-Komplexlösung

Hier gelangt die Vorstellung von der Kontinuität der Teilbarkeit der Materie an ihre Grenzen. Beide Lösungen erscheinen homogen, die Iod-Stärke-Lösung kann jedoch die Poren der Membran nicht durchdringen, da der Farbstoff „zu groß“ ist. Jetzt kann der Übergang zum Diskontinuum gelingen, denn diese Beobachtungen lassen sich nur dann befriedigend erklären, wenn man davon ausgeht, dass der Farbstoff aus kleinen Einheiten definierter Größe besteht, welche größer sind als die Poren der Membranen. Im Gegenzug kann für die Tintenlösung festgehalten werden, dass die Teilchen in dieser Lösung kleiner sein müssen. Es lässt sich somit festhalten, dass es trotz der analogen Erscheinung der beiden Farbstoffe in Lösung einen wesentlichen Unterschied zwischen beiden Farbstoffen zu geben scheint. Dieser besteht in dem unterschiedlichen Verhalten gegenüber dem eingesetzten „Sieb“. In Analogie zu makroskopischen Sieben muss auch hier ein Trennvorgang auf Basis der Größe stattgefunden haben, so dass das Konzept einer unendlichen Teilbarkeit versagt.

Im Unterricht lassen sich weitere Beispiele anschließen, in denen die Lernenden andere Farbstofflösungen auf die Größe ihrer Teilchen untersuchen können. So kann der Versuch mit einer Iod-Dextrin-Lösung wiederholt werden, die ein weiteres Beispiel für einen Stoff mit relativ großen Teilchen bietet, die die Membran nicht passieren. Mit verschiedenen Lebensmittelfarbstoffen, farbigen anorganischen Ionen (wie z.B. dem Permanganat-, oder dem Triiodidion) und Teefarbstoffen können weitere Stoffe vorgestellt werden, die die Membrane durchdringen (siehe Versuche 12.1.1 und 12.1.4-12.1.6, siehe Video 01). Somit kann der Einfluss der Farbe der Stoffe auf das Versuchsergebnis endgültig ausgeschlossen werden.

Als Abschluss kann gezeigt werden, dass es sogar möglich ist, eine grüne Farbstofflösung, so sie eine Mischfarbe aus einem gelben und einem blauen Farbstoff ist, zu entmischen. Hierzu wird Versuch 12.1.5.1 durchgeführt. Die Lernenden beobachten, dass der gelbe Farbstoff die Membranen durchdringt, während der blaue dieses nicht vermag. Die zurückgehaltene Lösung färbt sich somit zunehmend blauer. Die Auswertung stützt die Hypothese, dass die kleinsten Teilchen des gelben

Farbstoffs kleiner sind als die Poren der Membran, die kleinsten Teilchen des blauen größer.

An diese qualitativen Untersuchungen lässt sich nun eine quantitative Einordnung anschließen. Die Größenbestimmung der Teilchen der Stoffe kann an dieser Stelle allerdings nur über den Vergleich mit der vom Hersteller der Membranen angegebenen Porengröße geschehen. Es kommt so zu keiner direkten Größenermittlung. Bei den meisten Dialyseschläuchen ist die Porengröße als MWCO-Wert (Molecular Weight Cut Off) angegeben. Dieser Wert gibt an, ab welchem Molekulargewicht der Substanzen, 90% der Moleküle zurückgehalten werden [INTERNETSEITE d]. Die Größe der Poren berechnet sich hieraus nach einem nichtlinearen Schlüssel vgl. Tabelle 5.1 (nach [ROTH 2001]).

MWCO Dalton	Porengröße	
	(μm)	(\AA)
100.000	0,0100	100
50.000	0,0040	40
10.000	0,0025	25
5.000	0,0015	15

Tabelle 5.1: Ungefähre Zuordnung von MWCO-Wert zu Porengrößen einiger Beispielwerte nach [ROTH 2001]

Alternativ kann die ungefähre Größe der Versuchsstoffe zum Vergleich mit den experimentell gewonnenen Daten als Lehrerinformation in die Lerngruppe gegeben werden. Die Stoffe können somit klassifiziert und mit Tabellendaten verglichen werden. Der Verweis auf die in der Wissenschaft verwandten Methoden zur Größenbestimmung von Molekülen und Atomen (zum Beispiel Röntgenbeugung am Einkristall) ist für die Schüler des Anfangsunterrichtes von geringer Relevanz, da die Methoden noch nicht nachvollzogen werden können. Damit würde lediglich angemerkt, dass in der Wissenschaft andere Methoden als das Sieben angewandt werden.

Als Lernziel gelangen die Schüler zu der These, dass die Stoffe sich nicht beliebig oft in kleinere Einheiten zerlegen lassen und die kleinsten Einheiten unterschiedlicher Stoffe unterschiedlich groß sind.

Zusammenfassend ist festzuhalten, dass mit dem Konzept des „Molekularen Siebens“ das Problemfeld des Übergangs vom Kontinuum auf das Diskontinuum den Lernenden in besonderer Weise erschlossen werden kann. Durch die hier aufgezeigten Methoden können die Schüler durch Auswerten und Interpretieren der von ihnen selbst gemachten Beobachtungen zu dem Ergebnis kommen, dass die Materie aus kleinen, einheitlichen und vorgebildeten Teilchen aufgebaut ist. Es ist zu beachten, dass die Teilchen nach wie vor nicht direkt erfahrbar werden, da sie nicht „zu sehen“ sind. Die

Vorstellung eines diskontinuierlichen Aufbaus der Materie wird auch hier nur aus dem Versuchsergebnis abgeleitet.

Eine weitere Hilfe zur Veranschaulichung der Diskontinuumsvorstellung kann an dieser Stelle die Rastertunnelmikroskopie bieten, welche im Zusammenhang mit der Einführung der DALTONSchen Atommodellvorstellung ebenfalls zur Veranschaulichung herangezogen werden kann. [EILKS 2001c; WENCK 1993]

5.2.1 Anmerkungen zu Einsatzmöglichkeiten der experimentellen Vorgehensweise in weiteren Themenfeldern

Mit dem in Abb. 5.6 vorgestellten Versuchsaufbau lassen sich eine Reihe weiterer Experimente durchführen. Die ausführlichen Versuchsbeschreibungen sind in Abschnitt 12.1 angegeben. Diese weiteren in Kapitel 12.1 vorgestellten Experimente lassen sich auch an anderer Stelle, zum Teil auch erst in der Sekundarstufe II in den Unterricht eingliedern. Der Versuch 12.1.2 bei dem eine Natronlauge in mit Universalindikator gefärbte stark verdünnte Salzsäure fließt, eignet sich zur Veranschaulichung des pH-Gradienten (vgl. Video 02). Versuch 12.1.3, bei dem mit Farbstoff gefärbte Aceton- bzw. Ethanolösungen über Wasser geschichtet werden, bietet eine Möglichkeit zu zeigen, dass die Dichten von Aceton und Ethanol geringer als die von Wasser sind und sich somit auch Wasser und Aceton bzw. Ethanol unter bestimmten Voraussetzungen nur sehr langsam miteinander vermischen (siehe Video 03). So kann auf die Dichteunterschiede der Stoffe eingegangen werden. Darüber hinaus eignet sich Versuch 12.1.2 wegen seiner Ästhetik auch als Showversuch, um den „Zauber der Chemie“ vorzustellen.

Neben der Eignung für den Chemieanfangsunterricht sowohl an Gymnasien wie auch an Real- und Hauptschulen bietet sich das Thema ebenfalls für den Sachunterricht der Grund- und Sonderschule an. Auch im Sachunterricht sollen den Lernenden Grundkenntnisse in Naturwissenschaften, also auch in Chemie, vermittelt werden. An der Universität Oldenburg wurde dazu im Rahmen des CHEMOL-Projektes ein Konzept entwickelt, in dem auch das Thema des „Molekularen Siebens“ Anwendung findet. Die wiederholte Erarbeitung des Themengebietes mit Grundschulkindern legt die Vermutung nahe, dass Lernende auf der Basis dieses Konzeptes sogar in dieser frühen Entwicklungsphase einen ersten Schritt hin zur Theorie des Diskontinuums machen können.

5.2.2 Fachliche Hintergründe zum „Molekularen Sieben“

Wie oben dargelegt, soll mit Hilfe der Membranen einerseits der Übergang vom Kontinuum zum Diskontinuum erarbeitet werden, andererseits die Tatsache, dass die kleinsten Teilchen verschiedener Stoffe unterschiedlich groß sind. Hier könnte man

prinzipiell auf zwei verschiedene Arten vorgehen, indem entweder die Porenweite des „Siebes“, also der Membranen, verändert wird oder die Größe der Stoffe variiert wird. Da die Porenweite der Membranen im submikroskopischen Bereich nicht mehr fein genug zu differenzieren ist, wurde mit Molekülen unterschiedlicher Größe gearbeitet. Die Durchlässigkeit der Membran für ein Molekül hängt in der Regel von zwei Faktoren ab. Einerseits ist die Größe der Poren der Membran relativ zur Größe der durchzulassenden Substanz entscheidend, andererseits können Ladungsträger, sowohl an den äußeren Enden der Membran als evtl. vorhandene Ladungen der Stoffe eine Rolle spielen. Sind die äußeren Membranenden und die Stoffe gleich geladen, so ist von einer Abstoßung derselben auszugehen. Diesen Effekt macht man sich zum Beispiel beim Membranverfahren in der Chlor-Alkalielektrolyse ([JANSEN 1994]) oder bei der PEM-Brennstoffzelle, einer speziellen Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle, zu Nutze ([Huntemann 2001a]). Aufgrund der Experimente, die sowohl mit negativ geladenen als auch mit positiv geladenen Ionen durchgeführt wurden, ist davon auszugehen, dass die hier verwendeten Membranen für Ionen jeglicher Ladung durchlässig sind (vgl. Kap 12.1). Die Fähigkeit zur Durchlässigkeit eines Stoffes hängt demnach nur von dessen Größe relativ zur Porengröße der Membran ab.

Als Membranen wurde zum einen Dialyseschlauch der Firma MEDICELL International Ltd. benutzt – Sorte Dialysis Tubing-Visking, Size 3 – der eine deklarierte Porengröße von ca. 2,7-2,8 nm hat. Diesen Wert errechnet man aus dem angegebenen MWCO-Wert von 12000-14000 Dalton nach dem in Tabelle 5.1 angegebenen Schlüssel. Zum anderen wurde Einmachfolie der Firma DETI (DETI Qualitätsprodukte, 74909 Meckesheim, Art.-Nr.: 5050) aus Cellophan verwendet, die in allen Fällen die gleichen Versuchsergebnisse gezeigt hat, so dass davon ausgegangen werden kann, dass sich die Porengrößen in etwa entsprechen. Das Cellophan der Einmachfolie besteht aus Cellulosexanthogenat, dem Natriumsalz des Esters von Cellulose mit der Dithiokohlensäure (vgl. Abb. 5.8, [INTERNETSEITE b]).

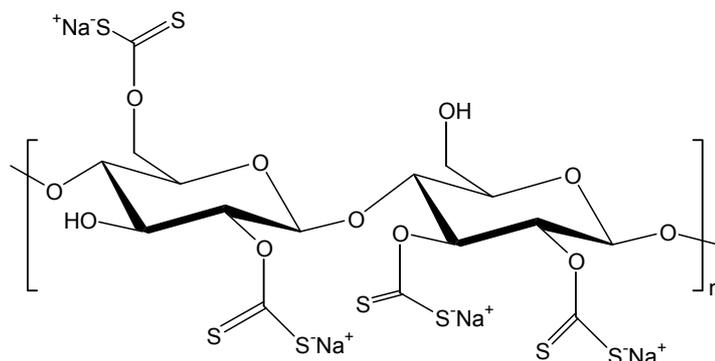


Abb. 5.8: Struktur von Cellulosexanthogenat (Cellophan)

In der Industrie werden sehr viele Membranen aus Celluloseestern verwendet, da die faserige Struktur der Cellulose eine Schwammstruktur ergibt, ohne dass die Folie nachträglich behandelt werden muss (vgl. Abb. 5.4 und Abb. 5.5, siehe auch [SCHLEICHER&SCHUELL 2000]) Des weiteren wurden verschiedene handelsübliche

Folien getestet, so zum Beispiel Backpapier, Bratschlauch, Mikrowellenfolie, Frischhaltefolie, o.ä.. Außer dem Backpapier, das ein sehr ähnliches Verhalten wie die beiden oben beschriebenen Membranen aufweist, zeigen die anderen Folien jedoch überhaupt keine Durchlässigkeit für eine der Substanzen und wurden deshalb nicht weiter verwendet. Das Backpapier wurde nicht weiter benutzt, da es durch den ständigen Kontakt mit Flüssigkeit sehr stark aufweicht. Für kurze Verwendungszeiten ist es aber prinzipiell geeignet.

Aufgrund des sehr ähnlichen Verhaltens von Dialyseschlauch und Einmachfolien in den Experimenten kann auch eine ähnliche Struktur der beiden Membranen angenommen werden. Weiterhin können durch die für den Dialyseschlauch angegebene Porengröße Rückschlüsse gezogen werden, welche Ionen und Moleküle die Poren durchdringen können und welche nicht, woraus auch Vorhersagen für die Einmachfolie getroffen werden können. Bei allen von uns getesteten Ionen haben wir Durchtritt durch die Membran feststellen können (vgl. Versuche 12.1.1 und 12.1.2, siehe Video 01), so dass die Größe der Ionen also als kleiner als die angegebenen Porenweiten angenommen werden kann. Hierbei wurden im Falle der anorganischen Farbstoffe jeweils konzentrierte Lösungen von Kaliumpermanganat, Kaliumdichromat oder Kaliumtriiodid verwandt, um eine möglichst hohe Farbintensität zu erhalten. Bei den Säuren und Laugen wurden hingegen nur verdünnte Lösungen verwandt, um die Membranen nicht anzugreifen. Die Färbung erfolgt hier durch einen Indikator.

Eine Berechnung der Ionengrößen nach MÜLLER und SHANNON ([MÜLLER 1996], [SHANNON 1976]) bestätigt die Versuchsergebnisse, wenn man die berechneten Werte mit der Größenangabe für die Porengröße vergleicht (vgl. Tabelle 5.2). Ein möglicher Einfluss der Hydrathülle der Ionen wird hierbei nicht berücksichtigt.

Ion	Größe ohne Hydrathülle
MnO_4^-	0,330 nm
CrO_4^{2-}	0,332 nm
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	0,664 nm
H_3O^+	0,198 nm
OH^-	0,132 nm
I_3^-	0,418 nm
I^-	0,220 nm
Cl^-	0,181 nm

Tabelle 5.2: Ionengrößen, berechnet nach ([MÜLLER 1996] und [SHANNON 1976])

Auch die getesteten organischen Farbstoffe (z.B. acetonische Malachitgrünlösung, ethanolische Methylrotlösung, wässrige Lösungen von Lebensmittelfarben, wie Patentblau V oder Chinolingelb) die ebenfalls alle Durchlässigkeit zeigen (vgl. Versuche 12.1.3 und 12.1.4), können anhand ihrer Größe eingeschätzt werden und die Versuchsergebnisse so nachträglich bestätigt werden. In Abb. 5.9, Abb. 5.10 und Abb.

5.12 sind einige Moleküle mit ihren ungefähren Radien verzeichnet, wobei die Hydrathülle auch hier vernachlässigt wurde. Hierbei erfolgte die Größenberechnung mit dem Programm Chem3D der Firma Cambridge Software. Sie ergibt keinen exakten Wert, die errechneten Werte stimmen jedoch mit den experimentell gemachten Beobachtungen gut überein.

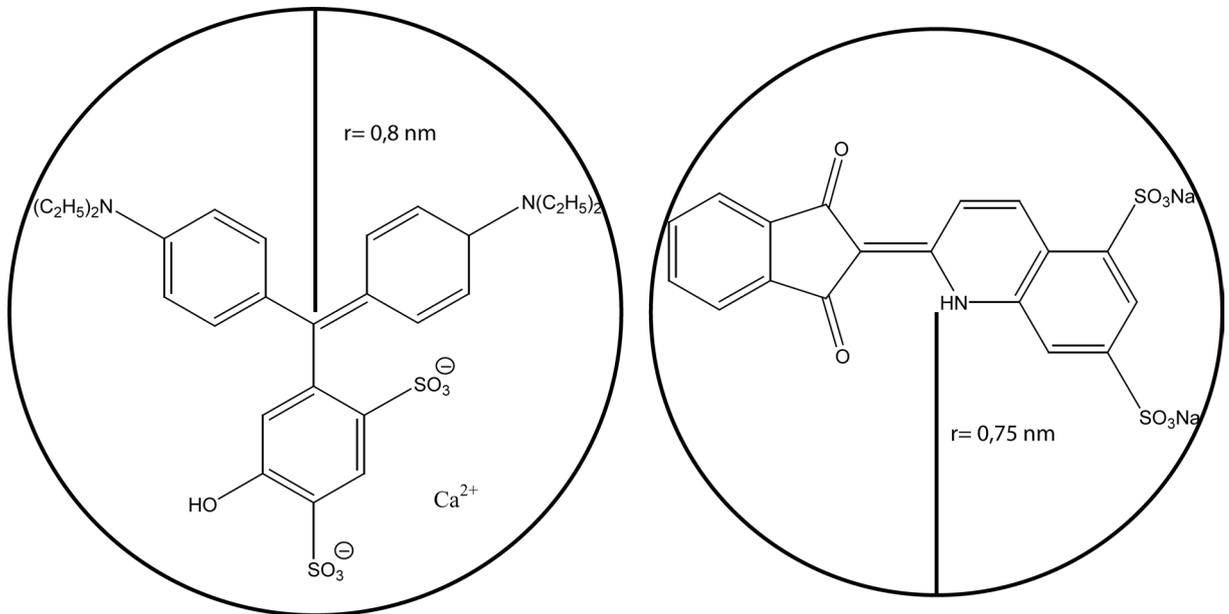


Abb. 5.9: Patentblau V, Moleküldurchmesser max. 1,6 nm (links); Chinolingelb, Moleküldurchmesser max. 1,5 nm (rechts)

Man erkennt, dass die organischen Farbstoffmoleküle alle in einem Größenbereich liegen, der jedoch noch um den Faktor 2 unter der maximalen Größe der Poren der Membran liegt. Natürlich spiegelt die zweidimensionale Darstellung in Abb. 5.9, Abb. 5.10 und Abb. 5.12 nicht die Realität wider. Da die Farbstoffmoleküle aber ein großes System delocalisierter π -Elektronen aufweisen, sind diese Moleküle alle relativ starr und im Prinzip nur zweidimensional. Die Ausdehnung in der dritten Dimension kann vernachlässigt werden und man kann davon ausgehen, dass die Wirklichkeit durch die zweidimensionale Darstellung zumindest zufriedenstellend dargestellt wird. Man kann also annehmen, dass die Farbstoffmoleküle kleiner sind als die Poren der Membranen, so dass insgesamt die Durchlässigkeit der Membranen für diese Moleküle nicht verwundert.

In einem weiteren Versuch können verschiedene „Haushaltsfarbstoffe“ wie Tees (z.B. Hagebuttentee, grüner Tee, Pfefferminztee, schwarzer Tee), oder Tinte (z.B. LAMY) untersucht werden (siehe Versuch 12.1.6). Hierbei ist auffällig, dass die Teefarbstoffe nur sehr langsam durch die Membran hindurchdiffundieren. Ein Größenvergleich von Molekül und Porenweite liefert hier eine mögliche Erklärung. So hat das für die rote Farbe von Hagebuttentee verantwortliche Lycopin einen Moleküldurchmesser von etwa 3,0 nm, liegt somit also genau in der Größenordnung der Membranporen (vgl. Abb. 5.10). Eine Diffusion kann daher nur recht langsam vonstatten gehen, da die Moleküle

für einige der Poren schon zu groß sind. Allerdings geht aus der Abbildung auch hervor, dass das Molekül in der zweiten Dimension einen sehr viel geringeren Durchmesser besitzt. Durch Rotation um die Einfachbindungen sollte es demnach möglich sein, dass das Molekül langsam durch die Porenkanäle der Membran hindurchdiffundieren kann. Eine weitere Erklärungsmöglichkeit stellt der unter 5.2.2.1 erläuterte Einfluss des molaren Extinktionskoeffizienten auf die Sichtbarkeit dar .

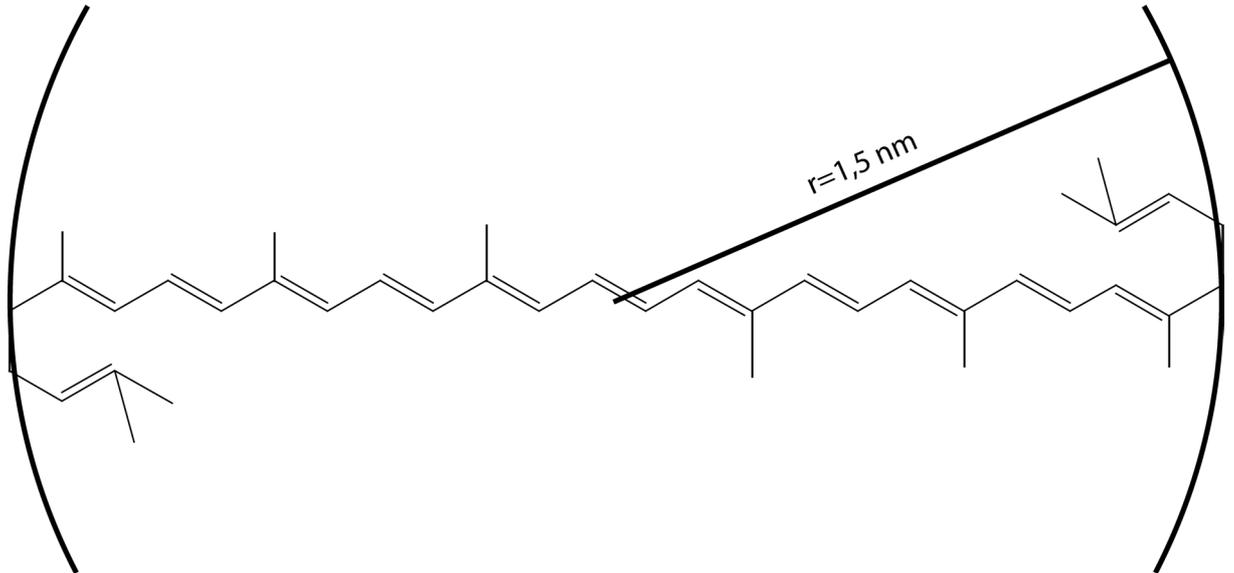


Abb. 5.10: Lycopin-Molekül, Moleküldurchmesser max. 3,0 nm

All diesen Farbstoffen stehen die Iod-Stärke-Komplexe gegenüber, denn sie werden von den Membranen zurückgehalten. Bei den Komplexen handelt es sich um Einschlussverbindungen, wobei sich Polyiodidanionen, in der Regel I_5^- -Ionen, in die Stärke-Helix der Amylose einlagern (vgl. Abb. 5.11).

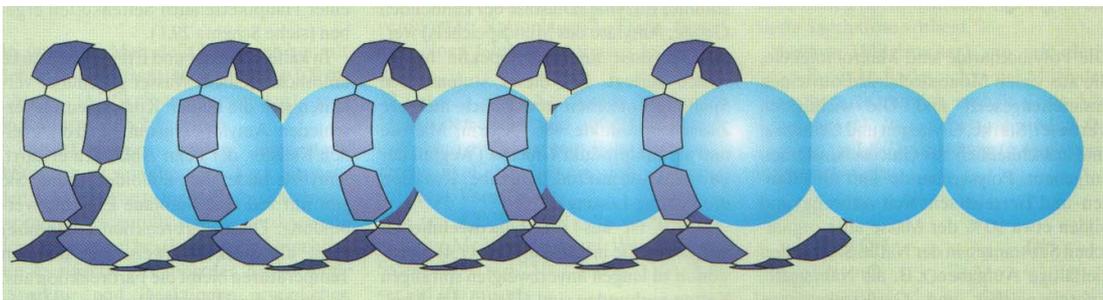


Abb. 5.11: Schematische Darstellung des Iod-Stärke-Komplexes: Die I_5^- -Ionen (hellblau) lagern sich in die Amylosehelix (violett) der Stärke ein, nach [LIENING 1993, S. 30]

Stärke selbst besteht aus Molekülen mit zum Teil mehreren hunderttausend Atomen. Daher sind Stärkemoleküle natürlich beträchtlich größer als die Farbstoffmoleküle. So bestehen die Hauptbestandteile der Stärke, Amylose und Amylopektin, aus etwa

300 - 1200 bzw. aus etwa 1500 - 12000 Glucoseeinheiten ([FALBE 1995]). Ein Glucosemolekül besitzt einen Moleküldurchmesser von ca. 0,7 nm (vgl. Abb. 5.12). Hier ist eine gewisse Starrheit des Moleküls durch die Ringstruktur gegeben. Es wäre allerdings falsch, den Größenwert eines Glucosemoleküls mit der Anzahl derselben zu multiplizieren, um auf die Größe der Stärkemoleküle zu kommen, da die Stärkemoleküle zum Teil stark verzweigt (Amylopektin) (vgl. Abb. 5.13) bzw. in Form einer Helix (Amylose) „aufgewickelt“ sind.

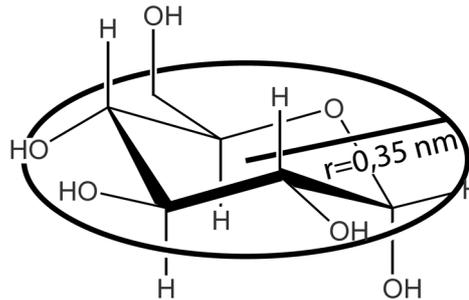


Abb. 5.12: α -D-Glucosemolekül, max. Moleküldurchmesser ca. 0,7 nm

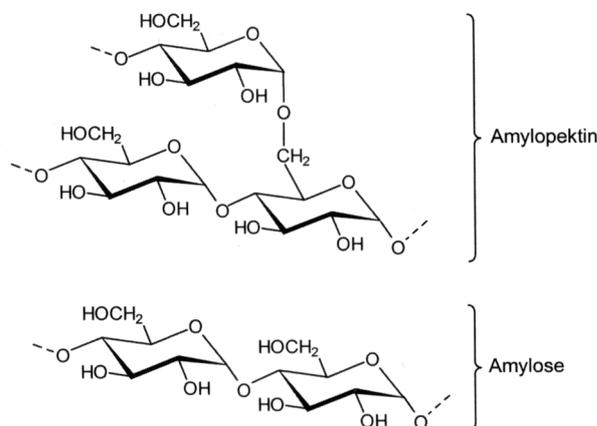


Abb. 5.13: Verzweigte Struktur von Amylopektin in Gegenüberstellung zu Amylose [GDCh 2003]

Dennoch kann man die Größenordnung zufriedenstellend abschätzen und gelangt auf jeden Fall auf einen größeren Wert als die maximale Porengröße der Membranen. Beim Iod-Dextrin-Komplex verhält es sich ähnlich, da Dextrine die ersten Abbauprodukte der Stärke sind, also Kohlenwasserstoffe etwas kürzerer Kettenlänge (ungefähr 20 – 250 Glucosemoleküle [FALBE 1995]). Die Einschlussverbindungen sind im Falle des Iod-Stärke-Komplexes intensiv blau gefärbt, im Falle des Iod-Dextrin-Komplexes je nach Abbaugrad des Dextrins entweder ebenfalls blau, rot bis braun oder, bei sehr kurzen Dextrinbruchstücken, farblos. Das verwendete Dextrin der Firma Merck ergab rot gefärbte Komplexe.

Interessant für das oben beschriebene Unterrichtskonzept ist die Tatsache, dass man durch Übertitrieren einer Iod-Stärke-Lösung mit weiterer Triiodidlösung eine grüne Lösung erhalten kann, da sich die gelbbraune Farbe der Triiodidionen mit der blauen Farbe des Iod-Stärke-Komplexes zu grün vermischt. Die Triiodidionen sind aber, wie oben schon vermerkt, so klein, dass sie durch die Poren der Membranen hindurchpassen, während die Iod-Stärke-Moleküle dieses nicht vermögen. Durch den hier vorgeschlagenen Versuchsaufbau (vgl. Versuch 12.1.5.1) ist es demnach möglich, dieses Gemisch zu entfärben, wobei allerdings eine völlige Entfärbung aufgrund des Verteilungsgleichgewichtes nicht erreicht wird. Der Versuch zeigt aber zufriedenstellende Ergebnisse.

5.2.2.1 Einfluss des molaren Extinktionskoeffizienten auf die Beobachtungen

Abschließend soll noch das Phänomen erörtert werden, dass sich bei genauerer Betrachtung der Experimente „Versuche mit organischen Farbstoffen“ (vgl. Versuch 12.1.3) und „Versuche mit Lebensmittelfarbstoffen“ (vgl. Versuch 12.1.4) ergibt. Gibt man eine handelsübliche Lebensmittelfarbstofflösung wie bei Versuch 12.1.4 in das Rollrandgläschen, so erkennt man zunächst keinen Durchtritt des Farbstoffs durch die Membran. Erst nach längerer Zeit nimmt man eine schwache Färbung der Lösung im Becherglas wahr. Füllt man hingegen eine Lösung des reinen Farbstoffs in hoher Konzentration wie bei Versuch 12.1.3 in das Rollrandgläschen, so sieht man schon nach kurzer Zeit deutlich Schlieren von der Membran herabsinken. Diese unterschiedlichen Ergebnisse bei Verwendung desselben Farbstoffs können zunächst zu einer falschen Interpretation der Versuchsergebnisse führen, wenn man das Experiment 12.1.4 zu früh abbricht.

Eine mögliche Erklärung für dieses Phänomen liefert die Theorie der Lichtdurchlässigkeit von Farbstofflösungen, die ihre Anwendung in der auch im Unterricht zu behandelnden Photometrie findet (vgl. [JANSEN 1984b, S. 49-51]). Nach dieser Theorie wird ein Teil des Lichtes, welches man durch eine Farbstofflösung schickt, absorbiert. Schickt man einen weißen Lichtstrahl durch die Lösung, so ergibt sich also die Farbe der Lösung als Differenz der weißen Anteile minus der absorbierten Anteile. Bei einer blau erscheinenden Lösung werden also alle Anteile des weißen Lichts außer dem Blauen absorbiert. Die Intensität der Farbe hängt dabei von der Konzentration der Lösung ab. Den Quotienten von hindurchgelassener Lichtintensität I und eingestrahelter Intensität I_0 bezeichnet man als Durchlässigkeit D , also

$$D = \frac{I}{I_0}.$$

Das Verhältnis des Intensitätsverlustes zur Ausgangsintensität bezeichnet man als Absorption A :

$$A = \frac{I_0 - I}{I_0}$$

Somit ergibt sich: $A + D = 1$.

Von der Konzentration des Farbstoffes ist die Extinktion der Lösung abhängig, wobei der Zusammenhang

$E = \epsilon \cdot c \cdot d$ (Lambert-Beersches Gesetz)

besteht, wobei ϵ der molare, stoffspezifische Extinktionskoeffizient, c die Konzentration und d die Schichtdicke der Probe ist.

Zwischen der Extinktion E und der Durchlässigkeit D besteht ein logarithmischer Zusammenhang:

$$E = -\log D.$$

Die Lichtdurchlässigkeit einer Farbstofflösung hängt also im Wesentlichen von der Konzentration des Farbstoffs und einer stoffspezifischen Konstante ab; Abb. 5.14 verdeutlicht dieses.

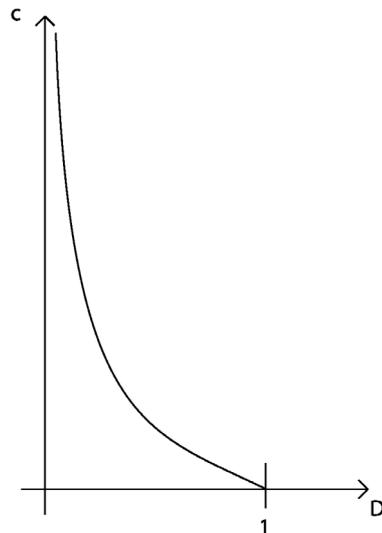


Abb. 5.14: Durchlässigkeits-Konzentrationsdiagramm (Skizze) zur Verdeutlichung des Lambert-Beerschen Gesetzes

Aus dem Graphen wird ersichtlich, dass bei einer hohen Durchlässigkeit ($D \approx 1$) die Konzentration des Farbstoffs nahe Null liegt. Sinkt die Lichtdurchlässigkeit ihrerseits gegen Null hin ab – steigt also die Farbintensität der Lösung an –, so steigt die Konzentration der Lösung exponentiell an. Bei den Versuchen zum „Molekularen Sieben“ hängt also die Sichtbarkeit der Farbstoffschlieren exponentiell vom Produkt der Anzahl der sie bildenden Teilchen (also von der Konzentration der Farbstoffmoleküle, die die Membran durchdringen) und dem molaren Extinktionskoeffizienten des verwendeten Farbstoffs ab.

Die Anzahl der Teilchen, die die Membran durchdringen, hängt nun ihrerseits von der Wahrscheinlichkeit ab, mit der ein Farbstoffmolekül auf die Poren der Membran trifft. Die Wahrscheinlichkeit steigt linear mit der Erhöhung der Konzentration des Farbstoffs im Rollrandgläschen an. Daher nimmt bei einer Erhöhung der Konzentration des Farbstoffs im Rollrandgläschen um einen bestimmten Faktor die Auftreffwahrscheinlichkeit um denselben Faktor zu. Die Intensität und damit die Sichtbarkeit der Schlieren hängen also von einem exponentiellen Faktor, der Konzentration des schlierenbildenden Farbstoffs, ab. Die Konzentration hat wiederum einen linearen Zusammenhang mit der Auftreffwahrscheinlichkeit der Moleküle auf die Membranporen, also der Ausgangskonzentration des Farbstoffs im Rollrandgläschen.

Dies führt dazu, dass man zwei Lösungen von verschiedenen Farbstoffen nicht miteinander vergleichen kann. Dies sei am Beispiel einer KMnO_4 -Lösung der Konzentration $c(\text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ und einer Patentblaulösung der Konzentration $c(\text{Patenblau}) = 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ verdeutlicht. Da beide Stoffe einen unterschiedlichen molaren Extinktionskoeffizienten haben, erscheinen die beiden Lösungen etwa gleich intensiv. Trotzdem beobachtet man in einem „Siebversuch“, dass die KMnO_4 -Lösung sofort unter Schlierenbildung in das Becherglas herabsinkt, während man bei der Patentblaulösung erst nach einiger Zeit eine schwache Blaufärbung im Becherglas erkennt. Dies liegt daran, dass die Auftreffwahrscheinlichkeit der Moleküle der beiden Stoffe auf die Membran um den Faktor 1000 verschieden ist. Pro Zeiteinheit diffundieren also ungefähr 1000 mal mehr Kaliumpermanganatmoleküle durch die Membran. Da die Sichtbarkeit der Schlieren aber exponentiell von der Anzahl der die Membran durchdringenden Moleküle abhängt, sind die Schlieren bei der Patentblaulösung nicht zu erkennen, obwohl der molare Extinktionskoeffizient von Patentblau größer ist als der von Kaliumpermanganat.

Der umgekehrte Fall ergibt sich, wenn man die Anfangskonzentrationen beider Lösungen etwa gleich wählt, zum Beispiel $c(\text{KMnO}_4) = c(\text{Patentblau}) = 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. In diesem Fall ist die Auftreffwahrscheinlichkeit für die Moleküle beider Lösungen auf die Membran gleich groß. Die Lösung von Patentblau erscheint aber viel farbintensiver, da der molare Extinktionskoeffizient von Patentblau größer als der von Kaliumpermanganat ist. Somit sind in diesem Fall die Schlieren der Patentblaulösung deutlicher zu erkennen, da eine gleiche Anzahl Moleküle von Patentblau intensiver färbt als Moleküle von Kaliumpermanganat.

Die beiden Farbstoffe sind also nicht miteinander zu vergleichen, da die Anzahl der Teilchen, die die Membran durchdringen, linear von der Auftreffwahrscheinlichkeit abhängt. Die Anzahl bestimmt aber schließlich zusammen mit dem molaren Extinktionskoeffizienten die Farbintensität und damit die Erkennbarkeit der Schlieren.

Die in den Experimenten gemachten Beobachtungen stimmen gut mit diesen Überlegungen überein und zeigen, dass es in hohem Maße auf die Ausgangskonzentration der Lösung ankommt, ob man erkennen kann, dass ein bestimmter Stoff die Membran durchdringen kann oder nicht.

6 Das Symbolteilchenmodell

6.1 Die Einführung eines einfachen Teilchenmodells im Unterricht

Im vorangegangenen Kapitel wurde bereits die Hinführung der Schüler zum Konzept einer diskontinuierlichen Materievorstellung angesprochen. Im Unterricht wird daher an dieser Stelle des Curriculums ein einfaches Teilchenmodell eingeführt. In der Regel handelt es sich hierbei um das sogenannte Kugelteilchenmodell, in dem die kleinste Reinstoffeinheit auf der Darstellungsebene durch eine Kugel repräsentiert wird.

Solange der Chemieunterricht an Gymnasien in Niedersachsen in Klasse 9 begann, wurden das einfache Teilchenmodell und die Atomhypothese direkt nacheinander in dieser Klassenstufe behandelt [RRL-CHE 1994]. Seit dem Schuljahr 2002/2003 werden die Naturwissenschaften Chemie, Biologie und Physik durchgängig von Klasse 7 an unterrichtet, so dass für die Einführung der Teilchenvorstellung ein größerer Zeitraum zur Verfügung steht. Das einfache Teilchenmodell soll dabei bereits in der 7. Klasse zur Erklärung von Aggregatzuständen, Schmelz-, Siede-, und Sublimationsvorgängen herangezogen werden. In Klasse 8 wird das Teilchenmodell erneut aufgegriffen und anhand weiterer Beispiele vertieft, bevor die Atomhypothese behandelt wird. [INTERNETSEITE a]

6.2 Bekannte Schwierigkeiten bei der Aneignung von Teilchenmodellen

6.2.1 Präkonzepte der Schüler zum Aufbau der Stoffe

Beim Erlernen von Teilchenmodellen ergeben sich für die Schüler verschiedene Schwierigkeiten, die zum einen „mit der speziellen Struktur dieses Lehrstoffs als Teil einer umfassenden Theorie“ [FRITSCH 1990, S. 118] zusammenhängen. Zum anderen spielen die Vorstellungen, die sich Schüler bereits vor dem naturwissenschaftlichen Unterricht vom Aufbau der Stoffe in ihrer Umgebung machen, eine große Rolle [FRITSCH 1990]. Diese auch als Vorwissen bezeichneten Vorstellungen sind für den Lernprozess von Bedeutung, da sie „bestimmen, welche Informationen der Lernende verarbeitet und welche Verknüpfungen er zwischen den neuen Informationen und den vorhandenen Kenntnissen herstellt“ [SUMFLETH 1992, S. 410].

In Bezug auf den Aufbau der Stoffe weichen die durchaus alltagstauglichen Vorstellungen der Schüler deutlich von der fachwissenschaftlichen Sichtweise ab. Dies zeigt beispielsweise eine Untersuchung von FRITSCH und EHLERT, die Vorstellungen von Schülern am Anfang der 6. Klasse ermittelten, die bis dahin weder im Physik- noch im Chemieunterricht ein Teilchenmodell kennen gelernt hatten. Dabei stellten sie fest, dass nahezu alle Schüler Körper als *kontinuierlich* auffassten. Die Schüler stellten sich

die Zerteilung der ganzheitlichen Stoffe dabei so vor, dass mittels mechanischer Methoden immer kleinere Stücke gewonnen werden könnten, die dann dieselben Eigenschaften aufwiesen wie die ursprüngliche Stoffprobe. Bei einem fortgesetzten Teilungsprozess würden die Teilchen dann so klein, dass sie möglicherweise nicht mehr zu sehen seien. Dabei gehen die meisten Schüler davon aus, dass die Zerteilung an einem bestimmten Punkt nicht mehr fortgesetzt werden könne. Als Ursache hierfür gaben sie an, dass die verwendeten Mittel zur Zerteilung an ihre Grenzen gelangten. [FRITSCH 1990]

PFUNDT fand bei älteren Schülern ganz ähnliche Vorstellungen, wobei diese als Ursache für die Begrenzung der Teilbarkeit die Kleinheit der entstehenden Teilchen angaben [PFUND 1981]. Der Stoff wird also als Kontinuum aufgefasst, in dem sich keine inneren Grenzen befinden, der aber dennoch nicht unbegrenzt teilbar ist.

Beim Erlernen des Teilchenmodells integrieren Schüler häufig die Teilchenvorstellung zunächst in ihre Vorstellungen vom kontinuierlichen Aufbau der Stoffe. Ein Beispiel hierfür ist, dass Schüler die Existenz von Teilchen verinnerlichen können und dennoch davon ausgehen, dass diese sich in einem Kontinuum gelöst befinden. Besondere Schwierigkeiten haben Schüler vor allem bei Fragestellungen, die sich ein wenig von den im Unterricht behandelten Aufgaben entfernen. So griff in einer weiteren Befragung von FRITSCH und EHLERT über die Hälfte der Schüler, die bereits ein Jahr Physikunterricht erhalten hatten und die die Teilchenvorstellung bereits kannten, bei unbekanntem Problemen spontan auf kontinuierliche Erklärungen zurück. [FRITSCH 1990]

Im Folgenden werden einige in der Literatur diskutierte Teilbereiche der Diskontinuumsvorstellung vorgestellt, die Schülern sowohl beim Erlernen des einfachen Teilchenmodells als auch später bei der Beschäftigung mit dem Atommodell Schwierigkeiten bereiten. Im Anschluss daran wird auf Probleme eingegangen, die sich aus der Darstellung des einfachen Teilchenmodells in Form von Kugeln ergeben.

6.2.2 Vorgebildete Teilchen

Es ist wichtig, dass Schüler verstehen, dass die Teilchen bereits *in den Stoffen vorgebildet* und nicht das Produkt eines Teilungsvorgangs sind. Einige der üblichen Versuche, wie das Lösen des Iodkristalls in Alkohol oder das Verdampfen einer Flüssigkeit in den gasförmigen Zustand, beinhalten jedoch einen Zerteilungsvorgang. Die Substanz wird dabei in immer kleinere Teilchen geteilt, bis dieser Vorgang schließlich an einem bestimmten Punkt beendet ist und die nun kleinsten Teilchen sich in der Flüssigkeit oder in der Gasphase verteilen. Für die Schüler, die ohnehin größtenteils von einem kontinuierlichen Aufbau der Stoffe ausgehen, liegt dann die Vorstellung nahe, die Teilchen würden erst beim Lösen oder Verdampfen entstehen. PFUND erläutert dieses Problem in Zusammenhang mit der Einführung der Atomhypothese, es gilt aber in selber Weise für die Einführung eines einfachen

Teilchenmodells. Um stärker zu betonen, dass die Teilchen bereits in den Stoffen vorhanden sind, schlägt PFUND vor, den Schülern bewusst zu machen, dass es sich bei den Teilchen der Stoffe um deren „Bausteine“ und nicht um ihre „letzten Teilungsstücke“ handelt. [PFUND 1981]

Mit Hilfe des Baustein-Begriffs lassen sich anschauliche Vergleiche zum Aufbau der Stoffe finden. So ist der Baustein in einer Mauer immer in der Mauer vorhanden und entsteht nicht erst, wenn die Mauer mechanisch in Stücke geteilt wird. Bei der Hausmauer ist dies für jeden einsichtig, da der Stein sichtbar ist. Die Teilchen der Stoffe sind jedoch so klein, dass man sie nur mit einem größeren apparativen Aufwand, wie dem Raster-Tunnel-Mikroskop, sichtbar machen kann.

6.2.3 Der Begriff des kleinsten Teilchens

Allein der Begriff des *kleinsten* Teilchens, der sich in nahezu allen Schulbüchern in Zusammenhang mit dem einfachen Teilchenmodell findet, ist irreführend. Spricht man im einfachen Teilchenmodell von kleinsten Teilchen, so können damit sowohl Atome als auch Moleküle gemeint sein. Dass jedoch ein Molekül keine kleinste Einheit ist, ist offensichtlich, da es noch in verschiedene Atome zerlegt werden kann. Auch der Aufbau von Atomen aus Protonen, Neutronen und Elektronen verbietet eine solche Benennung. Benutzt man diesen Begriff dennoch bei der Einführung des einfachen Teilchenmodells, so lernen die Schüler zunächst, dass Wasser aus kleinsten Wasserteilchen besteht. Einige Zeit später wird das DALTONSche Atommodell behandelt und der Lernende erfährt, dass diese kleinsten Wasserteilchen in Wirklichkeit aus noch kleineren Teilchen bestehen. Zwei Wasserstoffatome und ein Sauerstoffatom bilden ein Wasserteilchen. Es muss also eine gelernte Aussage revidiert werden, die vorher gar keinen Nutzen hatte. Dieses Problem besteht nicht nur bei Stoffen, die aus Molekülen aufgebaut sind. Auch das Atom ist ja entgegen seiner wörtlichen Bedeutung durchaus noch teilbar, wenn auch nicht im Rahmen von chemischen Reaktionen. Darüber hinaus ist die Frage, ob die Stoffe aus absolut kleinsten Teilchen bestehen, zwar für die antiken Philosophen von Interesse gewesen (vgl. Kapitel 4), für den Umgang mit dem Teilchenmodell im Chemieunterricht ist sie nicht von Bedeutung.

EILKS und MÖLLERING schlagen daher in ihrer Konzeption für ein fächerübergreifendes Teilchenkonzept vor, nicht mehr von „*kleinsten*“ sondern besser von „*kleinen Teilchen*“ zu sprechen [EILKS 2001b].

FLADT plädiert dagegen dafür, den Teilchenbegriff mit folgender Definition einzuführen: „*Ein Teilchen ist ein Element des Systems Reinstoffportion*“. Diese sehr theoretische Definition soll den Schülern mit Hilfe von Beispielen wie „*ein Schaf ist ein Element des Systems Schafherde*“ nahegebracht werden. Bei einer solchen Auffassung des Teilchenbegriffs wird die Vorstellung, das Teilchen sei ein kleinster Bestandteil des Stoffes, vermieden. FLADT zeigt dieses anhand des Beispiels von der Schafherde auf: Das einzelne Schaf ist eben nicht die absolut kleinste Einheit der Herde, an ihm lassen

sich noch kleinere Teile wie ein Widderhorn oder ein Lämmerschwanz unterscheiden. [FLADT 1984, S. 358]

Zur Verdeutlichung, dass die Teilchen in den Stoffen bereits vorgebildet sind, lässt sich nochmals der Vergleich mit der Herde heranziehen. Ähnlich wie am Beispiel der aus Bausteinen bestehenden Mauer, wird hier jedem Schüler einsichtig sein, dass eine Schafherde aus diskreten Schafen besteht, die nicht erst bei einer Teilung der Herde gebildet werden.

Es bleibt zu hinterfragen, ob eine Definition auf der Basis des Systembegriffs und des abstrakten Begriffes des Elementes adressatengerecht für Schüler im Anfangsunterricht vermittelbar ist. Zudem treten bei Lösungsprozessen von Salzen weitere Probleme auf, wie in Kapitel 6.5 erläutert. An dieser Stelle hilft eine von EILKS vorgenommene Definition weiter, nach der alle diskret vorkommenden Teilchen durch ein entsprechendes Symbol repräsentiert werden [EILKS 2002].

6.2.4 Die Leere zwischen den Teilchen

Besondere Schwierigkeiten haben Schüler weiterhin mit der Vorstellung des leeren Raumes, der sich zwischen allen Teilchen befindet [KIRCHER 1986]. FLADT weist darauf hin, dass der leere Raum *„doch eigentlich das Unglaubliche an der Diskontinuumsvorstellung“* ist und nicht genügend Beachtung in Schulbüchern findet [FLADT 1984, S. 355]. Das „Nichts“ ist eben etwas, das man sich schlecht vorstellen kann. Dies zeigt auch ein Blick in die Geschichte, wo die Existenz des Leeren, von der die Atomisten ausgingen, besonders umstritten war (vgl. Kapitel 4).

Einige Schüler haben die Vorstellung, dass zumindest in Feststoffen die Teilchen lückenlos aneinander angrenzen. Den Teilchen wird dann eine Würfelform oder eine andere geometrische Form zugeschrieben, die dies ermöglicht. Schüler, die dem Kugelteilchenmodell entsprechend von einer kugeligen Gestalt der Stoffe ausgehen, erkennen dagegen, dass zwischen diesen Teilchen Zwischenräume sind. Bei gasförmigen Stoffen sind die Freiräume zwischen den Teilchen sogar für die meisten Schüler vorstellbar. [PFUNDT 1981; FRITSCH 1990]

Dennoch ist den Schülern in der Regel nicht bewusst, dass zwischen diesen Teilchen wirklich „nichts“, also keine Materie, ist. Vielmehr findet sich die Vorstellung, dass zwischen den Teilchen in Feststoffen und Gasen Luft ist. Bei Flüssigkeiten gehen viele Schüler davon aus, dass die Teilchenzwischenräume mit Wasser ausgefüllt sind [FLADT 1984; FRITSCH 1990]. Und auch für Feststoffe wie Salz findet sich die Vorstellung zwischen den Salzteilchen wäre eben Salz [DRIVER 1994].

Es wird deutlich, dass Wasser, Luft und auch Salz in diesen Fällen als Kontinua betrachtet werden, da sie ansonsten nicht in der Lage wären, die Zwischenräume zwischen anderen Teilchen vollständig auszufüllen. Es liegt hier demnach die Auffassung von diskontinuierlichen Teilchen vor, die sich in einem Kontinuum aufhalten. Aus dem im Unterricht behandelten Teilchenmodell und der kontinuierlichen Wahrnehmung der Stoffe entsteht bei den Schülern eine „gemischte“ Vorstellung. Die

Annahme von Wasser und Luft als Kontinua stimmt mit den Alltagserfahrungen der Schüler überein und ist somit auch für diejenigen, die ein Teilchenmodell anwenden, einleuchtend.

Diese Ansicht lässt sich besonders schlecht ausräumen, da im Alltagsgebrauch z. B. ein Glas, das mit Luft gefüllt ist, als „leer“ bezeichnet wird. Spricht der Lehrer im Unterricht also vom leeren Raum zwischen den Teilchen, so ist für die Schüler kein Widerspruch zu der Vorstellung, dort befände sich Luft, gegeben. [FLADT 1984]

Unterstützt wird die Fehlvorstellung von kontinuierlichen Füllmaterialien zwischen den Teilchen häufig durch Abbildungen wie Abb. 6.1, die in vielen Schulbüchern zu finden sind.

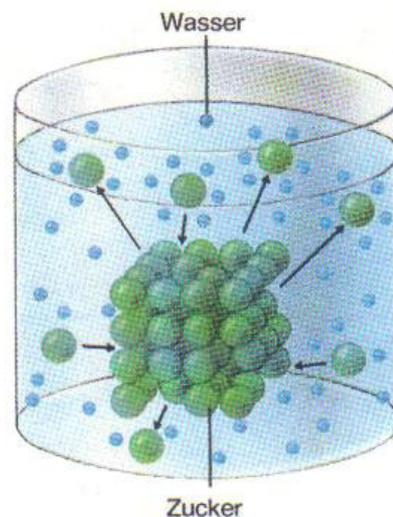


Abb. 6.1: Das Lösen von Zucker in Wasser, aus [HÄUSLER 1996, S. 23]

Die Abbildung zeigt das Lösen von Zucker in Wasser im Kugelteilchenmodell. Dabei sind die Zuckerteilchen mit größeren grünen und die Wasserteilchen mit kleineren blauen Kugeln dargestellt. Darüber hinaus ist das gesamte Glas hellblau hinterlegt, wodurch der Wasserstand innerhalb des Gefäßes gekennzeichnet wird. Nicht nur Schüler können hier schnell zu der Assoziation verleitet werden, dass es sich bei dem hellblau Unterlegtem um Wasser handelt. Dieses erfüllt die Zwischenräume zwischen den Teilchen vollständig, ist also eine kontinuierliche Masse. Dass darüber hinaus Wasserteilchen dargestellt sind, ist in der Vorstellung der Schüler kein Widerspruch.

DRIVER und SCOTT schlagen vor, der Vorstellung vom Diskontinuum im Kontinuum bei den Schülern mit einer Diskussion darüber zu begegnen, welche Schlussfolgerungen sich daraus ergäben, wenn tatsächlich Luft zwischen den Luftteilchen wäre. Hierdurch sei es ihnen im Unterricht bereits gelungen, Schüler zu der Einsicht zu bewegen, dass zwischen den Teilchen nichts sein könne, da die Zwischenräume ansonsten wiederum von Luftteilchen ausgefüllt werden müssten. [DRIVER 1994]

6.2.5 Das Verhältnis von Teilcheneigenschaft und Stoffeigenschaft

Schüler nehmen vor der Behandlung des Teilchenmodells im Unterricht an, dass jeder Anteil einer Stoffprobe dieselben Eigenschaften wie der gesamte Stoff hat [HEINECKE 1997]. Entwickeln sie dann im Laufe des Unterrichts ein Verständnis von Stoffen, das auf Teilchen- bzw. Atomvorstellungen beruht, so kann das Missverständnis entstehen, „daß Atome kleinste Stoffportionen (z. B. Schwefelatome kleine gelbe Kügelchen) seien“ [BUCK 1986, S. 136]. Solcherart verstandenen Teilchen schreiben die Schüler dieselben Eigenschaften zu, die auch alle anderen Körper, die sie kennen, aufweisen. Demnach hat dann jedes Teilchen beispielsweise eine bestimmte Farbe, eine bestimmte Temperatur und einen Schmelzpunkt. Diese Vorstellung von Teilchen ist im fachwissenschaftlichen Sinne, nach welchem die Teilchen selbst nur wenige grundlegende Eigenschaften aufweisen, nicht zutreffend. So lassen sich für Atome im Wesentlichen Aussagen in Bezug auf Masse, Ladung, Energie, Komposition und Raumstruktur treffen, während alle anderen Stoffeigenschaften ausdrücklich als nicht vorhanden angesehen werden. Die Eigenschaften des Stoffes ergeben sich erst aus der Wechselwirkung der Teilchen, aus denen der Stoff aufgebaut ist, und kommen nicht dadurch zustande, dass der Stoff aus Teilchen mit diesen Eigenschaften zusammengesetzt wird. BUCK schlägt zur Abgrenzung des Stoffbegriffes vom Atombegriff vor, herauszustellen, dass Atome nicht aus Stoff bestehen, sondern den Stoff bilden. [BUCK 1986]

In den Rahmenrichtlinien findet sich die Forderung, auf diese Problematik bereits im Anfangsunterricht einzugehen: „Von Anfang an ist darauf zu achten, daß die Eigenschaften der Teilchen nicht mit den makroskopischen Eigenschaften des zugehörigen Stoffes gleichzusetzen sind.“ [RRL-CHE 1994, S. 24]

Mit der Definition des Teilchens von FLADT als Element einer Reinstoffportion lässt sich dies im Unterricht verdeutlichen, da die Eigenschaften eines Systems völlig andere sein können als die des einzelnen Elementes. Ein Beispiel hierfür ist, dass Schüler als Elemente des Systems Schule intelligent sein können, die gesamte Schule dagegen nicht [FLADT 1984]. Auch für den „Baustein“ von PFUNDT lassen sich ähnliche Vergleiche aufstellen. So hat der einzelne Baustein andere Eigenschaften als das ganze Haus.

6.3 Kritische Auseinandersetzung mit dem Kugelteilchenmodell

Aus der Darstellung der einfachen Teilchen in Form von Kugeln können sich Verständnisprobleme ergeben. Diese treten nicht sofort, sondern bei der Einführung des Atommodells in Erscheinung, da die kugelige Darstellung dann sowohl für die einfachen Teilchen, eben die Kugelteilchen, als auch später für die DALTONSchen Atome verwendet wird. So wird dasselbe Symbol für zwei verschiedene Begriffe und

zwei unterschiedliche Modellebenen benutzt, wodurch hohe Anforderungen an das Abstraktionsvermögen der Schüler gestellt werden (vgl. Kapitel 10). Es ist für die Schüler danach äußerst schwierig, bei Abbildungen festzustellen, welche Modellebene vorliegt [MARX 2002]. Dieses wird anhand der beiden folgenden Schulbuch-Abbildungen (Abb. 6.2 und Abb. 6.3) deutlich. Während die blauen Kugeln im linken Bild eine Anordnung von Wasserteilchen des Eises darstellen, handelt es sich bei den orangen Kugeln rechts um eine Anordnung von Kupferatomen. Darüber hinaus ist an beiden Darstellungen problematisch, dass die tatsächliche Gitterstruktur, in der die Stoffe vorliegen, nicht berücksichtigt wurde.

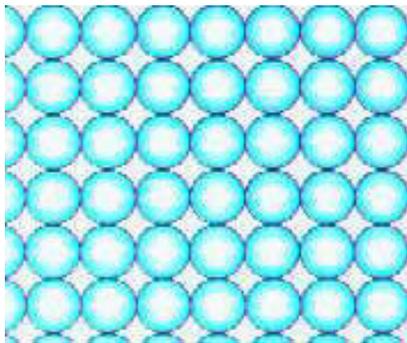


Abb. 6.2: Wasserteilchen im Eis, aus [JÄCKEL 1993, S. 27]

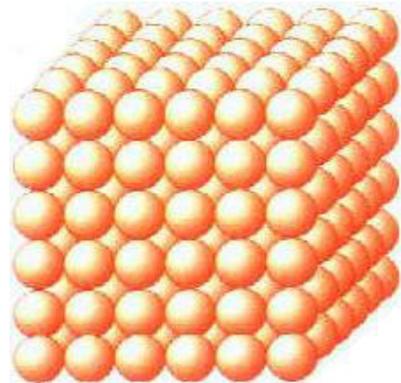


Abb. 6.3: Kupferatome, nach [EISNER 1995, S. 106]

Weitere Schwierigkeiten ergeben sich, wenn versucht wird die chemische Reaktion auf submikroskopischer Ebene zu erklären. So findet sich in einem Schulbuch [EISNER 1995] nach Behandlung des Kugelteilchenmodells und der phänomenologischen Betrachtung der chemischen Reaktion das Kapitel „*chemische Reaktion* und Teilchenmodell“. Hier wird die chemische Reaktion mit Hilfe von Abb. 6.4 als Umgruppierung der kleinsten Teilchen gedeutet, welche im Text folgendermaßen erläutert wird:

„Nach unserer Vorstellung bestehen alle Elemente aus kleinsten kugelförmigen Teilchen. Geht man davon aus, dass bei einer chemischen Reaktion diese kleinsten Teilchen nicht zerstört werden, so müssen z. B. im Silbersulfid die kleinsten Teilchen des Silbers und des Schwefels noch enthalten sein. Bei einer chemischen Reaktion geht die Anordnung der kleinsten Teilchen in den Ausgangsstoffen verloren, dafür bauen sie im neuen Stoff, dem Reaktionsprodukt, eine neue Anordnung auf.“

[EISNER 1995, S. 63]

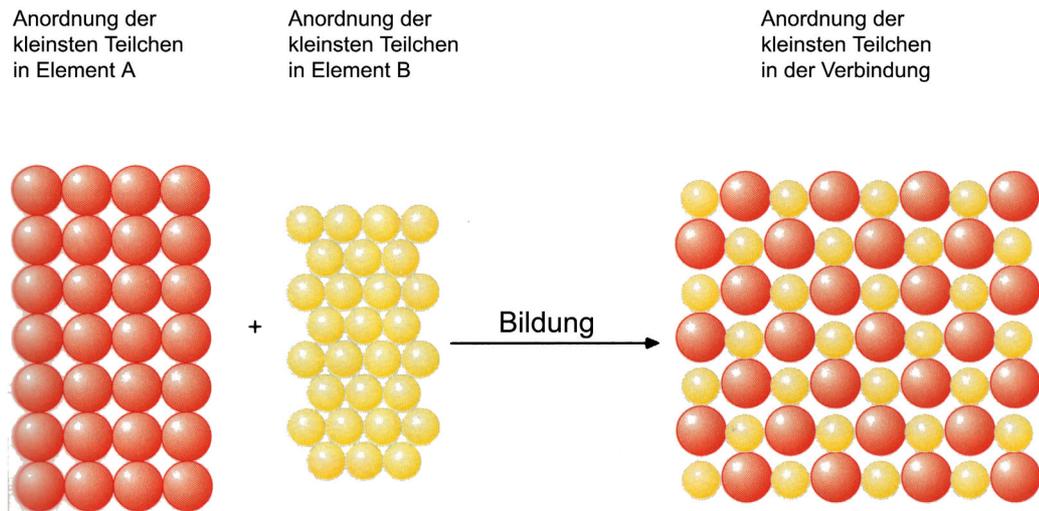


Abb. 6.4: Einfache Modellvorstellung zur chemischen Reaktion, nach [EISNER 1995, S. 63]

Diese Abbildung und der zugehörige Text sind jedoch nur im Atommodell zulässig. Und selbst dann ist die Veränderung der Elektronenhüllen der Atome, die bei einer chemischen Reaktion eintritt, noch nicht berücksichtigt. Es kann sich nicht um eine Darstellung im Kugelteilchenmodell handeln, da nur Atome in chemischen Reaktionen erhalten bleiben; für Kugelteilchen gilt diese Eigenschaft nicht (vgl. Kapitel 6.1). Die Schüler kennen zu dem Zeitpunkt, zu dem diese Abbildung eingesetzt wird, jedoch ausschließlich das Kugelteilchenmodell und auch der Ausdruck „*kleinste kugelförmige Teilchen*“ deutet auf das Vorliegen einer Darstellung in dieser Modellebene hin. Das DALTONSche Atommodell wird erst zu einem späteren Zeitpunkt im Unterricht behandelt. Es ist für die Schüler also nicht ersichtlich, dass hier ein unbenannter *Modellwechsel* vom Kugelteilchenmodell zum Atommodell erfolgt, da weiterhin einfach von Teilchen gesprochen wird. In Abb. 6.4 kann es sich jedoch nicht um die Darstellung einer chemischen Reaktion im Kugelteilchenmodell handeln. Dies wird deutlich, wenn man überlegt, wie die oben beschriebene Reaktion im Kugelteilchenmodell aussehen müsste. In diesem steht, wie bereits erläutert, für jeden Reinstoff eine eigene Teilchensorte, weshalb auch das Reaktionsprodukt nur durch eine einzige Kugelart, die sich von den beiden Edukten unterscheiden muss, abgebildet werden darf. Im Kugelteilchenmodell kann eine chemische Reaktion nicht als Teilchenumgruppierung gedeutet werden, sondern nur die Entstehung eines neuen Stoffes anzeigen. Die Darstellung in Abb. 6.4 ist erst nach Einführung des DALTONSchen Atombegriffs möglich, wobei dann jede Kugel ein Atom repräsentiert. Die Unterschiede in der Darstellung der chemischen Reaktion zwischen Kugelteilchenmodell und Atommodell lassen sich gut anhand von Abb. 6.5 erläutern, die in einem anderen Schulbuch [JÄCKEL 1993] bei der Behandlung des Themas „*Chemische Reaktionen im Teilchenmodell*“ eingesetzt wird.

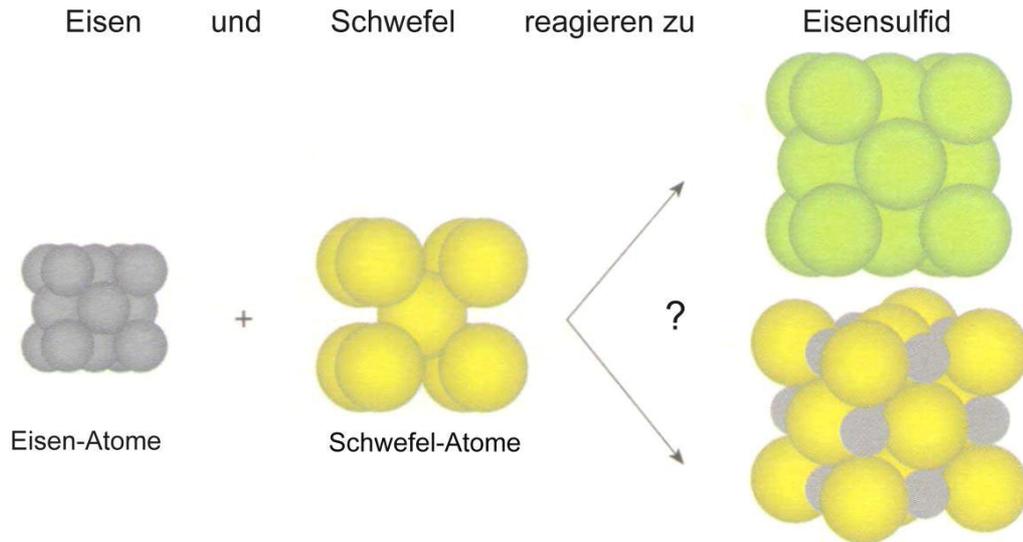


Abb. 6.5: Reaktion von Eisen-Atomen mit Schwefelatomen, nach [JÄCKEL 1993, S. 58]

Anhand der Beschriftung wird hier schnell deutlich, dass betrachtet werden soll, was mit den Atomen während der Reaktion passiert. Somit stellt der untere Teil der Abbildung, in der beide Atomarten erhalten bleiben, die zutreffende Alternative dar. Dabei ist wiederum anzumerken, dass nicht dargestellt ist, dass sich die Atome bei der Reaktion verändern. Weiterhin ist die Darstellung der Gitterstrukturen der beteiligten Stoffe, insbesondere des Schwefels, fehlerhaft.

Bezüge sich die Abbildung auf das Kugelteilchenmodell, so wäre die obere Abbildung, in welcher das Produkt aus einer eigenen Teilchenart besteht, die Lösung. Eine solche Abbildung findet sich jedoch in keinem Buch als Darstellung der chemischen Reaktion im Kugelteilchenmodell, da das „Verschmelzen“ von Kugeln jedem, der mit dem DALTONSchen Atommodell vertraut ist, widerstrebt; denn im Atommodell ist die Erhaltung der Atome eine zentrale Aussage.

Die Schüler müssen für eine erfolgreiche Deutung von Abb. 6.5 von der ihnen vertrauten Modellebene der Kugelteilchen zur Modellebene der Atome wechseln. Im Gegensatz zur Situation im zuvor diskutierten Schulbuchabschnitt (aus [Eisner 1995]), in dem Abb. 6.4 eingesetzt wurde, erfahren die Schüler aus der Beschriftung von Abb. 6.5 (aus [JÄCKEL 1993, S. 58]), dass die Ebene der Atome und nicht die der einfachen Teilchen betrachtet werden soll. Der Atombegriff wird jedoch erst auf der vorangehenden Doppelseite des Schulbuches mit der Definition der Atome als kleinste Teilchen der Elemente eingeführt. Die Behandlung des Atoms im Sinne des DALTONSchen Atommodells erfolgt dagegen erst später. Somit ist davon auszugehen, dass die Schüler erst eine sehr vage Vorstellung von den Atomen haben und ihnen der Modellwechsel vom Kugelteilchenmodell zum Atommodell sehr schwer fallen wird.

Weiterhin ist verwirrend, dass in Abb. 6.5 von der chemischen Reaktion im Teilchenmodell gesprochen wird, obwohl es sich um eine Erklärung mit Hilfe des Atommodells handelt. Zwar sind Atome unzweifelhaft Teilchen, doch wird kein expliziter Übergang zwischen den beiden Modellebenen gemacht, wenn für beide Mo-

delle der Begriff des Teilchenmodells verwendet wird. Zur Unterscheidung der Ebenen wäre es einfacher, wenn der Begriff des "Teilchenmodells" dem undifferenzierten Modell vorbehalten bliebe und ansonsten vom Atommodell gesprochen würde.

An dieser Stelle des Unterrichts wird mit dem Übergang von einem einfachen Teilchenmodell zum Atommodell ein Modellwechsel vollzogen, bei dem der Begriffsinhalt der als Kugel dargestellten Teilchen einen Bedeutungswechsel erfährt. Während im Kugelteilchenmodell die Kugel die kleinste Reinstoffeinheit repräsentiert, wird im Atommodell hierdurch der kleinste Baustein der chemischen Elemente dargestellt. Da beide Modelle analog visualisiert werden, kann es dazu kommen, dass die unterschiedlichen Begriffsinhalte von den Schülern nicht immer erkannt werden.

Problematisch ist weiterhin, dass mit der Einführung der atomaren Teilchendarstellung das Kugelteilchenmodell nicht aus dem Unterricht verschwunden ist. Nach wie vor werden beispielsweise Aggregatzustände oder Lösungsvorgänge im Kugelteilchenmodell dargestellt. Es besteht daher die Gefahr, dass zwischen Reinstoffteilchen und Atom von den Schülern nicht immer richtig differenziert wird. Es ist daher für die Schüler hilfreich, die unterschiedlichen Modellebenen auch in der Darstellung deutlich werden zu lassen. Ein möglicher Ansatz hierzu ist, die Kugelform für das DALTONSche Atommodell zu reservieren und im einfachen Teilchenmodell anders geformte Symbole zu verwenden.

6.4 Das Symbolteilchenmodell als Alternative zum Kugelteilchenmodell

6.4.1 Gestaltungsgrundsätze der Symbolteilchen

Im Folgenden soll ein „Symbolteilchenmodell“ entworfen werden, mit dem das Kugelteilchenmodell ersetzt werden kann. Damit stellt sich die Frage, wie die Teilchen im Symbolteilchenmodell aussehen könnten. Bei Verwendung der Kugelform wird eine generelle Vereinfachung in Bezug auf die Teilchenform vorgenommen und somit noch keine Aussage in Bezug auf die Form der Teilchen getroffen. Werden aber Symbole gewählt, die keine Kugeln sind, müssen sie zwangsläufig eine „differenziertere“ Form haben. Damit könnte bei Schülern der Eindruck entstehen, dass das jeweilige Symbol tatsächlich die äußere Form des Teilchens des jeweiligen Stoffes zeigt.

EILKS und MÖLLERING sehen selbst bei Verwendung des Kugelteilchenmodells die Gefahr, dass die Schüler die Vorstellung entwickeln, dass die kleinen Teilchen aller Stoffe tatsächlich kugelförmig seien. Hieran könne häufig auch eine Diskussion über den Modellcharakter des Kugelteilchenmodells nichts ändern. Sie halten es daher für sinnvoll, die Darstellung der einfachen Teilchen „variationsreich und bewusst beliebig“ zu halten. [EILKS 2001c]

Aber auch bei einer solchen Vorgehensweise muss in einer konkreten Abbildung, beispielsweise in einem Schulbuch, eine konkrete Form für jedes Teilchen gewählt werden. Ist dann beispielsweise die Form von Wasserteilchen im gesamten Schulbuch in jeder Abbildung dieselbe, so besteht trotzdem weiterhin die Möglichkeit, dass die Schüler die gewählte Darstellungsweise mit der Form des Teilchens verknüpfen. Wechselt sie dagegen von Seite zu Seite, ist dies schnell verwirrend. In jeder Abbildung müssten die Schüler neu herausfinden, welcher Stoff durch welche Figuren dargestellt ist, wodurch sie vom eigentlichen Inhalt der jeweiligen Darstellung abgelenkt werden. Weiterhin wäre kein Rückbezug auf andere Darstellungen, in denen der Stoff bereits zuvor verwendet wurde, möglich. Schließlich könnte sogar der Eindruck entstehen, Wasserteilchen hätten keine feste Form, sondern nähmen in verschiedenen Zusammenhängen unterschiedliche Gestalten an. Ein weiteres Problem besteht darin, dass Zeichnungen von Schülern, die unterschiedliche Symbole verwenden, im Unterricht schlecht miteinander verglichen werden können. Daher sollte die Form der Teilchen trotz der damit verbundenen Schwierigkeit für jede Teilchensorte festgelegt werden.

Im Folgenden soll eine Möglichkeit aufgezeigt werden, die gängigen Stoffe des Anfangsunterrichtes, welche in Schulbüchern (z. B. [BLUME 1995; EISNER 1995; JÜRSS 1984]) vor der Einführung des DALTONSchen Atommodells verwendet werden, in Form von Symbolteilchen darzustellen. Dabei ist die Gestalt des Symbolteilchens nach Möglichkeit an die tatsächliche Außenform des dargestellten Teilchens angelehnt, wodurch eine sinnvolle Beziehung zwischen der Form des Symbolteilchens und der Struktur des kleinen Teilchens, für das das Symbolteilchen steht, hergestellt wird.

Bei der Gestaltung der Symbole werden bewusst Formen ausgewählt, die sich nicht lückenlos aneinanderfügen lassen. Wie in Abschnitt 6.2.4 erläutert, sind viele Schüler der Ansicht, dass zwischen den Teilchen von Feststoffen keine Zwischenräume bestehen. Hätte man nun Symbolteilchen, deren geometrische Form es erlaubt, sie ohne Lücken zusammenzulegen, so könnten dies Schüler in eigenen Zeichnungen auch tun. Da die Existenz leerer Zwischenräume ein wichtiger Bestandteil des Teilchenmodells ist, muss hierauf bei der Auswahl der Symbolteilchen Rücksicht genommen werden. Grundsätzlich wird die Form der Symbolteilchen möglichst einfach gehalten, damit auch Schüler, die nicht über ausgeprägte feinmotorische Fähigkeiten verfügen, in der Lage sind relativ schnell einige von diesen Teilchen zu zeichnen. Außerdem wird darauf geachtet, dass sich die Gestalt verschiedener Symbolteilchen deutlich voneinander unterscheidet, so dass sie auch bei nicht ganz exakten Skizzen nicht verwechselt werden können.

Tabelle 6.1 auf Seite 68 zeigt eine Übersicht über die Symbolteilchen, die den Schülern bei der Einführung des einfachen Teilchenmodells ausgehändigt werden könnte, so dass sie beim Erstellen eigener Zeichnungen darauf zurückgreifen können.

6.4.2 Darstellung von Molekülen im Symbolteilchenmodell

Für Moleküle bietet sich im Symbolteilchenmodell eine Darstellungsweise an, die FLADT im Zusammenhang mit dem einfachen Teilchenmodell vorschlägt. Demnach sollen die Teilchen schematisch gezeichnet und dabei bereits „*wichtige individuelle Besonderheiten*“ [FLADT 1984, S.361] in der Form berücksichtigt werden. Das Wassermolekül wird dabei so dargestellt, dass die Form nach Einführung des Kalottenmodells, in welchem die einzelnen Moleküle aus kompakten Atomkugeln aufgebaut sind, wiederzuerkennen ist [FLADT 1984].

Diese Art der Darstellung bietet sich, abgesehen von Wasser, vor allem bei kleineren Molekülen wie Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid oder Ammoniak an. Aber auch bei größeren Molekülen wie den Alkanen und den Alkoholen ist es möglich, die äußere Form des Moleküls zu berücksichtigen. Dabei wird der Abstraktionsgrad in der Darstellung höher, je größer die Moleküle werden. So ist bei dem Symbolteilchen, das für die Alkane steht, lediglich seine insgesamt lineare Form dargestellt, und nicht mehr jedes einzelne gebundene Wasserstoffatom berücksichtigt. Noch stärker ist die Vereinfachung für komplexere organische Moleküle, wie die Glucose. Abb. 6.6 zeigt eine Übersicht über die verschiedenen Formen von Molekülen im Symbolteilchenmodell. Das Kugelteilchen wird hier nicht nur durch ein einziges Symbol ersetzt, sondern durch mehrere verschiedene Formen. Hierdurch werden die Darstellungen von Vorgängen auf der Teilchenebene abwechslungsreicher und die Schüler sehen, dass es bei der Gestalt der kleinen Teilchen der chemischen Stoffe auf submikroskopischer Ebene eine Vielfalt an unterschiedlichen Formen gibt. So besteht auch nicht die Gefahr, dass die Schüler infolge einseitiger Darstellungen zu der Ansicht gelangen, „es gäbe auf dieser Welt nur eine einzige Art von Teilchen“ [FLADT 1984, S. 356]

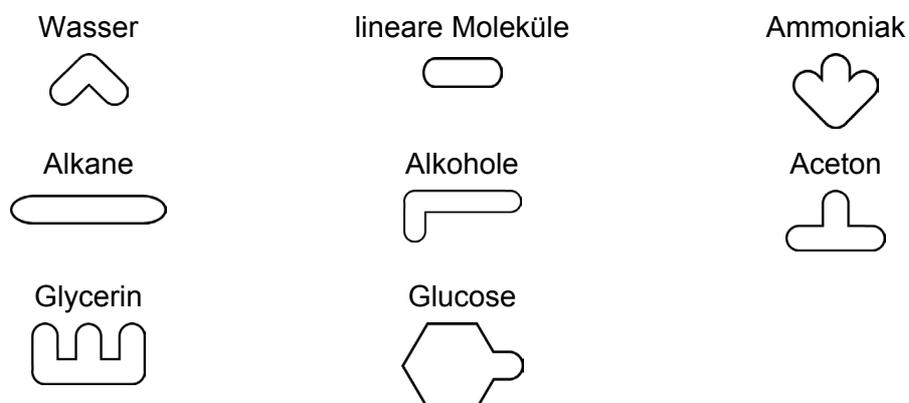


Abb. 6.6: Übersicht über Moleküle im Symbolteilchenmodell

In Abb. 6.6 wird ersichtlich, dass viele der Formen für mehrere Teilchenarten stehen. Dies ergibt sich zum einen aus der Orientierung an der tatsächlichen Struktur der Moleküle, zum anderen aus dem Bestreben das System der Symbolteilchen

übersichtlich zu gestalten. So gibt es mehrere kleine, lineare Moleküle wie Stickstoff und Sauerstoff, deren Symbolteilchen dann auch die gleiche Form haben. Hierbei bestünde die Möglichkeit, die Moleküle, die aus drei Atomen bestehen, länger zu gestalten als solche, die aus zwei Atomen bestehen. Weiterhin könnten Größenunterschiede zwischen den verschiedenen linearen Molekülen berücksichtigt werden. In Schulbuchdarstellungen besteht die Möglichkeit, auf solche Unterschiede einzugehen, sollen die Schüler aber selbst zeichnen, ist dies sicherlich zu aufwändig. Weitere Vereinfachungen bestehen darin, dass jeweils nur ein Teilchen für die Alkane und eines für die Alkohole verwendet wird. Eine stärkere Ausdifferenzierung dieser Teilchen, die im Anfangsunterricht ohnehin hauptsächlich als Lösungsmittel verwendet werden, würde den Komplexitätsgrad unnötig erhöhen. Dieses Modell soll ja seine Hauptanwendung vor der Einführung des DALTONSchen Atommodells finden, und somit auch vor der Einführung komplexer Verbindungen.

Die Verwendung von Symbolteilchen für organische Stoffe im Chemieunterricht der Mittelstufe ist von Vorteil, da hier in der Regel nicht auf die Struktur organischer Moleküle eingegangen wird und nur Reaktionen von anorganischen Stoffen betrachtet werden. Danach ist es auch lange nach der Einführung des DALTONSchen Atommodells nicht möglich, beispielsweise Alkoholteilchen mithilfe des Atommodells zu visualisieren. Möchte man diesen Stoff dennoch auf Teilchenebene darstellen, kann immer noch auf das Symbolteilchen zurückgegriffen werden.

Bisher wurde nur die Form der Teilchen diskutiert. Neben der Form gibt es natürlich auch die Möglichkeit, die Symbole farbig zu gestalten und somit den Stoffteilchen eine charakteristische Kombination aus Form und Farbe zuzuweisen. Beispielsweise kann für Sauerstoff immer ein blaues Stäbchen verwendet werden. Die Schüler können dann im Laufe des Unterrichts diese Teilchen mit dem jeweiligen Stoff in Verbindung bringen und in Abbildungen leicht erfassen, welcher Stoff dargestellt ist. Für alle Stoffe ist eine solche Zuordnung nicht möglich, da die Stofffülle die Kombinationsmöglichkeiten übersteigt und somit nicht genug verschiedene Farben zur Verfügung stehen. Daher werden hier nur den Symbolteilchen der häufig verwandten Stoffe feste Farben zugeordnet, während weniger gebräuchliche Stoffe bei Bedarf mit einer weiteren Farbe gefärbt werden können. Ein Vorschlag für die Farbgestaltung findet sich in Tabelle 6.1 auf S. 68. Bei den Gasen Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff und Kohlenstoffdioxid wird die Farbkennzeichnung der Stahlflaschen gewählt, da diese Farben ohnehin mit den jeweiligen Stoffen in Verbindung gebracht werden.

Bei der Farbwahl muss berücksichtigt werden, dass Schüler häufig fälschlicherweise davon ausgehen, dass die Teilchen dieselbe Farbe wie der makroskopisch sichtbare Stoff aufweisen (siehe Absatz 6.2.5). Unterstützt wird diese Fehlvorstellung durch Darstellungen wie Abb. 6.3, in welcher die Kupferatome orange eingefärbt sind, und Abb. 6.2, in welcher die Wasserteilchen eine blaue Farbe aufweisen. Um dieses Problem zu umgehen, werden für die Symbolteilchen Farben gewählt, die nicht der Farbe des jeweiligen Stoffes entsprechen. Wenn die Schüler über diese Art der

Farbgebung erstaunt sind, kann dies als Anlass für ein Gespräch darüber genommen werden, dass im Falle der Atome die Teilchen selbst keine Farbe haben. Einige Moleküle und Molekülionen erscheinen dagegen auch losgelöst von einem Teilchenverband farbig (z.B.: I_2 , I_3^- , MnO_4^-). Hier ließe sich eine Farbanalogie von Stoff und Teilchen vertreten, die aber beim Übergang zu den Atomen wieder aufgehoben werden müsste.

6.4.3 Salze im Symbolteilchenmodell

Im Gegensatz zu den Molekülen muss bei den Salzen zunächst einmal darüber nachgedacht werden, was die kleinen Teilchen eines Salzes im Sinne eines einfachen Teilchenmodells sind, da Salze aus entgegengesetzt geladenen Ionen bestehen, die in Gittern angeordnet sind. Es müssen also Teilchengrenzen innerhalb des Gitters festgelegt werden, um Salze im Teilchenmodell darstellen zu können. Da im einfachen Teilchenmodell jeder Stoff nur aus einer Teilchensorte besteht, können hier nicht die Ionen als einzelne Teilchen betrachtet werden. Es bietet sich daher an, die kleinste Formeleinheit als Teilchen des Salzes zu betrachten. Kochsalz ist in dieser Betrachtungsweise dann aus Natriumchlorid-Teilchen aufgebaut.

Auch FLADT plädiert dafür, das Ionenaggregat zum Teilchen des Salzes zu erklären, und gibt in diesem Zusammenhang zu bedenken, dass Ionen unabhängig voneinander hauptsächlich in Salzlösungen zu finden sind. Im Gaszustand kurz oberhalb der Siedetemperatur lägen dagegen hauptsächlich die Ionenaggregate vor. [FLADT 1984, 2002]

Eine Schwierigkeit ergibt sich bei der Darstellung von Lösevorgängen, da die Teilchen im einfachen Teilchenmodell nicht dissoziieren können, sondern als Ganzes erhalten bleiben. Diese Vereinfachung muss jedoch akzeptiert werden, wenn man ein einfaches Teilchenmodell benutzen möchte. Es handelt sich dabei um ein generelles Problem des einfachen Teilchenmodells, das im Kugelteilchenmodell (siehe Abb. 6.7) und im Symbolteilchenmodell gleichermaßen besteht. Auch im Symbolteilchenmodell stehen die Symbole also jeweils für ein Ionenaggregat, so dass konsequenterweise die Salze als Reinstoffe aus einheitlichen Teilchensorten bestehen. Sollen die Dissoziationsvorgänge dagegen adäquat behandelt werden, muss eine andere Darstellungsweise gewählt werden (siehe hierzu Kapitel 6.5).

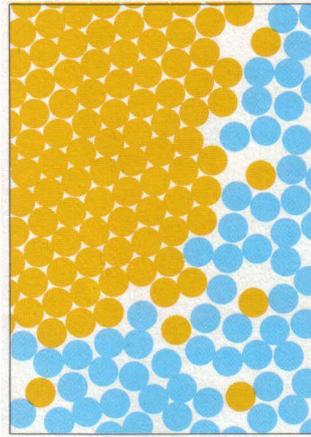


Abb. 6.7: Lösungsvorgang von Kochsalz im Kugelteilchenmodell, nach [EISNER 1995, S. 51]

Aufgrund der Gitterstruktur der Salze ist es nicht möglich, die Form des Symbolteilchens an die äußere Form der Teilchen anzulehnen. Es muss also ein willkürlich gesetztes Teilchen im Sinne eines „Symbols“ verwendet werden. Damit stellt sich die Frage, ob verschiedene Symbole für die Darstellung von Salzen verwendet werden sollten. Eine Möglichkeit wäre, die Salze nach ihren Anionen zusammenzufassen und beispielsweise ein gemeinsames Symbol für alle Chloride und ein anderes für alle Oxide zu verwenden. Eine solche Einteilung wäre jedoch relativ willkürlich und für die Schüler nicht nachzuvollziehen. Die Schüler könnten sogar zu der Vorstellung verleitet werden, dass beispielsweise der Bestandteil „Chlorid“ der entscheidende am Natriumchlorid ist. Dabei hätten statt der Anionen auch die Kationen als Kriterium für die Zuordnung ausgewählt werden, und beispielsweise alle Natriumsalze in einer gemeinsamen Form dargestellt werden können. Ein weiterer Punkt, der gegen diese Darstellungsweise der Salze spricht, ist, dass hier relativ hohe Anforderungen an die zeichnerischen Fähigkeiten der Schüler gestellt werden müssten, da auf immer komplexere Symbole zurückgegriffen werden müsste.

Aufgrund der dargestellten Schwierigkeiten und in dem Bemühen um ein übersichtliches Symbolteilchenmodell, wird es daher bevorzugt, nur ein einziges Symbol für die Darstellung von Salzen zu verwenden. Dabei wurde das in Abb. 6.8 dargestellte Symbol ausgewählt, da es relativ einfach zu zeichnen ist. Weiterhin lässt sich diese Form nicht „mit wenigen Atom-Kugeln ausfüllen“, wie dies bei den Symbolteilchen der kleineren Moleküle wie Kohlenstoffdioxid möglich ist. So werden die Schüler durch diese Form nicht zu der Assoziation verleitet, aus der Struktur des Salzsymbols könne auf die Struktur der Salzteilchen geschlossen werden.

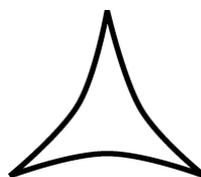


Abb. 6.8: Symbolteilchen für Salze

6.4.4 Elemente im Symbolteilchenmodell

Bisher wurden nur Verbindungen und diejenigen Elemente betrachtet, die in Form kleiner Moleküle vorliegen, nämlich Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff und die Halogene. An dieser Stelle müssen zusätzlich noch Symbolteilchen für die Metalle und Halbmetalle, die Feststoffe Kohlenstoff, Phosphor und Schwefel und die Edelgase gefunden werden.

Für diese Stoffe werden im Folgenden zwei Möglichkeiten der Darstellung diskutiert, die in Abb. 6.9 zu sehen sind. Da es sich bei den kleinen Teilchen der Elemente um Atome handelt, stellt sich die Frage, ob es sinnvoll ist, diese Teilchen bereits im Symbolteilchenmodell mit einer Kugel darzustellen (Variante 1). Möchte man Symbole verwenden, die ausschließlich im Symbolteilchenmodell vorkommen, bietet es sich an, noch einmal zwischen Metallen und Nichtmetallen zu unterscheiden (Variante 2). Da die Metalle im Anfangsunterricht eine große Bedeutung haben und den Schülern als eigene Stoffgruppe vertraut sind, sollten sie auch ein eigenes Symbol erhalten. Für Variante 2 wurden wie bei den Salzen Formen ausgewählt, die nicht durch das Aneinanderlegen von wenigen Atomen gebildet werden können.

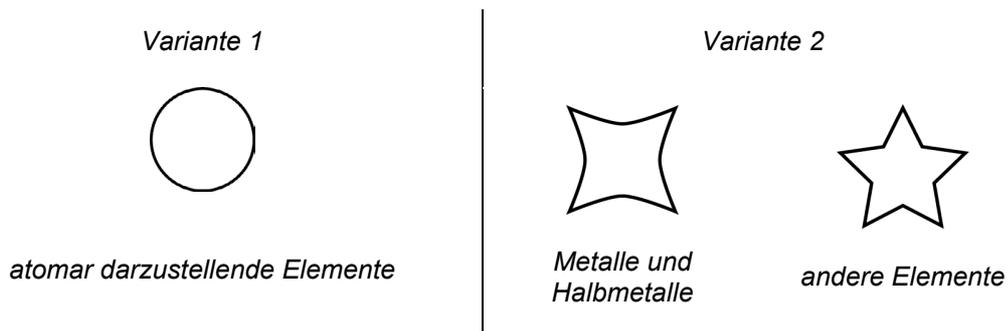


Abb. 6.9: Darstellungsmöglichkeiten für Elemente im Symbolteilchenmodell

Für die Verwendung von Variante 1 sprechen die folgenden Überlegungen. So lernen die Schüler nach der Einführung des DALTONSchen Atommodells, dass jedes Symbolteilchen eine bestimmte Anzahl von miteinander verbundenen Atomen repräsentiert. Verwendet man ein eigenes Symbolteilchen beispielsweise für ein Metall, so steht dieses nur für ein einziges Atom und hat in Darstellung des Stoffes auf Teilchenebene keine andere Bedeutung als die Kugel im DALTONSchen Atommodell. So gesehen wird mit dem Metall-Symbolteilchen ein zweites Symbol für dasselbe Teilchen geschaffen. Als Konsequenz wird Schülern bei der Einführung des Atommodells der Erweiterungsgedanke des Modells nicht in der Visualisierung deutlich. Dies lässt sich vermeiden, indem auch im Symbolteilchenmodell die Elementteilchen durch Kugeln dargestellt werden. Nach der Einführung des DALTONSchen Atommodells können die Schüler dann auch sehr schnell erfassen, welche Stoffe nur aus einer Sorte von Atomen bestehen, nämlich diejenigen, deren Visualisierung bereits seit längerem in Form von Kugeln erfolgte. In Absatz 6.4.2 wurde erläutert, dass die Form der

Symbolteilchen möglichst an die tatsächliche Form des jeweiligen Stoffteilchens angelehnt sein sollte. Wollte man dieses Prinzip auch auf die Elemente anwenden, so müsste man die Kugelform als Symbolteilchen auswählen.

Die Darstellung der Elemente in Kugelform bereitet jedoch auch Schwierigkeiten. Der Ausgangspunkt für die Überlegungen zur Ablösung des Kugelteilchenmodells durch das Symbolteilchenmodell bestand darin, dass sich die graphische Gestaltung von Vorgängen im einfachem Teilchenmodell von denen im DALTONSchen Atommodell deutlich unterscheiden sollte (siehe Abschnitt 6.3). Verwendet man nun auch im Symbolteilchenmodell die Kugel als Symbol, so ist die Trennung der beiden Modelle in Bezug auf die Elemente wieder aufgehoben. In diesem Fall könnte Abb. 6.3, in der laut Bildunterschrift Kupferatome gezeigt werden, auch eine Darstellung von Kupferteilchen im Symbolteilchenmodell sein.

In Abschnitt 6.3 wurden insbesondere Probleme der fehlenden Trennung der Modellebenen bei der Darstellung der chemischen Reaktion auf submikroskopischer Ebene angesprochen. Während im einfachen Teilchenmodell nur das Entstehen eines neuen Stoffes dargestellt werden kann, führt im DALTONSchen Atommodell eine Umlagerung und Verbindung der Atome zu dem neuen Produkt. Abb. 6.10 zeigt die Reaktion zwischen Eisen und Schwefel im DALTONSchen Atommodell und in den beiden hier diskutierten Varianten des Symbolteilchenmodells.

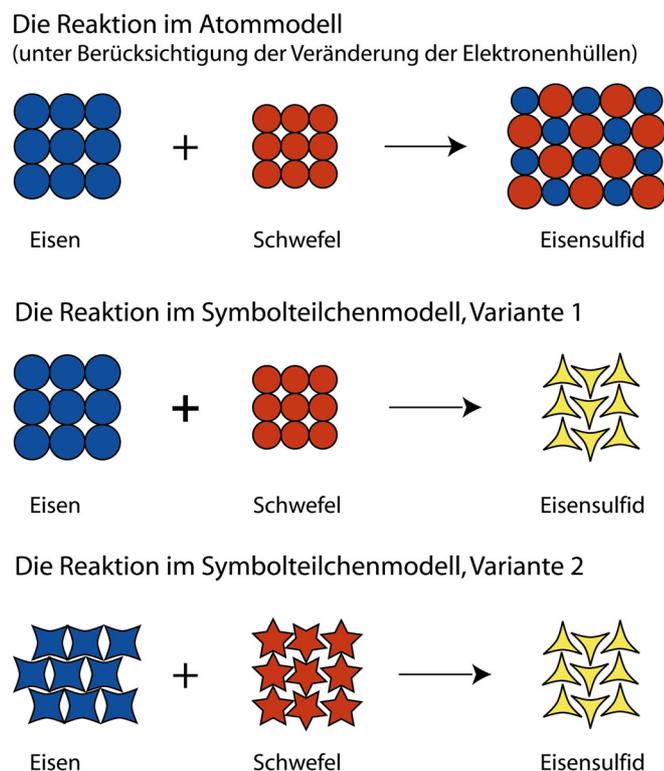


Abb. 6.10: Die Darstellung einer chemischen Reaktion im Atommodell und im Symbolteilchenmodell

Es wird deutlich, dass die Darstellung der chemischen Reaktion im Atommodell und die Darstellung im Symbolteilchenmodell der Variante 1 sich nur auf der Seite des

Produkts unterscheiden. Bei den Edukten ist dagegen kein Unterschied zwischen den beiden Modellen zu erkennen. Problematisch ist dabei, dass die Schüler zunächst lernen, dass die Reaktion von kugelförmigen Symbolen zu einem neuen Teilchen möglich ist. Nach der Einführung des Atommodells, werden identisch aussehende Kugeln dann nicht mehr im Sinne des Symbolteilchenmodells betrachtet, sondern als Atome, die in einer chemischen Reaktion erhalten bleiben. Für die Schüler wird dabei der Unterschied zwischen diesen beiden Modellebenen schwer nachvollziehbar sein. Dieses Problem besteht nicht, wenn man die Variante 2 des Symbolteilchenmodells anwendet, da sich dann auch die Edukte im Symbolteilchenmodell von denen im Atommodell unterscheiden.

Eine Schwierigkeit in der Darstellung der Elemente in Form von Kugeln ist, dass nicht alle nichtmetallischen Feststoffe wirklich atomar vorliegen. So ist Schwefel für gewöhnlich aus S_8 -Ringen aufgebaut, so dass in Analogie zu den anderen Molekülen hier auch ein Symbolteilchen verwendet werden könnte, das an die Form angelehnt ist. Bei genereller Verwendung von Symbolteilchen für die Elemente könnte das entsprechende Symbolteilchen des Schwefels auch für den S_8 -Ring stehen und nicht für das einzelne Schwefelatom.

Welche von beiden Varianten die bessere ist, kann in diesem Rahmen nicht abschließend geklärt werden, da für beide ihre Vor- und Nachteile aufgezeigt werden können. Es muss der Einzelne die Entscheidung fällen, ob für die Bestandteile der Elemente sowohl im Symbolteilchenmodell als auch im Atommodell nur ein einziges Symbol, die Kugel, verwendet werden soll oder ob eine klare Trennung der beiden Modelle bevorzugt wird.

In Tabelle 6.1, die im Unterricht als Übersicht über die Symbolteilchen verwendet werden kann, sind beide Varianten aufgeführt. Für den konkreten Unterricht müsste eine Entscheidung für eine der Varianten getroffen werden. Um die Tabelle für Schüler so einfach wie möglich zu gestalten, sind dabei für jede einzelne Form alle Stoffe aufgeführt, für die das entsprechende Symbolteilchen verwendet werden kann.

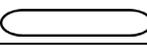
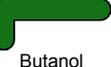
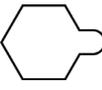
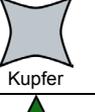
Form des Symbolteilchens	Farbvorschläge für einige Teilchen	Stoffe, deren Teilchen dieses Symbol bekommen	
	 Wasser  Schwefel-wasserstoff	Wasser, Schwefelwasserstoff	
	 Sauerstoff  Stickstoff  Wasserstoff  Kohlenstoffdioxid  Kohlenstoffmonoxid  Iod	Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff, Kohlenstoffmonoxid, Kohlenstoffdioxid, Schwefeldioxid, Chlor, Iod, Brom, Fluor	
	 Ammoniak	Ammoniak	
	 Aceton	Aceton	
	 Methan  Ethan  Butan	Methan, Ethan, Propan, Butan, Heptan	
	 Methanol  Ethanol  Butanol	Methanol, Ethanol, Butanol	
	 Glucose	Glucose	
	 Glycerin	Glycerin	
	 Natriumchlorid  Eisensulfid  Kupfer(I)-oxid  Kupfer-sulfid  Magnesiumoxid  Kaliumpermanganat	alle Oxide, Chloride, Sulfide, Sulfate, Nitrate, Carbonate, Hydroxide, Permanganate, u.s.w.	
Variante 1		 Eisen  Magnesium  Silber  Zink  Aluminium  Kupfer  Kohlenstoff  Schwefel  Phosphor	Natrium, Kalium, Magnesium, Calcium, Titan, Chrom, Mangan, Eisen, Cobalt, Iridium, Nickel, Platin, Kupfer, Silber, Gold, Zink, Quecksilber, Aluminium, Zinn, Blei, Silicium, Arsen, Kohlenstoff, Phosphor, Schwefel, Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon
Variante2		 Eisen  Magnesium  Silber  Zink  Aluminium  Kupfer	Natrium, Kalium, Magnesium, Calcium, Titan, Chrom, Mangan, Eisen, Cobalt, Iridium, Nickel, Platin, Kupfer, Silber, Gold, Zink, Quecksilber, Aluminium, Zinn, Blei, Silicium, Arsen
		 Kohlenstoff  Schwefel  Phosphor	Kohlenstoff, Phosphor, Schwefel, Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon

Tabelle 6.1: Übersicht der gebräuchlichsten Symbolteilchen

6.5 Die Dissoziation von Salzen in wässrigen Lösungen

Im vorangegangenen Text (Abschnitt 6.4.3) wurden die Teilchen salzartiger Verbindungen basierend auf der Definition als kleinste Reinstoffeinheit jeweils nur durch ein einziges Symbol visualisiert. Bei der Beschreibung des Lösevorgangs in diesem Modell (siehe Abb. 6.8) bleibt das Teilchen als Ganzes bestehen, so dass die eintretende Dissoziation nicht dargestellt werden kann.

An dieser Stelle soll nun eine Möglichkeit aufgezeigt werden, wie Salze auf Teilchenebene so visualisiert werden könnten, dass der Zerfall in die einzelnen Ionen in Darstellungen berücksichtigt werden kann. Eine von EILKS angeführte Definition des Kugelteilchenmodells kann dann für das Symbolteilchenmodell angewandt werden, so dass alle *diskret vorkommenden Teilchen* durch ein Symbol dargestellt werden [EILKS 2002]. Dabei wird jedes Anion und jedes Kation des Salzes durch eine eigene Teilchensorte visualisiert. Somit können diese Teilchen in Abbildungen von wässrigen Lösungen auch getrennt voneinander vorliegen. Die Verwendung dieser Art von Teilchen steht jedoch ein Konflikt zu der üblichen Festlegung, nach der alle Reinstoffe im einfachen Teilchenmodell aus einer einheitlichen Sorte von Teilchen bestehen. Es muss daher hinterfragt werden, ob eine solche Definition der Teilchen ausreicht, um anschlussfähig den Lösevorgang von Salzen beschreiben zu können. Innerhalb dieses Modells müsste für Salze eine Sonderstellung eingeräumt werden, die aus der üblichen Definition ausbricht. Die Definition nach EILKS bietet somit an dieser Stelle den Vorteil, dass sie konsistent auf alle Stoffe anwendbar ist und chemische Vorgänge korrekt beschreibt.

Die Darstellung verschiedener Teilchen innerhalb eines Salzes bietet dann die Möglichkeit anschlussfähig in Bezug auf die Vermittlung des Dissoziationsvorganges zu arbeiten. Bei der Einführung des Ionenbegriffes müssen lediglich die Ladungen hinzugefügt werden, während der Zerfall in unterschiedliche Teilchen den Schülern bereits vertraut ist.

BARKE hat in einer Schülerbefragung in den Klassenstufen 11 und 12 bezüglich der Elektronenneutralität und der pH-Neutralität von Salzen festgestellt, dass selbst Schüler dieses Alters teilweise unzutreffende Vorstellungen von den Teilchen haben, die in Salzen vorliegen. So gingen etliche Schüler davon aus, dass sich die Ladungen der Ionen beim Auskristallisieren einer Kochsalzlösung „gegenseitig aufheben“ und neutrale „Salzmoleküle“ entstehen. [BARKE 1990]

Die Behandlung eines differenzierteren Aufbaus der Salze zu einem sehr frühen Zeitpunkt des Unterrichts könnte dazu beitragen, den Schülern ein besseres Verständnis der Salzstruktur zu vermitteln.

Die Gestalt der Anionen und Kationen soll sich wie bei den Symbolteilchen der Moleküle an der äußeren Form der Teilchen orientieren. Für einatomige Ionen, wie Natrium-Ionen oder Chlorid-Ionen, bedeutet dies, dass sie in Form von Kugeln dargestellt werden. Hierdurch wird auf der einen Seite die Abgrenzung zum

DALTONSchen Atommodell ebenso wie bei der Darstellung der Elemente in Form von Kugeln erschwert. Auf der anderen Seite wird der Tatsache Rechnung getragen, dass sowohl das Symbolteilchen als auch das Teilchen im DALTONSchen Atommodell an dieser Stelle nur für ein Atom bzw. Ion stehen (siehe Abschnitt 6.4.4).

Der Lösevorgang des Kochsalzes kann auf diese Weise folgendermaßen visualisiert werden, um Darstellungen im Kugelteilchenmodell (siehe Abb. 6.7) in Schulbüchern abzulösen:

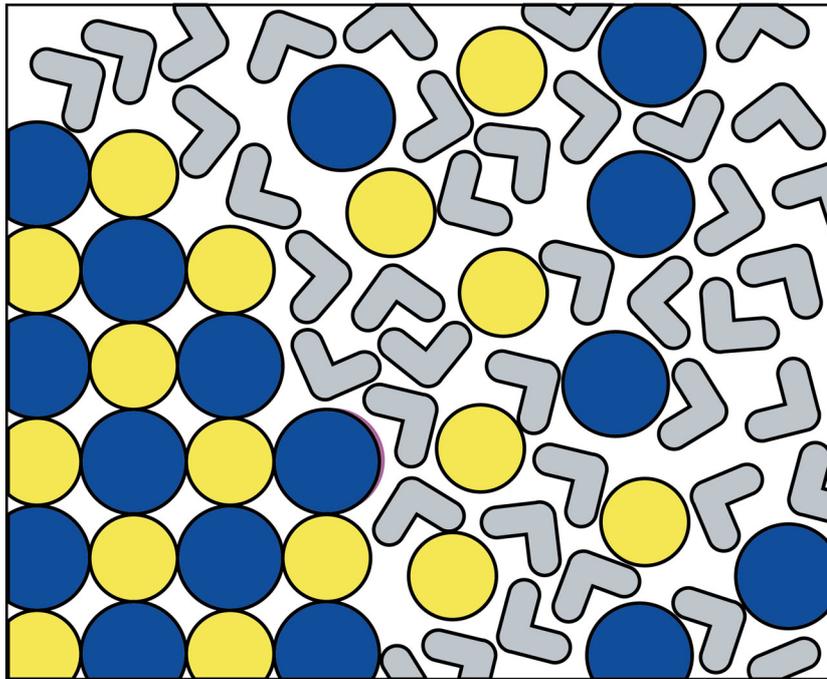


Abb. 6.11: Lösevorgang von Natriumchlorid

In diesem Fall sind die Natrium-Ionen als gelbe und die Chlorid-Ionen als blaue Kugeln dargestellt, während für die Wassermoleküle das entsprechende Symbolteilchen verwendet wurde.

So einfache Darstellungen sind in dieser Darstellungsweise jedoch nur bei Salzen möglich, die jeweils nur eine Sorte von Anionen und eine Sorte von Kationen enthalten und diese zudem im Verhältnis von 1:1 vorliegen. Bei anderen Ionenverhältnissen innerhalb des Salzes müssten die Abbildungen auch das entsprechende Verhältnis wiedergeben, um Fehler in Bezug auf die Verhältnisformel des Salzes bei der Darstellung der Dissoziationsvorgänge zu vermeiden. Möchte man beispielsweise Kupfer(II)-chlorid (CuCl_2) darstellen, so sollten auch doppelt so viele Chlorid-Ionen wie Kupfer-Ionen verwendet werden, um anschlussfähig die Erweiterung in die Ionendarstellung vornehmen zu können, in der ebenfalls eine Formeleinheit in drei Ionen zerfällt.

7 Experimentelle Hinführung zum DALTONSchen Atommodell anhand des Kreislaufgedankens

7.1 Kreisläufe im Unterricht

In diesem Kapitel soll eine Möglichkeit der experimentellen Hinführung zum DALTONSchen Atommodell anhand des Kohlenstoffkreislaufes vorgestellt werden. Wie bereits in Kapitel 6 erläutert, ist es in Bezug auf die Diskontinuumsvorstellung wichtig herauszustellen, dass die Stoffe aus vorgebildeten Teilchen bestehen, die nicht erst beim mechanischen Zerteilen zustande kommen. Es ist daher von Vorteil, den Gedanken von der Erhaltung der Atome bei chemischen Reaktionen bei der Einführung des Atommodells in den Vordergrund zu stellen. Hierzu bietet sich die Behandlung eines Stoffkreislaufes besonders an.

Stoffkreisläufe haben generell einen wichtigen Stellenwert innerhalb des naturwissenschaftlichen Unterrichts. Bereits in der Grundschule wird mit den Schülern beispielsweise der Kreislauf des Trinkwassers, dessen Verschmutzung und Wiedergewinnung thematisiert. Der Blutkreislauf ist im Zusammenhang mit der Behandlung des menschlichen Körpers im Biologieunterricht der Mittelstufe ein wichtiger Inhalt. [SCHMIDKUNZ 1996]

Im Biologieunterricht der Oberstufe sind schließlich die globalen Kreisläufe von Kohlenstoff, Stickstoff, Phosphor und ähnlichem von Interesse, welche in Organismen, Ökosystemen und in der Biosphäre mehr oder weniger ständig zirkulieren. [KLAUTKE 1994]

Hierbei wird deutlich, dass der Begriff des Kreislaufs für die Kreisbewegung von sehr unterschiedlichen Substanzen steht. So wird beim Wasserkreislauf der Weg einer Verbindung über verschiedene Stationen betrachtet, ohne dass es dabei zu chemischen Reaktionen kommt. Beim Blutkreislauf liegt dagegen ein Transportsystem für eine ganze Reihe von Nähr- und Abfallstoffen vor [SCHMIDKUNZ 1996]. In den ökologisch bedeutsamen Kreisläufen wie dem Kohlenstoffkreislauf wird hingegen das Zirkulieren der Atome eines Elementes über verschiedene Verbindungen hinweg betrachtet. Weiterhin ist es auch möglich, Kreisläufe unter energetischen Gesichtspunkten zu betrachten, insbesondere in Bezug auf die Speicherung und Abgabe von Wärmeenergie [SCHMIDKUNZ 1996].

Eine gemeinsame Definition für diese sehr verschiedenen Prozesse formuliert SCHMIDKUNZ:

„Ein Kreisprozess ist also ein Vorgang, der von einem bestimmten Zustand ausgeht und über einen oder mehrere Zwischenzustände zum ursprünglichen Zustand zurückkommt. Man kann dabei nicht von einem Anfangs- und Endzustand sprechen, denn alle Zustände hängen innerlich zusammen. [...] Mit dem Begriff „Zustand“ kann sowohl ein materielles System als auch ein energetisches Niveau gemeint sein.“

[SCHMIDKUNZ 1993, S. 234]

Eine große Bedeutung kommt der Behandlung von Kreislaufprozessen im Unterricht in Bezug auf die Umweltbildung der Schüler zu, da Umweltprobleme in der Regel auf lineares Denken und Handeln und die Vernachlässigung von Kreislaufgeschehen zurückzuführen sind. [SCHMIDKUNZ 1993]

Bei Berücksichtigung von Kreisläufen kann die Verschmutzung der Umwelt dagegen beispielsweise durch die Wiederverwertung von Abfallstoffen verringert werden, weshalb bereits seit Jahren in den Haushalten Verpackungen gesammelt werden und das Bemühen besteht, einen möglichst großen Anteil davon zu recyceln. Das Vorbild für die Wiederverwertung der Rohstoffe ist dabei die Natur, in welcher sämtliche Stoffkreisläufe miteinander verknüpft sind und alle Stoffe zurückgewonnen werden können [KRAMB 1996].

Neben der Umweltbildung sieht SCHMIDKUNZ für den Chemieunterricht eine weitere Einsatzmöglichkeit von Kreisprozessen. Die Veranschaulichung chemischer Prozesse in Form von Kreisläufen sieht er als didaktisches Prinzip an, da Schüler des Anfangsunterrichtes hierdurch wichtige Prinzipien der Chemie kennen lernen können. „Den Anfängern soll gezeigt werden, was Chemie ist, was Chemie kann und welche Phänomene damit verbunden sind.“ [SCHMIDKUNZ 1996, S.55]

Wählt man beispielsweise einen einfachen Kupferkreislauf wie in Abb. 7.1, bei dem aus elementarem Kupfer über einige Zwischenstufen wieder Kupfer gewonnen wird, so sehen die Schüler dass das Kupfer nur scheinbar verschwindet, aber auf irgendeine Weise noch in den Verbindungen vorhanden sein muss [SCHMIDKUNZ 1996]. Weitere Varianten von Kupferkreisläufen beschreiben BAUMGÄRTNER und PFEIFFER [BAUMGÄRTNER 1996].

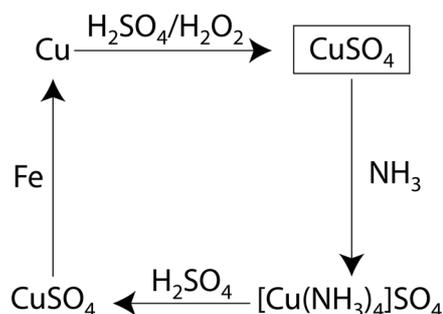


Abb. 7.1: Einfacher Kupferkreislauf, nach [KRAMB 1996]

Führt man den Gedanken, dass „irgendetwas“ vom Kupfer in diesem Kreislauf erhalten bleibt, weiter aus, zeigt sich, dass es möglich ist, mit Hilfe eines Stoffkreislaufes auf die Atomhypothese hinzuführen. Die Tatsache, dass ein Element im Verlaufe verschiedener Reaktionen zwar als Stoff vernichtet wird, aber dennoch zurückgewonnen werden kann, ist auf makroskopischer Ebene nicht zu erklären. Die Erhaltung der Atome in verschiedenen Verbindungen des Kupfers bietet jedoch eine nachvollziehbare Lösung für dieses Phänomen.

7.2 Der Kohlenstoffkreislauf

Dieser Gedankengang kann natürlich nicht nur mit dem Kupferkreislauf getätigt werden, sondern auch am Beispiel anderer Kreisläufe, in denen die Zirkulation von Elementen betrachtet wird. Im Folgenden wird ein Lernzirkel vorgestellt, bei dem das Atommodell anhand des Kohlenstoffkreislaufes eingeführt wird.

Im Gegensatz zum Kupferkreislauf handelt es sich dabei um einen Kreislauf von globaler Bedeutung. Die Wiedergewinnung des Kohlenstoffs ist für die Schüler zudem noch eindrucksvoller, da sie auch über komplexe biologische Vorgänge wie die Fotosynthese hinweg möglich ist. Der Erhalt der Atome wird von Anfang an nicht isoliert für chemische Reaktionen sondern auch für biologische Vorgänge betrachtet.

Vom verzweigten natürlichen Kohlenstoffkreislauf, der in Abb. 7.2 dargestellt ist, werden für den Lernzirkel vereinfachend einzelne Teile ausgewählt und etwas abgewandelt. Der einfache Kohlenstoffkreislauf, der mit dem Lernzirkel erarbeitet werden soll, findet sich in Abb. 7.3.

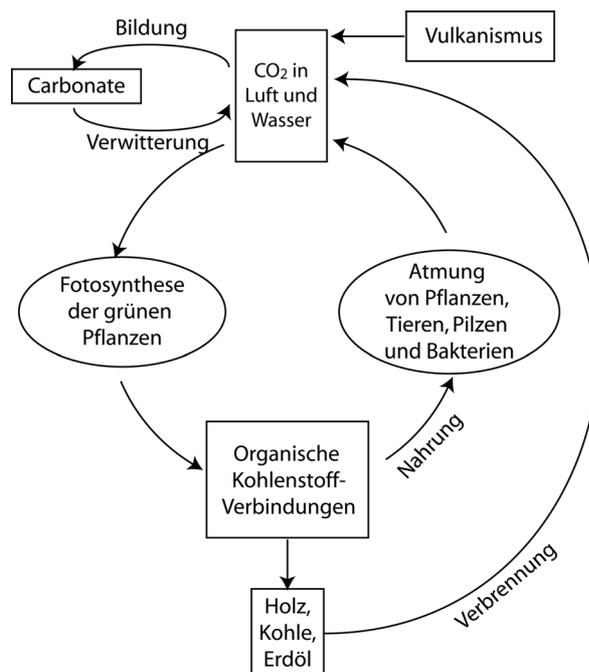


Abb. 7.2: Globaler Kohlenstoffkreislauf, nach [BAYERHUBER 1989]

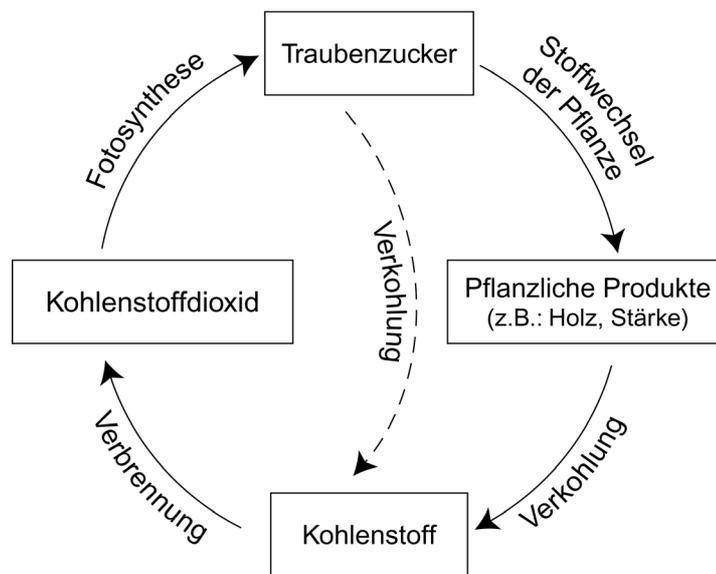


Abb. 7.3: Einfacher Kohlenstoffkreislauf

Beginnt man die Betrachtung des einfachen Kohlenstoffkreislaufs beim elementaren Kohlenstoff, so entsteht durch Verbrennung mit Sauerstoff Kohlenstoffdioxid. Diese Reaktion entspricht der Verbrennung fossiler Rohstoffe im globalen Kohlenstoffkreislauf. Aus dem Kohlenstoffdioxid bauen die Pflanzen in der Fotosynthese Glucose auf, welche im weiteren Stoffwechsel der Pflanze zu allen anderen Pflanzenbestandteilen umgewandelt wird. Durch das Verkohlen kann aus allen diesen kohlenstoffhaltigen Pflanzenbestandteilen wieder Kohlenstoff gewonnen werden. Im natürlichen Kohlenstoffkreislauf ist die Entstehung von Kohle aus pflanzlichen Materialien ein Prozess, der über Jahrtausende abläuft. Durch Erhitzen unter Sauerstoffmangel oder durch Zugabe von konzentrierter Schwefelsäure ist eine Verkohlung im Experiment dagegen sehr schnell zu erreichen.

Somit ist der einfache Kreislauf geschlossen und weitere mögliche Verzweigungen, die im natürlichen Kohlenstoffkreislauf bestehen, wie die Bildung und Freisetzung von Carbonaten und der Vulkanismus, werden nicht berücksichtigt. Auch die Atmung, die ein wichtiger Bestandteil des globalen Kohlenstoffkreislaufes ist, wird nicht in den einfachen Kohlenstoffkreislauf einbezogen, da sie im Prinzip die Umkehrung der Fotosynthese darstellt und der Kreislauf somit sehr schnell geschlossen werden könnte. Für den Anfangsunterricht ist es einfacher einen Kreislauf zu wählen, der möglichst wenige Abzweigungen enthält. Es besteht sogar die Möglichkeit den Kreislauf auf drei Stufen zu reduzieren, indem das Fotosyntheseprodukt Glucose und nicht die entstehenden pflanzlichen Produkte verkohlt werden. In Abb. 7.3 ist diese Möglichkeit mit einem gestrichelten Pfeil gekennzeichnet. Für Schüler ist der Weg über die bekannten Pflanzenprodukte wie das Holz jedoch vermutlich einsichtiger als der über die Glucose.

Die Erarbeitung des Atommodells mit einem ähnlichen, einfachen Kohlenstoffkreislauf ist auch Ziel der Unterrichtseinheit „von erwünschten Verbrennungen und

unerwünschten Folgen“ im Rahmen der Konzeption Chemie im Kontext. Als Ausgangspunkt dient in dieser Unterrichtseinheit die Problematik des anthropogenen Treibhauseffektes. Durch die Frage danach, welche Treibstoffe bei ihrer Verbrennung Kohlenstoffdioxid erzeugen und durch die Betrachtung der Entstehung dieser Treibstoffe, lässt sich ebenfalls ein einfacher Kohlenstoffkreislauf erarbeiten. [SCHMIDT 2003]

Im Gegensatz zu der Einheit von Chemie im Kontext steht im hier vorgestellten Lernzirkel das experimentelle Nachvollziehen des Kohlenstoffkreislaufs im Vordergrund. Ein Schwerpunkt besteht dabei darin, die „Wiedergewinnung“ des Kohlenstoffs durch Verkohlung von pflanzlichen Produkten für die Schüler im Experiment erfahrbar zu machen.

Die Verkohlung spielte auch bei der Erforschung des Pflanzenwachstums eine wichtige Rolle. So bestimmte der Wissenschaftler DE SAUSSURE, der zu Beginn des 19. Jahrhunderts zahlreiche Versuche zur Ernährung von Pflanzen durchführte, mittels Verkohlung den Kohlenstoffgehalt von Pflanzen. Hierzu erhitzte er beispielsweise Pfefferminze und Bohnen in einem geschlossenen Gefäß. Pflanzen von vergleichbarem Frischgewicht ließ er zweieinhalb bis drei Monate an einem sonnigen Platz am Fenster weiterwachsen, wobei er ihre Wurzeln in mit Wasser gefüllte Flaschen stellte. Durch erneute Verkohlung nach diesem Zeitraum stellte DE SAUSSURE fest, dass der Anteil an Kohlenstoff in den Pflanzen während des Wachstums zugenommen hatte. Hieraus schloss er, dass die Pflanzen Kohlenstoff aus dem geringen Anteil an Kohlenstoffdioxid gewinnen, welcher in der atmosphärischen Luft enthalten ist. In diesem Lernzirkel sollen diesem Vorgehen entsprechend Kresse und die Pflanzenbestandteile Holz und Zucker im Schülerversuch verkohlt werden. Eine längere Wachstumsphase zwischen zwei Verkohlungsvorgängen lässt sich dabei aus Zeitgründen nicht realisieren. Im Rahmen des Kreislaufgedankens steht das Erkennen des Kohlenstoffs als Bestandteil der Pflanzen im Vordergrund.

Ein weiterer Schwerpunkt soll in diesem Lernziel der Nachweis des Massenerhaltes für die einzelnen Reaktionsschritte des Kohlenstoffkreislaufs sein. Das Gesetz von der Erhaltung der Masse sollte den Schülern zu diesem Zeitpunkt des Unterrichts bekannt sein und wird dann im Laufe des Lernzirkels wiederholt und gefestigt. Dies ist von Bedeutung, da die Erhaltung der Masse eine wichtige Grundlage für das Verständnis der Erhaltung der Atome bildet.

7.3 Der Kohlenstoffkreislauf als Lernzirkel

7.3.1 Vorteile der Lernzirkelarbeit bei der Erarbeitung des Kohlenstoffkreislaufs

Für die experimentelle Erarbeitung des Kohlenstoffkreislaufs wird hier die Organisationsform des Lernzirkels, die auch als Lernen an Stationen bezeichnet wird, ausgewählt.

Bei dieser Form des Unterrichts wird das Rahmenthema in Teilthemen unterteilt, die von den Schülern anhand verschiedener Materialien an verschiedenen Stellen im Klassenraum, den Stationen, bearbeitet werden. Dabei arbeiten die Schüler in der Regel in Kleingruppen zusammen und können die Reihenfolge der Stationen und die Bearbeitungszeit an den einzelnen Stationen innerhalb bestimmter Vorgaben selbst wählen. [EILKS 2003]

In Bezug auf die Thematik des Kohlenstoffkreislaufes ist dabei insbesondere die Tatsache, dass die Schüler die Stationen in unterschiedlicher Reihenfolge durchführen, vorteilhaft. In einem Unterricht, bei dem alle Schüler gleichzeitig denselben Versuch durchführen, müsste sich der Lehrer für eine Anordnung der Versuche entscheiden und somit gewissermaßen einen „Anfang“ des Kreislaufes vorgeben. Im Stationslernen beginnen alle Schüler an einer anderen Stelle des Kreislaufes und sehen anschließend, dass jeder Versuch als Einstieg in die Versuchsabfolge geeignet ist, da es in einem Kreislauf keinen Anfang und kein Ende gibt.

Darüber hinaus bietet die Lernzirkelarbeit generell eine Möglichkeit, den Chemieunterricht methodisch zu bereichern und zu öffnen. Das Lernen in einem Lernzirkel fordert die Aktivität der Schüler heraus, da sie eine verhältnismäßig hohe Verantwortung für das eigene Lernen übernehmen müssen und es bei den Stationen immer solche gibt, die Elemente von Handlungsorientierung enthalten [STÄUDEL 2000]. Innerhalb der Vorgaben des Lehrers entscheiden sie selbst, wie viel Zeit sie für einzelne Stationen aufwenden und in welcher Reihenfolge sie die Stationen bearbeiten. Dabei müssen die Schüler dafür sorgen, dass sie alle erforderlichen Aufgaben erledigen, und auch die Sicherung der Ergebnisse und in manchen Fällen sogar deren Kontrolle ist hier die Aufgabe der Schüler.

Das Angebot von unterschiedlichen Materialien wie Informationstexten, Grafiken, Versuchsanleitungen, Experimentiermaterialien und Anschauungsobjekten eröffnet dabei verschiedene Zugänge zum Thema, so dass unterschiedliche Interessen und unterschiedliche Lerntypen bei den Schülern angesprochen werden [BEUREN 2000].

Beim gemeinsamen Bearbeiten der Stationen in der Kleingruppe ist gegenseitige Rücksichtnahme erforderlich und es besteht die Möglichkeit, sich bei Schwierigkeiten gegenseitig zu helfen. Der Lehrer hat dabei neben dem Entwerfen des Lernzirkels, die Rolle des Beobachters, des Beraters und bei Bedarf die des zurückhaltenden Helfers [BEUREN 2000]. Bei der Durchführung von Versuchen ist in einigen Fällen eine etwas

größere Hilfestellung durch den Lehrer erforderlich, da Schüler nicht mit allen Geräten und Chemikalien selbstständig umgehen können oder dürfen.

Insgesamt erlernen die Schüler bei der Lernzirkelarbeit nicht nur fachliche Inhalte, sondern erhalten auch die Möglichkeit methodische und soziale Kompetenzen zu entwickeln [BEUREN 2000]. Der Grad an Eigenverantwortung und Selbständigkeit der Schüler kann beim Lernen an Stationen jedoch im Vergleich zu anderen Formen des offenen Unterrichts besonders gut vom Lehrer gesteuert werden, je nachdem, wie eng er die Vorgaben in Bezug auf den zeitlichen Rahmen und die inhaltliche Ausgestaltung der Aufgaben setzt [LEERHOFF 2000].

Der hier vorgestellte Lernzirkel wurde für Schüler des Chemieanfangsunterrichtes konzipiert und enthält sehr konkrete Aufgabenstellungen. Weiterhin ist der Umfang der Aufgaben an den Stationen und die Anzahl von sechs Stationen verhältnismäßig gering, um eine Überforderung der Schüler zu vermeiden.

Bei einem Überangebot an Lernstationen besteht die Gefahr, dass Schüler, die nicht mit der Methode vertraut sind, den Überblick verlieren und oberflächlich und flüchtig arbeiten, um alle Stationen schnell zu absolvieren. Dagegen bieten auch wenige Stationen bereits *„mehr Abwechslung als der herkömmliche Unterricht und wirken sich positiv auf die Lernmotivation aus“* [BEUREN 2000, S. 7].

7.3.2 Die Durchführung des Lernzirkels

Damit ein Thema in Form eines Lernzirkels durchgeführt werden kann, muss es sich in Teilbereiche unterteilen lassen, deren Bearbeitung unabhängig von den anderen Teilbereichen möglich ist. Für einen Lernzirkel sind also solche Stationen gut geeignet, die nicht aufeinander aufbauen und die bezogen auf den gesamten Lernzirkel voraussetzungslos sind [STÄUDEL 2000]. Dies lässt sich bei der Behandlung des Kohlenstoffkreislaufs gut realisieren, da die Teilprozesse Verbrennung, Verkohlung, Fotosynthese und Stoffwechsel der Pflanze zunächst unabhängig voneinander betrachtet werden können und für sich gesehen sinnvoll sind. Eine weitere Bedingung für sinnvolles Stationenlernen ist, dass die Inhalte der Stationen in einem Gesamtkonzept stehen [STÄUDEL 2000]. Dies ist in diesem Fall dadurch gegeben, dass sich die an den Stationen behandelten Prozesse nach dem Lernzirkel zum Kreislauf zusammensetzen lassen.

Der Lernzirkel zum Kohlenstoffkreislauf besteht aus sechs Stationen, an denen die Wortgleichungen der Teilschritte ermittelt werden. Hieraus kann nach dem Durchführen der Stationsarbeit erarbeitet werden, dass jedes Produkt einer beliebigen Reaktion als Edukt für eine andere Reaktion dienen kann. Darüber hinaus wird die Masse der Reaktionspartner vor und nach den einzelnen Teilschritten des Kohlenstoffkreislaufs untersucht.

Zu jeder Station wurde ein Schülerarbeitsblatt konzipiert (s. Anhang), das die Versuchsanleitungen und Aufgabenstellungen enthält und zur Ergebnissicherung verwendet werden kann. Dazu findet sich in Abschnitt 7.3.7 jeweils ein Lehrerar-

beitsblatt, auf welchem zusätzlich zu den Inhalten der Schülerarbeitsblätter Geräte-
listen für die Versuche und die Lösungen der Aufgaben verzeichnet sind. Bei den
sechs Stationen handelt es sich ausschließlich um Pflichtstationen, was bedeutet, dass
jeder Schüler jede Station bearbeiten muss. Ansonsten ist es durchaus üblich, den
Schülern beim Stationenlernen einige oder sogar alle Stationen zur Wahl anzubieten
und nur die Mindestanzahl der zu bearbeitenden Stationen festzulegen [BEUREN 2000].
Dabei können die Schüler dann nach ihren Vorlieben auswählen und die Schüler
können weitere Stationen bearbeiten, wenn sie schneller vorgehen als andere und
besonders interessiert sind. In diesem Lernzirkel besteht jedoch keine Wahlmöglichkeit
bezüglich der zu bearbeitenden Stationen, da die Bearbeitung aller Aspekte zum
Aufstellen des Kohlenstoffkreislaufes erforderlich ist und zugleich der Umfang des
Lernzirkels überschaubar bleiben sollte. Eine Erweiterung wäre aber vor allem für
Klassen denkbar, die mit der Methode des Stationenlernens bereits vertraut sind (vgl.
Abschnitt 7.3.4).

Für die Durchführung des Lernzirkels wird in etwa eine Doppelstunde benötigt, an die
sich noch eine weitere Stunde zur Auswertung des Kreislaufes anschließt. Diese
Zeitangabe kann jedoch nur als Richtwert angesehen werden, da der Zeitbedarf von
mehreren Faktoren abhängt. So spielt es eine Rolle, in wie weit der Lernzirkel vom
Lehrer vorbereitet wird, also ob er beispielsweise die Versuche vor dem Unterricht
aufgebaut hat. Übernehmen dies die Schüler, denen die Materialien für die Stationen
z.B. in Schuhkartons bereit gestellt werden können [BEUREN 2000], wird mehr Zeit
benötigt. Auch ist von Bedeutung, ob die Schüler mit der Methode des Stationenler-
nens vertraut sind, oder ob zunächst eine Einführung in den Ablauf eines Lernzirkels
erfolgen muss. Weiterhin ist der Zeitumfang dieses Lernzirkels vom experimentellen
Geschick der Schüler abhängig. Damit es beim Bearbeiten des Lernzirkels nicht zu
Wartezeiten kommt, sollten zudem mehr Stationen als Schülergruppen vorhanden
sein. Je nach Klassengröße und gewählter Größe der Kleingruppen wird es bei diesem
relativ kleinen Lernzirkel vermutlich nötig sein, alle Stationen doppelt oder sogar
dreifach aufzubauen. Dies sollte neben dem zusätzlichen organisatorischen Aufwand
keine Probleme bereiten, da nur gebräuchliche Chemikalien oder Geräte verwendet
werden.

7.3.3 Die Stationen des Lernzirkels

Die sechs Stationen wurden im Gegensatz zu den meisten anderen Lernzirkeln nicht
durchnummeriert, um keine Reihenfolge vorzugeben.

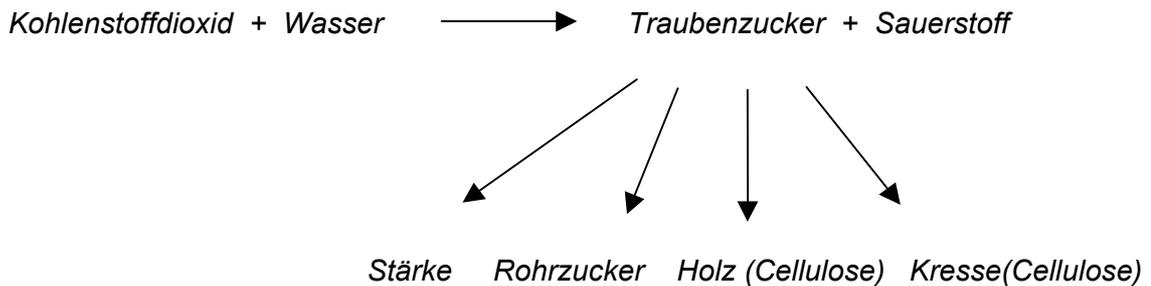
Die Station „*Kohle im Kolben*“ beinhaltet die Durchführung einer Abwandlung eines
Versuches von ROBERT BOYLE (vgl. Kapitel 4 und Versuch 12.2.1.3), mit der die Er-
haltung der Masse bei Verbrennungen demonstriert werden kann. Hierbei wird
Aktivkohle in einen Erlenmeyerkolben gegeben, der mit Sauerstoff aufgefüllt und mit
Hilfe eines Luftballons verschlossen wird. Beim Erhitzen mit dem Gasbrenner glüht die
Kohle hell auf und verbrennt mit dem Sauerstoff zu farblosem Kohlenstoffdioxid. Die

Masse des Kolbens wird vor und nach der Reaktion durch Wägung bestimmt. Es tritt keine Massendifferenz auf, was viele Schüler überraschen wird, da der mit Kohlenstoffdioxid gefüllte Kolben „leer“ zu sein scheint. Gerade bei dieser Teilreaktion des Kohlenstoffkreislaufs ist es wichtig, die Massenerhaltung zu demonstrieren, da bei einem großen Anteil der Schüler im Anfangsunterricht die Vorstellung vorherrscht, gasförmige Stoffe seien generell leichter als Feststoffe. Darüber hinaus werden Verbrennungen aus der Alltagserfahrung heraus häufig mit Vernichtung in Verbindung gebracht (vgl. Kapitel 7.4).

Neben der Feststellung des Massenerhalts können die Schüler in diesem Versuch die Reaktionsgleichung in Form von Wortgleichungen selbst aufstellen, da das Reaktionsprodukt Kohlenstoffdioxid mittels Kalkwasser nachgewiesen werden kann. Die Durchführung dieses Versuchs dauert etwas länger als die anderen Stationen des Lernzirkels, da der Kolben nach dem Versuch auf Raumtemperatur abkühlen muss, bevor erneut gewogen werden kann. Weiterhin ist zu beachten, dass die Schüler zu diesem Zeitpunkt im Unterricht noch nicht unbedingt gelernt haben, Gasflaschen zu bedienen, so dass sie zum Füllen des Kolbens mit Sauerstoff auf die Hilfe des Lehrers angewiesen sind.

Die Stationen „*Pflanzenwachstum A*“ und „*Pflanzenwachstum B*“ beschäftigen sich mit der Fotosynthese und der Umwandlung des Fotosynthese-Produkts Glucose. Diese für das Leben auf der Erde grundlegenden Prozesse haben einen hohen Stellenwert im Biologieunterricht. Die Einführung dieser Thematik kann daher nicht im Chemieunterricht und erst recht nicht als einer von vielen Punkten innerhalb eines Lernzirkels erfolgen. Die Durchführung dieser Lernzirkelstationen ist somit nur dann sinnvoll, wenn die Fotosynthese bereits im Biologieunterricht behandelt wurde und die Schüler auf entsprechende Kenntnisse zurückgreifen können. Dies sollte aber keine Probleme ergeben, da die Fotosynthese im Biologieunterricht in Klasse 7 in Zusammenhang mit den Grundlagen des Stoffwechsels und der Zellenlehre behandelt wird [RRL-BIO 1994, S. 18] und das DALTONSche Atommodell, selbst bei Beginn des Chemieunterrichts in Klasse 7, erst in Klasse 8 behandelt werden soll.

Die Station „*Pflanzenwachstum A*“ (vgl. Abb. 7.9) enthält zunächst einen Informationstext, der einen Überblick über die Fotosynthese und die Umwandlung der Glucose bietet und den Schülern Gelegenheit gibt, ihr Wissen über die Fotosynthese aufzufrischen. Nach dem Lesen dieses Textes ist es die Aufgabe der Schüler, die zugehörigen Reaktionsgleichungen in Form von Wortgleichungen aufzustellen. Die Schüler sollen die Gleichungen jedoch zunächst nicht formulieren, sondern durch das Anordnen von Gefäßen, die die an der Fotosynthese beteiligten Stoffe enthalten, auf dem Tisch zusammenstellen. Nach dem Sortieren der Gefäße können diese mit Reaktionspfeilen aus Pappe zur Reaktionsgleichung verbunden werden. Die so erzielte Anordnung soll dann zur Ergebnissicherung notiert werden:



Diese Vorgehensweise ist für Schüler vermutlich motivierender als das reine Notieren der Reaktionsgleichung, da die Schüler hier die an der Reaktion beteiligten Stoffe in die Hand nehmen können. Zudem stellt sie eine methodische Abwechslung zur üblichen Vorgehensweise dar.

In der Station „Pflanzenwachstum B“ (vgl. Abb. 7.10) wird betrachtet, was mit der Masse der Pflanzen im Laufe der Fotosynthese geschieht. Auf dem Arbeitsblatt sind dazu zwei Pflanzenversuche beschrieben, die wegen ihres hohen Zeitbedarfs nicht von den Schülern durchgeführt werden können. Bei Versuch 1 in Abb. 7.10 handelt es sich um einen historischen Versuch des Chemikers DE SAUSSURE. Er bestimmte die Masse junger Erbsenpflanzen, deren Wurzeln in ein Glas Wasser eintauchten, im Abstand von 10 Tagen und konnte dabei einen Massenzuwachs feststellen [DE SAUSSURE 1890, S. 21]. Die Schüler können den Massenzuwachs der Erbsenpflanzen mit dem Aufbau von Glucose aus dem Kohlenstoffdioxid, welches sich in der Luft befindet, und dem Wasser, in welchem die Wurzeln der Pflänzchen stehen, erklären. Das Ergebnis dieses Versuches stimmt mit den Alltagserfahrungen der Schüler überein, wonach „Wachstum“ für gewöhnlich mit einer Massenzunahme assoziiert wird.

Dagegen ist vermutlich das Ergebnis des zweiten Versuches, bei dem das Wachstum von Kressesamen in einem geschlossenen Rundkolben betrachtet wird, überraschender. Innerhalb von fünf Tagen wachsen die Kressesamen zu etwa 5 cm hohen Pflanzen heran, wobei sich die Masse des Kolbens nicht ändert (vgl. Versuch 12.2.3.2).

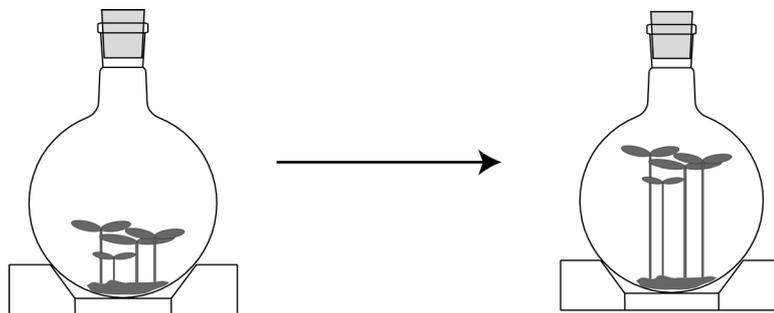


Abb. 7.4: Wachstum von Kresse im geschlossenen Kolben

Die Schüler können hier erkennen, dass eine Massenzunahme auch beim Wachstum der Pflanze nur dann eintritt, wenn Stoffe von außen aufgenommen werden. In einem geschlossenen System, wie es in Versuch 2 in Abb. 7.10 beschrieben wird, gilt dagegen auch für die Fotosynthese das Gesetz von der Erhaltung der Masse.

An den drei Stationen zum Verkohlen wird jeweils ein Pflanzenprodukt durch die Einwirkung von Hitze bzw. konzentrierter Schwefelsäure verkohlt. Hierbei können die Schüler erkennen, wie der jeweilige Stoff zersetzt wird und Kohlenstoff, der an der schwarzer Farbe (vgl. Abb. 7.5) identifiziert werden kann, zurückbleibt.



Abb. 7.5: Verkohlte Pflanzenprodukte

In der Station „*Verkohlen A*“ (vgl. Abb. 7.11) werden Streichhölzer im Reagenzglas mit dem Bunsenbrenner erhitzt (vgl. Versuch 12.2.2.5). In den aufsteigenden Dämpfen kann mit Hilfe von Kupfersulfat-Teststäbchen, deren Herstellung in Kapitel 12.2.2.1 beschrieben ist, Wasser nachgewiesen werden. Die Schüler sind also in der Lage, für die vorliegende Reaktion die Wortgleichung „*Holz* → *Kohlenstoff* + *Wasser*“ mit Hilfe ihrer Beobachtung aufzustellen. Hierbei handelt es sich um eine Vereinfachung des Vorgangs, da Holz im engeren Sinne nicht als einheitlicher Stoff aufgefasst werden kann und die Verkohlung von Holz ein sehr komplizierter Vorgang ist, bei dem neben Kohlenstoff und Wasser viele weitere Stoffe entstehen (vgl. Kapitel 7.3.8.2). Bei der Erarbeitung des einfachen Kohlenstoffkreislaufs ist es sinnvoll, sich zugunsten einer höheren Übersichtlichkeit auf die Produkte Kohlenstoff und Wasser zu beschränken. Wegen der entstehenden Gase sollte der Versuch nach Möglichkeit unter dem Abzug durchgeführt werden. Wurde allerdings die Einführung der chemischen Reaktion bereits am Beispiel der Holzverkohlung vollzogen, so sind den Schülern weitere gasförmige Reaktionsprodukte bekannt, so dass diese zusätzlich in der Wortgleichung berücksichtigt werden können (z.B.: *Holz* → *Kohlenstoff* + *Wasser* + *Gas*).

Einen ähnlichen Versuch beinhaltet die Station „*Verkohlen B*“, (vgl. Abb. 7.11) an der die Schüler Kresse in einer Abdampfschale verkohlen sollen (vgl. Versuch 12.2.2.7). Auch hier kann freiwerdendes Wasser mit Hilfe eines Teststäbchens nachgewiesen und eine einfache Wortgleichung aufgestellt werden. Dabei ist zu bedenken, dass das Wasser, das die Schüler hier nachweisen, nicht nur aus der Zerlegung des pflanzlichen Materials stammt, sondern auch aus den Gefäßen und Zellen der Pflanze stammt.

Die Station „*Verkohlen C*“ (vgl. Abb. 7.12) beschäftigt sich schließlich mit der Erhaltung der Masse beim Verkohlen von Rohrzucker (vgl. Versuch 12.2.2.3). Da beim Verkohlen durch Erhitzen Gase entstehen, die bei einer Betrachtung des Massenerhalts aufgefangen werden müssten, wird in diesem Versuch konzentrierte Schwefelsäure zur Zersetzung verwendet. Zusätzlich lernen die Schüler auf diese Weise eine weitere Methode zur Verkohlung von Stoffen kennen. Da konzentrierte Schwefelsäure auch an

der Haut Schäden verursachen kann, wurde der Versuch so gestaltet, dass nur sehr wenig Schwefelsäure verwendet wird und die Schüler nicht in Kontakt damit kommen.

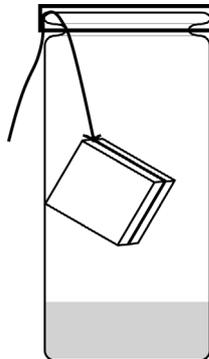


Abb. 7.6: Versuchsaufbau zum Verkohlen von Zucker mit konzentrierter Schwefelsäure

Der Lehrer füllt hierzu vor Beginn des Lernzirkels für jede Schülergruppe etwas Schwefelsäure in ein Rollrandgläschen. Die Schüler müssen dann nur noch ein Stück Würfelzucker an einem Bindfaden befestigen und es in das Gläschen geben. Dabei wird es zunächst so eingehängt, dass kein Kontakt zur Schwefelsäure besteht, und eine erste Wägung durchgeführt. Anschließend wird der Zucker in die Säure hinabgelassen. Innerhalb weniger Minuten verfärbt sich das Zuckerstück schwarz und das Gefäß kann erneut gewogen werden, wodurch die Schüler den Massenerhalt auch für die Verkohlung nachweisen können. Dieser Versuch sollte wegen des Einsatzes der konzentrierten Schwefelsäure nur unter der Aufsicht des Lehrers durchgeführt werden.

7.3.4 Möglichkeiten zur Erweiterung des Lernzirkel

Möchte man den hier vorgestellten Lernzirkel erweitern, so können zusätzliche Stationen angeboten werden, wodurch der Zeitbedarf für den Lernzirkel steigt. In Kapitel 12.2 sind neben den in den Arbeitsblättern verwendeten Versuchen weitere Experimente zu den Themen Fotosynthese, Verbrennen und Verkohlen zu finden. Für weitere Stationen bieten sich das Verkohlen weiterer Stoffe wie Rohrzucker, Traubenzucker und Stärke im Reagenzglas (Versuch 12.2.2.4) und das Verfolgen der Kohlenstoffdioxid-Aufnahme von Pflanzen mittels Indikator (siehe Zusatzstation Pflanzenversuch Abb. 7.13). Während das Verkohlen von weiteren Stoffen im Reagenzglas eine Vertiefung eines bereits im Lernzirkel enthaltenen Versuchs bedeutet, ist die Verfolgung des Kohlenstoffdioxid-Verbrauches ein ganz neuer, sehr anspruchsvoller Versuch. Es muss hier ein Zusammenhang zwischen dem Farbumschlag der Lösung und dem Kohlenstoffdioxid-Verbrauch der Pflanze hergestellt werden, was an Schüler, die den Umgang mit Indikatoren nicht gewohnt sind, eine hohe Anforderung stellt. Auch die Durchführung des Versuches, bei der die Flüssigkeitsmenge abgemessen und Gas mit der Spritze eingefüllt werden muss,

erfordert einiges handwerkliches Geschick. Auf der anderen Seite ist dieser Versuch aber auch sehr motivierend, da der Prozess der Fotosynthese, der ansonsten nur theoretisch behandelt wird, über die Farbveränderung sichtbar wird.

Die größte Schwierigkeit besteht bei diesem Versuch darin, dass er nach dem Aufbau mindestens noch 40 Minuten stehen muss, um ein eindeutiges Versuchsergebnis zu erbringen. Damit ist der Zeitumfang im Vergleich zu den anderen Stationen und der insgesamt vorgesehenen Zeit für den gesamten Lernzirkel sehr hoch. Möchte man diesen Versuch dennoch einsetzen, besteht die Möglichkeit, ihn zu Beginn der Stationsarbeit von einer Schülergruppe aufbauen zu lassen und die anderen Gruppen notieren nach und nach die Farbveränderung an einem bei der Station ausliegenden Arbeitsblatt. Am Ende können dann alle Schüler die gesammelten Ergebnisse übernehmen.

7.3.5 Die Auswertung der Stationsarbeit

Zur Auswertung des Lernzirkels müssen die Ergebnisse der Schüler zunächst zusammengetragen werden. An der Tafel oder auf einem weiteren Arbeitsblatt werden dazu die Wortgleichungen der Teilreaktionen so oder ähnlich gesammelt:

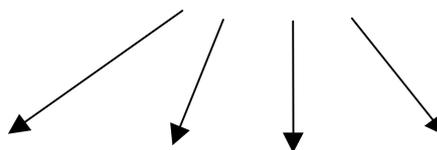
Verbrennen:

Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid

Fotosynthese + Stoffwechsel der Pflanze:

Kohlenstoffdioxid + Wasser

→ *Traubenzucker + Sauerstoff*



Stärke Rohrzucker Holz (Cellulose) Kresse (Cellulose)

Verkohlen:

Holz → Kohlenstoff + Wasser

Kresse → Kohlenstoff + Wasser

Nach dem Sammeln der Wortgleichungen erhalten die Schüler die Aufgabe, die Reaktionen in eine sinnvolle *Anordnung* zu bringen. Eine mögliche Reihenfolge beginnt mit dem Kohlenstoffdioxid aus der Verbrennung. Dieses kann als Ausgangsstoff in der Fotosynthese eingesetzt werden. Das Fotosynthese-Produkt Glucose wird wiederum im Stoffwechsel der Pflanze in die verschiedenen Pflanzenprodukte wie Stärke, Rohrzucker und Cellulose umgewandelt, deren Verkohlungen Kohlenstoff ergibt.

Eine solche Reihe kann aber mit jedem beliebigen Teilschritt begonnen werden, so dass von den Schülern vier verschiedene Anordnungen genannt werden könnten:

- A) Verbrennen → Fotosynthese → Stoffwechsel der Pflanze → Verkohlen
- B) Fotosynthese → Stoffwechsel der Pflanze → Verkohlen → Verbrennen
- C) Stoffwechsel der Pflanze → Verkohlen → Verbrennen → Fotosynthese
- D) Verkohlen → Verbrennen → Fotosynthese → Stoffwechsel der Pflanze

Aus der Erkenntnis, dass jeder beliebige Teilschritt als Anfang für eine Reaktionsfolge gewählt werden kann, folgt die Möglichkeit, diese Teilschritte in Form eines einfachen Kreislaufs anzuordnen (siehe Abb. 7.3).

Nach dem Aufstellen des einfachen Kreislaufs sollte der Blick der Schüler darauf gerichtet werden, was mit dem Kohlenstoff während des Kreislaufes passiert. Den Schülern sollte aus dem vorangegangenen Unterricht bereits bekannt sein, dass es sich bei Kohlenstoff um ein Element handelt, also um einen Stoff der nicht weiter zerlegt werden kann. Dies ist der Element-Begriff im Sinne LAVOISIERS (vgl. Kapitel 4); die Auffassung, dass ein Element ein Stoff ist, der nur aus einer Sorte von Atomen besteht, wird in diesem Zusammenhang erst erarbeitet. Für die Schüler wird es somit einleuchtend sein, den Weg des Kohlenstoffs durch den Kreislauf zu verfolgen und nicht etwa den des Kohlenstoffdioxids oder einer anderen Verbindung.

Dabei bietet es sich an, mit dem elementaren Kohlenstoff und dessen Verbrennung im BOYLE-Versuch zu beginnen. Betrachtet man den Kreislauf von hier aus gesehen, steht an seinem Anfang und an seinem Ende jeweils elementarer Kohlenstoff, welcher dazu verwendet werden könnte einen neuen Durchgang durch den Kreislauf zu beginnen. Zur Vertiefung dieser Erkenntnis besteht die Möglichkeit, den Versuch „*Kohle im Kolben*“ noch einmal mit verkohltem Holz oder verkohlter Kresse aus der Lernzirkelarbeit durchzuführen. Geschieht dies in Form eines Demonstrationsexperiments, kann als Reaktionsgefäß statt des Erlenmeyerkolbens auch ein großer Rundkolben verwendet werden, worin der Versuch besonders eindrucksvoll ist (vgl. Versuch 12.2.1.2 und Video 04).

Da sowohl am Anfang als auch am Ende des Kreislaufes trotz der vielfältigen Umwandlungen Kohlenstoff vorhanden ist, wird deutlich, dass „etwas“ vom Kohlenstoff erhalten bleibt. In Form des Stoffes Kohlenstoff liegt er jedoch nur am Anfang und am Ende des Kreislaufes vor, wenn man den Anfang und das Ende entsprechend wählt. Denn als Stoff wird er nur über seine Eigenschaften definiert wie WENINGER [WENINGER 1982a, b] ausführt. Da die Schüler den Kohlenstoff anhand dessen makroskopischer Erscheinung, insbesondere der schwarzen Farbe identifizieren, die nur zu Beginn und zu Ende des Kreislaufes vorliegt, deckt sich ihre Beobachtung des „Verschwindens“ des Kohlenstoffes bei der Bildung des Kohlenstoffdioxids mit der Vernichtung des Stoffes im Sinne WENINGERS. Dennoch muss „irgendetwas“ vom Kohlenstoff den Kreislauf durchwandern, denn sonst könnte aus den phänomenologisch völlig unterschiedlichen Stoffen, die sich im Laufe des Kreislaufes bilden, nicht erneut Kohlenstoff erhalten werden.

Aus dieser Problemsituation bietet nur die DALTONSche Atomhypothese (vgl. Kapitel 4.6.1) einen Ausweg, die den Schülern an dieser Stelle des Unterrichts vom Lehrer vorgestellt werden kann.

Der Kohlenstoffkreislauf bietet den Schülern also nicht die Möglichkeit, selbst die Existenz von Atomen zu erschließen, er bietet aber eine Motivation für die Schüler, mehr über den Aufbau der Stoffe erfahren zu wollen. Das im Kohlenstoffkreislauf zu beobachtende Phänomen, dass ein Stoff, der bereits in einer Reaktion vernichtet wurde, wiedergewonnen werden kann, kann mit dem gegenwärtigen Wissen der Schüler nicht erklärt werden.

In diesem Zusammenhang wird der Blick der Schüler für den wesentlichen Unterschied zwischen der stofflichen, makroskopischen Ebene gegenüber der atomaren Ebene geschärft, denn aus der Diskussion heraus wird bereits deutlich, dass Atome selbst keine Stoffeigenschaften besitzen. Erst ein Teilchenverbund kann als Stoff angesehen werden.

Nach der Einführung der Atomhypothese sind die Schüler in der Lage nachzuvollziehen, was mit den Kohlenstoffatomen im Verlauf des Kreislaufs passiert. Sie sollten erkennen, dass im Kohlenstoffkreislauf in jeder beteiligten Verbindung Kohlenstoffatome vorhanden sind. Für die Pflanze und die Pflanzenprodukte wird dies in der Stationsarbeit durch das Verkohlen nachgewiesen. Im Kohlenstoffdioxid muss es zwangsläufig der Fall sein, da der Kreislauf sonst nicht geschlossen werden könnte. Die Vorstellung, dass ein farbloses Gas jedoch Kohlenstoffatome enthalten kann und dass aus ihm eine Rückgewinnung von Kohlenstoff möglich ist, ist für Schüler besonders schwer nachzuvollziehen, wie das folgende Zitat zeigt:

„Der Formel nach müsste sich natürlich aus Kohlendioxid wieder Kohlenstoff herstellen lassen. Aber in Wirklichkeit ist es natürlich unmöglich, aus einem farblosen Gas einen festen schwarzen Stoff herauszuholen.“
Schüler, 16 Jahre“ [PFUNDT 1975].

Um den Schülern zu verdeutlichen, dass auch Kohlenstoffdioxid Kohlenstoffatome enthält, kann das Kohlenstoffdioxid mit Hilfe von Magnesium reduziert werden. Hierbei handelt es sich um einen Versuch, der in Zusammenhang mit der Einführung der Redoxreaktion oder der Einordnung von Kohlenstoff in die Redoxreihe in vielen Schulbüchern beschrieben ist (z.B. [JÄCKEL 1993, S. 84] und [EISNER 1995, S. 96]). Eine Möglichkeit, die Reduktion des Kohlenstoffdioxids durchzuführen, besteht darin, ein brennendes Magnesiumband in einen mit Kohlenstoffdioxid gefüllten Standzylinder zu halten. Das Magnesiumband brennt in der Gas-Atmosphäre hell leuchtend weiter, und nach Beendigung des Versuches befinden sich an den Wänden des Reaktionsgefäßes weißes Magnesiumoxid und schwarzer Kohlenstoff. Die Schüler sehen so, dass sich auch aus dem farblosen Kohlenstoffdioxid der Stoff Kohlenstoff gewinnen lässt.

Beim Einsatz dieses Versuches ist jedoch zu bedenken, dass bei der Reaktion nicht nur Kohlenstoff und Magnesiumoxid entsteht, wie dies in den meisten Büchern be-

schrieben wird. So reagieren nur etwa 50 % des eingesetzten Kohlenstoffdioxids und des Magnesiums zu Kohlenstoff und Magnesiumoxid, während aus den restlichen Ausgangsstoffen Magnesiumcarbide entstehen, die ebenfalls eine gräuliche bis schwarze Farbe aufweisen. [MÖLLERING 1999]

Neben dem Nachvollziehen des Weges der Kohlenstoffatome durch den Kreislauf sollte bei der Auswertung des Kohlenstoffkreislaufes auch die Massenerhaltung, die für alle Teilreaktionen des Kohlenstoffkreislaufes experimentell nachgewiesen wurde, auf Grundlage der neu eingeführten Atomtheorie durchdacht werden. Dehnt man nämlich die Betrachtung der Atome vom Verfolgen der Kohlenstoffatome auf die Atome aller beteiligten Stoffe aus, so kann den Schülern verdeutlicht werden, dass bei einer Erhaltung von Atomen, die jeweils eine spezifische Masse haben, auch die Gesamtmasse von Edukten und Produkten übereinstimmen muss. Somit können sie das zuvor lediglich gelernte und experimentell nachgewiesene Gesetz von der Erhaltung der Masse auf einer tieferen Ebene verstehen.

Hieran anknüpfend könnten dann im Unterricht anhand geeigneter Versuche die Gesetze der konstanten und multiplen Proportionen und deren Deutung mittels DALTONSchen Atommodells behandelt werden.

7.3.6 Darstellung des Kreislaufes im Symbolteilchenmodell und im Atommodell

Bei der Erarbeitung des Kreislaufes besteht die Möglichkeit, die ablaufenden Reaktionen auf Teilchenebene grafisch darzustellen. Dabei muss zunächst ein einfaches Teilchenmodell verwendet werden, da die Schüler die Atome in diesem Zusammenhang erst kennen lernen. In Abb. 7.7 auf S. 87 sind Reaktionen des Kohlenstoffkreislaufes im Symbolteilchenmodell zu sehen, welches in Kapitel 6 vorgestellt wird. Dabei finden sich zwei verschiedene Varianten, da zwei Möglichkeiten für die Darstellung von Elementen im Symbolteilchenmodell bestehen. Weiterhin sind die entsprechenden Reaktionen im DALTONSchen Atommodell gezeigt. Nach der Einführung des Atommodells kann die Darstellung im Symbolteilchenmodell durch diejenige im Atommodell ersetzt werden, wenn die Formeln der beteiligten Stoffe bekannt sind. Für die Glucose, deren Aufbau im Anfangsunterricht nicht behandelt wird, kann weiterhin das Symbolteilchen verwendet werden.

7.3.7 Lehrerarbeitsblätter

Im Anschluss an Abb. 7.7 folgen die Lehrerarbeitsblätter zur Stationsarbeit, die neben den Versuchsaufbauten und Schüleraufgaben auch Zusatzinformationen, wie eine Geräte und Chemikalienliste, sowie die Beispielantworten enthalten (Abb. 7.8 bis Abb. 7.13). Die Schülerarbeitsblätter sind im Anhang beigelegt.

Der Kohlenstoffkreislauf am Beispiel Kresse

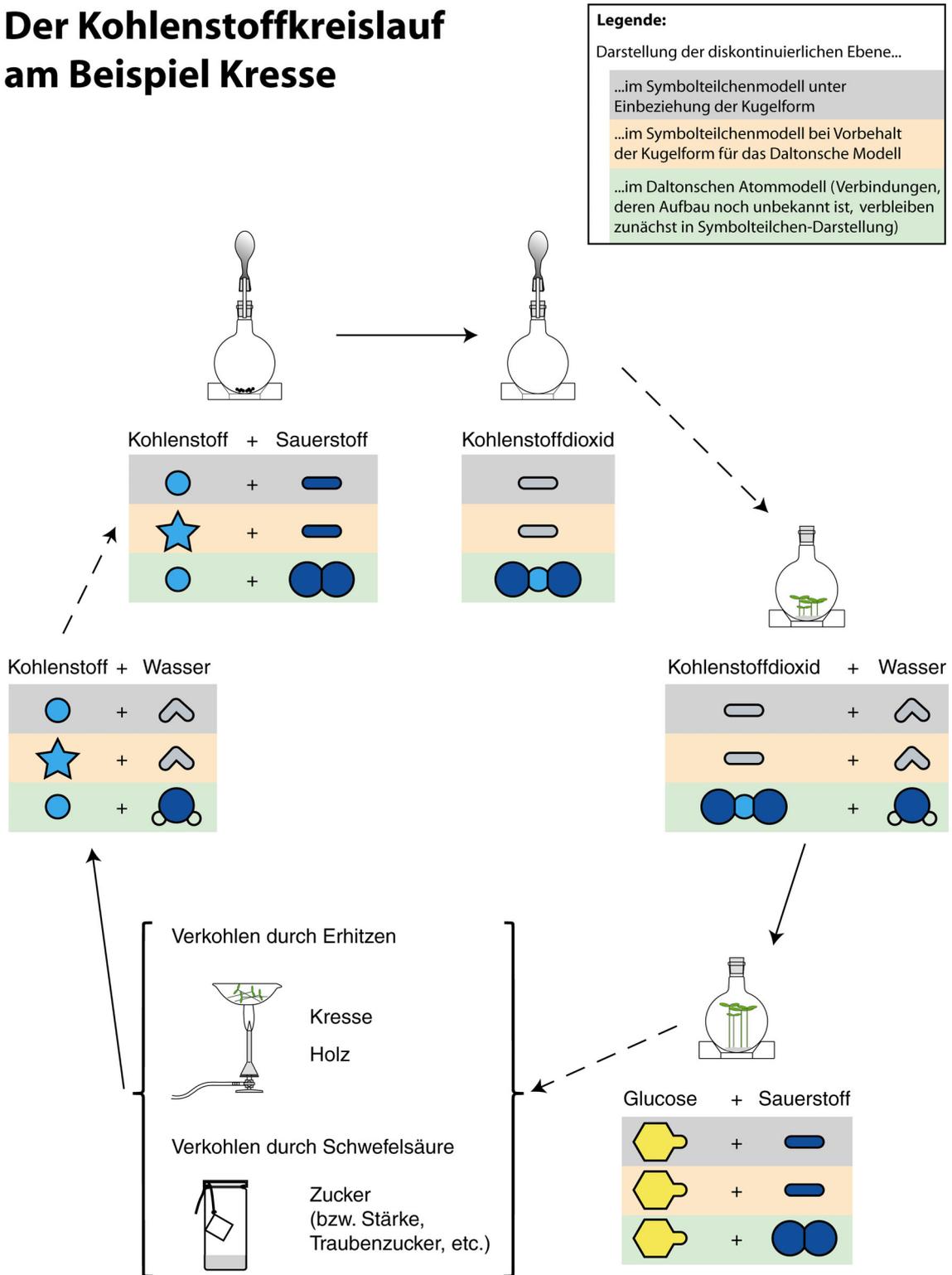
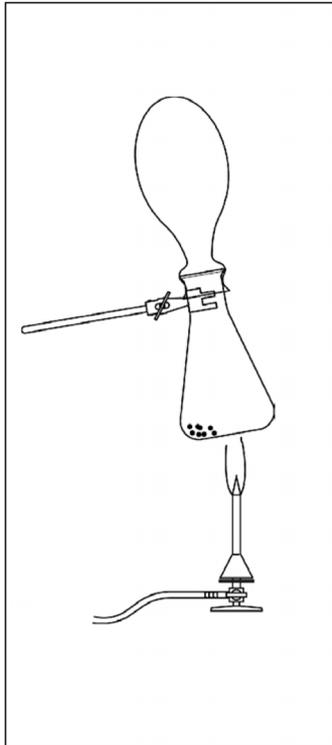


Abb. 7.7: Der Kohlenstoffkreislauf mit verschiedenen Darstellungsmöglichkeiten der submikroskopischen Ebene am Beispiel der Kresse.

Station Kohle im Kolben



Geräte und Chemikalien:

Erlenmeyerkolben 300 mL, Luftballon, Waage, Wägeschälchen, Brenner, Stativklemme, gekörnte Aktivkohle (oder selbst verkohltes Material), Sauerstoff, Kalkwasser

Vorbereitung:

Der Luftballon sollte vor Beginn des Versuches einmal aufgeblasen werden, damit er vorgedehnt ist.

Durchführung:

0,07-0,08 g Aktivkohle (oder selbst verkohltes Material) werden abgewogen und in den Erlenmeyerkolben gegeben. Anschließend wird der Erlenmeyerkolben vom Lehrer mit Sauerstoff gefüllt und mit dem Luftballon verschlossen. Der so vorbereitete Erlenmeyerkolben wird gewogen und sein Gewicht notiert.

Der Erlenmeyerkolben wird in die Stativklemme eingespannt und über der Brennerflamme erhitzt.

Sobald die Kohle zu glühen beginnt, wird der Kolbeninhalt hin und her geschüttelt. Sollten einzelne Kohlestückchen noch nicht brennen, müssen sie erneut über dem Brenner zum Glühen gebracht werden, bevor der Kolben geschüttelt wird. Nach der Reaktion wird der Kolben nach etwa 1 min unter dem Wasserhahn auf Raumtemperatur abgekühlt, sorgfältig abgetrocknet und gewogen.

Masse des Erlenmeyerkolbens vor der Reaktion: _____

Masse des Erlenmeyerkolbens nach der Reaktion: _____

Aufgaben:

- Gib etwas Kalkwasser in den Kolben und schwenke ihn etwas. Beschreibe, was passiert und welchen Stoff du mit Kalkwasser nachweisen kannst.
Das Kalkwasser trübt sich. Mit der Trübung des Kalkwasser wird Kohlenstoffdioxid nachgewiesen.
- Formuliere eine Wortgleichung für die Reaktion.
Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid
- Deute das Versuchsergebnis. Beziehe dich dabei auch auf das Gewicht des Kolbens vor und nach der Reaktion.
Bei diesem Versuch reagiert der Kohlenstoff mit dem Sauerstoff zu farblosem Kohlenstoffdioxid. Die Masse verändert sich nicht, da bei chemischen Reaktionen die Masse gleich bleibt. Da der Kolben verschlossen ist, kann kein Kohlenstoffdioxid entweichen.

Abb. 7.8: Lehrerarbeitsblatt zur Verbrennung von Kohlenstoff

Station Pflanzenwachstum A

Grüne Pflanzen bilden bei Belichtung Traubenzucker in ihren Blättern. Als Ausgangsstoffe für den Aufbau des Traubenzuckers müssen in den Blättern der Pflanze Kohlenstoffdioxid und Wasser vorhanden sein. Das Wasser wird bei Landpflanzen durch die Gefäße aus der Wurzel herangeleitet. Das Kohlenstoffdioxid ist in geringen Mengen in der Luft enthalten und tritt durch die Spaltöffnungen in das Blatt ein. Der beim Aufbau des Traubenzuckers freigesetzte Sauerstoff verlässt das Blatt durch Spaltöffnungen.

Der Aufbau von Traubenzucker aus Kohlenstoffdioxid und Wasser unter Freisetzung von Sauerstoff wird Fotosynthese genannt. Der Traubenzucker wird im Blatt rasch zu Stärke umgebaut, die von der Pflanze gespeichert werden kann. Sie ist aber nicht wasserlöslich und kann deshalb in der Pflanze nicht transportiert werden. Stärke wird je nach Bedarf der Pflanze wieder in einen wasserlöslichen Zucker umgebaut, der in der Pflanze verteilt werden kann.

Normalerweise können die Pflanzen durch die Fotosynthese mehr Traubenzucker herstellen als sie für ihren eigenen Energiebedarf wieder verbrauchen. Den Überschuss können sie in viele verschiedene Stoffe umwandeln wie beispielsweise Traubenzucker und Fruchtzucker, die sich im Fruchtfleisch des Apfels finden. Die Zuckerrübe enthält einen anderen Zucker, den Rohrzucker, aus dem der normale Haushaltszucker besteht. Ein wichtiger Baustoff in den pflanzlichen Zellwänden ist die Cellulose, die auch zu einem großen Teil in Holz vorhanden ist.

Aufgaben:

1. Lies den Text.
2. Auf dem Tisch befinden sich verschiedene Gegenstände (*Gefäße mit Kohlenstoffdioxid, Sauerstoff, Wasser, Stärke, Zucker, Kresse, Holz (Streichhölzer), Kärtchen mit Reaktionspfeilen*). Ordne sie sinnvoll an.
3. Schreibe die in Aufgabe 2 aufgestellte Anordnung auf.

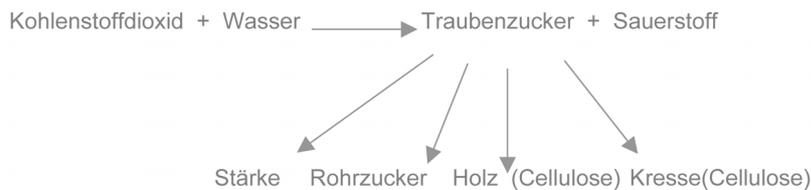


Abb. 7.9: Lehrerarbeitsblatt zur Station „Pflanzenwachstum A“

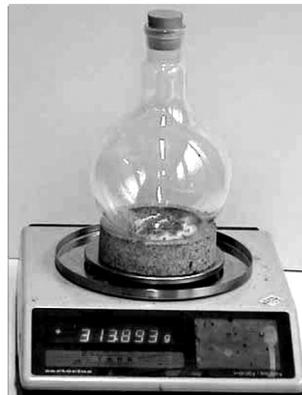
Station Pflanzenwachstum B

Versuch 1

Der französische Wissenschaftler DE SAUSSURE stellte am Anfang des 19. Jahrhunderts Untersuchungen zum Wachstum von Pflanzen an. In einem Versuch gab er drei junge Erbsenpflanzen von etwa 10 cm Höhe in ein Glas mit Wasser, so dass nur die Wurzeln der Pflanzen in das Wasser eintauchten. Vor Beginn des Versuches wog jede der Pflanzen 1 g. Nach 10 Tagen bestimmte DE SAUSSURE die Masse der Pflanzen erneut und stellte fest, dass sie im Durchschnitt bei jeder Pflanze um ca. 0,4 g zugenommen hatte.

Versuch 2

In einem anderen Experiment wurden Kressesamen angefeuchtet und auf etwas Watte in einen Rundkolben gegeben. Dieser wurde verschlossen und auf eine Waage gestellt. Nach fünf Tagen sind die Kressepflanzen zu einer Höhe von ca. 5 cm herangewachsen.



Tag 1



Tag 5

Aufgaben:

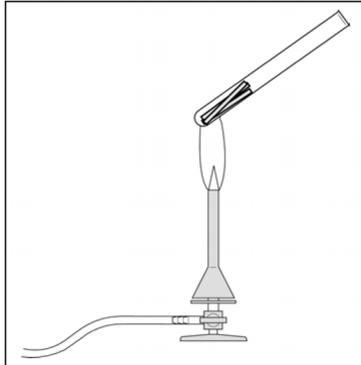
1. Erkläre, wodurch die Masse in Versuch 1 zunimmt.
Die Masse der Pflanzen nimmt zu, da sie Fotosynthese betreibt und dabei aus dem Wasser, in das ihre Wurzeln reichen, und dem in der Luft vorhandenen Kohlenstoffdioxid Glucose aufbaut.
2. In Versuch 2 bleibt die Masse dagegen gleich. Erkläre dies.
Auch die Kressepflanzen in Versuch 2 betreiben Fotosynthese. Da der Kolben jedoch verschlossen ist, kann sie hierzu nur Stoffe verwenden, die im Kolben vorhanden sind. Da keine Stoffe den Kolben verlassen können und keine hinzukommen, gilt auch hier die Massenerhaltung.

Abb. 7.10: Lehrerarbeitsblatt zur Station „Pflanzenwachstum B“

Station Verkohlen A*Geräte und Chemikalien:*

Streichhölzer, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen für den Wassernachweis, (kleine) Reagenzgläser, Reagenzglasklammer, Bunsenbrenner

Die weißen Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen verfärben sich bei Kontakt mit Wasser blau.

*Durchführung:*

Der Versuch sollte wegen der Geruchsentwicklung durch entstehende Gase nach Möglichkeit unter dem Abzug aufgebaut werden.

4-5 Streichhölzer ohne Kopf werden in das Reagenzglas gegeben und zunächst vorsichtig über der leuchtenden Flamme des Bunsenbrenners erhitzt. Die im oberen Teil des Reagenzglases entstehenden Tröpfchen können mit den Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen untersucht werden. Anschließend wird kräftiger erhitzt bis die Hölzer vollständig verkohlt sind.

Aufgaben:

1. Beschreibe deine Beobachtungen.

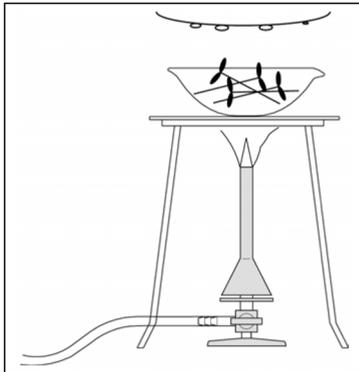
Bei Erhitzen im Reagenzglas werden die Streichhölzer schwarz und es steigen gelbe Gase auf und an der Wand des Reagenzglases schlägt sich gelbliche, ölige Flüssigkeit nieder. Bei Kontakt mit den Tröpfchen im oberen Teil des Reagenzglases verfärben sich die Kupfer(II)-sulfat-Stäbchen blau, daher handelt es sich um Wasser.

2. Formuliere eine Wortgleichung für die Verkohlung des Holzes.

Holz → Kohlenstoff + Wasser

Station Verkohlen B*Geräte und Chemikalien:*

Kresse, Abdampfschale, Tondreieck, Bunsenbrenner, Uhrglas, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen für den Wassernachweis

*Durchführung:*

Bis zu 5 g Kresse wird in die Abdampfschale gelegt und mit dem Brenner erhitzt, bis sie vollständig verkohlt ist. Dabei wird ein Uhrglas mit Hilfe der Tiegelzange über die Abdampfschale gehalten. Hieran kondensierende Tropfen können mit den Teststäbchen nachgewiesen werden.

Aufgaben:

1. Beschreibe deine Beobachtungen.

Die Kresse wird schwarz und schrumpft zusammen. Am Uhrglas kann Wasser nachgewiesen werden.

2. Stelle eine Wortgleichung auf.

Kresse → Kohlenstoff + Wasser

Abb. 7.11: Lehrerarbeitsblatt zur Verkohlung verschiedener Stoffe mit dem Brenner

Station Verkohlen C

Konzentrierte Schwefelsäure entzieht Pflanzenprodukten das Wasser und zersetzt sie dabei.

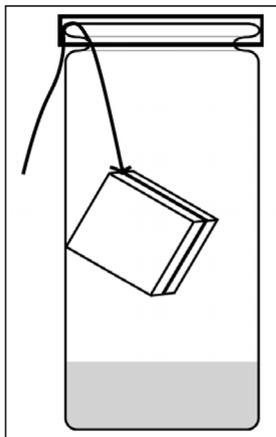
Sei bitte sehr vorsichtig und verhindere jeden Kontakt mit der konzentrierten Schwefelsäure, da diese auch die Haut zersetzt! Setze eine Schutzbrille auf!

Geräte und Chemikalien:

Würfelzucker, konzentrierte Schwefelsäure, Rollrandgläschen mit Deckel, Bindfaden, Waage, Schutzbrille

Vorbereitung:

Damit die Schüler nicht in Kontakt mit der konzentrierten Schwefelsäure kommen, sollte der Lehrer für jede Gruppe ein Rollrandgläschen vorbereiten, dass etwa 1 cm hoch mit Schwefelsäure gefüllt ist.



Durchführung:

Das Rollrandgläschen wurde bereits etwa 1 cm hoch mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt. Ein Stück Würfelzucker wird nun an einem Bindfaden befestigt und so in das Gläschen gehängt, dass das Zuckerstück nicht in die Säure eintaucht. Der Deckel wird geschlossen und das Gläschen gewogen. Dann wird der Deckel vorsichtig abgehoben, das Zuckerstück wird in die Säure gegeben und der Deckel wieder verschlossen. Nach 2-3 Minuten wird erneut gewogen.

Masse des Gläschens mit Inhalt und Deckel

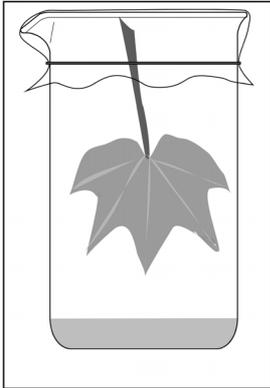
- vor der Reaktion: _____
- nach der Reaktion: _____

Aufgaben:

1. Beschreibe, was mit dem Zuckerstückchen passiert.
Das Zuckerstückchen verfärbt sich zunächst gelblich und wird innerhalb von zwei bis drei Minuten schwarz.
2. Beschreibe, wie sich die Masse während des Experimentes verhält. Erläutere dies.
Die Masse ändert sich während der Reaktion nicht. Da das Rollrandgläschen verschlossen ist, können keine Stoffe entweichen. Daher gilt das Gesetz von der Erhaltung der Masse.

Abb. 7.12: Lehrerarbeitsblatt zur Verkohlung mit konzentrierter Schwefelsäure

Zusatzstation Pflanzenversuch



Geräte und Chemikalien:

2 Efeu-Blätter (oder ein Bund frisch geschnittene Kresse), 2 Bechergläser 100 mL, Standzylinder 10 mL, Glühbirne mit Fassung, Frischhaltefolie, Faden, Gummibänder, Plastikspritze, Stativmaterial, Natriumhydrogencarbonat-Lösung, Kresolrot-Lösung (0,2 %ig), Kohlenstoffdioxid

Vorbereitung:

Die Stiele der Efeu-Blätter oder der Kresse werden mit einem Faden zusammengebunden.

Jeweils 10 ml Reaktionslösung werden in zwei Bechergläser gefüllt und mit 5 Tropfen Kresolrot-Lösung versetzt und umgerührt. Danach wird in die Flüssigkeit der beiden

Bechergläser jeweils 1 mL Kohlenstoffdioxid mit der Plastikspritze gespritzt. Die Lösungen werden umgerührt, woraufhin sich die Flüssigkeit gelb färbt.

Die mit dem Farbstoff Kresolrot versetzte Reaktionslösung kann als Anzeiger für den Gehalt an Kohlenstoffdioxid im Becherglas verwendet werden. Vor der Zugabe von Kohlenstoffdioxid ist die Lösung orange-rot gefärbt, danach gelb.

Durchführung:

Die beiden Efeublätter werden mit einem Faden wie auf der Abbildung in eines der Bechergläser gehängt. Die Bechergläser werden mit Folie luftdicht verschlossen. Mit einer Glühbirne, die in einer Entfernung von etwa 10 cm aufgestellt wird, werden die Bechergläser von der Seite her beleuchtet. Alle 10 Minuten werden die Bechergläser leicht hin und her bewegt und ihre Farbe notiert.

Beobachtung:

Zeit	Farbe der Lösung im Becherglas mit Pflanze	Farbe der Lösung im Becherglas ohne Pflanze
0 min	gelb	gelb
10 min	gelb	gelb
20 min	gelb-orange	gelb
30 min	orange-rot	gelb
40 min	hellrot	gelb

Auswertung:

Die Lösung im Becherglas mit Pflanze ist nach der Zugabe von Kohlenstoffdioxid gelb gefärbt. Im Laufe des Versuches verfärbt sich die Lösung rot. Dies zeigt an, dass der Gehalt an Kohlenstoffdioxid im Becherglas abnimmt. Die Ursache für die Abnahme des Kohlenstoffdioxid-Gehalts ist, dass die Pflanze Fotosynthese betreibt und sie dabei Kohlenstoffdioxid aufnimmt. Im Becherglas ohne Pflanze bleibt der Gehalt an Kohlenstoffdioxid gleich, weshalb sich die Farbe der Lösung nach der Kohlenstoffdioxid-Zugabe nicht mehr ändert.

Abb. 7.13: Lehrerarbeitsblatt zur Zusatzstation in der der Umsatz von Kohlenstoffdioxid nachgewiesen werden kann.

7.3.8 Fachliche Hintergründe zu den Versuchen des Kohlenstoffkreislaufs

7.3.8.1 Die Fotosynthese

„Direkt oder indirekt ernährt die Photosynthese fast die gesamte Welt des Lebendigen.“
[CAMPBELL 1997, S.199]

Pflanzen und andere foto-autotrophe Organismen sind in der Lage, Lichtenergie in stabile chemische Energie umzuwandeln [LÜTTGE 1994, S.115].

Dies geschieht, indem aus den anorganischen Substanzen Kohlenstoffdioxid und Wasser organische Substanzen, wie z.B. Kohlenhydrate, aufgebaut werden. Dieser Prozess wird als Fotosynthese bezeichnet. Die entstehende organische Substanz enthält sowohl die gewonnene Energie als auch die aufgenommene Substanz. Demnach können bei der Fotosynthese die beiden Aspekte Energieumwandlung und Substanzumwandlung betrachtet werden. [WILD 1999, S.157]

Diese laufen nicht in einem einzigen Vorgang ab, sondern in zwei Abschnitten, der Lichtreaktion und dem CALVIN-Zyklus [CAMPBELL 1997, S.203].

Bei eukaryotischen Pflanzen findet die Fotosynthese in besonderen Organellen, den Chloroplasten, statt [LÜTTGE 1994, S. 109].

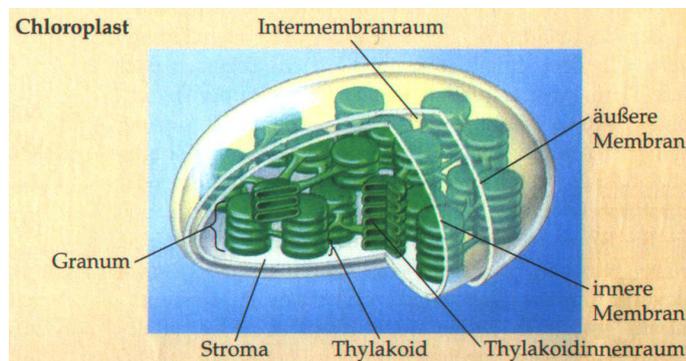


Abb. 7.14: Aufbau eines Chloroplasten, nach [CAMPBELL 1997, S. 202]

Die Thylakoidmembranen im Inneren der Chloroplasten enthalten die an der Lichtabsorption beteiligten Pigmente. Mit Hilfe ihrer konjugierten Doppelbindungen absorbieren die Fotopigmente bestimmte Wellenlängen des sichtbaren Lichtes. Bei allen höheren Pflanzen ist Chlorophyll a das fotosynthetische Primärpigment, was bedeutet, dass dieses Pigment direkt am fotochemischen Prozess der Fotosynthese beteiligt ist. Freies gelöstes Chlorophyll a weist zwei Absorptionsmaxima auf, eines bei 450 nm (blaues Licht) und ein weiteres bei ca. 650 nm (rotes Licht). In der Thylakoidmembran ist das Chlorophyll a an Proteine gebunden, wodurch eine leichte Verschiebung der Absorptionsmaxima bewirkt wird. In Bereich zwischen den Absorptionsmaxima, also vor allem im grünen bis gelben Spektralbereich des Lichtes,

absorbiert das Chlorophyll kaum Strahlung. Aus diesem Grund wird Chlorophyll vom Auge als grün wahrgenommen. [LÜTTGE 1994, S. 113-120]

Aber auch bei Wellenlängen, die vom Chlorophyll a nicht absorbiert werden, kann durchaus Fotosynthese stattfinden. Hier absorbieren die akzessorischen Pigmente, wie zum Beispiel Chlorophyll b und die Carotinoide, Licht und übertragen die Energie auf die Primärpigmente. Dadurch kann nahezu das gesamte Spektrum des sichtbaren Lichtes für die Fotosynthese nutzbar gemacht werden. [LÜTTGE 1994, S. 177-120]

Mit Hilfe der vom Chlorophyll aufgenommenen Lichtenergie werden in der Lichtreaktion Wasserstoffionen und Elektronen vom Wasser auf den Akzeptor NADP^+ (Nicotinamid-Adenin-Dinucleotidphosphat) übertragen, wobei Wassermoleküle gespalten werden. Ein Wasserstoffion aus dem Wassermolekül und ein Elektronenpaar werden auf das NADP^+ übertragen, so dass dieses zu NADPH reduziert wird. Das zweite Wasserstoffion geht als H_3O^+ in Lösung, während der Sauerstoff frei wird und über die Spaltöffnungen der Pflanze abgegeben wird. Der Sauerstoff, der bei der Fotosynthese gebildet wird, ist also ein Produkt der Lichtreaktion und stammt aus dem von der Pflanze aufgenommenen Wasser und nicht aus dem Kohlenstoffdioxid. [CAMPBELL 1997, S.203f]

Ein weiterer wichtiger Schritt der Lichtreaktion ist die Produktion von ATP (Adenosintriphosphat), wobei endotherm eine Phosphatgruppe an ADP (Adenosindiphosphat) gebunden wird. Die Lichtenergie wird also in zweierlei Form als chemische Energie gespeichert, als NADPH , welches später zur Reduktion des Kohlenstoffdioxids in der Dunkelreaktion eingesetzt werden kann, und als ATP, dem universellen Energieüberträger der Zellen. [CAMPBELL 1997, S. 204]

Damit ist die Lichtreaktion abgeschlossen und es folgt der CALVIN-Zyklus, der im Stroma des Chloroplasten abläuft. Der Zyklus beginnt, indem CO_2 aus der Luft mit organischen Molekülen reagiert, die bereits im Chloroplasten vorhanden sind. Diesen ersten Einbau von Kohlenstoff in organische Verbindungen bezeichnet man als Kohlenstoff-Fixierung. Der so gebundene Kohlenstoff wird dann im CALVIN-Zyklus durch Aufnahme von Elektronen zum Kohlenhydrat reduziert. Als Reduktionsmittel dient NADPH aus der Lichtreaktion. Um CO_2 zum Kohlenhydrat umzusetzen, braucht der CALVIN-Zyklus auch chemische Energie in Form von ATP, welches ebenfalls durch die Lichtreaktion zur Verfügung gestellt wird. [CAMPBELL 1997, S. 204]

Die Stoffwechselreaktionen des CALVIN-Zyklus werden auch als Dunkelreaktion bezeichnet, da sie unmittelbar kein Licht benötigen. Dennoch läuft der CALVIN-Zyklus bei den meisten Pflanzen bei Tageslicht ab, denn nur dann können die Lichtreaktionen jene NADPH - und ATP-Moleküle produzieren, die bei der Reduktion von CO_2 zu Kohlenhydraten benötigt werden. [CAMPBELL 1997, S. 204]

Bei der fotosynthetischen Kohlenstoff-Assimilation entstehen als Endprodukte primär Hexosen. Jedoch treten nicht nur Kohlenhydrate als Endprodukte auf. Ausgehend von Hexosen und verschiedenen Zwischenprodukten, die im Laufe des CALVIN-Zyklus auftreten, kann eine Vielzahl verschiedener Verbindungen, z.B. Fettsäuren, Aminosäuren, Lipid-Bausteine, Nucleinsäure-Komponenten u.a. hergestellt werden. Diese Produkte bzw. deren Vorstufen werden über spezifische Carrier aus den

Chloroplasten in die Zelle transportiert. Verläuft die Bildung von Fotosyntheseprodukten schneller als ihr Export in die Zelle, werden die Zucker in den Chloroplasten in Stärke umgewandelt und dort in dieser Form gespeichert. Im Dunkeln wird die Stärke durch Umwandlung in Zucker wieder mobilisiert und aus den Fotosynthese-Organen abtransportiert. [LÜTTGE 1994, S. 134f]

7.3.8.2 Die Verkohlung von Holz

7.3.8.2.1 Der chemische Aufbau von Holz

Als Pflanzenprodukt ist Holz von der chemischen Zusammensetzung her sehr uneinheitlich. Es besteht größtenteils aus Cellulose, Lignin und Hemicellulosen [FALBE 1995].

Cellulose ist ein Polysaccharid, das aus einer einzigen Zuckerart, der β -D-Glucose aufgebaut ist. Zwischen den linear angeordneten Glucosemolekülen bestehen 1,4-Verknüpfungen [VOLLHARDT 1995, S. 1113].

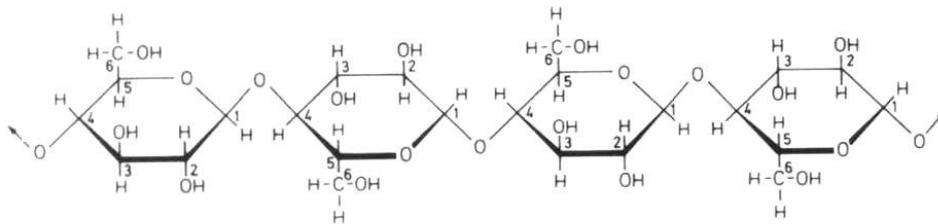


Abb. 7.15: Cellulose, nach [LÜTTGE 1994, S. 153]

Lignin ist nach Cellulose der zweithäufigste organische Stoff der Erde. Es besteht aus verschiedenen Phenylpropanderivaten, die dreidimensionale amorphe Strukturen bilden. [LÜTTGE 1994, S. 217]

Lignin und Cellulose sorgen gemeinsam für die Festigkeit des Holzes. Der Aufbau kann dabei mit Stahlbeton verglichen werden, wobei die linearen Cellulosemoleküle die Funktion der Stahlstreben übernehmen und das Lignin die des Betons. [LÜTTGE 1994, S.217]

Bei den Hemicellulosen handelt es sich um ein Gemisch aus verzweigten Polysacchariden, deren Grundbausteine verschiedene Hexosen und Pentosen sind [LÜTTGE 1994, S. 150].

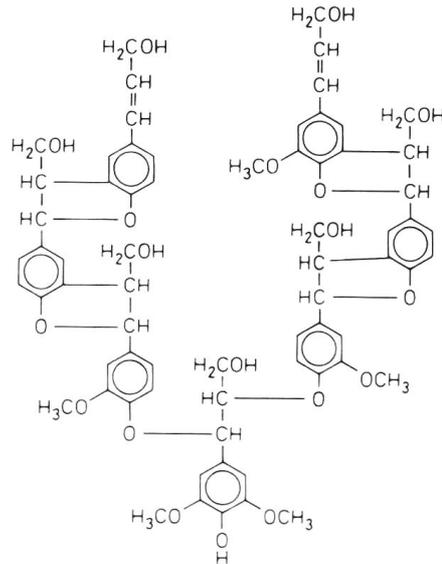


Abb. 7.16: Lignin, aus [LÜTTGE 1994, S. 217]

Zusätzlich zu den drei Hauptbestandteilen des Holzes enthält es auch immer geringe Anteile von Stoffen wie Harze, Wachse, Terpene und Phenol. Aber auch Fette, Zucker, Eiweiß und unverbrennbare Mineralstoffe sind vertreten [FALBE 1995].

Der Wassergehalt von frisch geschlagenem Holz beträgt 40-60%, während luftgetrockenes Holz immer noch 15-18% Wasser enthält. Die Trockensubstanz besteht aus 49,1 % Kohlenstoff, 6,3% Wasserstoff, 44% Sauerstoff, 0,1% Stickstoff und 0,5 % unverbrennbaren Mineralstoffen. [FALBE 1995]

7.3.8.2.2 Die Verkohlung

Beim Erhitzen von luftgetrockenem Holz, der sogenannten trockenen Destillation, wird dieses unter Gasentwicklung zersetzt. Als Rückstand erhält man neben den flüssigen und gasförmigen Zersetzungsprodukten, die als Holzteer, Holzessig und Holzgas bezeichnet werden, etwa 35% Holzkohle. [FALBE 1995]

Das Holzgas beinhaltet alle Gase, die neben dem Wasserdampf beim Verkohlen des Holzes frei werden. Hierzu gehören Kohlenstoffdioxid, Kohlenstoffmonoxid, Methan, Ethen und Wasserstoff. [FALBE 1995]

Der größte Teil des Holzessigs, der auch als Holzgeist bezeichnet wird, ist Wasser, gefolgt von der Essigsäure und ihren Homologen, die dem Holzessig den Namen verleihen. Weiterhin finden sich Methanol, Aceton, Methylacetat und gelöster Teer im Holzessig [FALBE 1995].

Auch der ölige Holzteer ist ein komplexes Gemisch verschiedener Substanzen, wobei die Phenole und ihre Derivate den größten Anteil stellen. [FALBE 1995]

Bei der zurückbleibenden Holzkohle handelt es sich keinesfalls um reinen Kohlenstoff, sondern um ein Gemisch organischer Verbindungen mit 81-90% Kohlenstoff, 3%

Wasserstoff, 6% Sauerstoff, 1% Stickstoff, 6 % Wasser und 1-2% Mineralasche [FALBE 1995].

7.4 Schülerbefragung zum BOYLE-Versuch

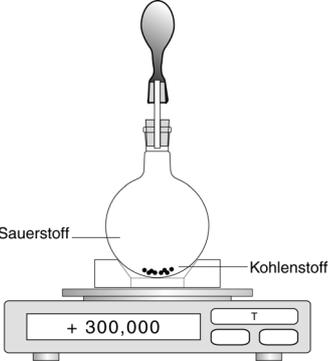
7.4.1 Gegenstand der Umfrage

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse spielt bei der Vermittlung der Kriterien chemischer Reaktionen im Anfangsunterricht eine wesentliche Rolle. Es kann bereits auf phänomenologischer Ebene, zusammen mit dem Charakteristikum der Stoffumwandlung sowie des Energieumsatzes, erarbeitet werden. Nach der Einführung des DALTONSchen Atommodells findet die Massenerhaltung wiederum eine überzeugende Interpretation mit der Vorstellung von der Existenz und dem Erhalt der Atome bei chemischen Reaktionen. In der fachdidaktischen Literatur sind unterschiedliche Experimente zur Demonstration des Gesetzes von der Erhaltung der Masse vorgeschlagen worden.

Mit der vorliegenden Umfrage sollen Schülervorstellungen bezüglich des Massenerhaltes anhand eines Versuchs, bei dem Kohlenstoff in einem sauerstoffgefüllten Rundkolben verbrannt wird, ermittelt werden. Mit diesem Experiment soll besonders auf vorhandene Alltagserfahrungen der Schüler eingegangen werden, denn die Verbrennung von Holzkohle ist vom Grillen o.ä. bekannt. [JOHANNSMEYER 2001b]

Empirische Untersuchungen zu Schülervorstellungen bei der Verbrennung von Kohlenstoff wurden bereits von SUMFLETH, BERGERHOFF und in jüngerer Zeit von HEIMANN et al. durchgeführt [BERGERHOFF 1996; HEIMANN 2002; SUMFLETH 1992]. Während erstere die Verbrennung von Kohlenstoff in einer offenen Apparatur und das anschließende Auffangen der Reaktionsprodukte zum Gegenstand der Untersuchung wählten, wurde von HEIMANN ebenfalls eine geschlossene Apparatur verwandt. BERGERHOFF führt im Rahmen seiner Untersuchung aus, dass Schüler Schwierigkeiten bei der Bearbeitung der Frage hatten, da sie sich eine apparative Umsetzung der gestellten Aufgabe nicht vorstellen konnten. Um derartige Schwierigkeiten auszuschließen, wurde bei der vorliegenden Untersuchung ein Fragebogen mit einer konkreten Skizze des Versuchsaufbaus verteilt (vgl. Abb. 7.17). Durch die einfache und direkte Art der Fragestellung war es den Schülern eventuell möglich, durch die „Oberflächenstruktur“ der Frage auf die Lösung zu schließen, was SUMFLETH ausdrücklich ausschließen wollte.

In dem verschlossenen, mit Sauerstoff gefüllten Rundkolben wird Holzkohle (Kohlenstoff) verbrannt. Die gesamte Versuchsanordnung wiegt 300 g. Nach der Reaktion ist kein Kohlenstoff mehr zu sehen. Wie wird sich die Masse der Versuchsanordnung verändern?



Sauerstoff

Kohlenstoff

+ 300,000

T

Kreuze bitte an:

Die Masse nimmt zu

Die Masse bleibt gleich

Die Masse nimmt ab

Begründe bitte Deine Antwort:

Abb. 7.17: Umfrage-Bogen zum BOYLE-Versuch

In der von SUMFLETH vorgestellten Untersuchung sollten die Schüler angeben, ob die Masse aller entstehenden Stoffe bei der Verbrennung von einem Gramm Kohlenstoff größer, geringer oder gleich der Masse des eingesetzten Kohlenstoffs sei. In diesem Fall ist die richtige Antwort also die Massenzunahme, da der Kohlenstoff sich mit dem Sauerstoff verbindet. Um zur richtigen Antwort zu gelangen, mussten die Schüler bei SUMFLETH die Aufgabe sehr genau durchdenken. Eine bloße Assoziation zum Gesetz von der Erhaltung der Masse, führte daher bei einigen Schülern, die dies bereits im Unterricht kennen gelernt hatten, zu der falschen Annahme der Massenkonstanz. [SUMFLETH 1992]

Um zufällig richtig angekreuzte Lösungen auszuschließen, sollte in der vorliegenden Untersuchung von jedem Befragten eine Begründung seiner Entscheidung angegeben werden.

Im Rahmen dieser Untersuchung wurden 647 Schüler in verschiedenen Jahrgangsstufen von der 8. bis zur 13. Klasse an verschiedenen Gymnasien in Niedersachsen befragt. Zur Ermittlung der Vorkenntnisse der Schüler wurde zudem ein Fragebogen an die jeweiligen Lehrer ausgeteilt (s. Anhang).

7.4.2 Ergebnisse der Untersuchung

7.4.2.1 Überblick über die Ergebnisse

Von den ausgewerteten Fragebögen wurden 60 % richtig mit dem Gleichbleiben der Masse beantwortet und begründet. 29 % der Befragten waren der Meinung, dass die Masse der Apparatur abnehmen müsse, während sich 6 % für eine Massenzunahme entschieden (vgl. [JOHANNSMEYER 2003]).

Als richtig begründet wurden Ausführungen gewertet, in denen die Massenerhaltung direkt erwähnt wurde, oder in denen darauf hingewiesen wurde, dass nichts in den Kolben hinein- bzw. aus ihm herausgelangen könne. Hierbei wurden auch jene Antworten als richtig gewertet, die über diesen Sachverhalt hinaus eventuell falsche Spekulationen bezüglich der ablaufenden chemischen Prozesse äußerten. Der Versuch wurde in diesen Fällen zwar nicht vollständig richtig erklärt, die Ideen zur Massenerhaltung enthalten jedoch einen richtigen Ansatz. Dieses Problem tauchte wie zu erwarten vornehmlich in den Jahrgangsstufen 8 und 9 auf.

Bei den Anteilen an richtigen und falschen Antworten finden sich große Unterschiede zwischen den verschiedenen Klassenstufen. Der Anteil an richtig begründeten Antworten steigt von 34 % in Jahrgang 8 auf 84 % in den Jahrgängen 12/13. Demgegenüber sind 56 % der Schüler in Jahrgang 8 der Ansicht, dass die Masse in diesem Versuch abnehmen müsse, eine Vorstellung, die immerhin noch bei 11 % der Schüler der Jahrgänge 12/13 zu finden ist.

Für eine Zunahme der Masse stimmten dagegen insgesamt nur wenige Schüler; in Jahrgang 12/13 findet sich diese Ansicht überhaupt nicht mehr.

Das Ergebnis der Befragung in den 9. Klassen fiel signifikant besser aus als in den 8. Klassen. Chemische Reaktionen waren den meisten der Befragten Schülerinnen und Schülern des Jahrgangs 9 zu diesem Zeitpunkt bereits bekannt, die Massenerhaltung wurde jedoch nur in zwei der sieben Klassen behandelt.

Von Jahrgang 9 zu Jahrgang 10, in dem alle Schüler das Gesetz von der Erhaltung der Masse kennen, findet der stärkste Anstieg richtiger Antworten von 45% in Jahrgang 9 auf 76 % in Jahrgang 10 statt. Die einzelnen Teilergebnisse der Untersuchung sind Tabelle 7.1 zu entnehmen.

	Anzahl an Schülern, darunter %-Angaben, bezogen auf den jeweiligen Jahrgang					
	Jg. 8	Jg. 9	Jg. 10	Jg. 11	Jg. 12/13	Gesamt
Gesamtzahl Bögen	144	190	86	106	121	647
	100 %	100 %	100 %	100 %	100 %	100 %
Zunahme der Masse	9	18	9	3	0	39
	6 %	9 %	10 %	3 %	0 %	6 %
Massenerhalt	54	100	68	88	108	418
	38 %	53 %	80 %	83 %	89 %	65 %
Abnahme der Masse	81	72	9	15	13	190
	56 %	38 %	10 %	14 %	13 %	29 %
Richtige Begründung	49	85	65	87	102	388
	34 %	45 %	76 %	82 %	84 %	60 %

Tabelle 7.1: Verteilung der Antworten in den Jahrgängen 8 bis 13

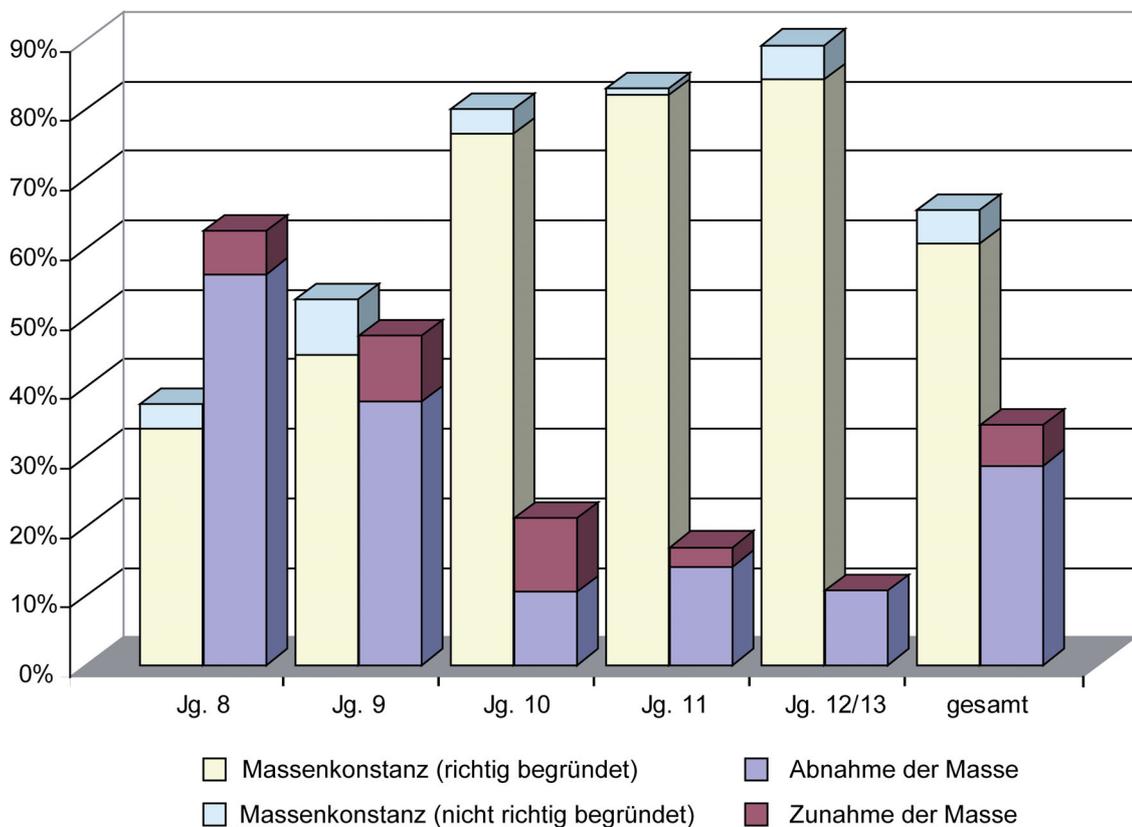


Abb. 7.18: Graphische Gegenüberstellung der Umfrageergebnisse

Um die Hauptgedanken der Schüler herauszuarbeiten, wurden die Antworten der Schüler getrennt danach, ob eine Massenkonstanz, eine Massenabnahme oder eine Massenzunahme angekreuzt wurde, in Kategorien zusammengefasst.

7.4.2.2 Begründungen für eine Massenkonstanz

Die richtigen Aussagen unterschieden sich vor allem darin, welche Stoffe von den Schülern in ihrer Argumentation betrachtet wurden.

Insgesamt bezogen sich 19 % der Befragten, die die Massenkonstanz richtig begründeten, ausschließlich auf die Erhaltung des Kohlenstoffs (Kategorie 1), 2 % betrachteten nur den Sauerstoff (Kategorie 2), während 22 % dieser Schüler die Erhaltung von Kohlenstoff und Sauerstoff in ihre Überlegungen einbezogen (Kategorie 3). 26 % der Schüler erklärten die Massenerhaltung pauschal damit, dass der gesamte Kolbeninhalt erhalten bleibt (Kategorie 4). Schließlich wurde bei 32 % der richtigen Antworten das Gesetz von der Erhaltung der Masse zur Begründung angeführt (Kategorie 5). Eine genaue Verteilung der richtigen Antworten auf die einzelnen Kategorien findet sich in Tabelle 7.2.

Ein Problem bei der Zuordnung der richtigen Antworten zu den Kategorien war, dass die Schüler teilweise mehrere richtige Aspekte zur Massenerhaltung angaben. Beispielsweise wurde geschrieben, dass Kohlenstoff und Sauerstoff miteinander reagieren (womit die eine Zuordnung zu Kategorie 3b erfolgen würde) und dass das Gesetz von der Erhaltung der Masse gilt (somit Kategorie 5). In solchen Fällen wurde die Aussage, die die weitreichendere Erklärung bietet, gewertet. Im Beispiel müsste die Aussage des Schülers der Massenerhaltung zugeordnet werden.

Vor allem jüngere Schüler beschäftigten sich in ihren Ausführungen vorwiegend mit der Erhaltung des Kohlenstoffs (53% der richtigen Begründungen in Jg. 8), und beachteten den in der Aufgabenstellung genannten Sauerstoff nicht. Dabei waren sie zumeist der Ansicht, dass der Kohlenstoff weiterhin vorhanden bleibe, aber irgendwie zu Gas werde. Dabei verwenden viele Schüler nicht den Gasbegriff sondern Ausdrücke wie „Luft“, „Rauch“ und „Dampf“.

„Die Masse bleibt gleich da der Kohlenstoff zwar verbrannt ist, aber immer noch existiert. Der Kohlenstoff ist ja nicht verschwunden er ist nur verdampft, dass heißt er ist nun nicht mehr sichtbar. Also bleibt die Masse gleich.“ (Schülerin Kl. 9)

Der Erhaltungsgedanke wird in diesem Beispiel deutlich, darüber hinaus hat die Schülerin jedoch nicht erkannt, dass eine chemische Reaktion mit dem Sauerstoff vorliegt.

Mit zunehmender Jahrgangsstufe nimmt der Anteil der Schüler zu, die auch den Sauerstoff mit in ihre Überlegungen einbeziehen und häufig erkennen, dass eine Reaktion zu Kohlenstoffdioxid vorliegt (siehe Kategorie 3b).

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse wird am häufigsten in Jahrgang 11 genannt; damit argumentieren hier 60% der Schüler, die eine richtige Antwort gegeben haben. Die Schüler der Jahrgänge 8 und 9, die befragt wurden, kannten dieses Gesetz zum größten Teil noch nicht aus dem Unterricht. Dagegen liegt seine Behandlung für Schüler der Kursstufe vermutlich schon zu lange zurück, so dass viele Schüler es nicht mehr explizit erwähnen.

Eine Schwierigkeit bei der Beurteilung der Antworten war, dass viele Probanden aus Klassen, in denen die Massenerhaltung bereits Unterrichtsgegenstand war, lediglich angaben, dass das Gesetz der Massenerhaltung bei chemischen Reaktionen gelte, ohne dieses näher auszuführen. Insofern könnten, bedingt durch die Oberflächenstruktur der Aufgabe, richtige Antworten provoziert worden sein.

Dennoch kann festgestellt werden, dass sich die Schülerinnen und Schüler der höheren Jahrgangsstufen zunehmend für eine Massenkonstanz entscheiden, die auch verstärkt mit einer Erhaltung der Atome bei einer chemischen Reaktion begründet wird.

„Die Masse bleibt gleich, weil die Masse aller einzelnen Atome die gleiche bleibt, sie aber nur in anderen Molekülen zu finden sind, als vorher.“ (Schüler, Kl. 11.1)

In wenigen Ausnahmefällen nahmen Schüler sogar Bezug auf das Energie-Massenäquivalent:

„Da der Aufbau verschlossen ist, gilt das Gesetz der Erhaltung der Masse. Da aber ein extrem kleines Stück der Materie in Energie umgewandelt wird, nimmt das Gewicht unmerklich ab. Die Waage wird wahrscheinlich keinen Unterschied anzeigen.“ (Schüler Kl. 11)

Richtige Begründungen Kategorie*		Anzahl an Schülern, darunter %-Angaben, bezogen auf den jeweiligen Jahrgang					
		Jg. 8	Jg. 9	Jg. 10	Jg. 11	Jg.12/ 13	Ge- samt
1	Der Kohlenstoff bleibt im Kolben.	26 53%	24 28%	11 17%	1 1%	11 11%	73 19%
1a	Der Kohlenstoff wird zu Gas /„Luft“/ „Rauch“/ „Dampf“.	17	15	4	1	5	42
1b	Der Kohlenstoff zerteilt sich in viele kleine Teilchen/ in Ruß.	2	3	1	0	0	6
1c	Keine weitere Erklärung.	7	6	6	0	6	25
2	Der Sauerstoff bleibt im Kolben.	1 2%	3 4%	1 2%	1 1%	0 0%	6 2%
3	Kohlenstoff und Sauerstoff bleiben im Kolben.	8 16%	13 15%	17 26%	13 15%	33 32%	84 22%
3a	Sauerstoff und gasförmiger Kohlenstoff liegen nebeneinander vor.	4	1	0	0	1	6
3b	Kohlenstoff und Sauerstoff verbinden sich (zu Kohlenstoffdioxid).	2	7	15	12	30	66
3c	Die Atome von Kohlenstoff und Sauerstoff verbinden sich.	0	2	0	0	0	2
3d	Keine weitere Erklärung.	2	3	2	1	2	10
4	Der gesamte Inhalt des Kolbens bleibt erhalten.	14 29%	27 32%	8 12%	20 23%	33 32%	102 26%
4a	Die Verbrennungsprodukte/ Gase/ „Luft“ bleiben erhalten.	4	6	4	2	7	23
4b	Die Teilchen/Atome bleiben erhalten.	2	5	1	6	9	23
4c	Keine weitere Erklärung.	8	16	3	12	17	56
5	Der Massenerhalt (Gesetz von der Erhaltung der Masse) ist Kennzeichen einer chemischen Reaktion.	0 0%	18 20%	28 43%	52 60%	25 25%	123 32%
Summe		49 100%	85 100%	65 100%	87 100%	102 100%	388 100%

*Die in dieser Tabelle aufgeführten Kategorien (fett gedruckt), sind zum Teil in weitere Unterkategorien unterteilt, die mit Kleinbuchstaben gekennzeichnet sind. Die Schüleranzahlen der Kategorien ergeben sich aus der Summe der jeweiligen Unterkategorien. Nur für die Kategorien werden Prozentangaben gemacht, die sich auf die Gesamtzahl der Schüler des jeweiligen Jahrganges beziehen, die eine richtige Begründung angegeben haben.

Tabelle 7.2: Einteilung der richtigen Begründungen

7.4.2.3 Begründungen für eine Massenabnahme

Bei denjenigen, die für eine Massenabnahme stimmten, begründeten dies mit 47 % in etwa die Hälfte der Schüler damit, dass die entstehenden Gase leichter seien als Feststoffe (Kategorie 6). 5 % der Schüler erklärten die Massenabnahme explizit damit, dass das Gewicht des Gases aufgrund der geringeren Dichte geringer sei (Kategorie 7).

Ein Teil der Befragten argumentierte mit der Vernichtung oder dem Verbrauch von Kohlenstoff (Kategorie 8; 11 %) oder Sauerstoff (Kategorie 9; 5 %).

Weiterhin gab es zu 8 % die Vorstellung, ein Teil der Substanzen steige in den Ballon auf, befände sich somit nicht mehr im Rundkolben und könne dort nicht gewogen werden (Kategorie 10). Und schließlich führten 8 % der Schüler an, dass durch das Aufsteigen der Gase in den Ballon die Apparatur angehoben werde und somit weniger wöge (Kategorie 11). Die Verteilung der Begründungen der Schüler zur Massenabnahme auf die einzelnen Kategorien ist in Tabelle 7.3 aufgeführt.

Die meisten Ausführungen zur Massenabnahme fanden sich in den Jahrgängen 8 und 9, während in den höheren Klassen nur wenige Schüler davon ausgingen. Bei denen aber, die von der Massenabnahme ausgingen, finden sich kaum Unterschiede in der Art der Begründung. Die Vorstellung, dass Gase prinzipiell leichter sind als Feststoffe, überwiegt in allen Altersstufen.

„Die Masse nimmt ab, weil gasförmige Stoffe leichter sind als feste Stoffe.“ (Schüler Kl. 8)

„Die Masse nimmt ab, da zwar Rauch übrigbleibt, dieser jedoch nicht so schwer ist wie die Holzkohle selber.“ (Schüler Kl. 8)

„Da Stoffe im Gasförmigen Zustand leichter sind als im festen nimmt die Masse ab. Die Dichte der Stoffe nimmt ab.“ (Schüler Kl. 8)

Eine Ursache für solche Erklärungen liegt vermutlich in der Alltagserfahrung, bei der Gase, vor allem die Luft, als sehr „leicht“ bzw. „gewichtlos“ wahrgenommen werden. Dabei wird in der Beurteilung des Versuches die Differenzierung zwischen Masse einerseits und Dichte andererseits nicht vorgenommen. Dieses mag mit dem alltäglichen Sprachgebrauch verknüpft sein, da wir Stoffe hoher Dichte als „schwer“ und solche geringerer Dichte als „leicht“ bezeichnen, ohne das Volumen mit einzubeziehen.

Ebenfalls in allen Altersstufen findet sich die Ansicht, dass die Massenabnahme in diesem Versuch durch die Verbrennung des Kohlenstoffs bewirkt wird.

„Da der Kohlenstoff verbrannt wird nimmt die Maße ab. Der Kohlenstoff wiegt ja etwas und wenn kein Kohlenstoff mehr da ist, kann das auch nichts mehr wiegen. Also wird die Apperatur leichter.“ (Schüler Kl. 11)

„Weil sie verglüht wenn man sie erhitzt. Dadurch wird sie weniger und das Gewicht wird weniger.“ (Schülerin Kl. 8)

Auch diese Erklärung der Massenabnahme durch Verbrennen des Kohlenstoffs entspricht der alltäglichen Erfahrung der Schüler, in welcher Verbrennungen mit

Vernichtung in Zusammenhang gebracht werden. Die Vorstellung von der Vernichtung stimmt dabei mit der phänomenologischen Beobachtung des Verbrennungsvorganges überein, da der Kohlenstoff nach Versuchsende nicht mehr zu sehen ist [SCHMIDT 2003].

Damit ist der Kohlenstoff auch nicht mehr im Sinne WENINGERS, wonach ein Stoff ausschließlich über seine Eigenschaften definiert wird, als Stoff vorhanden [WENINGER 1982a, b]. Erst die Einbeziehung des Reaktionsprodukts, in welchem die Atome des Kohlenstoffs erhalten bleiben, zeigt, dass keine Masse verloren geht. Neben der Massenverminderung durch Verbrennen des Kohlenstoffs nennen einige Schüler auch den Verbrauch von Sauerstoff als Ursache dafür.

*„Die Masse nimmt ab weil der Kohlenstoff beim verbrennen Sauerstoff verbraucht.“
(Schülerin Kl.8)*

Diese Ausführung ist vermutlich ebenfalls dem üblichen Sprachgebrauch entnommen, bei dem davon gesprochen wird, dass Lebewesen bei ihrer Atmung Sauerstoff „verbrauchen“.

Schüler, die annehmen, dass der Kolben von dem aufgeblasenen Ballon angehoben wird, gehen davon aus, dass sich bei der Reaktion das Gasvolumen verändert.

„Der Kohlenstoff verdampft und das Gas steigt auf. Der Luftballon wird sich aufblähen und damit dem Kolben „anheben“ und das Gewicht wird weniger. [...]“ (Schüler Kl. 8)

Dass sich das Gasvolumen nicht verändert, können nur Schüler vermuten, die die ablaufende Reaktion kennen und die den Satz von AVOGADRO anwenden können, der Schülern in den unteren Jahrgangsstufen teilweise nicht bekannt ist. Würde der Ballon aufgeblasen, so hätte dieses tatsächlich eine Massenabnahme zur Folge, da die Apparatur einen größeren Auftrieb bekäme. Dies ist jedoch vermutlich nicht der Grund, weshalb Schüler davon ausgehen, dass ein aufgeblasener Ballon die Apparatur anhebt. Eine größere Rolle spielt hier sicherlich die Vorstellung, dass Gase prinzipiell so „leicht“ sind, dass sie die Versuchsanordnung nach oben ziehen können. Schüler kennen dies von mit Helium gefüllten Ballons, die auf Jahrmärkten verkauft werden und die aufgrund der geringen Dichte des Heliums nach oben streben. In ähnlicher Weise rief die Versuchsskizze mit dem Ballon auf der Apparatur bei einigen Schülern die Assoziation mit einem Heißluftballon hervor.

„Dadurch, dass die Masse vollständig verbrennt, entsteht heiße Luft. Die steigt nach oben in den Luftballon und der Luftballon bläst sich zu einem Gasballon auf. Das heißt er könnte fliegen, denn das Prinzip ist das gleiche wie beim Heißluftballon“ (Schülerin Kl.9)

Auch Schülerinnen und Schüler in höheren Jahrgängen, denen natürlich ein Atommodell bekannt ist, greifen auf Alltagserklärungen zurück, obwohl sie angeben, dass sich Kohlenstoff und Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid verbinden.

„Ich denke, die Masse nimmt ab, weil nach der Reaktion kein Kohlenstoff mehr vorhanden ist. C und O haben miteinander reagiert und es ist ein Gas entstanden, das eigentlich nichts wiegen dürfte.“ (Schülerin, LK 12)

Obwohl bereits chemische Formeln und quantitative Zusammenhänge bei Stoffumsätzen behandelt wurden, ist es offenbar nicht gelungen ein stabiles atomares Erhaltungskonzept in den Vorstellungen dieser Schülerin zu verankern.

Begründungen für eine Massenabnahme		Anzahl an Schülern, darunter %-Angaben, bezogen auf den jeweiligen Jahrgang					
		Jg. 8	Jg. 9	Jg. 10	Jg. 11	Jg. 12/13	Ge-samt
6 Es entstehen Gase, die prinzipiell leichter als der Feststoff Kohlenstoff sind.		44 54%	27 38%	6 67%	7 47%	6 46%	90 47%
6a	Der Kohlenstoff wird zu Gas.	21	13	1	1	2	38
6b	Kohlenstoff reagiert mit Sauerstoff zu einem Gas/ zu Kohlenstoffdioxid.	9	3	2	2	1	17
6c	Es entstehen Gase/ Verbrennungsgase/ „Luft“/ „Rauch“.	14	11	3	4	3	35
7 Entstehende Gase sind wegen ihrer geringeren Dichte leichter als der Kohlenstoff.		5 6%	4 6%	0 0%	0 0%	0 0%	9 5%
7a	Es entsteht gasförmiger Kohlenstoff, welcher eine geringere Dichte hat.	4	2	0	0	0	6
7b	Keine weitere Erklärung.	1	2	0	0	0	3
8 Die Masse nimmt ab, da die Holzkohle (zum Teil) verschwindet.		7 9%	11 15%	1 11%	1 7%	1 8%	21 11%
8a	Die Holzkohle verglüht/ verbrennt (teilweise)/ ist nach Versuchsende nicht mehr vorhanden.	6	6	0	1	1	14
8b	Die Holzkohle verbrennt und die zurückbleibende Asche ist leichter.	1	5	1	0	0	7
9 Beim Verbrennen wird Sauerstoff verbraucht.		4 5%	4 6%	0 0%	0 0%	1 8%	9 5%
10 Die Masse nimmt ab, weil Substanz in den Ballon aufsteigt und somit nicht mehr mitgewogen wird.		8 10%	6 8%	0 0%	2 13%	0 0%	16 8%
11 Gase steigen in den Luftballon und heben den Kolben an.		3 4%	10 14%	0 0%	3 20%	0 0%	16 8%
12 Nicht zuzuordnen/ keine Begründung.		10 12%	10 14%	2 22%	2 13%	5 38%	29 15%
Summe		81 100%	72 100%	9 100%	15 100%	13 100%	190 100%

Tabelle 7.3: Einteilung der Begründungen für eine Massenabnahme

7.4.2.4 Begründungen für eine Massenzunahme

Die wenigen Schülerinnen und Schüler, die eine Massenzunahme für wahrscheinlich hielten, begründeten dies zu 15 % mit der nicht weiter erläuterten Angabe, dass gasförmiger Kohlenstoff schwerer sei als fester (Kategorie 13). 23% der Schüler gaben an, dass die Massenzunahme auf eine Zunahme des Gewichtes des Verbrennungsproduktes im Vergleich zu einem der Ausgangsstoffe zurückzuführen sei (Kategorie 14). „Die Masse nimmt zu, weil Kohlenstoff mit dem Sauerstoff reagiert. Es entsteht Kohlenstoffdioxid und das ist schwerer als Sauerstoff.“ (Schüler Kl. 9)

5 % der Schüler argumentierten, dass die Masse wegen der höheren Dichte des Reaktionsproduktes im Vergleich zum Sauerstoff zunehme (Kategorie 15). Weiterhin gingen 18 % davon aus, dass eine Volumenzunahme durch Aufblasen des Ballons eine Massenzunahme hervorruft.

Auffällig ist, dass bei denjenigen, die die Massenzunahme ankreuzten, mit 38 % ein sehr großer Anteil keine Begründung angab oder der verfasste Text keine nachvollziehbare Erklärung dieser Antwort enthielt. Die genaue Verteilung ist Tabelle 7.4 zu entnehmen.

Begründungen für eine Massenzunahme Kategorie	Anzahl an Schülern, darunter %-Angaben, bezogen auf den jeweiligen Jahrgang					
	Jg. 8	Jg. 9	Jg. 10	Jg. 11	Jg. 12/13	Gesamt
13 Es entsteht Gas; dadurch nimmt die Masse zu.	1 11%	5 28%	0 0%	0 0%	0 0%	6 15%
14 Das Verbrennungsprodukt (Kohlenstoffdioxid) ist schwerer als einzelne Ausgangsstoffe im Kolben.	1 11%	6 33%	2 22%	0 0%	0 0%	9 23%
14a Das Verbrennungsprodukt ist schwerer als der Kohlenstoff.	0	3	2	0	0	5
14b Das Verbrennungsprodukt ist schwerer als Sauerstoff/ „Luft“.	1	3	0	0	0	4
15 Das Verbrennungsprodukt hat eine höhere Dichte als der Sauerstoff.	1 11%	0 0%	1 11%	0 0%	0 0%	2 5%
16 Es findet eine Ausdehnung des Ballons statt und mit zunehmendem Volumen nimmt die Masse zu.	4 44%	2 11%	1 11%	0 0%	0 0%	7 18%
17 Nicht zuzuordnen/ keine Begründung.	2 22%	5 28%	5 56%	3 100%	0 0%	15 38%
Summe	9 100%	18 100%	9 100%	3 100%	0 100%	39 100%

Tabelle 7.4: Einteilung der Begründungen für eine Massenzunahme

7.4.3 Fazit

Die Untersuchung hat ergeben, dass viele Schülerinnen und Schüler insbesondere in der Sekundarstufe I Schwierigkeiten mit dem Erkennen der Massenkonstanz bei der Verbrennung haben. Dabei waren die meisten Falschantworten im Bereich einer Massenabnahme zu finden. Den Begründungen der falschen Antworten war immer wieder zu entnehmen, dass die Befragten aller Jahrgangsstufen der Vorstellung erliegen, dass Gase grundsätzlich weniger wiegen, als Feststoffe.

Ein wesentlicher Grund für die dargelegten Untersuchungsergebnisse ist sicherlich darin zu sehen, dass die beabsichtigte Einführung eines Erhaltungskonzeptes auf der submikroskopischen (atomaren) Ebene von einem insbesondere durch Alltagsvorstellungen geprägten, tieferliegenden Vernichtungskonzept auf der makroskopischen Ebene (stofflichen Ebene) verdrängt wird.

Erstaunlich und interessant zugleich ist die Tatsache, dass Schülerinnen und Schüler höherer Jahrgangsstufen, wo eine bereits weit ausdifferenzierte Vorstellung der

Diskontinuumsebene angenommen werden darf, dennoch nicht auf naturwissenschaftliche Erklärungskonzepte, sondern z. T. auf Alltagsvorstellungen zurückgreifen. Es wird deutlich, dass der in den 80er Jahren propagierte conceptual change, der Lernen im Wesentlichen als einen vollständigen Austausch falscher Anfangsvorstellungen durch richtige (naturwissenschaftliche) Endvorstellungen definierte, überdacht werden muss. Die Beschreibung von Lernprozessen als eine parallele Entwicklung kognitiver Schichten über mehr oder weniger stabile koexistierende Zwischenvorstellungen, die sich in ihrer jeweiligen Stärke oder ihrem Status unterscheiden [SCHNOTZ 1996] könnte eine angemessene Erklärung für die im Rahmen der Untersuchung gefundenen Schülervorstellungen sein. Somit wird erklärbar, dass ursprüngliche Alltagsvorstellungen bzw. Präkonzepte durch stattfindenden Unterricht nicht eliminiert werden, sondern unter bestimmten Bedingungen abrufbar bleiben. In diesem Sinne dokumentieren die in den einzelnen Jahrgangsstufen gefundenen Schülervorstellungen weniger einen conceptual change, sondern eine sukzessive Annäherung an naturwissenschaftliche Erklärungskonzepte im Sinne eines conceptual growth (vgl. Kapitel 2).

Um die „Benutzungswahrscheinlichkeit“ der anvisierten kognitiven Strukturen zu erhöhen, scheint es dringend notwendig, den Schülerinnen und Schülern das für den Chemieunterricht so essentielle Wechselspiel zwischen der makroskopischen, der submikroskopischen und der Repräsentationsebene deutlicher herauszustellen.

8 Ermittlung der chemischen Verhältnisformel anhand von Kupferoxiden

Nachdem im Unterricht das DALTONSche Atommodell eingeführt wurde, erfolgt bald danach eine quantitative Betrachtung des Zusammentretens verschiedener chemischer Elemente in einer Verbindung. Das führt direkt zur Behandlung der chemischen Verhältnisformel, die im Unterricht auf unterschiedlichem Wege gewonnen werden kann. So besteht einerseits die Möglichkeit entsprechende Gesetzmäßigkeiten aus den Modellen zur Atomvorstellung abzuleiten, andererseits bietet sich eine experimentelle Vorgehensweise an.

Um den Schülern einen experimentellen Zugang zu ermöglichen, sind in der Literatur unterschiedliche Konzeptionen und Einstiegsexperimente vorgeschlagen worden. Eine häufig eingesetzte, problemorientierte Erarbeitung des Begriffs der chemischen Formel mit einfach und schnell durchzuführenden Experimenten ist die Untersuchung von rotem Kupfer(I)-oxid und schwarzem Kupfer(II)-oxid [JANSEN 1984a, MATUSCHEK 1994, KAMINSKI 1994b]. Dieses Experiment wird auch in Nordrhein-Westfalen durch die gültigen Lehrpläne vorgeschlagen [RRL-CHE 1993].

Die Existenz zweier sich offenbar unterscheidender Verbindungen, die beide als Kupferoxid bezeichnet werden, erzeugt eine Problemsituation, aus der die Schüler nun auf experimentellem Wege eine Lösung erarbeiten können. In diesem Zusammenhang wird von den Schülern häufig vorgeschlagen die beiden Kupferoxide thermisch zu zerlegen, in Anlehnung an bereits bekannte Zersetzungsreaktionen z.B. von Silberoxid. Hierzu wird ein Reagenzglas etwa zu einem Viertel mit dem jeweiligen Kupferoxid befüllt und dann über der Brennerflamme erhitzt. Während schwarzes Kupfer(II)-oxid bei Erwärmung keine Veränderungen zeigt, beobachtet man bei rotem Kupfer(I)-oxid, dass eine deutliche Farbänderung der Substanz von Rot zu Schwarz stattfindet (vgl. Versuch 12.3.1).

Die Schüler kommen nun schnell zu der Hypothese, dass sich das rote Kupferoxid thermisch offensichtlich nicht zerlegen lässt, sondern in einer chemischen Reaktion mit dem Luftsauerstoff zu schwarzem Kupferoxid reagiert.

Dieses einfach scheinende Experiment bereitet jedoch an zunächst unerwarteter Stelle Probleme. Sobald man das Reagenzglas aus der Brennerflamme entfernt und abkühlen lässt, ist eine vollständige Rückfärbung zur ursprünglich roten Farbe zu beobachten. Diese Beobachtung lässt sich in keiner Weise mit der vorher aufgestellten Hypothese der Weiteroxidation zu schwarzem Kupferoxid vereinbaren.

Im weiteren Unterrichtsgang wird das rote, wie auch das schwarze Kupferoxid im Wasserstoffstrom reduziert, um so über Differenzwägung und anschließende Umrechnung in Teilchenzahlen auf eine Verhältnisformel schließen zu können. Hierbei wird auch problemlos im Ergebnis festgestellt, dass die Elemente Kupfer und Sauerstoff in den Verbindungen im Verhältnis 2:1 bzw. 1:1 zusammentreten.

Der aufmerksame Experimentator macht allerdings bei der Reduktion von rotem Kupfer(I)-oxid im Wasserstoffstrom erneut eine verblüffende Beobachtung (vgl. Versuch 12.3.2). Mit zunehmender Erwärmung des Kupfer(I)-oxids findet ebenfalls eine deutliche Farbveränderung von Rot zu Schwarz statt, bevor eine Reduktion zu elementarem Kupfer einsetzt. Auch diese Beobachtung steht im Widerspruch zu der Theorie einer Weiteroxidation, da unter den vorherrschenden Reaktionsbedingungen kein Sauerstoff zugegen ist.

8.1 Das Phänomen der Thermochromie

Die Erklärung für das eigentümliche Verhalten des Kupfer(I)-oxids steht im Zusammenhang mit einem Phänomen, das als *Thermochromie* bezeichnet wird. Üblicherweise wird unter diesem Begriff eine reversible Farbänderung einer Substanz oder einem System aus Substanzen verstanden, die bei einer bestimmten Temperatur oder einem mehr oder minder wohldefinierten Temperaturbereich abläuft. Hierbei muss jedoch erwähnt werden, dass der Begriff der Thermochromie nicht streng definiert ist. SONE et al. führen zusätzlich an, dass es unter bestimmten Umständen sinnvoll sein kann, auch irreversibel ablaufende Prozesse unter diesem Begriff zu subsumieren, da es Systeme gibt, in denen eine solche Terminologie den Sachverhalt schärfer fasst [SONE 1984, S.1-2]. Daher wird von den Autoren eine Trennung in irreversible und reversible Thermochromie vorgenommen.

In vielen anderen Lehrbüchern [z.B.: RIEDEL 1994, S. 739; HOLLEMANN 1985, S. 1050] wird nur die von SONE et al. als reversible bezeichnete Thermochromie unter diesem Begriff verstanden. Bei dem oben beschriebenen Phänomen handelt es sich ebenfalls um einen reversiblen Vorgang, da sich die temperaturabhängige Farbveränderung des Kupfer(I)-oxids beliebig oft wiederholen lässt.

8.2 Einordnung der thermochromen Erscheinungen an Kupfer(I)-oxid

Die Ursachen für eine solche Farbänderung können vielfältig sein. Bekannt ist beispielsweise das thermochrome Verhalten von Quecksilber(II)-iodid, das auf eine temperaturabhängige Änderung der Atomanordnung zurückzuführen ist.

Insofern könnte man vermuten, dass verschiedene Modifikationen des Kupfer(I)-oxids existieren, so dass sich die bei Raumtemperatur rote Modifikation bei höheren Temperaturen in eine schwarze Modifikation umwandelt. Röntgenstrukturanalysen zeigen jedoch, dass in allen Temperaturbereichen das sog. Cuprit-Gitter (vgl. Abb. 8.1) des Kupfer(I)-oxids erhalten bleibt [GMELIN 1932, S.45].

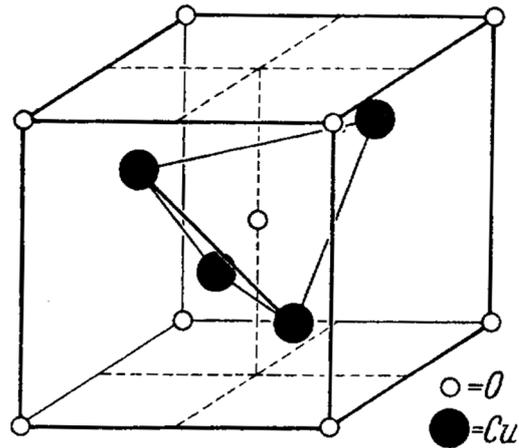


Abb. 8.1: Die Gitterstruktur von Kupfer(I)-oxid [REMY 1961]

In diesem Gitter bilden die Sauerstoff-Atome ein kubisch-raumzentriertes und die Kupfer-Atome ein kubisch-flächenzentriertes Gitter.

Häufig werden als Erklärung für thermochrome Erscheinungen auch sog. nichtstöchiometrische Zusammensetzungen von Materialien angeführt. Als Beispiel hierfür wurde das Zinkoxid ZnO angesehen, welches sich bei Erwärmung über ca. 300 °C von Weiß nach Gelb verfärbt [SONE 1987, S.127]. In der Literatur wird dieser Effekt auf das Hinausdiffundieren von Sauerstoff aus dem Kristallgitter zurückgeführt [GREENWOOD 1990]. Dabei soll eine nichtstöchiometrische Verbindung entstehen, deren Zusammensetzung mit der Summenformel $Zn_{1+x}O$ beschrieben werden kann. Da der Kristall mit dem Sauerstoff der Atmosphäre im Gleichgewicht steht, beginnt dieser bei Erwärmung aus dem kristallinen Oxid mehr und mehr hinaus zu diffundieren, sobald der Sauerstoffpartialdruck unter den Gleichgewichtswert abfällt. Hierbei verbleiben die überzähligen Metallatome (bzw. niedrigervalenten Metallionen) auf Zwischengitterplätzen im Kristall. Durch Anregung der überschüssigen Metallelektronen kommt es dann zu den entsprechenden Farbveränderungen. Es soll hier somit eine ähnliche Defektstruktur vorliegen, wie sie in stöchiometrischen Kristallen durch einen FRENKEL-Defekt beschrieben wird (vgl. Abb. 8.2). [GREENWOOD 1973, S.112].

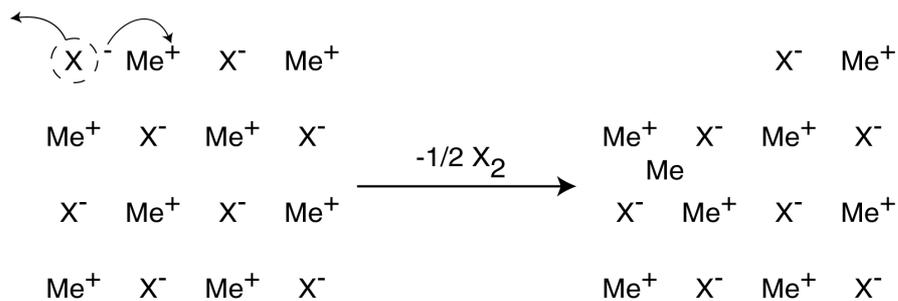


Abb. 8.2: Schematische Darstellung einer FRENKELdefektähnlichen Struktur in einer nichtstöchiometrischen Verbindung

Betrachtet man die recht zügige Rückfärbungsgeschwindigkeit bei der Abkühlung, so wäre ein entsprechend schneller Wiedereinbau der Sauerstoffatome aus der Atmosphäre allerdings sehr erstaunlich. Durch Untersuchungen der Thermochromie von Zinkoxid durch COOGAN et al. zeigte sich, dass, nachdem über erhitztem Zinkoxid ein Hochvakuum erzeugt worden war, trotz der Abwesenheit von Sauerstoffmolekülen bei Abkühlung eine schnelle Rückfärbung erreicht werden konnte [COOGAN 1952]. Die Autoren schlossen daher, dass es sich bei den reversiblen Effekten um eine thermisch bedingte Absorptionsbandenverschiebung zu größeren Wellenlängen handelt. Diese Erklärung kann auch auf andere Kristalle angewandt werden, besonders wenn diesen Halbleitereigenschaften zugesprochen werden können [SONE 1987, S.127].

Aus optischen Untersuchungen ist bekannt, dass Halbleiter bei Temperaturerhöhung eine Verschiebung der Absorptionsbandengrenze hin zu größeren Wellenlängen zeigen. Dieses ist durch die temperaturabhängige Verschiebung der Bandlücke zwischen Valenz- und Leitungsband begründet, so dass bei steigender Temperatur geringere Energien nötig sind, um diese zu überwinden [SEEGER 2002]. Die Temperaturabhängigkeit der Bandlücke ist beispielhaft für Germanium als typischen Halbleiter in Abb. 8.3 angegeben.

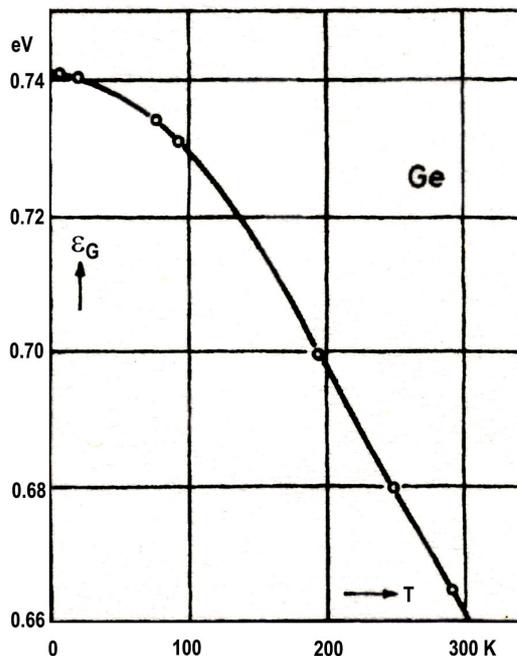


Abb. 8.3: Abhängigkeit der Bandlücke ϵ_G in Abhängigkeit von der absoluten Temperatur für Germanium. Licht mit höherer Kreisfrequenz als $\omega_e = \epsilon_G \cdot \hbar^{-1}$ wird absorbiert, da die Energie ausreicht, um Elektronen vom Valenz- ins Leitungsband zu heben. [SEEGER 2002, S.328]

Bezogen auf das Kupfer(I)-oxid würde das bedeuten, dass bei Raumtemperatur alle Wellenlängen absorbiert werden, die eine geringere Wellenlänge als die des roten Lichtes besitzen. Daher wird das rote Licht reflektiert, und die Substanz erscheint rot. Bei Erhöhung der Temperatur würden nun mehr und mehr auch Wellenlängen aus

dem roten Spektralbereich absorbiert, so dass der Stoff schwarz erscheint. Mit einem solchen Erklärungsansatz lassen sich auch Farbänderungen bei starker Abkühlung von Kupfer(I)-oxid in flüssigem Stickstoff vereinbaren (vgl. Versuch 12.3.3). Hierbei zeigt sich eine deutliche Farbaufhellung (vgl. Abb. 8.4), so dass eine Verschiebung zu Wellenlängen des orangen und gelben Spektralbereichs denkbar ist. Der Effekt ist allerdings nicht so deutlich wie bei Erwärmung, was aber durch den geringeren Temperaturunterschied bei der Abkühlung ($\Delta T \approx -200 \text{ K}$) im Vergleich zur Erhitzung mit einem Bunsenbrenner ($\Delta T \approx 1200 \text{ K}$) zu erklären ist.



Abb. 8.4: Vergleich der Farbe von Kupfer(I)-oxid bei niedrigen Temperaturen und bei Raumtemperatur

Eine Erklärung der Thermochromieerscheinung auf Basis der Absorptionsbandenverschiebung setzt voraus, dass dem Kupfer(I)-oxid gewisse Eigenschaften eines Halbleiters zukommen. In der Literatur ist beschrieben, dass Kupfer(I)-oxid ebenso wie Zinkoxid eine nichtstöchiometrische Zusammensetzung und damit einhergehend Halbleitereigenschaften besitzt [GMELIN 1932, S.47]. Hier ist aber im Gegensatz zu Zinkoxid Sauerstoff im *Überschuss* vorhanden, und es werden nicht Zwischengitterplätze besetzt, sondern es wandern Kupferatome unter Zurücklassen von Gitterleerstellen nach außen. Eine solche Struktur wäre ähnlich einem SCHOTTKY-Defekt in einer stöchiometrischen Verbindung (vgl. Abb. 8.5).

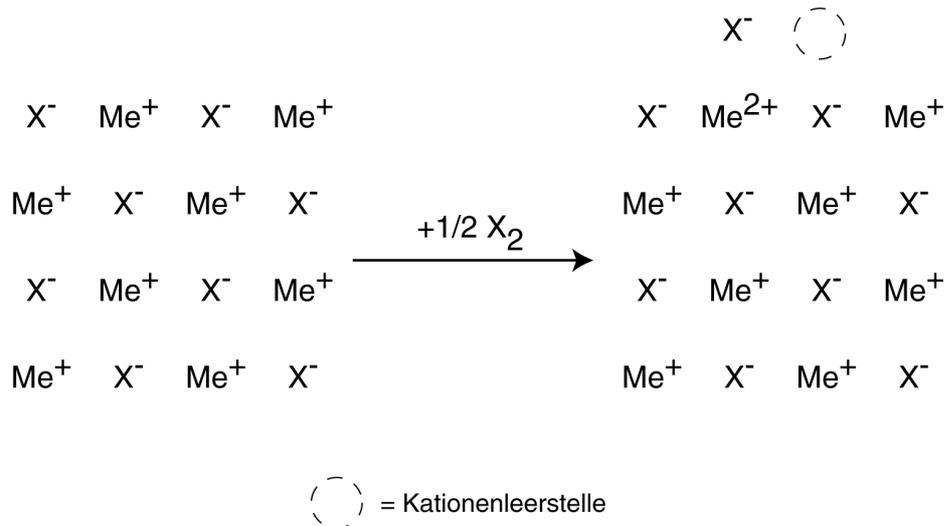


Abb. 8.5: Schematische Darstellung einer SCHOTTKYdefektähnlichen Struktur in einer nichtstöchiometrischen Verbindung

Die Verhältnisformel für die nichtstöchiometrische Verbindung kann durch Cu_{2-x}O beschrieben werden [GREENWOOD 1973, S.111].

Neueste Untersuchungen haben gezeigt, dass im Falle des Kupfer(I)-oxids tatsächlich die für Halbleiter typische Verschiebung der Absorptionsbande für das thermochrome Verhalten verantwortlich ist [PATENT 1998].

8.3 Weitere Salze mit auftretenden thermochromen Erscheinungen

Im Folgenden sollen einige Substanzen vorgestellt werden, die ebenfalls das Phänomen der Thermochromie zeigen. Diese können auch im Unterricht dazu dienen, thermochrome Erscheinungen an unterschiedlichen Beispielen zu verdeutlichen. Es sei darauf hingewiesen, dass einige der Stoffe aufgrund ihrer Toxizität für die Schule weniger von Bedeutung oder nur als Lehrerversuch durchführbar sind (z.B. CdO).

ZnO Ein bekanntes Beispiel für Thermochromie. Die bei Raumtemperatur farblose Substanz ändert bei Erwärmung die Farbe zu Gelb. Erklärungsansätze wurden weiter oben im Text bereits gegeben. [SONE 1987, S.127]

K_2CrO_4 Bei diesem Stoff, der auch in vielen Schulen vorhanden sein dürfte, kann man besonders deutliche und intensive Farbeffekte beobachten. Die zitronengelbe Farbe wechselt bei Erwärmung über Orange bis hin zu Rot. Die Erklärungsansätze in der Literatur sind analog zu jenen bei Zinkoxid [SONE 1987, S.127].

TiO_2 Wie auch das Zinkoxid zeigt Titandioxid während des Erhitzens eine Farbänderung von Weiß nach Gelb.

- PbO** Das bei Raumtemperatur gelbe Bleioxid ändert die Farbe zu Orangerot bei Erwärmung.
- CdO** Cadmiumoxid durchläuft verschiedene Farben von grünlich-Gelb, bis hin zu Braun, manchmal auch Schwarz [SONE 1987, S.127].
- Fe₂O₃** Die Farbe des Eisen(III)-oxids ändert sich von ihrem ursprünglichen Rot zu Schwarz. Da verschiedene Eisen(III)-oxid-Modifikationen existieren, ist hier eine Farbänderung aufgrund der Strukturveränderung denkbar.
- HgI₂** Diese Substanz zeigt einen Farbwechsel von Rot nach Gelb bei Erwärmung. Hier wird der Farbeffekt erklärt durch eine Änderung der Gitterstruktur von einer tetragonalen Anordnung bei Raumtemperatur hin zu einer rhombischen Hochtemperaturmodifikation. Die Umwandlungstemperatur liegt bei 127 °C [SONE 1987, S.9].

Im Alltag findet man Substanzen mit thermochromen Eigenschaften beispielsweise als Farben oder Klebestreifen, die auf Gefäße oder Öfen gebracht werden, um durch Farbveränderung eine Thermometerfunktion zu erfüllen und eventuell vor heißen Oberflächen zu warnen. Hierbei handelt es sich teilweise um organische Substanzen, deren thermochrome Eigenschaften auf andere Ursachen zurückzuführen sind, als die oben beschriebenen.

Eine Anwendung der besonderen Art besteht in der von der Firma Burton angebotenen „Eieruhr“. Hierbei handelt es sich um ein Kunststoffei, welches zusammen mit den normalen Hühnereiern im Wasser erhitzt wird. In dem Kunststoffei befindet sich eine mit einer roten thermochromen Substanz beschichtete Fläche, die mit einer Skala versehen ist. An letzterer kann man nun im Laufe des Kochvorganges anhand der allmählichen Dunkelfärbung der Substanz ablesen, wie hart das Ei bereits ist [INTERNETSEITE C].

Um das Phänomen der Thermochromie anhand verschiedener Substanzen und Farben interessant zu präsentieren bietet sich ein Handversuch zur Verfolgung der „Deutschlandflagge im Wechsel der Jahreszeiten“ an (vgl. Versuch 12.3.4), der auch in der Zeitschrift Chemkon präsentiert wurde [JOHANNSMEYER 2001d]. Dazu werden in einem Reagenzglas drei Schichten verschiedener Salze mit thermochromem Verhalten eingefüllt. Die untere Schicht wird durch Zinkoxid (ZnO) gebildet, darauf wird Kaliumchromat (K₂CrO₄) gegeben und für die obere Schicht wird Kupfer(I)-oxid (Cu₂O) oder rotes Eisen(III)-oxid verwandt. Diese Schichten stellen nun zunächst mit der Farbfolge Rot-Gelb-Weiß die „Deutschlandflagge im Winter“ dar (vgl. Abb. 8.6 links). Sobald das Reagenzglas nun (ohne zu schütteln) erhitzt wird, beginnt eine reversible Farbänderung der Schichten zu Schwarz-Rot-Gelb, wodurch der normale „Sommerzustand“ angenommen wird (vgl. Abb. 8.6 rechts). Nach dem Abkühlen wird die ursprüngliche Farbfolge erneut erhalten und der Versuch kann beliebig oft wiederholt werden.



Abb. 8.6: Die Deutschlandflagge aus Kupfer(I)-oxid, Kaliumchromat und Zinkoxid. Links im kalten, rechts im heißen Zustand.

8.4 Hinweise zum Schulexperiment

In Anbetracht der oben diskutierten Thermochromie von Kupfer(I)-oxid stellt sich die Frage, wie der nach wie vor äußerst motivierende Weg zur chemischen Formel über rotes und schwarzes Kupferoxid im Unterricht widerspruchsfrei realisiert werden kann. Die Untersuchungen haben gezeigt, dass sich rotes Kupfer(I)-oxid quantitativ im Sauerstoffstrom zu Kupfer(II)-oxid oxidieren lässt (vgl. Versuch 12.3.5). Sobald die Reaktion einsetzt, zieht sich unter Glüherscheinungen eine Reaktionsfront durch die Substanz, und die ablaufende Redoxreaktion kann gut verfolgt werden. Die Experimente hierzu lieferten einen Umsatz von 98,11 % des theoretisch zu erwartenden Wertes. Jedoch wäre ein solches Vorgehen aufgrund des aufwendigeren Aufbaus nur als Lehrerversuch durchführbar. Um dennoch eine Durchführung im Schülerexperiment zu realisieren, ist lediglich eine kleine Variation der Versuchsbedingungen notwendig. Die Schwierigkeit des Versuches im Reagenzglas liegt darin begründet, dass auch bei längerem Erhitzen nicht ausreichend Sauerstoff in das Reagenzglas eindiffundiert, um das Kupfer(I)-oxid zu oxidieren. Der Thermochromieeffekt lässt zudem nicht zu, anhand der Farbe das Fortschreiten der Oxidation zu verfolgen. Dieses Problem kann in einfacher Weise umgangen werden, indem das Kupfer(I)-oxid in einer offenen Abdampfschale in dünnen Schichten etwa 5 Minuten an der Luft erhitzt wird. Durch gelegentliches Rühren wird die Sauerstoffzufuhr noch weiter unterstützt. Hierdurch wird schließlich sämtliches Kupfer(I)-oxid zu Kupfer(II)-oxid umgesetzt.

Interessant ist in diesem Zusammenhang, dass bei dem Versuch schwarzes Kupfer(II)-oxid direkt aus elementarem Kupfer darzustellen keine vollständige Oxidation erfolgt. Dabei ist es unerheblich, ob im Sauerstoffstrom oder an der Luft gearbeitet wird. Bei

der Reaktion bildet sich lediglich ein gesintertes Mischoxid, dass nach eigenen Untersuchungen ein Cu:O-Verhältnis von 1,623:1, bzw. 1:0,616 aufweist.

Es bilden sich, wie die Röntgenstrukturanalyse zeigt, keine Mischkristalle. Vielmehr liegen hier Kupfer(I)-oxid- neben Kupfer(II)-oxidkristallen vor, wobei letzteres in einem Gitter kristallisiert, das Abb. 8.7 zeigt.

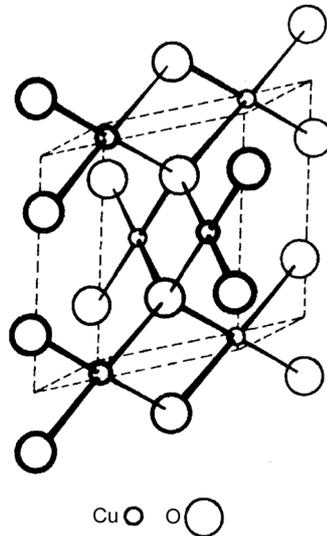


Abb. 8.7: Die Gitterstruktur von Kupfer(II)-oxid [WELLS 1984]

Zusammenfassend kann festgestellt werden, dass der geschilderte motivierende Einstieg in die Thematik der chemischen Verhältnisformel mit rotem und schwarzem Kupferoxid nach wie vor uneingeschränkt seine Bedeutung im Schulalltag behalten kann. Durch Kenntnis der möglichen Schwierigkeiten durch Thermochromieeffekte bei der Durchführung kann das Experiment in beschriebener Weise so umgestaltet werden, dass ein gutes und widerspruchsfreies Ergebnis garantiert ist. Es bietet sich vielleicht sogar an, das Phänomen der Thermochromie etwas später zu problematisieren und anhand der oben genannten Beispiele zu vertiefen.

9 Die These von AVOGADRO

Nach der Einführung des DALTONSchen Atommodell und der chemischen Reaktion, wird im Zusammenhang mit dem Molekülbegriff der Aufbau der Gase näher betrachtet. Durch die Behandlung der These von AVOGADRO soll den Schülern ein besseres Verständnis von Reaktionen, an denen Gase beteiligt sind, ermöglicht werden. Dieses Verständnis wird im weiteren Unterricht zur quantitativen Deutung von Gasreaktionen und in Zusammenhang mit der Elementaranalyse benötigt, die bei der Einführung der organischen Chemie im Unterricht eine wichtige Rolle spielt [RALLE 1994].

Die Schwierigkeit bei der Vermittlung des Gesetzes von AVOGADRO besteht darin, dass den Schülern hier *zwei* kausal miteinander verknüpfte Inhalte näher gebracht werden müssen. Dies ist zum einen die Tatsache, dass gleiche Volumina verschiedener Gase unter gleichen Bedingungen die gleiche Anzahl an Teilchen enthalten. Zum anderen müssen die Schüler lernen, dass die Stoffe, die bei Raumtemperatur gasförmig sind, mit Ausnahme der Edelgase, molekular vorliegen. [KAMINSKI 1994a]

Einen Ansatzpunkt zur Behandlung dieses Themas bietet der BOYLE-Versuch, der im Lernzirkel zum Kohlenstoffkreislauf zur Demonstration des Massenerhalts eingesetzt wird (vgl. Kapitel 7). Im Sinne eines Spiralcurriculums ist es vorteilhaft, neue Sachverhalte an einer bereits bekannten Reaktion aufzuzeigen. Die Schüler können sich besser auf das neue Phänomen konzentrieren, da ihnen die durchgeführte Reaktion bereits bekannt ist.

Beim BOYLE-Versuch (Versuch 12.2.1.2) wird Kohlenstoff in einem mit Sauerstoff gefüllten und mit einem Luftballon verschlossenen Rundkolben verbrannt. Der Ballon dient hierbei zum Druckausgleich, da beim Erhitzen eine Ausdehnung des Gases im Kolben erfolgt. Nach dem Abkühlen der Apparatur liegt dagegen wieder das ursprüngliche Volumen vor. Da für jedes Sauerstoff-Molekül ein Molekül Kohlenstoffdioxid entsteht, ändert sich die Anzahl an Teilchen in der Gasphase nicht, und damit bleibt entsprechend der These des AVOGADRO das Volumen unverändert. Für Schüler, die die These des AVOGADRO noch nicht kennen oder nicht erkennen, dass sie hier zur Anwendung kommen müsste, liegt jedoch die Vermutung nahe, dass mit der chemischen Reaktion auch eine Volumenveränderung einhergeht. Dies zeigte sich in der Schülerbefragung zum BOYLE-Versuch (siehe Kapitel 7.4). Obwohl hier ausschließlich nach dem Verhalten der Masse gefragt wurde, äußerten einige Schüler die Vermutung, dass sich der auf der Apparatur befindliche Ballon während der Reaktion aufblasen würde. Damit läge also eine Volumenzunahme des Gases in der Apparatur vor.

„Da Kohlenstoffdioxid entstanden ist sieht man den Kohlenstoff nicht mehr. Der Luftballon wird aufgeblasen durch das Kohlenstoffdioxid. Da das Gas nirgendwo entweichen kann, bleibt die Masse gleich.“ (Schüler, Klasse 8)

Hierbei ist zu berücksichtigen, dass die Fehlvorstellungen in Bezug auf das Volumen, nicht nur auf die Unkenntnis der These des AVOGADRO zurückzuführen sind, sondern häufig bei solchen Schülern auftreten, die nicht genau wissen, welche Reaktion bei

diesem Versuch abläuft. So erwarteten einige Schüler, dass eine Volumenzunahme dadurch zustande komme, dass der Kohlenstoff durch das Erhitzen in den gasförmigen Zustand übergehe und dort neben dem Sauerstoff im Kolben vorliege.

„Der Kohlenstoff verdampft und das Gas steigt auf. Der Luftballon wird sich aufblähen und damit dem Kolben „anheben“ und das Gewicht wird weniger [...]“ (Schüler Kl. 8)

In einer Befragung von HEIMANN et al. [HEIMANN 2002], die ebenfalls Schülervorstellungen zur Verbrennung von Kohlenstoff im geschlossenen System ermittelte, wurde explizit die Frage gestellt, welche Veränderungen das Volumen bei diesem Versuch erfahre. Die befragten Neunt- und Zehntklässler konnten hierzu zwischen den Alternativen *„Ballon wird schlapper“*, *„Ballon bleibt gleich“* und *„Ballon wird praller“* wählen und sollten ihre Antwort zusätzlich begründen.

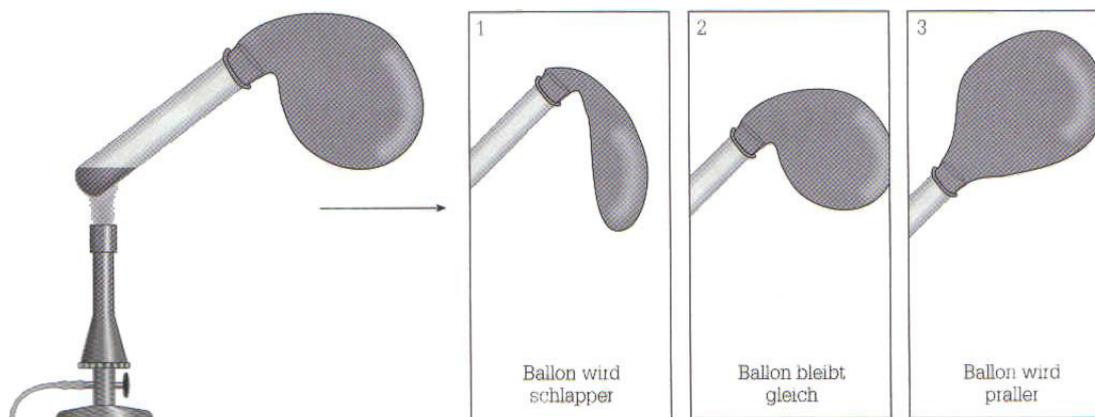


Abb. 9.1: Aufgabenstellung zum Volumen bei der Reaktion von Kohlenstoff und Sauerstoff, aus [HEIMANN 2002]

Hierbei entschieden sich lediglich 13 % für die richtige Antwort, dass das Volumen des Ballons gleich bleibe, während 59 % der Schüler von einer Zunahme, und 22 % von einer Abnahme des Volumens ausgingen.

Aufgrund dieser Ergebnisse erscheint es notwendig zu sein, der Reaktion von Kohlenstoff und Sauerstoff auch in Bezug auf das Volumen im Unterricht mehr Beachtung zu schenken. Dabei kann der Versuch zur Einführung der These von AVOGADRO oder zu deren Vertiefung herangezogen werden.

Schülern, die den Versuch noch nicht kennen, gehen entsprechend den Umfrageergebnissen zu einem großen Anteil davon aus, dass sich das Gasvolumen durch die Reaktion verändert. Somit bietet die Durchführung dieses Versuches den Schülern ein überraschendes Ergebnis. Ist der Versuch dagegen im vorangegangenen Unterricht in Zusammenhang mit dem Massenerhalt behandelt worden, so kann er nun unter dem Gesichtspunkt des konstanten Volumens erneut durchgeführt werden, wobei das Augenmerk der Schüler insbesondere auf das neue Phänomen gelenkt werden sollte. Den Lernenden muss an dieser Stelle des Unterrichts deutlich gemacht werden, dass das Ergebnis des Versuches bedeutet, dass der eingefüllte Sauerstoff und das Reaktionsprodukt der Verbrennung dasselbe Volumen haben. Das geringe Volumen des Kohlenstoffs, welches nach der Reaktion nicht mehr im Kolben ist, wird vernachlässigt.

Die Schüler lernen mit dieser Reaktion ein Beispiel dafür kennen, dass bei chemischen Reaktionen, an denen Gase beteiligt sind, einfache Volumenverhältnisse vorliegen. Sollen weitere Beispiele herangezogen werden, so kann die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff betrachtet werden, welche sich im Volumenverhältnis von 2:1 verbinden. Die Durchführung einer solchen Reaktion in einem Eudiometer beschreiben JANSEN et al in einer historisch-problemorientierten Unterrichtskonzeption [JANSEN 1990].

An dieser Stelle kann den Schülern nun der erste Teil der These von AVOGADRO, dass gleiche Volumina unter gleichen Bedingungen gleiche Teilchenzahlen enthalten, als Erklärungsmöglichkeit für das beobachtete Phänomen angeboten werden. Gemeinsam mit DALTONS Gesetz der multiplen Proportionen, nach dem sich die Atome in bestimmten einfachen Zahlenverhältnissen verbinden, ergibt sich eine sinnvolle Deutung für die einfachen Volumenverhältnisse in chemischen Reaktionen. Für die Schüler liegt nun die folgende Darstellung der Reaktion von Kohlenstoff und Sauerstoff im Atommodell zur Erklärung des gleichbleibenden Volumens nahe:

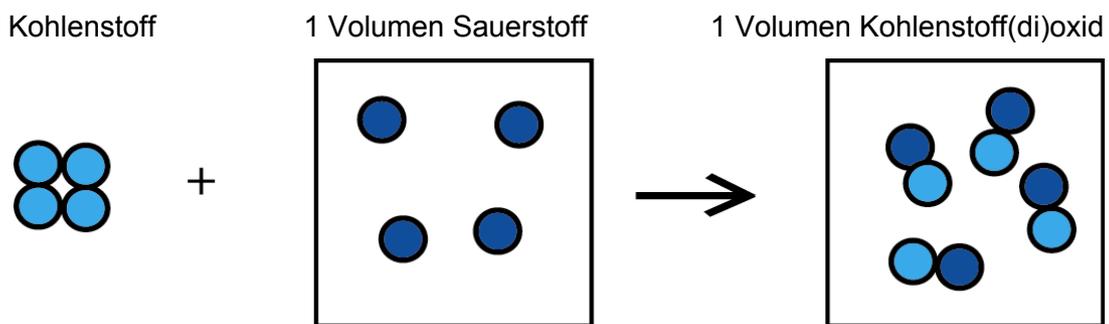


Abb. 9.2: Erste Vermutung zur Erklärung des gleichbleibenden Volumens

Diese Darstellung weist zum einen den Fehler auf, dass das Reaktionsprodukt nur ein Sauerstoffatom anstelle von zweien enthält. Im Unterricht wird es zwar in der Regel bereits als Kohlenstoffdioxid (teilweise auch nur als Kohlenstoffoxid) bezeichnet und kann als solches mittels Kalkwasser nachgewiesen werden. Dies bedeutet jedoch nicht zwangsläufig, dass die Schüler wissen, wie das Molekül aufgebaut ist; der Begriff ist zunächst nur ein Name des Stoffes. Zum anderen ist nicht korrekt, dass die Sauerstoff Atome nicht biatomar sondern einzeln in der Gasphase vorliegen.

Hier kann eine nähere Untersuchung des Reaktionsproduktes weiterhelfen, um den Schülern zu zeigen, dass ein Kohlenstoffdioxidmolekül zwei Sauerstoffatome enthält, und die zunächst einleuchtende Erklärung nicht zutreffend sein kann. Zur experimentellen Ermittlung der chemischen Formel von Kohlenstoffdioxid kann an dieser Stelle Versuch 12.4 durchgeführt werden. Bei diesem Versuch wird eine geringe Menge Aktivkohle in ein Quarzrohr eingewogen und im Sauerstoffstrom verbrannt. Das Reaktionsprodukt wird durch zwei Waschflaschen mit Bariumhydroxid-Lösung geleitet und dort quantitativ absorbiert. Diese Waschflaschen werden vor und nach der Reaktion gewogen, wobei die Massezunahme der Flaschen der Masse des

Reaktionsproduktes entspricht. Aus der Differenz zwischen der Masse des Reaktionsproduktes und der Masse des eingewogenen Kohlenstoffs kann die Masse des Sauerstoffs, der sich mit dem Kohlenstoff verbunden hat, errechnet werden. Einen ähnlichen Versuch zur Ermittlung der chemischen Formel des Kohlenstoffdioxid beschreibt KAMINSKI [KAMINSKI 1994b]. Hierbei wird jedoch die Anzahl der Sauerstoff-Atome aus dem verbrauchten Volumen an Sauerstoff berechnet. Die Angabe, wieviele Sauerstoff-Atome sich in einem Milliliter Sauerstoff befinden, beruht jedoch bereits auf der Theorie von AVOGADRO, die in diesem Zusammenhang erst erarbeitet wird.

Die Auswertung von Versuch 12.4 erfolgt dagegen anhand der Massenverhältnisse, in denen sich Kohlenstoff und Sauerstoff miteinander verbinden. Drei mögliche Versuchsergebnisse zeigt die folgende Tabelle 9.1.

Versuchsdurchgang	m (Reaktionsprodukt) [mg]	m (Kohlenstoff) [mg]	m (Sauerstoff) [mg]
1	786	221	565
2	680	192	488
3	702	200	502

Tabelle 9.1: Massenverhältnisse der Reaktion von Kohlenstoff und Sauerstoff

Eine Möglichkeit hieraus das Verhältnis von Kohlenstoff- und Sauerstoffatomen zu ermitteln führt über die Berechnung der Stoffmengen mit Hilfe der molaren Massen. Diese Möglichkeit ist in Kapitel 12.4 beschrieben.

Schüler im Anfangsunterricht haben jedoch häufig Schwierigkeiten beim Rechnen mit molaren Massen. Daher wird hier alternativ eine teilchenbezogene Auswertung vorgestellt, bei der die Schüler, wie dies in [KAMINSKI 1994b] vorgeschlagen wird, die Angaben erhalten, wieviele Atome sich in 1 mg des Stoffes befinden. Die ermittelten Massen müssen also lediglich mit dieser Anzahl multipliziert werden und diese zueinander in Verhältnis gesetzt werden.

Versuchsdurchgang	Zahl der Atome $\cdot 10^{17}$ in 1 mg Kohlenstoff	Anzahl der Kohlenstoff- Atome $\cdot 10^{17}$	Zahl der Atome $\cdot 10^{17}$ in 1 mg Sauerstoff	Anzahl der Sauerstoff- Atome $\cdot 10^{17}$	Verhältnis der Atome C:O
1		110942		212440	1:1,91
2	502	96384	376	183488	1:1,90
3		100400		188752	1:1,88

Tabelle 9.2: Verhältnis der Atome im Kohlenstoffdioxid

Aus diesen Versuchsergebnissen kann geschlossen werden, dass im Kohlenstoffdioxid die Atome von Kohlenstoff und Sauerstoff im Verhältnis von 1:2 vorliegen, da nach der DALTONSchen Atomtheorie die Atome in Verbindungen immer im Verhältnis ganzer Zahlen vorliegen. In einem Kohlenstoffdioxid-Molekül befinden sich also zwei Sauerstoff-Atome.

Wird nun erneut das konstante Volumen des BOYLE-Versuches unter dieser Voraussetzung betrachtet, so ergibt sich zunächst ein Konflikt. Durch die Verbindung von einem Kohlenstoffatom mit zwei Sauerstoffatomen müsste es unter den bisherigen Voraussetzungen zu einer Halbierung der Teilchenanzahl in der Gasphase kommen und damit zu einer Halbierung des Volumens.

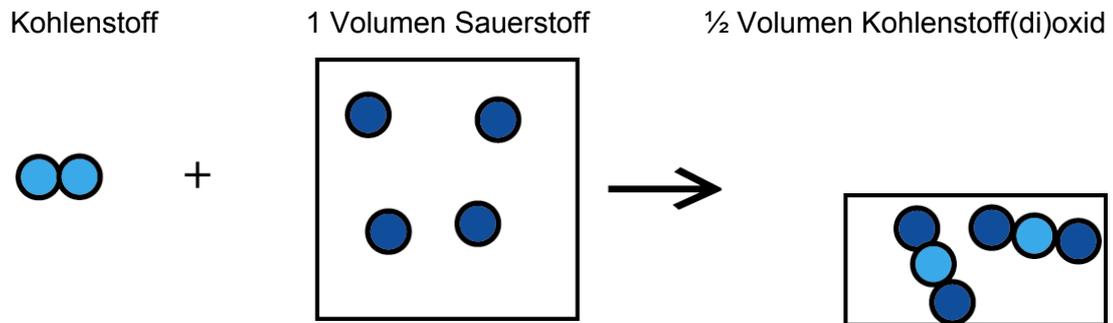


Abb. 9.3: Konflikt der Volumenabnahme bei Annahme von atomar vorliegendem Sauerstoff

Die Lösung dieses Konfliktes bietet der zweite Teil der These des AVOGADRO, wonach alle gasförmigen Elemente mit Ausnahme der Edelgase, biatomar vorliegen. Somit verbindet sich beim BOYLE-Versuch jedes Kohlenstoffatom mit einem Sauerstoffmolekül und die Anzahl der Teilchen in der Gasphase ändert sich nicht. Sind beide Teile der These des AVOGADRO bekannt, kann die richtige Deutung der Reaktion des BOYLE-Versuches auf diskontinuierlicher Ebene erfolgen.

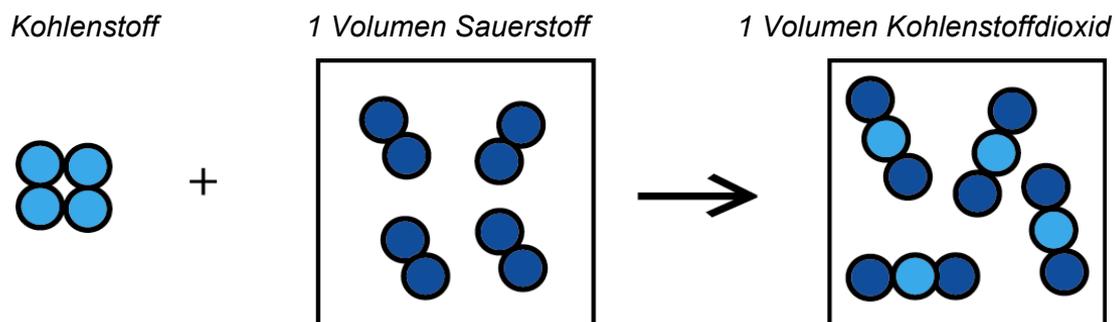


Abb. 9.4: Deutung des BOYLE-Versuches auf Grundlage der Theorie des AVOGADRO

Der zweite Teil der These des AVOGADRO wird auch bei der Erläuterung der Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff benötigt, wenn das Reaktionsprodukt Wasser ebenfalls im gasförmigen Zustand betrachtet wird. Hier entstehen nämlich aus zwei Volumina Wasserstoff und einem Volumen Sauerstoff zwei Volumina Wasserdampf und nicht nur eines, wie zunächst erwartet werden würde (siehe [JANSEN 1990]). Mit dem Wissen, dass Sauerstoff und Wasserstoff in Form kleiner Moleküle aus je zwei Atomen vorliegen, wird das entstehende Volumen an Wasserdampf einsichtig.

10 Einführung der Chemischen Reaktion

In den vorangegangenen Kapiteln wurde der Weg zu einer diskontinuierlichen Anschauung der Materie beschrieben (vgl. Kapitel 5 - 7). Davon ausgehend wurden einige Stationen erläutert die unter Anwendung der DALTONSchen Atomhypothese mit den Lernenden im Unterricht erarbeitet werden können (vgl. Kapitel 8 und 9). In diesem Kapitel wird zu Anfang nochmals auf einen früheren Zeitpunkt innerhalb des Curriculums zurückgegriffen, zu dem die Reaktion zunächst ohne Kenntnis der submikroskopischen Ebene unter phänomenologischen Gesichtspunkten eingeführt wird. Im weiteren Gang des Kapitels wird die zu diesem Zweck vorgestellte Reaktion im Sinne eines Spiralcurriculums erneut auf der Diskontinuumsebene diskutiert und schließlich auf einer über das DALTONSche Modell hinausgehende Ebene gedeutet.

10.1 Didaktische Einordnung der Reaktion von Zink mit Iod als Beispielreaktion für den Begriff der chemischen Reaktion im Chemieunterricht

Der Begriff der chemischen Reaktion ist einer der zentralen Inhalte des Chemieunterrichtes. Er begründet die Wissenschaft als solche und setzt sie gegenüber den anderen Naturwissenschaften als Theorie der Veränderung der Stoffe ab. Aus diesem Grund kommt der Vermittlung des Begriffes entscheidende Bedeutung zu und sollte besondere Aufmerksamkeit erfahren.

Das Auswählen treffender Beispielreaktion ist im Sinne des exemplarischen Unterrichtens dabei von außerordentlicher Wichtigkeit, da die Zeit im Curriculum meistens nicht ausreicht, eine große Zahl verschiedener Reaktionen ausführlich zu betrachten und ihre Gemeinsamkeiten herauszuarbeiten. Die Rahmenrichtlinien des Landes Niedersachsen sehen für den Themenbereich „*Stoffe und Reaktionen aus phänomenologischer Sicht*“ mit 28 Stunden mehr als die Hälfte der in Klasse 9 zur Verfügung stehenden Zeit vor. Der Themenbereich ist aber durch seine Stellung zu Anfang des Chemieunterrichts trotzdem zeitlich eng gesteckt, da zunächst auch viele Grundlagen zur naturwissenschaftlichen Arbeitsweise gelegt werden müssen (vgl. [RRL-CHE 1994]). Vor allem ist es vergleichsweise schwierig, die bei unterschiedlichen Reaktionen auftretenden Besonderheiten den Lernenden an dieser Stelle als nebensächlich darzulegen. Der Lehrende sollte sich exemplarisch auf eine Beispielreaktion beschränken und im späteren Unterrichtsgang an weiteren Beispielen den Begriff der chemischen Reaktion wiederholen. An diesen Stellen kann dann auf die Besonderheiten der neuen Reaktionen eingegangen werden.

In der Vergangenheit sind von verschiedenen Autoren solche Beispielreaktionen zusammengetragen worden, wobei eine Aufteilung in Beispiele zur Synthese einer

Substanz und zur Analyse einer Substanz vorgenommen wird (vgl. auch Tabelle 10.1 und Tabelle 10.2). [KÜHMSTEDT 1999; HAUSCHILD 2002]

Auch in Schulbüchern finden sich Vorschläge zu beiden Stichwörtern. Oftmals wird die Reaktion von Eisen mit Schwefel, zum Teil auch anderer Metalle wie Zink und Kupfer mit Schwefel oder auch Magnesium mit Sauerstoff, als Beispielreaktion für die Synthese vorgestellt (vgl. [JANSEN 1982; TAUSCH 1996; BLUME 1995; EISNER 1995]). Der Einsatz der Reaktion von Eisen mit Schwefel als ein häufig durchgeführtes Experiment ist dabei in besonderem Maße in der didaktischen Literatur umstritten [BUCK 1993a, b; HÜTTNER 1993; PIOSIK 1993].

In vielen Schulbüchern folgen auf die Beispiele zur Synthese oft Beispiele zur Analyse einer Verbindung, auch um zu zeigen, dass eine chemische Reaktion umkehrbar ist. JANSEN beschreibt hier die Zerlegung von Silberoxid [JANSEN 1982, S. 73], in [TAUSCH 1996, S. 48] wird die Zerlegung von Silberoxid und Quecksilberoxid beschrieben, in [BLUME 1995, S. 57] und [EISNER 1995, S. 60] die von Silbersulfid. Aus der beschriebenen Diskussion um die geeignete Synthese und der Fülle von vorgeschlagenen Beispielreaktionen wird deutlich, dass es die „perfekte Beispielreaktion“ wahrscheinlich nicht gibt. Auch KÜHMSTEDT wertet in seiner Übersicht der Analysereaktionen keine der aufgeführten Reaktionen mit sehr gut [KÜHMSTEDT 1999].

Edukte	Produkt	Vorteile	Nachteile
Eisen Schwefel (Video 05)	Gemisch aus Eisen(II)- sulfiden	exotherme Reaktion gut erkennbar, gut geeignet für Schülerexperiment	Produkt uneinheitlich und stark mit Edukten verschmutzt, chemische Eigenschaftsuntersuchungen mit schulischen Mitteln kaum möglich, schlecht farbliche Abgrenzung Eisen und Eisensulfid
Kupfer Schwefel (Video 06)	Kupfer(II)- sulfid	exotherme Reaktion gut erkennbar, als Schüler- experiment geeignet, Edukte und Produkte gut farblich zu unterscheiden	Produkt mit Schwefel verschmutzt, chemische Eigenschaftsunter- suchungen mit schulischen Mitteln nicht gut möglich
Magnesium Sauerstoff (Video 07)	Magnesium- oxid	exotherme Reaktion sehr gut erkennbar, als Schülerexperiment geeignet, Produkt rein	chemische Eigenschaftsunter- suchungen mit schulischen Mitteln nicht gut möglich
Wasserstoff Sauerstoff	Wasser	exotherme Reaktion gut erkennbar, Produkt rein und allen Lernenden gut bekannt	nur als Demonstrationsexperiment einsetzbar, zwei farblose Gase als Edukte
Zink Iod (Video 08)	Zinkiodid	als Schülerexperiment einsetzbar, chemische Eigenschaftsuntersuchung gut möglich, Produkt rein und farblich gut von den Edukten abzugrenzen, exotherme Reaktion gut erkennbar	Reaktion muss mit dem Hilfsstoff Wasser geführt werden, wenn man den Energieumsatz verdeutlichen will

Tabelle 10.1: Übersicht über einige Synthesereaktionen

Edukt	Produkte	Vorteile	Nachteile
Quecksilber(II)-oxid (Video 09)	Quecksilber Sauerstoff	sehr deutliches Ergebnis	Gefahrenpotential, Entsorgung, teuer, nicht als Schülerexperiment geeignet, Rückreaktion nicht möglich
Silber(I)-oxid	Silber Sauerstoff	deutliches Ergebnis	teuer, Silber als solches nicht zu erkennen
Silber(I)-sulfid	Silber Schwefel	Synthese auch möglich	teuer, Silber als solches nicht zu erkennen, auch Schwefel schlecht zu identifizieren
Kupfer(I)-iodid (Video 10)	Kupfer Iod	Synthese auch möglich	Kupfer nur als schwarzer Rückstand
Kupfer(II)-acetat (Video 11)	Kupfer Gasgemisch	Kupfer sehr gut sichtbar, als Schülerexperiment geeignet	kein zweites Element
Zinkiodid (Video 12)	Zink Iod	als Schülerexperiment geeignet, beide Elemente gut erkennbar	nur als Elektrolyse

Tabelle 10.2: Übersicht über einige Analysereaktionen, nach [KÜHMSTEDT 1999; ASSELBORN 1994]

10.2 Aspekte zur Auswahl exemplarischer Reaktionen auf der phänomenologischen Ebene

Aufgrund der oben schon beschriebenen Tatsache, dass im Unterricht neue Reaktionen immer mehrere Beobachtungsaspekte aufweisen, ist es zudem wünschenswert, eine Reaktion vorliegen zu haben, bei der sowohl die Bildungs- als auch die Zerlegungsreaktion möglich ist.

Hinzu kommen noch die Anschaulichkeit der Reaktion selbst und die Frage, inwieweit eine klare Abgrenzung von Edukten und Produkten auf phänomenologischer Ebene möglich ist. Ferner sind die Verfügbarkeit der Chemikalien und die einfache Durchführbarkeit der Reaktion von Bedeutung. Dabei spielt der Preis der Chemikalien und die Eignung der Reaktion als Schülerversuch eine wichtige Rolle. Im Sinne eines nachhaltigen Chemieunterrichts sollten zudem umweltproblematische Substanzen vermieden werden. Der Einsatz von Katalysatoren oder Hilfsstoffen sollte an dieser Stelle umgangen werden, da diese von den wichtigen Aspekten des Experiments ablenken können. Darüber hinaus sollten die Reaktionsprodukte unmittelbar erkennbar sein, damit vom Lehrenden nicht noch Nachweisreaktionen vorgestellt werden müssen. Hierbei spielt ein Unterrichtsprinzip eine Rolle, wonach in Schülerversuchen alle vom Kernpunkt des Phänomens ablenkenden Faktoren so weit wie möglich vermieden werden sollten.

10.3 Einführung der chemischen Reaktion auf phänomenologischer Ebene am Beispiel von Zinkiodid

Eine Beispielreaktion, die viele dieser Punkte erfüllt, ist die Reaktion von Zink und Iod zu Zinkiodid. Sowohl Zink als auch Iod sind relativ preisgünstig (verglichen zum Beispiel mit den kostspieligen Silberverbindungen, die häufig vorgeschlagen werden), Zinkiodid (für die Rückreaktion) kann aus den beiden Stoffen in hoher Reinheit leicht selbst hergestellt werden. Alle Stoffe sind für Schülerversuche geeignet (vgl. [BUNDESVERBAND_DER_UNFALLKASSEN 1995]). Die Versuche sind übersichtlich im Aufbau und einfach in der Durchführung. Untersuchungen zum Reaktionsablauf haben zudem ergeben, dass auf einen Einsatz von Hilfsstoffen wie zum Beispiel Wasser bei der Reaktion von Zink mit Iod teilweise verzichtet und die Reaktion somit einfach im Reagenzglas durch die Zufuhr von Wärmeenergie durchgeführt werden kann (vgl. Kapitel 12.5.7, siehe Video 13). Dies ist insofern interessant, als in der Literatur die Durchführung dieser Reaktion immer unter Zuhilfenahme von Wasser beschrieben wird (vgl. [DEMEO 1995; FULL 1981; NOYES 1902]). Bei der Bildungsreaktion, also der Reaktion von Zink und Iod zu Zinkiodid, ist das Produkt deutlich von den Edukten zu unterscheiden: Zink ist ein graues Pulver, Iod liegt in Form violett-schwarzer Kristalle vor und das sich bildende Zinkiodid ist ein heller, in der Farbe zwischen weiß-gelb und hellbraun liegender Feststoff, wobei die gelbe bzw. braune Farbe von Spuren überschüssigen Iods herrührt (vgl. Abb. 10.1). Weißes Zinkiodid kann ebenfalls erhalten werden, indem das „Rohzinkiodid“ vorsichtig in einer Stickstoffatmosphäre zum Sieden erhitzt wird. Neben der Farbe und dem Aggregatzustand kann das Produkt schließlich noch auf andere physikalische Eigenschaften untersucht werden, zum Beispiel Verhalten beim Erhitzen, Beschaffenheit der Oberfläche, Leitfähigkeit, Lösungsverhalten in Wasser, etc.. Danach wird klar, dass es sich um einen neuen Stoff handelt, dessen Eigenschaften sich sehr von denen der Edukte unterscheiden.



Abb. 10.1: Die drei Stoffe Zink, Iod und Zinkiodid

Problematisch an der direkten Reaktion der Feststoffe ist lediglich, dass der bei der Reaktion stattfindende Energieumsatz nicht ohne weiteres beobachtet werden kann, wenn die Reaktion durch Zufuhr von Wärmeenergie unterstützt wird. Um diesen

wesentlichen Faktor der chemischen Reaktion zu erarbeiten, muss wieder auf die Reaktion durch Zugabe von Wasser zurückgegriffen werden. Die Lernenden können am Beispiel der wasserfreien Reaktionsführung den ersten wichtigen Punkt, nämlich die Bildung neuer Stoffe, erarbeiten, beim zweiten Beispiel lernen sie den Vorgang als Energieumsatz kennen. Bei Durchführung in umgekehrten Reihenfolge kann zunächst die Reaktion unter Zuhilfenahme von Wasser durchgeführt werden, um mit der wasserfreien Variante zu klären, dass Wasser nicht notwendiger Bestandteil ist. Zusätzlich erfahren die Schüler so, dass der Ablauf chemischer Reaktionen variieren kann und im gewissen Rahmen steuerbar ist.

An dieser Stelle kann somit eine erste Definition der chemischen Reaktion auf der phänomenologischen Ebene eingeführt werden, der die Bildung von neuen Stoffen mit neuen Eigenschaften verbunden mit einem Energieumsatz in den Vordergrund hebt.

Auf die genaue Rolle des Wassers kann an dieser Stelle im Unterricht nicht eingegangen werden. Es sollte als Reagenz vorgestellt werden, welches für den Ablauf der Reaktion notwendig ist. Zusätzlich kann darauf verwiesen werden, dass auch andere Lösungsmittel (z.B. Ethanol) in der Lage sind, die Reaktion ablaufen zu lassen, womit die These unterstützt wird, dass das Wasser hier lediglich als Lösungsmittel fungiert (vgl. Kapitel 10.6).

Die beiden Möglichkeiten der Reaktionsführung stehen sich somit gegenüber. Die Vorteile der Reaktion von Zink und Iod durch Zufuhr von Wärmeenergie liegen in der Unmittelbarkeit der Reaktion ohne Einsatz von Hilfsstoffen. Nachteile sind, dass der Energieumsatz von Schülern nicht beobachtet werden kann und dass die Isolierung des Produktes nicht gut gelingt (vgl. Versuch 12.5.7). Demgegenüber sind bei der Reaktion von Zink und Iod durch Zugabe von Wasser die Verhältnisse genau umgekehrt, der Energieumsatz kann sehr gut beobachtet werden und die Isolierung des Produktes gelingt einwandfrei (durch Eindampfen der Lösung). Allerdings muss Wasser als Hilfsstoff zugesetzt werden.

Ein möglicher Unterricht könnte demnach wie folgt ausgestaltet sein: Die Erarbeitungsphase beginnt mit einem Schülerexperiment, in dem die Lernenden die Reaktion von Zink mit Iod durch Zugabe von Wasser einleiten (vgl. Versuch 12.5.1, siehe Video 08). Zur Vermeidung von Niederschlägen aus Zinkhydroxid bietet es sich an, leicht angesäuertes Wasser zu verwenden. Dazu wird das Wasser vorher mit etwas verdünnter Salzsäure angesäuert. Die Schüler rühren das Gemisch nun solange, bis die Braunfärbung verschwunden ist. Dies wird erreicht, da Zink im stöchiometrischen Überschuss vorliegt. Dann wird das überschüssige Zink abfiltriert und die Lösung vorsichtig zur Trockne eingedampft. Nach der Trocknung im Trockenschrank erhalten die Schüler Zinkiodid als gräulich-weißes Pulver (die Aufbewahrung im Trockenschrank ist notwendig, da Zinkiodid stark hygroskopisch ist). Als Lehrerversuch bietet sich an dieser Stelle die alternative Durchführung durch Zufuhr von Wärme an, um zu verdeutlichen, dass Wasser nicht prinzipiell notwendig ist (siehe Versuch 12.5.7, siehe Video 13).

Anschließend können Experimente zu den Eigenschaften der drei Stoffe Zink, Iod und Zinkiodid angeschlossen werden, um das Produkt von den Edukten abzugrenzen (vgl. Versuch 12.5.9). Eine Übersicht über die Eigenschaften, die beispielsweise erarbeitet werden können, ist in Tabelle 10.3 gegeben. Eine solch detaillierte Untersuchung chemischer Eigenschaften ist mit den meisten anderen Stoffen, die zur Einführung der chemischen Reaktion herangezogen werden, nicht möglich. Hierin ist ein besonderer Vorteil der beschriebenen Reaktion zu sehen, da er anhand verschiedener Beispiele experimentell überprüfbar verdeutlicht, dass ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften entsteht. Die beschriebenen Metallsulfide und -oxide sind in Wasser und organischen Lösungsmitteln unlöslich, somit entfallen die chemischen Eigenschaftsuntersuchungen (vgl. [LIDE 1997-98,, Kap. 4, S. 37-98]).

	Zink	Iod	Zinkiodid
Farbe	grau	violett-schwarz	weiß
Elektrische Leitfähigkeit	ja	nein*	nein
Löslichkeit in Wasser	nein	gering (braune Lösung)	sehr gut (farblose Lösung)
Löslichkeit in Alkohol	nein	gut (braune Lösung)	sehr gut (farblose Lösung)
Iod-Stärke-Reaktion in wässriger Lösung	entfällt	positiv	negativ

*: Iod ist bei Normalbedingungen ein Halbleiter (vgl. Kapitel 10.6.1.1). Erst bei Drücken > 160000 bar geht es in eine senkrecht zu den Schichtebenen leitende Form über, bei Drücken > 220000 bar in eine metallisch leitende Form. Auch in geschmolzenem Zustand vermag es den Strom zu leiten ([HOLLEMANN 1985, S. 399-401]).

Tabelle 10.3: Eigenschaften von Zink, Iod und Zinkiodid, die im Unterricht erarbeitet werden können

Wie oben beschrieben, ist der Aspekt der Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen besonders gut herauszustellen, wenn mit den Produkten der gewählten Reaktion ebenfalls die Zerlegung in die Ausgangsstoffe durchgeführt werden kann. Dies ist bei der vorgeschlagenen Reaktion von Zink und Iod möglich, wenn geeignete Bedingungen gewählt werden. So kann zum Beispiel eine Elektrolyse einer Zinkiodidlösung in Wasser durchgeführt werden. Den Lernenden sollte an dieser Stelle das Phänomen der Löslichkeit bekannt sein und ebenso die Tatsache, dass beim Lösen von Salzen in Wasser keine Veränderung der Stoffe im Sinne einer chemischen Reaktion vonstatten geht. Dazu ist anzumerken, dass unter der Einbeziehung der sich ändernden Koordinationssphäre der Ionen und dem damit verbundenen Energieumsatz auch der Lösungsvorgang von Salzen in Wasser als chemische Reaktion betrachtet werden kann. Im Sinne der didaktischen Reduktion wird jedoch im Chemieanfangsunterricht darauf verzichtet das Lösen von Salzen im Lösungsmittel als chemische Reaktion zu bezeichnen. Unter diesem Aspekt ist die häufig zur Einführung chemischer Reaktion herangezogene Umwandlung von blauem Kupfersulfat in weißes zumindest kritisch zu sehen. Auch hier läuft eine Reaktion nur in der

Koordinationssphäre ab, wodurch zu hinterfragen ist, ob dieses Beispiel exemplarisch für Reaktionen ist.

Die Elektrolyse ist bei ausreichender Ausstattung der Schule auch als Schülerversuch einfach durchzuführen und liefert gute Ergebnisse, da beide Stoffe einfach zu erkennen sind. Gegebenenfalls muss man für das Zink an dieser Stelle einen Nachweis einführen, so zum Beispiel die Reaktion mit Salzsäure zu elementarem Wasserstoff. Für die gute Eignung der Elektrolyse an dieser Stelle des Chemieunterrichts spricht sich auch KÜHMSTEDT aus (vgl. [KÜHMSTEDT 1999]).

Für den Unterrichtsgang wäre an dieser Stelle jedoch eine direkte Zerlegung des Zinkiodids in die Elemente durch Zufuhr von Wärmeenergie vorteilhafter, also eine Thermolyse. Diese ist jedoch in einer Sauerstoffatmosphäre nur bedingt möglich, da sich Zinkoxid bildet (vgl. Versuch 12.6.1). Iod hingegen ist ohne Schwierigkeiten durch Bildung violetter Dämpfe und nach Abkühlung schwarzer Kristalle nachweisbar. Zink ist hingegen nicht in so einfacher Weise erkennbar. Führt man die Thermolyse jedoch unter Schutzgasbedingungen durch, zum Beispiel in einer Stickstoffatmosphäre, so läuft die Reaktion kaum merklich ab. Die genauen Vorgänge hierfür sind in Kapitel 10.6.3 erläutert. Zudem würde bei einer Thermolyse unter Schutzgas die Tauglichkeit als Schülerversuch entfallen.

Im Unterricht bietet demnach die Elektrolyse der Salzlösung, die als Schülerversuch durchgeführt werden kann, die besseren Voraussetzungen (vgl. Versuch 12.6.4, siehe Video 12). Die Eigenschaften der Produkte werden mit den Eigenschaften von Zink und Iod verglichen und die beiden Produkte können dann als Zink und Iod identifiziert werden.

Die fachlichen Hintergründe der Reaktion sollen ebenfalls kurz dargelegt werden. Dieses erfolgt auch deshalb, da die Reaktionsführung der Reaktion von Zink mit Iod durch Zugabe von Wasser zunächst ungewöhnlich erscheint und in der Literatur hierzu keine Erklärungen geliefert werden. Eine genaue Betrachtung der Reaktion erfolgt daher in Kapitel 10.6.2. Die Analyse von Zinkiodid ist in Kapitel 10.6.3 ausführlich beschrieben.

10.4 Deutung der chemischen Reaktion auf verschiedenen Ebenen am Beispiel von Zinkiodid

Das Curriculum unterliegt ständiger Beobachtung und demzufolge Veränderung bzw. Angleichung an neue Erkenntnisse. So wurde in Niedersachsen beispielsweise der Anfang des Chemieunterrichts von Klasse 9 auf Klasse 7 vorverlegt, was mehrere Konsequenzen nach sich zieht. Einerseits wurde auf diese Weise auch die Nettostundenzahl des Chemieunterrichts erhöht, so dass mehr Zeit für die Erarbeitung der Unterrichtskonzepte zur Verfügung steht. Andererseits beginnen die Lernenden nun bereits im Alter von etwa 13 Jahren, sich mit den Inhalten der Chemie auseinander zu setzen und nicht mehr im Alter von 15 Jahren. Nach der Theorie von PIAGET,

welche besagt, dass das Abstraktionsvermögen von Kindern mit dem Alter immer mehr zunimmt, hat dieses Vorverlegen des Startpunktes der Beschäftigung mit der Chemie für die Vermittlung der chemischen Inhalte große Konsequenzen. Der Vorgang hat zur Folge, dass das Abstraktionsvermögen der Lernenden noch nicht so stark ausgeprägt ist und der Chemieunterricht dementsprechend verändert werden muss. Im Sinne der PIAGETSCHEN Entwicklungstheorie des Kindes ist davon auszugehen, dass im Alter von 15 Jahren bereits alle Lernenden die formal-operationale Phase erreicht haben, während dieses im Alter von 13 Jahren bei einem Großteil der Kinder noch nicht der Fall ist [PIAGET 1973].

Als dritte Konsequenz kann angeführt werden, dass die Lernenden noch nicht in so großem Umfang auf Vorwissen aus anderen Fächern, wie zum Beispiel Biologie, Physik und Mathematik zurückgreifen können, wie bei einem Beginn des Chemieunterrichts in Klasse 9. Neue Inhalte können also oftmals zunächst nur auf phänomenologischer Ebene und qualitativ eingeführt werden.

Der Chemieunterricht der Klassen 7 und 8 ist daher stärker auf die phänomenologische Sicht ausgerichtet. Dies soll ausdrücklich nicht heißen, dass im Chemieunterricht der Klassen 7 und 8 keine Theorien aufgestellt werden, sondern vielmehr, dass im Sinne des Spiralcurriculums die Konzepte zunächst phänomenologisch erarbeitet und später erweitert und vertieft werden. Hier soll nun gezeigt werden, wie ein solches Konzept für das Thema „chemische Reaktion“ am Beispiel der Reaktion von Zink mit Iod ausgestaltet werden kann.

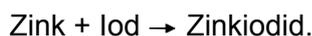
Das Konzept der „chemischen Reaktion“ kann im Unterricht der Sekundarstufe I in drei Abschnitte unterteilt werden. Die Lernenden erarbeiten im ersten Schritt eine Definition auf Basis der auf makroskopischer Ebene beobachtbaren Phänomene. Nach der Einführung des DALTONSCHEN Atommodells kann die chemische Reaktion auf einer neuen Ebene betrachtet werden. Als dritter Schritt schließt sich eine Erfassung der Vorgänge der chemischen Reaktion auf der Grundlage eines differenzierten Atommodells an (z.B. dem Kern-Hülle-Modell). Diese Einteilung ist nicht so zu verstehen, dass sie unmittelbar im Unterricht aufeinanderfolgt. Vielmehr müssen die erforderlichen theoretischen Grundlagen für eine neue Stufe im Vorfeld erworben werden, und anschließend kann überprüft werden, ob diese neu gewonnenen Erkenntnisse eine Bedeutung für die vorher erarbeiteten Theorien haben. Diese müssen dann im Sinne des neuen theoretischen Hintergrundes präzisiert werden. Hierbei muss sehr behutsam vorgegangen werden. Es ist unbedingt eine Widersprüchlichkeit der Ergebnisse der einzelnen Abschnitte zu vermeiden.

In diesem Zusammenhang sei außerdem auf einen Artikel von WENINGER verwiesen, der ausführt, dass *„die Wahrnehmung und Deutung der Phänomene [...] stets auf der Grundlage bereits vorhandenen Vor-Wissens, auf der Grundlage einer durchaus strukturierten Gesamtheit von Vor-Urteilen erfolgt. Dieses Vor-Wissen kann ein angemessenes Erkennen von andersartig Neuem hemmen oder gar verhindern.“* [WENINGER 1982a,b]. Die drei Abschnitte, die schließlich zu einer Deutung der chemischen Reaktion auf Basis eines differenzierten Atommodells führen, sollen nun

ausführlich beschrieben und am Beispiel der Reaktion von Zink und Iod erläutert werden.

10.4.1 Die chemische Reaktion auf phänomenologischer Ebene

Wie in Kapitel 10.3 bereits beschrieben, erschließen sich den Lernenden vor Einführung des DALTONSchen Atommodells auf der phänomenologischen Ebene die makroskopisch beobachtbaren Vorgänge der Veränderung der Eigenschaften der Edukte im Vergleich mit dem Produkt. Ferner kann der bei einer Reaktion stattfindende Energieumsatz erarbeitet werden. Aus diesen Gründen ist eine Reaktion auszuwählen, die sowohl stoffliche Veränderungen als auch Energieumsatz in besonderer Weise sichtbar macht. Wie in Abschnitt 10.3 beschrieben, hat die Reaktion von Zink und Iod besonders bei der Untersuchung der Eigenschaften von Edukten und Produkten gegenüber den bisher vorgeschlagenen Beispielreaktionen Vorteile. Es entsteht auf der symbolischen Ebene zunächst eine Wortgleichung der Form



Anhand weiterer Beispielreaktionen kann darüber hinaus die Massenerhaltung bei chemischen Reaktionen eingeführt werden. Dieser Aspekt chemischer Reaktionen kann dann bei der Einführung der DALTONSchen Atomhypothese am Beispiel des Kohlenstoffkreislaufs, wie in Kapitel 7 beschrieben herangezogen werden. Bei der Behandlung der Rolle der Aktivierungsenergie können zudem verschiedene Reaktionen statt durch Zufuhr von Wärmeenergie durch Zufuhr mechanischer Energie per Hammerschlag zur Reaktion gebracht werden (vgl. Anhang und [JOHANNSMEYER 2002b]). So können Verständnisschwierigkeiten vermieden werden, die entstehen, da bei vielen Reaktionen ein nicht unerheblicher Energiebetrag in Form von Wärmeenergie zugeführt werden muss, der die Wahrnehmung des exothermen Verlaufes erschwert.

Wesentlicher Punkt in dieser ersten Phase der Auseinandersetzung mit chemischen Reaktionen ist die Abgrenzung der Reaktionsprodukte von Gemischen und Gemengen. Hier sollen die Lernenden für die unterschiedlichen Prozesse sensibilisiert werden, die bei einer Durchmischung oder einer Reaktion durchlaufen werden. Diese Diskussion wird besonders beim Übergang auf die atomare Ebene schwierig, da übliche Visualisierungen eine Abgrenzung von Gemenge und Reaktionsprodukt schwierig machen (vgl. [JOHANNSMEYER 2001a]).

10.4.2 Deutung der chemischen Reaktion auf Basis des DALTONSchen Atommodells

Das erste den Schülern vermittelte Atommodell stellt in der Regel das DALTONSche Atommodell dar. Die im zuvor benutzten einfachen Teilchenmodell (z.B. dem Symbolteilchenmodell) noch als ein Teilchen verstandenen Moleküle offenbaren nun im weiteren Gang nach und nach ihre Zusammensetzung aus einzelnen Atomen. Damit ergibt sich natürlich in der Deutung von chemischen Vorgängen eine Fülle neuer Möglichkeiten. In Schulbüchern wird häufig die Möglichkeit der Bildung neuer Teilchen im Zusammenhang mit einer möglichen Umgruppierung der Edukt-Atome diskutiert (vgl. Abb. 10.2).

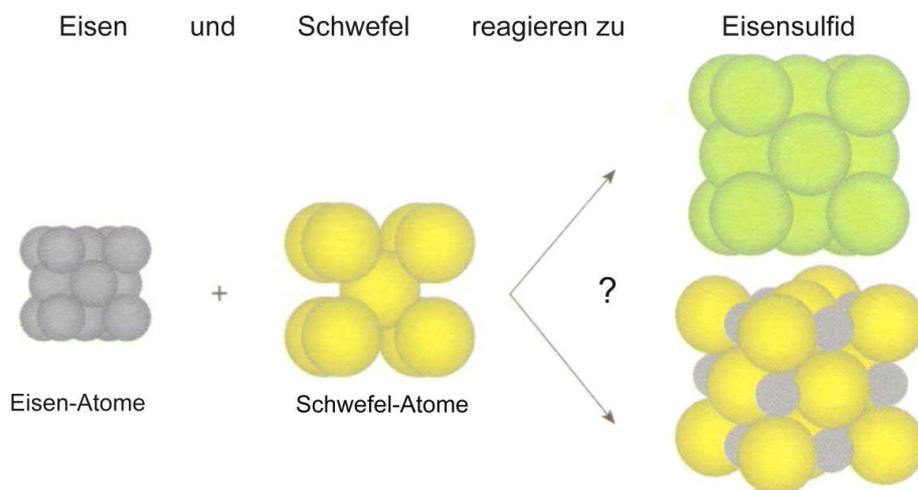


Abb. 10.2: Reaktion von Eisenatomen mit Schwefelatomen, nach [JÄCKEL 1993, S. 58]

Am Beispiel der Reaktion von Eisen mit Schwefel wird in Abb. 10.2 der These einer neuen Teilchensorte argumentativ gegenübergestellt, dass die prinzipielle Umkehrbarkeit der Reaktionen eher für die Alternative einer Umgruppierung spreche, da hier die Atome erhalten bleiben. [JÄCKEL 1993, S. 58]

Dieser Argumentation ist entgegenzuhalten, dass es Schülern ebenso einsichtig erscheinen kann, aus den synthetisierten grünen Eisensulfid-Teilchen (vgl. Abb. 10.2) durch chemische Reaktionen wieder Eisen- und Schwefel-Atome zu gewinnen. Ausgehend von bisherigen Betrachtungen auf der phänomenologischen Ebene ist diese Variante aus Sicht der Schüler u. U. sogar plausibler, denn hierin kommt die bereits auf stofflicher, makroskopischer Ebene festgestellte Veränderung der Eigenschaften des Reaktionsproduktes in einer Veränderung der Teilchen auf submikroskopischer Ebene zum Ausdruck.

Die Erhaltung der Atome kann jedoch anhand der Massenerhaltung im Kohlenstoffkreislauf erarbeitet werden (vgl. Kapitel 7). Auf diesem Weg kann die im

Zusammenhang mit dem DALTONSchen Atommodell eingeführte Massenerhaltung als Argument angeführt werden, um die Umgruppierung zu favorisieren.

Der Lehrende muss sich an dieser Stelle deutlich machen, dass die obere Darstellung des Reaktionsproduktes in Abb. 10.2 nicht falsch ist im Sinne des bisher behandelten Symbolteilchenmodells. Denn die kleinste Reinstoffeinheit des Eisensulfids ist hierin als eigene Teilchensorte darzustellen. Dieses ist aber nicht gleichbedeutend mit der Auffassung, dass die Atome von Eisen und Schwefel deswegen nicht in irgendeiner Form im Produkt enthalten sein können. Die Trennung beider Modellebenen muss an dieser Stelle explizit vollzogen werden.

Wenn Schüler an dieser Stelle im Unterricht Überlegungen bezüglich des Ablaufs einer chemischen Reaktion - z.B. von Eisen mit Schwefel - auf atomarer Ebene anstellen sollen, gelangen sie zu einer Reihe interessanter Interpretationen (vgl. Abb. 10.3). Die Edukte zu Abb. 10.3 waren im Falle der Eisenatome als graue, im Falle der Schwefelatome als gelbe Kugeln vorgegeben.

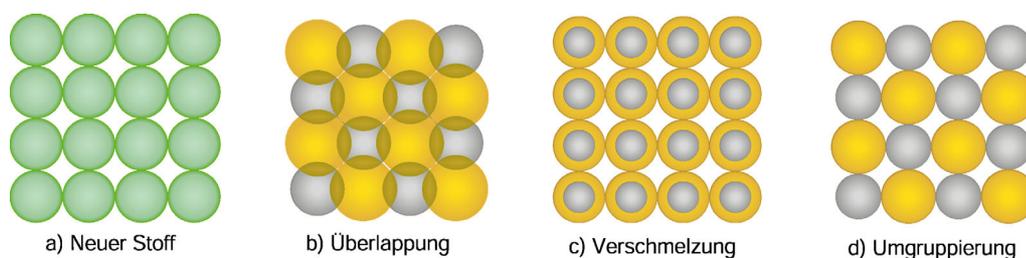


Abb. 10.3: Schülervorstellungen zu den Veränderungen auf Teilchenebene bei einer chemischen Reaktion

Viele Schüler stellen die Atome des Produktes in einer neuen Farbe dar, mit der Begründung, dass ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften entstanden sei. Einige versuchen den Zusammenhalt zwischen den Atomen mit einzubeziehen und vermuten, dass sich die Atome überschneiden und sprechen von einem Überlappen oder auch Verketteten der Atome. Andere sprechen von einem Um- oder Verschmelzen der Atome und lassen die größeren Atome die kleineren inkorporieren. Die Abbildung zeigt, dass auch eine Umgruppierung der Atome vorgeschlagen wird. Interessant ist hierbei allerdings, dass diese Möglichkeit nur vereinzelt in Betracht gezogen wird und Schüler zu Bedenken geben, dass diese Variante eher unwahrscheinlich sei, da es sich um ein Gemisch handele.

Auf Basis der angebotenen Visualisierung ist eine solche Aussage verständlich, denn man könnte annehmen, dass hier ein optimales Gemisch dargestellt sei. Dieses Problem hängt eng damit zusammen, dass aus der angebotenen Veranschaulichung nicht deutlich wird, warum die so angeordneten Teilchen fest in dieser Struktur verhaftet sind, wohingegen „weniger optimale“ Gemische getrennt werden können. Die Frage nach dem Zusammenhalt der Teilchen bleibt unberücksichtigt.

Eine Auswahl unter den anderen drei Darstellungsmöglichkeiten des Reaktionsproduktes aus Abb. 10.3 ist für die Lernenden nicht möglich; sie muss vom Lehrenden vorgegeben werden. Sie erfahren an dieser Stelle, dass die Atome sich umordnen, also die Möglichkeit d) die richtige ist.

An dieser Stelle könnten Schüler jedoch von der Tatsache profitieren, dass eine chemische Reaktion sich nicht nur in einer Umgruppierung erschöpft, sondern dass ein weiterer wesentlicher Gesichtspunkt die Abläufe in der Elektronenhülle der Atome sind. Dieser Aspekt findet jedoch in herkömmlichen Schulbüchern bei der Einführung der chemischen Reaktion bisher keinerlei Berücksichtigung. FRANIK plädiert ebenfalls dafür, dass im Anfangsunterricht neben der Umgruppierung die Veränderung der Teilchen als Merkmal chemischer Reaktionen eingeführt werden soll, um nicht durch zu starke didaktische Reduktion Missverständnisse zu fördern [FRANIK 1998]. Auch wenn der nähere Aufbau der Atome aus Kern und Hülle erst in einem erweiterten Atommodell eingeführt wird, können Schüler hier diese Vorgänge in den Elektronenhüllen qualitativ als Veränderung der Atome kennen lernen. Hierdurch kann die Abgrenzung eines Gemisches von einem Reaktionsprodukt auf der submikroskopischen Ebene auch in der Visualisierung deutlich und einsichtig dargestellt werden.

Durch die experimentelle Erarbeitung der Art dieser Veränderung kann darüber hinaus im weiteren Unterrichtsgang auf den Zusammenhalt der Teilchen eingegangen werden. In Bundesländern, in denen der Chemieunterricht erst in Klasse 9 beginnt, kann auch u.U. der erste Schritt entfallen und mit den Schülern direkt die Art der Veränderung an den Teilchen erarbeitet werden.

Wie wesentlich der Aspekt der Veränderung der Teilchen ist, wird deutlich, wenn man ein kurzes Gedankenexperiment anstellt, das sich auf Basis der Technik der Rastertunnelmikroskopie anbietet:

Durch die Rastertunnelmikroskopie ist es möglich einzelne Atome zu bewegen und exakt zu positionieren. Sollte sich eine Reaktion lediglich durch die Umgruppierung von einzelnen Atomen beschreiben lassen, so wäre es auf Grundlage dieser Technik denkbar einzelne Atome von Eisen und Schwefel entsprechend so umzugruppieren, dass die Anordnung eines Eisensulfidgitters entsteht. Das so entstandene Produkt besteht nach wie vor aus unveränderten Atomen und ist sicherlich kein Eisensulfid. Man könnte im Falle der Reaktion eher umgekehrt argumentieren, dass sich aufgrund der Veränderung - nämlich der Ladung - die entstandenen Ionen entsprechend anordnen.

Für die Reaktion von Zink mit Iod könnte eine vorläufige Visualisierung, die zunächst nur eine Umgruppierung darstellt, wie in Abb. 10.4 beschrieben aussehen.

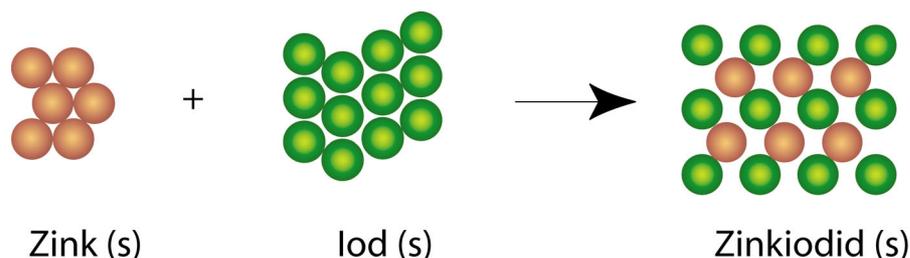


Abb. 10.4: Vorläufige Visualisierung der Festkörperreaktion von Zink und Iod zu Zinkiodid auf der Grundlage des DALTONSchen Atommodells

Betrachtet man ausgehend von dieser Darstellung jeweils die Vorgänge beim Auflösen der Stoffe in Wasser, so schlagen Schüler vor, die einzelnen Teilchen der Edukte und Produkte (also die Atome bzw. Ionen) mit Wasserteilchen zu umgeben. Die so angebotene Darstellung reicht jedoch nicht aus, um alle Beobachtungen zu deuten. Die Darstellung der Lösungsvorgänge der Produkte und Edukte ist in Abb. 10.5 dargestellt. Hierbei sind Zink, Iod und Zinkiodid jeweils auf Basis des DALTONSchen Atommodells dargestellt, während die Wasserteilchen im Symbolteilchenmodell visualisiert werden. Hier erweist sich die unterschiedliche Darstellungsweise der Modellebenen als sinnvoll, denn anhand der Form der Wasserteilchen ist sofort ersichtlich, dass es sich hierbei um Teilchen einer kleinsten Reinstoffeinheit handelt, während die Atome durch Kugeln dargestellt sind. Daher besteht nicht die Gefahr, dass Schüler die Teilchen des Lösungsmittels als Wasseratome ansehen.

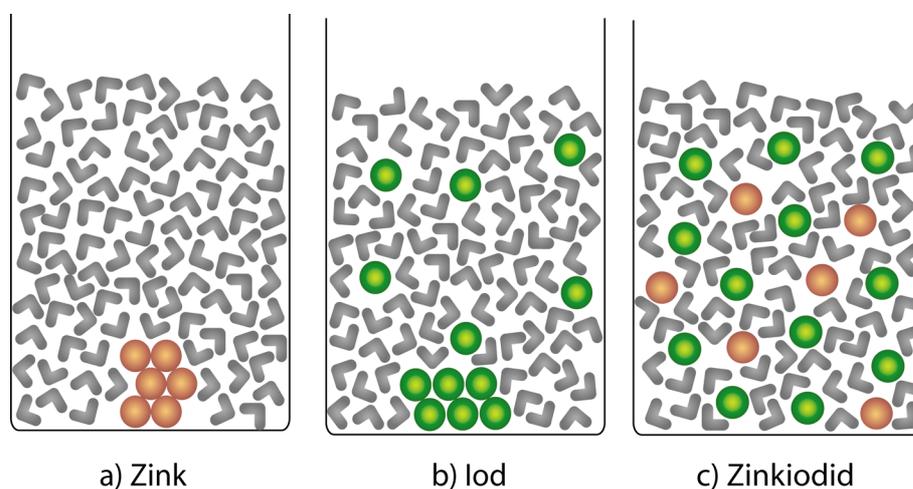


Abb. 10.5: Vorläufige Visualisierung wässriger Lösungen von Zink, Iod und Zinkiodid auf der Grundlage des DALTONSchen Atommodells

Die Lernenden haben im vorhergehenden Unterricht herausgefunden, dass sich die Atome des Zinks nicht im Wasser zu lösen vermögen. Die des Iods lösen sich nur sehr schlecht mit brauner Farbe. Wenn diese Atome nun in der Verbindung Zinkiodid fortbestehen und sich nur umgruppiert haben, dann gelangen die Lernenden an dieser Stelle an einen logischen Konflikt (welcher aber hier erwünscht ist). Da in der wässrigen Lösung die Ordnung der Atome keine Rolle spielt, ist nach diesem Modell

die extrem gute Wasserlöslichkeit des Zinkiodids nicht zu erklären. Dazu ergibt sich das Problem der Farbigkeit der Lösung des Iods, da die Lösung des Zinkiodids keine Färbung aufweist. Lügen im Zinkiodid aber die Iodatome unverändert vor, so sollte sich wiederum eine braunefärbte Lösung ergeben. Hier ergibt sich also zwangsweise die Idee, dass die Atome zudem eine Veränderung erfahren haben müssen. Welcher Art diese qualitativ ist, kann hier allerdings nicht mehr erarbeitet werden. Vom Lehrenden muss eine erste Erklärung vorgegeben werden. Die Atome erfahren eine Veränderung in Bezug auf ihre Größe. In der vierten Ebene wird diese Veränderung dann einer genaueren Betrachtung unterzogen.

Bei der Visualisierung dieses Vorgangs ergibt sich ein Konflikt für den Lehrenden. Da das Iodmolekül im elementaren Zustand aus zwei Atomen aufgebaut ist, sollte die Darstellung im DALTONSchen Atommodell auch diesen Tatbestand berücksichtigen. Im Sinne der oben geführten Argumentation ist eine solche Darstellung allerdings ungünstig, denn die Farbänderung des Iods wäre schon durch die Tatsache, dass im Edukt Iod zwei Iodatome ein Iodmolekül bilden und im Produkt Zinkiodid diese Ordnung aufgehoben ist, ausreichend erklärt. Es bliebe dann nur noch die Argumentation über die Löslichkeit der Zinkatome. Von daher muss genau abgewogen werden, ob man an dieser Stelle die Lernenden nicht mit einer überflüssigen Information versieht, wenn man den biatomaren Zustand des Iods erwähnt, auch wenn man einer einatomigen Darstellung des Iodmoleküls zum Vorwurf machen kann, nicht mehr zu einer molekularen erweiterbar zu sein. Hier müssten die Schüler bei der Einführung der Moleküle im späteren Unterricht die einatomare Darstellung korrigieren. Andererseits würde das Vorgeben der molekularen Natur des Iods von den Schülern unverstanden übernommen werden müssen, da diese Verbindungsklasse noch unbekannt ist.

In der Abb. 10.6 sind beide Visualisierungsmöglichkeiten gegenübergestellt, wobei im Sinne der Argumentation die Möglichkeit I favorisiert ist.

Durch diese Vorgehensweise bei der Erarbeitung der chemischen Reaktion gelangen die Lernenden also zu der folgenden Definition einer chemischen Reaktion auf submikroskopischer Ebene:

Bei einer chemischen Reaktion verändern sich die Atome der Ausgangsstoffe. Die veränderten Atome des Reaktionsproduktes gruppieren sich um.

Zusätzlich zu der in Abb. 10.6 gezeigten Darstellung der wässrigen Lösungen der drei Stoffe Zink, Iod und Zinkiodid kann nun auch die Festkörperreaktion erneut überdacht werden. Dies ist in Abb. 10.7 beispielhaft gezeigt, so dass auch hier die Veränderung durch Variation der Atomgrößen dargestellt ist.

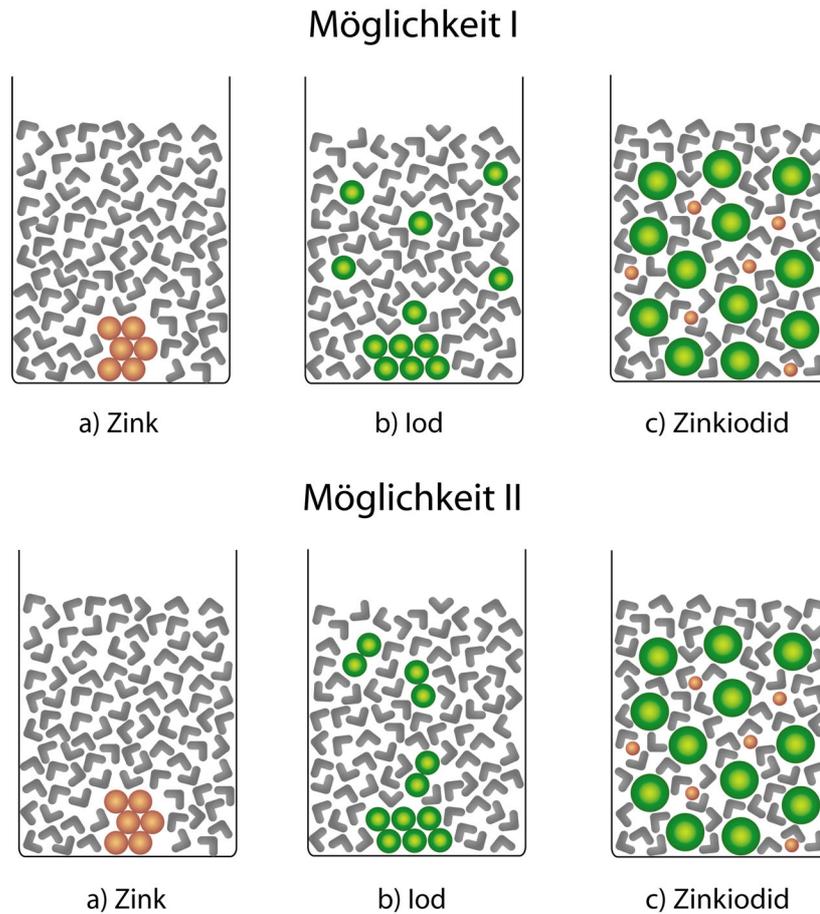


Abb. 10.6: Endgültige Visualisierung wässriger Lösungen von Zink, Iod und Zinkiodid auf der Grundlage des DALTONSchen Atommodells

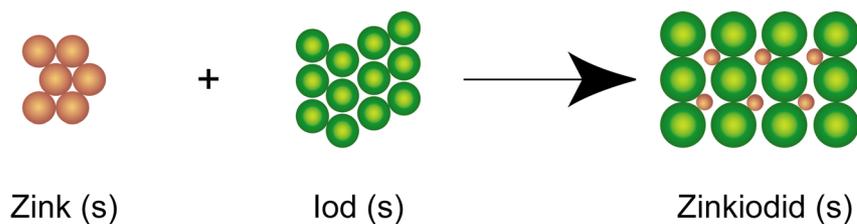


Abb. 10.7: Endgültige Visualisierung der Festkörperreaktion von Zink und Iod zu Zinkiodid auf der Grundlage des DALTONSchen Atommodells

Durch die Darstellung der Veränderung an den Teilchen als Größenänderung könnten Schüler die Massenerhaltung bei der chemischen Reaktion in Frage stellen, da die größer scheinenden Teilchen auch eine größere Masse haben müssten. Dem kann man argumentativ entgegenhalten, dass zum einen phänomenologisch der Massenerhalt bereits bewiesen wurde und zum anderen die Teilchen des Zinks im obigen Beispiel in dem Maße kleiner werden, wie die Teilchen des Iods größer werden. Diese Vorstellung findet dann in der elektronentheoretischen Deutung ihre Entsprechung in der Aufnahme und Abgabe von Elektronen.

Auch wenn die Veränderung der Stoffeigenschaften durch eine Umgruppierung allein begründet werden kann, in Analogie zu den unterschiedlichen Eigenschaften von Diamant und Graphit, so werden die Lernenden jedoch durch entsprechende Darstellungen auf submikroskopischer Ebene vor das nicht triviale Problem gestellt, Reaktionsprodukte von Gemischen abzugrenzen. An dieser Stelle bietet der nicht minder wesentliche Aspekt der Veränderung der Teilchen, der auch bei Diamant und Graphit in Form der Änderung der Bindungsverhältnisse (und somit der Elektronenhülle) zu berücksichtigen ist, zum einen eine tiefere Einsicht in die Vorgänge auf der submikroskopischen Ebene und zum anderen eine greifbarere Visualisierungsmöglichkeit, die die angesprochene Differenzierung erleichtert.

10.4.3 Deutung der chemischen Reaktion auf Grundlage eines erweiterten Atommodells

Die Klärung dessen, was sich während einer chemischen Reaktion an den Teilchen verändert, kann erst auf Basis eines erweiterten Atommodells erfolgen. Hier bietet es sich an, das RUTHERFORDSche Kern-Hülle Modell einzuführen, da dieses auch im Physikunterricht Verwendung findet. Um eine Beschäftigung mit dem erweiterten Atommodell zu motivieren, bietet sich eine experimentelle Vorgehensweise durch Verwendung eines galvanischen Elementes an. Dazu kann im Sinne eines Spiralcurriculums wiederum die Reaktion von Zink mit Iod eingesetzt werden.

Den Schülern wird dabei ein alternativer Reaktionsweg für die bereits bekannte Reaktion zwischen Zink und Iod vorgestellt, indem diese als galvanisches Element geführt wird (vgl. Abb. 10.8). Auch bei dieser Variante der Reaktion kann deren Fortschreiten anhand der allmählichen Entfärbung der Iodlösung verfolgt werden. Die zusätzlichen Bestandteile des Versuchs wie die Graphitelektrode und die Salzlösung, können als notwendig für den Aufbau eines geschlossenen Stromkreises vorgestellt werden. Die Leitfähigkeit von Graphit und Salzlösungen ist den Schülern bereits aus dem vorhergehenden Unterricht bekannt.

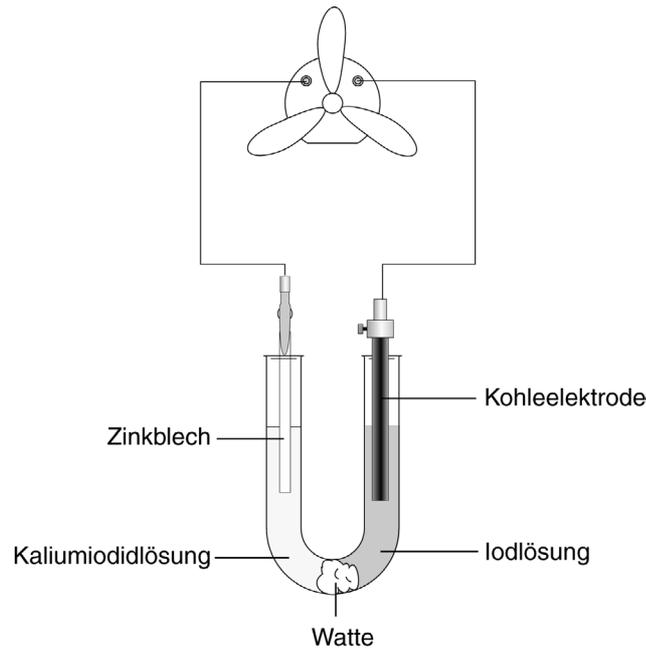


Abb. 10.8: Die Reaktion von Zink mit Iod im galvanischen Element

Durch Einbringen eines Verbrauchers in den Stromkreis können sich die Lernenden vom Fluss eines elektrischen Stromes überzeugen. Der elektrische Strom ist den Schülern zu diesem Zeitpunkt aus dem Physikunterricht als ein Elektronenfluss bekannt. Eine nähere Betrachtung der Stromrichtung (z.B. mit einem Messgerät) zeigt, dass die Elektronen von der Seite des Zinkbleches zur Iodhalbzelle fließen. Nun kann die Frage aufgeworfen werden, woher die Elektronen stammen. Um die Atome als Ursprung zu lokalisieren kann Abb. 10.9 hilfreich sein. Es ergibt sich somit, dass der Elektronenübergang von den Zinkatomen zu den Iodatomen derart stattgefunden hat, dass die Zinkatome Elektronen abgegeben und die Iodatome diese aufgenommen haben. Diese Aussage impliziert, dass die Atome noch einen inneren Aufbau jenseits der im DALTONSchen Modell dargestellten festen Kugel haben. Das Kern-Hülle-Modell kann so nun nochmals thematisiert werden.

Mit Feststellung, dass die Elektronen von den Zinkatomen abgegeben und den Iodatomen aufgenommen werden, wird auch die zuvor postulierte Größenänderung konkretisiert, denn die Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen hat eine Deformation der Atomhülle zur Folge, so dass bei Elektronenabgabe die Hülle schrumpft und bei Elektronenaufnahme die Hülle ausgeweitet wird.

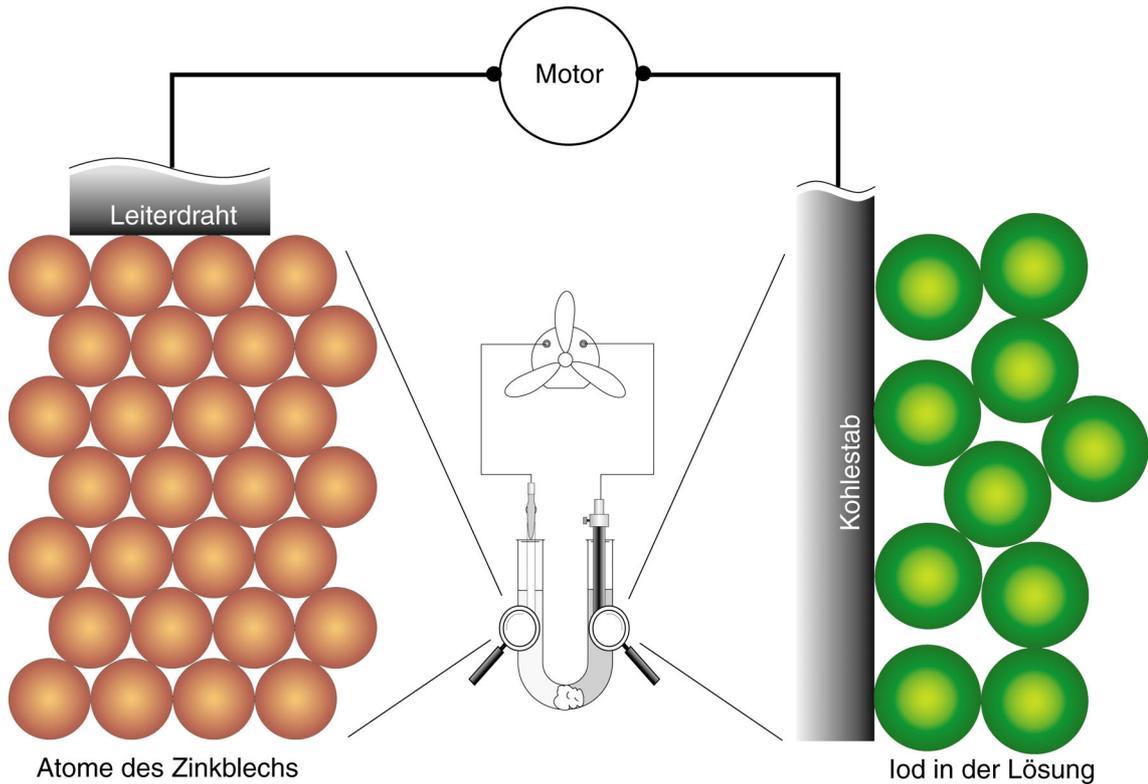


Abb. 10.9: Darstellung zur Erarbeitung der Elektronen

Aus einer Betrachtung der Ladungsbilanzen der einzelnen Atome ergibt sich unmittelbar, dass die Atome, die Elektronen abgegeben haben, positiv geladen sein müssen. Entsprechendes gilt für die Aufnahme der Elektronen. Obwohl die Anzahl der übergehenden Elektronen noch nicht geklärt werden kann, kann der Ladung der entstehenden Ionen wie in Abb. 10.10 gezeigt Rechnung getragen werden. Durch die zunächst nur qualitativ eingeführte Ladung wird der Lernstoff nicht überfrachtet und es besteht so die Möglichkeit einen zusätzlichen Zwischenboden im Erkenntnisgang einzuziehen.

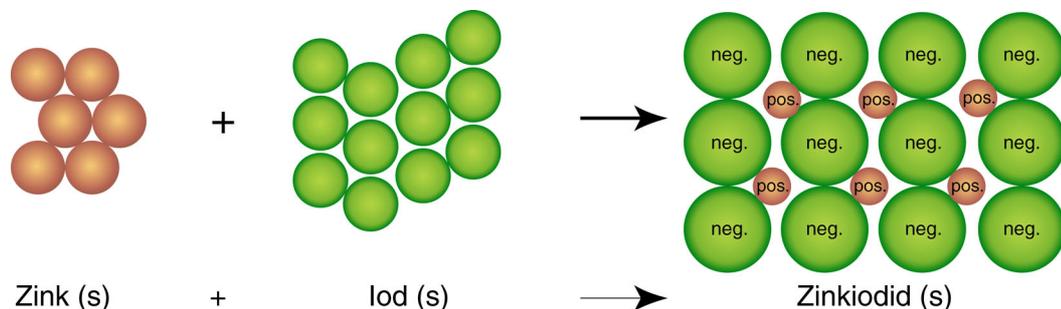


Abb. 10.10: Visualisierung der Festkörperreaktion von Zink und Iod zu Zinkiodid auf der Basis eines Kern-Hülle-Modells

In der Darstellung wurden die positiven und negativen Ladungen bewusst nicht durch die Symbole + und - angezeigt, um zu verhindern, dass bei der Aneignung der tatsächlichen quantitativen Ionenladung Missverständnisse entstehen. Auch hier soll

wie im Symbolteilchenmodell durch eine klare Abgrenzung der Darstellung die Gefahr einer falschen Zuordnung von Darstellung zu entsprechender Modellvorstellung minimiert werden. Der Übergang von Elektronen ist ebenfalls zentraler Inhalt im Zusammenhang mit der Einführung des elektronentheoretischen Redox-Begriffes und wird daher in Kapitel 11 noch näher erörtert.

Zusammenfassend lässt sich daher feststellen, dass mit dem vorgestellten Experiment zunächst die Veränderung an den Atomen präzisiert werden kann. Darüber hinaus erkennen die Schüler aber auch den Grund für den Zusammenhalt der Teilchen im Reaktionsprodukt, denn aus der Elektrostatik ist ihnen bereits die Anziehung ungleichnamiger Ladungsträger bekannt [JOHANNSMEYER 2001a, c, 2002a].

Somit ergibt sich ein tragfähiges Konzept, welches nun im weiteren Unterrichtsgang nach Einführung der Oktettregel quantitativ erweitert werden muss.

Abschließend sei noch einmal dargestellt, dass eine solche Gliederung der Vorgänge bei einer chemischen Reaktion mit den bisher vorgeschlagenen Beispielreaktionen – der Synthese von Metallsulfiden und -oxiden – nicht möglich ist. Die Argumentation über das Lösungsverhalten kann hier nicht geführt werden, denn sowohl Schwefel als auch die Metalle sind in Wasser unlöslich. Auch Sauerstoff ist nur gering löslich, denn in 1 L Wasser lösen sich bei 0 °C nur 49,1 mL Sauerstoff [HOLLEMANN 1985]. Ebenso weisen die Reaktionsprodukte in der Regel keine Wasserlöslichkeit auf. Da sich auf diesen Gedanken jedoch die gesamte Argumentation stützt, können diese Beispielreaktionen nicht in gleicher Weise im Unterricht zur Einführung und Vertiefung des Begriffs der chemischen Reaktion verwendet werden.

10.5 Klärung weiterer wichtiger Prinzipien der Chemie am Beispiel der Reaktion von Zink und Iod

Abschließend sei noch darauf verwiesen, dass die Reaktion von Zink und Iod auch als Beispielreaktion für eine Reihe anderer wichtiger Prinzipien der Chemie eingesetzt werden kann. An dieser Stelle sei auch auf die Arbeiten von DEMEO [DEMEO 1995] und FULL [FULL 1981] zu diesem Thema verwiesen. So kann die Reaktion von Zink und Iod im Chemieanfangsunterricht auch für die Herleitung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse und des Gesetzes der konstanten Proportionen eingesetzt werden. Beide Gesetze sind laut Rahmenrichtlinien für Gymnasien des Landes Niedersachsen im Unterrichtsplan der Klasse 9 verankert [INTERNETSEITE a; RRL-CHE 1994]. Hier gilt natürlich wiederum, dass im Sinne des Spiralcurriculums neue Sachverhalte an einem bereits bekannten Phänomen gezeigt werden können. Zudem ist es für Lernende einsichtiger, wenn sie möglichst viele Gesetze an einer Beispielreaktion beobachten, da bei ständig wechselnden Beispielreaktionen der Eindruck entstehen könnte, dass der Lehrende immer das Beispiel aussucht, welches das gewünschte Ergebnis liefert.

Auch zum Gesetz der Erhaltung der Masse und für das Gesetz der konstanten Proportionen sind Experimente mit den Substanzen Zink und Iod entwickelt worden, die sich sehr gut als Schülerexperimente eignen und ebenso in hohem Maße einsichtige Ergebnisse liefern (siehe z.B. [FULL 1981]).

10.6 Fachliche Untersuchungen zur Reaktion von Zink mit Iod

10.6.1 Die Merkmale und Eigenschaften der Elemente Zink und Iod sowie des Reaktionsproduktes Zinkiodid

Im Chemieunterricht bietet sich nach der Definition des Begriffs der chemischen Reaktion eine Untersuchung der Eigenschaften der drei Stoffe an, um das Produkt eindeutig von den Edukten abgrenzen zu können. Hierzu können Schmelz- und Siedepunkte bestimmt bzw. nachgeschlagen werden, die Löslichkeit in verschiedenen Lösungsmitteln und die Leitfähigkeit kann ermittelt werden. In Tabelle 10.4 sind einige Merkmale der drei Stoffe vergleichend gegenübergestellt.

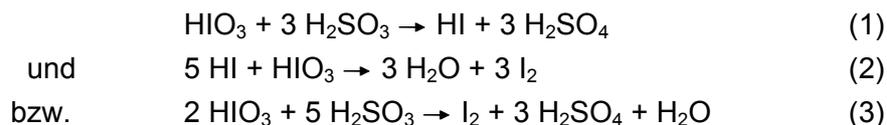
	Zink	Iod	Zinkiodid
Farbe	grau	grauschwarz	weiß
Elektrische Leitfähigkeit	ja	nein	nein
Löslichkeit in Wasser	nein	gering (braune Lösung)	sehr gut (farblose Lösung)
Löslichkeit in Alkohol	nein	gut (braune Lösung)	sehr gut (farblose Lösung)
Iod-Stärke-Reaktion in wässriger Lösung	entfällt	positiv	negativ
Schmelzpunkt	419,6 °C	113,60 °C	446 °C
Siedepunkt	908,5 °C	182,24 °C	625 °C (Zersetzung)

Tabelle 10.4: Einige Eigenschaften von Zink, Iod und Zinkiodid [LIDE 1997-98; HOLLEMANN 1985]

Darüber hinaus sollen die drei Stoffe etwas tiefergehend charakterisiert werden.

10.6.1.1 Eigenschaften und Merkmale des Iods

Iod ist das seltenste Element unter den zerfallsstabilen Halogenen, ist aber dennoch global verteilt. Es tritt in Gebirgen und Gewässern in jeweils kleiner Konzentration auf. Gewonnen wird es vor allem aus der iodat-haltigen Mutterlauge des Chilesalpeters, wobei die folgenden Reaktionen zugrunde liegen:



Diese Reaktionen sind unter kinetischen Gesichtspunkten betrachtet auch als LANDOLT-Reaktion bekannt [LANDOLT 1886]. Das so gewonnene Iod wird durch Sublimation gereinigt. Bei Normalbedingungen ist es fest und bildet grauschwarze, metallisch glänzende, halbleitende Schuppen. Wie alle Halogene ist es in elementarem Zustand biatomar. Die Dichte beträgt bei Normalbedingungen $4,942 \text{ g/cm}^3$, der Schmelzpunkt $113,60 \text{ }^\circ\text{C}$. Trotz des relativ hohen Siedepunktes von $182,24 \text{ }^\circ\text{C}$ ist es schon bei Zimmertemperatur flüchtig. Bei Temperaturerhöhung nimmt diese Eigenschaft stark zu, so dass es bei genügend langsamer Erhitzung sublimiert bevor es schmilzt [HOLLEMANN 1985, S. 399-401].

Iod bildet ein Schichtengitter aus, was auch schon aus der Schuppenbildung hervorgeht. Innerhalb dieser Schichten liegen die I_2 -Moleküle alle in einer Ebene. Der intramolekulare Atomabstand beträgt in festem Zustand $0,2715 \text{ nm}$, der kürzeste intermolekulare Abstand $0,3496 \text{ nm}$ (vgl. Abb. 10.11). Da dies bedeutend kürzer als der doppelte van-der-Waals-Abstand ($2r = 0,43 \text{ nm}$) ist, muss man von bedeutenden elektronischen Wechselwirkungen ausgehen, welche die zweidimensionalen Halbleitereigenschaften sowie den metallischen Glanz erklären [HOLLEMANN 1985, S. 399-401].

In Wasser löst sich Iod nur in sehr geringen Mengen ($0,0013 \text{ mol}$ in 1 L bei $25 \text{ }^\circ\text{C}$) unter leicht bräunlichgelber Farbe. Gut löst es sich hingegen in wässrigen Lösungen von Kaliumiodid und Iodwasserstoff mit dunkelbrauner Farbe. Dies ist auf die Bildung von Triiodidionen (I_3^-) zurückzuführen (vgl. Kapitel 10.6.2). Auch in vielen organischen Lösungsmitteln löst es sich gut, in Donorlösungsmitteln durch die Bildung von Charge-Transfer-Komplexen (CT-Komplexe) ebenfalls mit brauner Farbe (vgl. Kapitel 10.6.2). In aromatischen Lösungsmitteln wie Benzol und Toluol löst es sich ebenfalls durch Bildung von CT-Komplexen mit roter Farbe, in anderen wie Petrolether oder chlorierten Methanen mit violetter Farbe. Diese rührt durch sehr fein verteilte Iodmoleküle in Lösung her [HOLLEMANN 1985, S. 399-401].

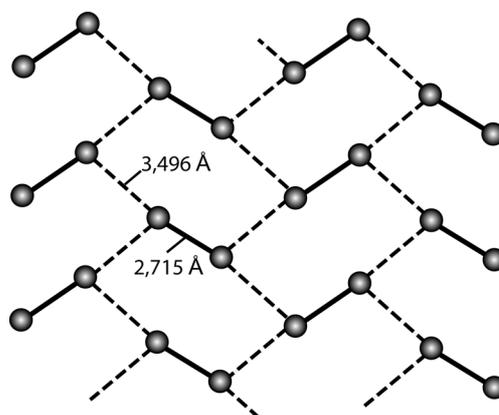
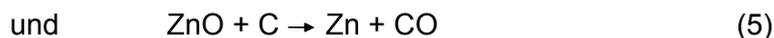
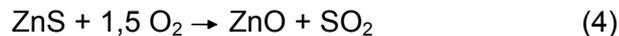


Abb. 10.11: Struktur einer Iodschicht in festem Iod, nach [HOLLEMANN 1985, S. 401]

Eine Nachweisreaktion für Iod ist die Blaufärbung von Iod-Stärke-Komplexen. Hierbei werden Polyiodidanionen I_5^- in die Helix der Amylose eingelagert (vgl. Kapitel 5.2.2). Mit dieser Reaktion lassen sich auch geringste Mengen Iod nachweisen [HOLLEMAN 1985, S. 399-401].

10.6.1.2 Eigenschaften und Merkmale des Zinks

Zink kommt in der Natur in Form sulfidischer und oxidischer Erze vor. Darüber hinaus gibt es einige weitere in der Natur vorkommende Zinkverbindungen. Das für die Gewinnung von elementarem Zink wichtigste Erz ist das Zinksulfid, welches in zwei Modifikationen als hexagonaler Wurtzit und als kubische Zinkblende vorkommt (vgl. Abb. 10.12 und Abb. 10.13). Die Zinkgewinnung findet hierbei nach dem Röstreaktionsverfahren nach den Reaktionsgleichungen



statt. Das so gewonnene Rohzink wird durch fraktionierende Destillation gereinigt. Ein anderes wichtiges Verfahren zur Herstellung von Zink ist die Elektrolyse von Zinksulfatlösungen [HOLLEMAN 1985, S. 1034-1036].

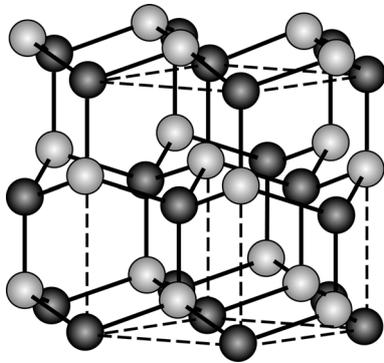


Abb. 10.12: Wurtzit-Struktur, hell die Zn^{2+} -Ionen, dunkel die S^{2-} -Ionen nach [FALBE 1995]

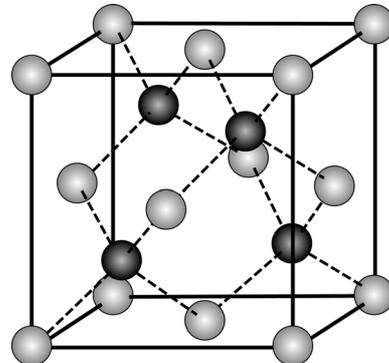


Abb. 10.13: Zinkblende-Struktur, hell die Zn^{2+} -Ionen, dunkel die S^{2-} -Ionen nach [FALBE 1995]

Zink ist ein bläulich-weißes Metall der Dichte $7,140 \text{ g/cm}^3$. Es bildet eine fast hexagonal-dichteste Kugelpackung, die in Richtung der sechszähligen Achse gestreckt ist (vgl. Abb. 10.14). Der Schmelzpunkt von Zink beträgt $419,6 \text{ }^\circ\text{C}$, der Siedepunkt $908,5 \text{ }^\circ\text{C}$. Verwendung findet Zink hauptsächlich in Legierungen (zum Beispiel Messing) und beim Verzinken [HOLLEMAN 1985, S. 1037-1038].

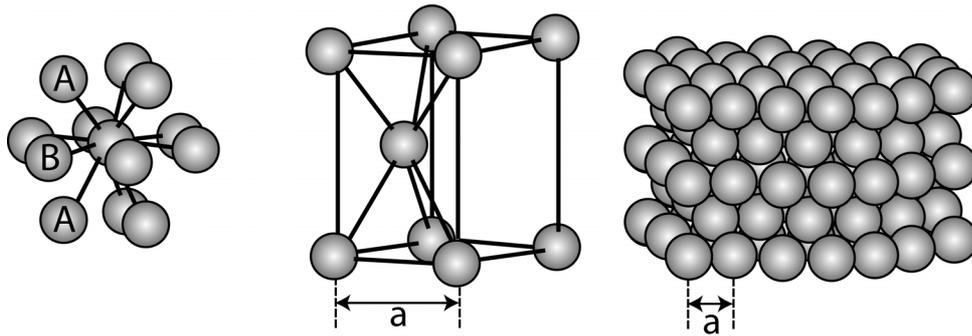


Abb. 10.14: Hexagonale Struktur von elementarem Zink. Links die Koordinationssphäre eines jeden Atoms, in der Mitte die Elementarzelle mit dem Atomabstand a . Rechts das Schichtengitter mit dem Atomabstand a , nach [FALBE 1995].

10.6.1.3 Eigenschaften und Merkmale des Zinkiodids

Zinkiodid ist wie die meisten Zinksalze ein farbloses Pulver, welches wie beschrieben durch die Reaktion von Zink mit Iod gewonnen werden kann. Das wasserfreie Salz ist wie die homologen Halogenide Zinkchlorid und Zinkbromid extrem gut wasserlöslich (vgl. Tabelle 10.6 auf S.150). Alle drei Halogenide sind stark hygroskopisch [HOLLEMANN 1985, S. 1038-1039].

Der Schmelzpunkt von Zinkiodid liegt bei $446\text{ }^{\circ}\text{C}$, bei einer Temperatur oberhalb $625\text{ }^{\circ}\text{C}$ zersetzt es sich (vgl. Kapitel 12.6). Zinkiodid kristallisiert in der Cadmiumiodid-Struktur, wobei in einer hexagonal-dichtesten Packung von Iodidionen in jeder übernächsten Anionenschicht die Oktaederlücken durch Zinkionen besetzt werden (vgl. Abb. 10.15) [RIEDEL 1994, S. 134].

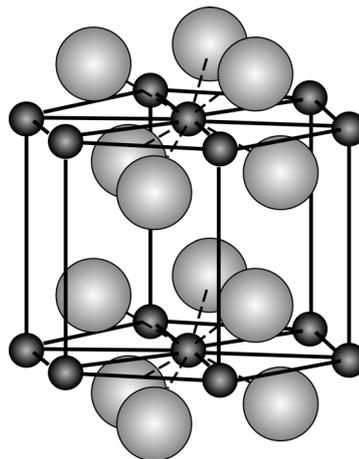


Abb. 10.15: Cadmiumiodid-Struktur, hell sind die Iodatome, dunkel die Zink- bzw. Cadmiumatome dargestellt nach [FALBE 1995]

10.6.2 Die Reaktion von Zink mit Iod

Wie bereits erwähnt, weist die Reaktion von Zink mit Iod einige Besonderheiten auf, die in der neueren Literatur nur beschrieben, nicht aber erklärt werden. Vergleicht man die Reaktion von Zink mit Schwefel mit der von Zink mit Iod, so stellt man fest, dass die erste nach Zufuhr einer gewissen Energiemenge (der Aktivierungsenergie) sehr heftig verläuft, während die zweite nur an den Stellen, an denen lokal die Energie zugeführt wird, eine Reaktion zeigt (vgl. Videos 14 und 15). Aus der Stellung der beiden Nichtmetalle Schwefel und Iod im Periodensystem ist dieser Sachverhalt verblüffend, da beide Elemente eine ähnliche Reaktivität besitzen und demnach mit dem reaktiven Zink ähnlich reagieren sollten. Auch die anderen Halogene Brom und Chlor reagieren mit Zink nicht wie erwartet in einer heftigen Reaktion, sondern man kann im Gegenteil mit dem bloßen Auge keine Reaktion feststellen.

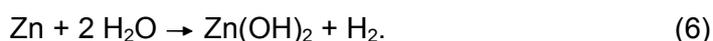
Wandelt man den Versuch leicht ab und benutzt anstelle des Zinks vergleichbar reaktive Metalle wie Magnesium oder Aluminium, so ergibt sich ein ganz ähnliches Bild: mit Schwefel findet eine äußerst heftige Reaktion statt, mit Iod hingegen keine sichtbare. Trotzdem sind die Reaktionen der unedlen Metalle mit Halogenen bekannt und für ihre Imposanz wegen ihrer Heftigkeit bei Vorführungen beliebt. So findet sich zum Beispiel in einem Werk von ROESKY und MÖCKEL, welches den Untertitel „Spektakuläre Experimente und geistreiche Zitate“ führt, die Vorschrift für die „Aluminium-Iod-Reaktion“ [ROESKY 1996, S. 31-32]. Studiert man hier jedoch aufmerksam die Versuchsvorschrift, so fällt auf, dass die Autoren zu dem Gemisch von Aluminium und Iod 2-3 Tropfen Wasser hinzufügen, um die Reaktion zu starten. Wiederholt man nun die Reaktion von Zink mit Iod und fügt dem Gemisch ebenfalls 2-3 Tropfen Wasser zu, so ergibt sich sofort eine heftige Reaktion. Die Reaktion von Zink mit Schwefel hingegen lässt sich auf diese Weise nicht initiieren. Auch die Reaktion von Magnesium mit Iod läuft nach Zugabe einiger Tropfen Wasser ab, ebenso die Reaktionen von Zink und Magnesium mit Brom.

Die Erklärung dieses Phänomens verschweigen jedoch die meisten Autoren. ROESKY und MÖCKEL erwähnen nicht, welche Auswirkung die Zugabe von Wasser hat, sie beschreiben lediglich, dass die Reaktion „durch Spuren von Wasser initiiert [wird]“ [ROESKY 1996, S. 32]. Auch andere Autoren, die die Reaktionen von Metallen mit Iod beschreiben, erwähnen nur, dass die Zugabe von Wasser die Reaktion startet, aber nicht, warum dieses geschieht [DEMEO 1995; FULL 1981; NOYES 1902].

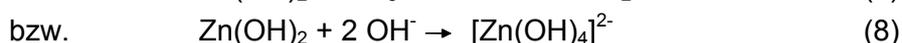
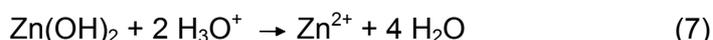
Einen ersten Hinweis zur Klärung des Phänomens erhält man in einem Artikel von PARSONS, der ausführt, dass das Wasser „den Film festen Iodids von der Oberfläche des Metalls ablöst“ [PARSONS 1925]. Aufbauend auf dieser Hypothese wurden verschiedene Experimente zur Klärung des Phänomens durchgeführt, die im Folgenden beschrieben und erörtert werden.

Bei einer fachlichen Auseinandersetzung mit diesem Phänomen muss also die Rolle des Wassers untersucht werden. Zwei mögliche Einflussnahmen des Wassers sind dabei denkbar. Vermutungen, das Wasser könne im klassischen Sinne als Katalysator

fungieren, indem es mit einem der beiden Reaktionspartner zunächst eine Zwischenreaktion eingeht und ein die Aktivierungsenergie der Hauptreaktion herabsetzendes Zwischenprodukt bildet, haben sich jedoch aus im Folgenden beschriebenen Gründen als falsch erwiesen. Hierzu können die möglichen Reaktionen von Wasser mit Zink und Wasser mit Iod diskutiert werden. Eine Zwischenreaktion des Wassers mit Zink ist, obwohl sie nach thermodynamischen Gesichtspunkten ablaufen sollte, durch eine auf dem Zink anhaftende Passivschicht aus Zinkoxid und basischem Zinkcarbonat inhibiert. Außerdem bildet sich bei der Reaktion in Wasser schwerlösliches Zinkhydroxid gemäß

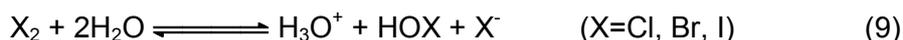


Die Zinkauflösung in Wasser kann deshalb nur in stark saurer oder stark alkalischer Lösung fortlaufen, da sich Zinkhydroxid unter diesen Bedingungen gemäß



löst [HOLLEMANN 1985, S. 1038]. Eine Reaktion des Wassers mit dem Zink ist also auszuschließen. Falls demnach von einer katalytischen Wirkung des Wassers ausgegangen werden sollte, müssen mögliche Reaktionen des Iods mit Wasser untersucht werden.

Hierzu ist bekannt, dass Halogene in Wasser einer Disproportionierungsreaktion gemäß

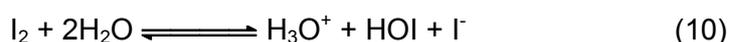


unterliegen. Es werden die in Tabelle 10.5 aufgelisteten Gleichgewichtskonstanten angegeben.

	Gleichgewichtskonstante bei pH = 7 (25 °C)	Gleichgewichtskonstante bei pH = 14 (25 °C)
Chlor	$4,2 \cdot 10^{-4}$	$7,5 \cdot 10^{15}$
Brom	$7,2 \cdot 10^{-9}$	$2 \cdot 10^8$
Iod	$2,0 \cdot 10^{-13}$	$3 \cdot 10^1$

Tabelle 10.5: Gleichgewichtskonstanten für die Reaktion $\text{X}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HOX} + \text{X}^-$ (X = Cl, Br, I) bei pH = 7 und pH = 14 bei 25 °C nach [HOLLEMANN 1985, S. 421, Fussnote 72]

Man erkennt anhand der Tabelle 10.5, dass die Reaktion



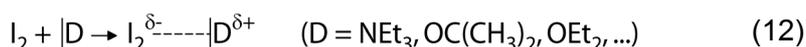
bei den hier vorliegenden Bedingungen ($\text{pH} \leq 7$) praktisch nicht abläuft, womit ein Einfluss auf die Reaktion ausgeschlossen werden kann.

Das Wasser übernimmt also keine katalytische Funktion. Vielmehr spielen die hervorragenden Lösungseigenschaften, die Wasser gerade in Bezug auf anorganische, ionische Verbindungen besitzt, eine entscheidende Rolle. Zur Überprüfung des Einflusses der Lösungseigenschaften des Wassers wurde das Experiment 12.5.2 durchgeführt, bei dem eine Reihe anderer organischer Lösungsmittel zu dem Zink-Iod-Gemisch gegeben wurde. Dabei fällt auf, dass bei Verwenden eines relativ polaren Lösungsmittels wie Aceton oder Ethanol die Reaktion ähnlich der bei Zugabe von Wasser abläuft. Bei Verwenden eines unpolaren Lösungsmittels wie Petrolether oder Toluol findet die Reaktion hingegen nicht statt (ausführlich werden die Versuchsergebnisse in 12.5.2 dargestellt). Weiterhin scheint es, dass man aufgrund der Farbe der Reaktionslösung eine Vermutung über den Reaktionsverlauf abgeben kann, da nur in Fällen der Braunfärbung der Lösung eine Reaktion stattfindet. Hier besteht jedoch kein Kausalzusammenhang, wie im Folgenden ausführlich erläutert wird.

Die Braunfärbung einer wässrigen Iodlösung geht auf die Bildung von Triiodidionen gemäß



zurück. Eine wässrige Iodlösung färbt sich somit erst nach Zugabe von Iodidionen braun, da die Disproportionierungsreaktion (10) praktisch nicht abläuft. In Ethanol oder Aceton ist allerdings die Braunfärbung sofort nach Zugabe des Iods zum Lösungsmittel zu beobachten, so dass von einem anderen Mechanismus ausgegangen werden muss: Es bilden sich labile Charge-Transfer-Komplexe (Additionsverbindungen) aus, die für die Verschiebung der Absorptionsbande verantwortlich sind [FALBE 1995]. Hierbei bildet sich ein schwacher Lewis-Säure-Base-Komplex aus, wobei das Iodmolekül als Lewis-Säure und das Lösungsmittelmolekül unter teilweiser Ladungsübertragung als Lewis-Base fungiert (vgl. Reaktion (12) und [HOLLEMANN 1985, S. 401-403]).



Diese Charge-Transfer-Komplexe (CT-Komplexe) sind jedoch nicht für den Ablauf der Reaktion verantwortlich. Vielmehr vermögen die meisten Lösungsmittel, die mit Iod diese Komplexe bilden können, ebenfalls das Reaktionsprodukt Zinkiodid zu lösen, worin ihre die Reaktion unterstützende Eigenschaft begründet liegt, wie im Folgenden noch näher erläutert. Dieses wird ebenfalls durch die Beobachtung gestützt, das sich in dem sehr unpolaren Toluol zwar ein rotgefärbter Charge-Transfer-Komplex mit dem

Iod bildet (Elektronendonator ist hier das aromatische π -Elektronensystem [HOLLEMANN 1985, S. 402]), die Reaktion aber trotzdem nicht abläuft. In Lösungsmitteln wie Petrolether (Gemisch aus Pentanen und Hexanen) oder chlorierten Methanen kann die Reaktion ebenfalls nicht ablaufen, da die Lösungsmittel in hohem Maße unpolar sind und so das entstehende Zinkiodid nicht zu lösen vermögen. Zudem reicht die Elektronegativität der Chloratome zur Bildung von CT-Komplexen nicht aus (Die CT-Komplexbindung ist in mancher Hinsicht der Wasserstoffbrückenbindung sehr ähnlich, denn auch bei dieser Bindungsart kann Chlor den Wasserstoff nur schwach polarisieren [HOLLEMANN 1985, S. 401, Fußnote 33 und S. 280-286]). Bei Verwendung dieser Lösungsmittel kommt es daher auch nicht mehr zur Bildung von Charge-Transfer-Komplexen. Die beobachtete Violettfärbung der Lösung beruht hier auf solvatisierten, sehr fein verteilten Iodmolekülen in der Lösung.

Einen weiteren Beweis dafür, dass die Disproportionierungsreaktion (10) keinen Einfluss auf den Reaktionsverlauf hat, zeigt die Tatsache, dass ein Zufügen von Iodidionen zu den Lösungen im Versuch 12.5.2 keine Reaktion initiiert. Ebenfalls konnte gezeigt werden, dass eine Zugabe von verdünnter Säure anstelle von Wasser den Reaktionsverlauf nur dahingehend verändert, dass die Reaktion geringfügig schneller „anspringt“ (vgl. Versuch 12.5.3). Dies ist mit einer Auflösung der auf dem Zink in normalem Zustand anhaftenden Passivschicht in saurer Lösung zu erklären, womit das Zink besonders aktiviert wird.

Damit ist bewiesen, dass auch ein Zufügen der Produkte, die bei der Disproportionierungsreaktion (10) entstehen würden, keine Reaktion startet. Reaktion (10) kann somit endgültig als nicht relevant für die Gesamtreaktion angesehen werden, womit auch eine eventuelle Reaktion des Wassers mit dem Iod ausgeschlossen werden kann. Nachdem eine Reaktion des Wassers mit dem Zink bereits ausgeschlossen wurde, ist folglich von einer katalytischen Einflussnahme des Wassers abzusehen.

Somit ist von einem physikalisch-chemischen Vorgang auszugehen, der die Lösungseigenschaften des Wassers berücksichtigt. Versuche, die diese These stützen, sind in 12.5.4 und 12.5.5 beschrieben. Hierzu werden verschiedene gesättigte Salzlösungen zum Unterstützen der Reaktion zu dem Zink-Iod-Gemisch getropft (vgl. Video 16). Es fällt auf, dass die Reaktion nur dann nicht stattfindet, wenn die Lösung gesättigt an Zinkiodid bzw. das gelöste Salz Zn^{2+} -Ionen enthält und seine Löslichkeit mindestens gleich der von Zinkiodid ist. Beispiele für solche Salze sind Zinkbromid und Zinkchlorid (vgl. Tabelle 10.6).

Besonders dieser letzte Versuch stützt die Hypothese von PARSONS, so dass festgehalten werden kann:

Bei der Reaktion von Zink mit Iod bildet sich auf dem Zink eine stabile Schicht Zinkiodid. Wird diese Schicht nicht entfernt, so ist die Reaktion inhibiert und kann nicht weiter ablaufen. Wird diese Zinkiodidschicht jedoch durch zum Beispiel ein Lösungsmittel ständig abgebaut, so läuft die Reaktion weiter.

Die Löslichkeit des entstehenden Zinkiodids in dem die Reaktion unterstützenden Lösungsmittel ist also ein wesentlicher Parameter für das Ablaufen der Reaktion. Die Tatsache, dass bereits 2-3 Tropfen Wasser ausreichen, ist durch die extrem gute Wasserlöslichkeit von Zinkiodid zu erklären (vgl. Tabelle 10.6).

	Löslichkeit in 100 g Wasser bei 25 °C
Zinkchlorid	488,24 g
Zinkbromid	407,61 g
Zinkiodid	437,63 g

Tabelle 10.6: Wasserlöslichkeit von Zinkchlorid, Zinkbromid und Zinkiodid in 100 g Wasser bei 25 °C [LIDE 1997-98, Abschnitt 8, S. 105]

In einem Parallelexperiment (Versuch 12.5.6) mit verschiedenen Metallen konnte diese Hypothese bestätigt werden (siehe auch Video 17). Es fällt auf, dass bei solchen Metallen, die mit Iod nach Zugabe von Wasser reagieren, die sich bildenden Iodide sehr gute Wasserlöslichkeiten haben, während bei Metallen, die diese Reaktion nicht zeigen, die Iodide in Wasser praktisch unlöslich sind (vgl. Tabelle 10.7 und Tabelle 10.8). Diese Reaktionen, wie zum Beispiel die Reaktionen von Kupfer oder Antimon mit Iod, können jedoch durch Zuführen von Wärmeenergie durchgeführt werden, indem das Reaktionsgemisch mit dem Bunsenbrenner kräftig erhitzt wird (vgl. Versuch 12.5.7, vgl. dazu auch [ROESKY 1996, S. 60-61]).

	Löslichkeit in 100 g Wasser bei 25 °C
Bleiodid	0,077 g
Kobaltiodid	202,94 g
Kaliumiodid	148,14 g
Magnesiumiodid	146,31 g
Nickeliodid	154,39 g
Zinkiodid	437,63 g

Tabelle 10.7: Löslichkeiten einiger Metalliodide in 100 g Wasser bei 25 °C nach [LIDE 1997-98, Abschnitt 8, S. 97-105]

Eine Bestätigung der Hypothese liefert auch die Reaktion von Silber und Iod. So reagiert nämlich elementares Silber mit Iod nicht, wenn man destilliertes Wasser zu dem Reaktionsgemisch hinzufügt. Dieses ist durch das sehr kleine Löslichkeitsprodukt

von Silberiodid in Wasser bei Normaltemperatur zu erklären (vgl. Tabelle 10.7). Hingegen findet eine heftige Reaktion statt, wenn man statt des Wassers gesättigte Kaliumiodidlösung verwendet. Der Grund hierfür ist, dass Silberiodid Komplexe der Zusammensetzung $[\text{AgI}_2]^-$ bzw. $[\text{AgI}_3]^{2-}$ oder $[\text{AgI}_4]^{3-}$ mit Iodidionen bildet, die sehr gut wasserlöslich sind [RIEDEL 1994, S. 725]. Diese Beobachtung steht somit in völligem Einklang mit der aufgestellten Hypothese (vgl. [PARSONS 1925]).

	Löslichkeitsprodukt bei 25 °C
Bleiiodid	$9,8 \cdot 10^{-9}$
Kupferiodid	$1,27 \cdot 10^{-12}$
Silberiodid	$8,52 \cdot 10^{-17}$

Tabelle 10.8: Löslichkeitsprodukte einiger Metalliodide bei 25 °C nach [LIDE 1997-98, Abschnitt 8, S. 106-109]

Erstaunlich ist, dass man auch bei Erhitzung eines Zink-Iod-Gemisches Zinkiodid als Reaktionsprodukt erhält (vgl. Versuch 12.5.7), obwohl dieser Reaktionsablauf in der Literatur nicht beschrieben wird. Dieses Ergebnis steht jedoch nicht im Widerspruch zu der aufgestellten Hypothese, denn aufgrund des relativ niedrigen Schmelzpunktes von Zink von 419,6 °C [LIDE 1997-98, Abschnitt 4, S. 96] ist es leicht möglich, Zink zum Schmelzen zu bringen. Im geschmolzenen Zustand erneuert das Metall aber seine Oberfläche beständig und bietet dadurch dem Iod immer neue Angriffsflächen. Versuch 12.5.7 beschreibt die Ergebnisse und zeigt, dass es bei geeigneter Reaktionsführung möglich ist, Zink und Iod durch Zuführen von Wärmeenergie zur Reaktion zu bringen. Hierbei ist zu beobachten, dass im ungeschmolzenen Zustand des Zinks zunächst sehr wenig Zinkiodid entsteht. Erst wenn das Zink geschmolzen ist nimmt der Umsatz beträchtlich zu. Die Erneuerung der Oberfläche des Metalls im geschmolzenen Zustand erweist sich auch bei den Reaktionen der anderen Metalle mit Iod als Ursache für das Stattfinden der Reaktion. Alle untersuchten Reaktionen von Metallen mit Iod unter Wärmezufuhr könnten ohne diese permanente Phasengrenzflächenenerneuerung nicht ablaufen.

Dies bestätigen zudem Experimente zum Reaktionsverhalten von Iod mit bei Normalbedingungen (beinahe-) flüssigen Metallen (wie Quecksilber und Gallium) bzw. Legierungen (wie der Gallium-Legierung Galinstan aus 60 % Gallium, 26 % Indium und 14 % Zinn [HUNTEMANN 2001b]). Hierbei ist sofort nach Zusammengeben der beiden Reaktionspartner eine Reaktion festzustellen, spätestens jedoch nach gelindem Erwärmen zur Überwindung der Aktivierungsenergie.

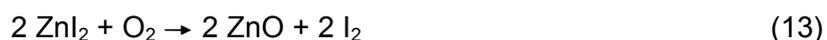
In einem abschließendem Experiment kann man sich eine weitere Eigenschaft des Zinkiodids zu Nutze machen und zeigen, dass es unter bestimmten Voraussetzungen doch möglich ist, Zink und Iod ohne Zugabe von Initiatoren, sogar ohne Zugabe von Wärmeenergie, zur Reaktion zu bringen (vgl. Versuch 12.5.8). Da Zinkiodid stark hygroskopisch ist, ist es möglich, ein an der (feuchten) Luft stehendes Zink-Iod-Gemisch reagieren zu lassen, wobei die Reaktion jedoch sehr langsam voran geht und

auch keine Erwärmung feststellbar ist wie bei einer absichtlichen Wasserzugabe zu dem Gemisch. Der Mechanismus ist demnach derart, dass Zink und Iod miteinander an der Oberfläche des Zinks zu Zinkiodid reagieren. Das entstandene Zinkiodid vermag aufgrund seiner hygroskopischen Eigenschaft Luftfeuchtigkeit, also Wasser aus der Umgebungsluft, anzuziehen. In diesem Wasser löst es sich auf, so dass die Oberfläche wieder freiliegt und die Reaktion weiterlaufen kann. Die Tatsache, dass dieses Experiment funktioniert, bestätigt die oben aufgestellte Hypothese, wonach die Reaktion zwar startet, aber nur weiterlaufen kann, wenn die gebildete Zinkiodidschicht entfernt wird. Da die beiden Edukte Zink und Iod nicht hygroskopisch sind, muss der Reaktionsverlauf wie beschrieben erfolgen, weil im Experiment schon nach wenigen Minuten eine Wasseransammlung im Reaktionsgefäß beobachtet werden kann.

10.6.3 Zerlegung von Zinkiodid in Zink und Iod

Nach der Synthese von Zinkiodid soll jetzt dessen Analyse fachlich gedeutet werden. Bei der Analyse kann man auf verschiedene Arten vorgehen, wobei sich in diesem Fall aufgrund der Eigenschaften des Zinkiodids entweder eine Elektrolyse oder eine Thermolyse anbietet. Die Zerlegung von Zinkiodid in die Elemente Zink und Iod per Elektrolyse ist aus einer Lösung des Salzes möglich; der Versuch ist in 12.6.4 beschrieben (vgl. auch Video 12). Man erhält an den Elektroden zum einen elementares Zink, zum anderen elementares Iod, welches sich aber sofort in der iodidischen Lösung gemäß der Triiodidionenbildung (11) mit braun-gelber Farbe auflöst. Dieser Farbumschlag kann aber als Indikator für die Iodbildung genutzt werden.

Weiterhin ist eine Thermolyse möglich, da sich Zinkiodid oberhalb von 625 °C in die Elemente zersetzt (vgl. Kapitel 10.6.1.3, [HOLLEMANN 1985, S. 1039]). Führt man die Thermolyse unter Luftatmosphäre durch (vgl. Versuch 12.6.1), entsteht als eines der Produkte Iod, welches unschwer an der violetten Farbe zu erkennen ist. Das zweite Reaktionsprodukt ist ein weißer pulveriger Feststoff, der sich in der Hitze gelb färbt und in Wasser unlöslich ist. In Säuren löst er sich hingegen ohne Gasentwicklung auf, so dass er hinreichend als Zinkoxid identifiziert werden kann. Für die Thermolyse von Zinkiodid unter Luftatmosphäre kann man also die folgende Reaktionsgleichung aufstellen:



Die Thermolyse unter Luftatmosphäre ist demnach aufgrund des anwesenden Sauerstoffs in der Bruttoreaktion eine Verdrängungsreaktion. Zwischenzeitlich eventuell gebildetes Zink reagiert zu Zinkoxid; demnach ist dieser Versuch für ein Unterrichtskonzept und den Einsatz in der Schule ungünstig, da kein elementares Zink entsteht. Es bietet sich eine Thermolyse unter Schutzgas an, wobei als mögliche Schutzgase Stickstoff oder Edelgase in Frage kommen. Kohlendioxid ist nicht

geeignet, da gebildetes Zink mit dem Kohlendioxid unter den hier vorherrschenden Bedingungen gemäß



zu Kohlenstoffmonooxid und Zinkoxid reagieren würde.

Führt man die Thermolyse jedoch unter Stickstoff- oder Argonatmosphäre durch (vgl. Versuche 12.6.2 und 12.6.3), so beobachtet man keine Veränderung der Stoffe. Man sieht lediglich, dass das Zinkiodid erst schmilzt und schließlich in die Gasphase übergeht. Auf diese Weise erhält man beim Erkalten sehr reines Zinkiodid. Die Begründung hierfür ergibt sich aus der genauen Betrachtung der Reaktionsbedingungen. Die Zerlegung von Zinkiodid stellt eine Gleichgewichtsreaktion dar. Für die Reaktion



wird eine Standardbildungsenthalpie von $\Delta G = +209,0 \text{ kJ/mol}$ (bei $25 \text{ }^\circ\text{C}$, nach [LIDE 1997-98, Kap. 5, S. 19]) angegeben. Bei Zufuhr von Wärmeenergie sollte es nun aber dennoch möglich sein, Zinkiodid in die Elemente Zink und Iod zu zerlegen, da die Entropie im Verlauf der Reaktion zunimmt. Da dies nicht beobachtet wird, muss es demnach noch eine zweite Bedingung geben. In der Literatur wird eine Zersetzungstemperatur für Zinkiodid von $T = 625 \text{ }^\circ\text{C}$ angegeben [LIDE 1997-98, Kap. 4 S. 97]. Wie bereits angesprochen reicht aber bereits eine Temperatur von ca. $450 \text{ }^\circ\text{C}$ aus, um Zink mit Iod ohne Zusatz von Hilfsstoffen durch Zufuhr von Wärmeenergie zur Reaktion zu bringen. Der Reaktionsablauf lässt sich demnach wie in Abb. 10.16 gezeigt beschreiben.

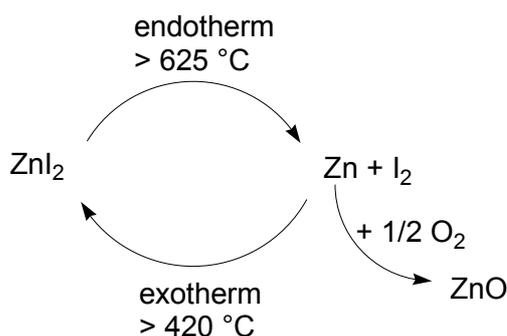


Abb. 10.16: Reaktionsablauf bei der Thermolyse von Zinkiodid. Bei Anwesenheit von Sauerstoff wird das entstehende Zink beständig aus dem Gleichgewicht entfernt.

Bei der Thermolyse in einer Sauerstoffatmosphäre wird das entstehende Zink nun beständig durch Reaktion mit dem Sauerstoff aus dem Gleichgewicht entfernt, so dass die Reaktion auf die Seite der Produkte hin verschoben wird. Bei der Thermolyse von Zinkiodid in einer Schutzgasatmosphäre verbleiben aber die beiden Produkte Zink und

Iod im Reaktionsgefäß und können somit sofort wieder miteinander reagieren, da die notwendigen Bedingungen hierfür vorliegen.

Für eine gelungene Thermolyse ist also ein Versuchsaufbau zu wählen, in dem eines der beiden Produkte Zink und Iod aus dem Reaktionsraum entfernt wird. Dieses ist zum Beispiel der Fall, wenn man Zinkiodid in einer Schutzgasatmosphäre in ein Glasrohr einbringt und dieses anschließend in einem Muffelofen erwärmt. Durch die gleichmäßige Erwärmung eines großen Teils des Reaktionsgefäßes gelingt es, die beiden Produkte voneinander zu trennen, da das Iod verdampft und sich an den kühlen Teilen des Glasrohres in räumlicher Entfernung vom Zink niederschlägt. So ist eine Rückreaktion gehindert. Allerdings ist die Ausbeute sehr gering und das Zink ist als solches schlecht zu erkennen.

11 Der Redoxbegriff im Unterricht

11.1 Die Einführung des vorläufigen Oxidationsbegriffes im LAVOISIERSchen Sinne

Im Anfangsunterricht wird die chemische Reaktion in der Regel anhand von Verbrennungs-, Sulfidbildungs- und Salzbildungsreaktionen eingeführt. Diese sind zunächst nur auf der phänomenologischen makroskopischen Ebene zugänglich. Anhand verschiedener Beispiele werden typische Merkmale chemischer Reaktionen herausgestellt, wie die Stoffumwandlung verbunden mit einem Energieumsatz sowie der Massenerhaltung. Die Vorgänge auf der atomaren Ebene können zunächst nur basierend auf dem DALTONSchen Atommodell gedeutet werden, das häufig erst in diesem Zusammenhang eingeführt wird. Ein erweitertes Atommodell ist noch nicht vorhanden.

Wenig später wird mit den Verbrennungsreaktionen ein Klassifizierungsschema eingeführt, welches basierend auf dem LAVOISIERSchen Oxidationsbegriff Reaktionen mit Sauerstoff als „Oxidation“ bezeichnet. Solche „Oxidationen“ bilden damit eine eigenständige Reaktionsklasse. Anhand verschiedener Beispielreaktionen zwischen Metallen wie auch Nichtmetallen mit Sauerstoff wird dieser für die Schüler erste Typ einer chemischen Reaktion erweitert und vertieft. Innerhalb dieses Schemas ist die Reaktion von Sauerstoff mit Metallen bzw. Nichtmetallen somit vollständig beschrieben, und es werden keine Teilreaktionen betrachtet, wie es im elektronentheoretisch begründeten Redoxbegriff der Fall ist.

Die Reduktion wird als weiterer Reaktionstyp eingeführt, indem Reaktionen betrachtet werden, bei denen einem Oxid der Sauerstoff entzogen wird, wie beispielsweise bei der Thermolyse von Silberoxid. Als eine Kombination aus Reduktions- und Oxidationsreaktion bildet dann die „Redoxreaktion“ einen dritten Reaktionstypen. Hierbei wird gleichzeitig einem Reaktionspartner der Sauerstoff entzogen, während ein anderer Reaktionsteilnehmer sich mit diesem verbindet. Ein im Unterricht gebräuchliches Beispiel dafür ist das Zünden eines Thermitgemisches. Da es innerhalb dieses Schemas nicht möglich ist, Reaktionen der Metalle mit Schwefel oder mit Halogenen einzuordnen, werden diese Reaktionen als Sulfidbildungs- und Salzbildungsreaktionen bezeichnet und repräsentieren somit eigene Reaktionsklassen. Auf der Basis dieser fünf Reaktionstypen werden im Unterricht daher nun Reaktionen entsprechend eingeordnet und differenziert. Das angebotene Schema ist ohne nähere Kenntnis des Atombaus anwendbar und lässt sich ebenfalls auf der Ebene der Wortgleichungen praktizieren. Für seine Anwendung ist daher kein größeres Theoriewissen vonnöten. Auch die Gegensätzlichkeit von Oxidation und Reduktion findet so Berücksichtigung.

11.2 Die Ablösung des klassischen Oxidationsbegriffes durch eine elektronentheoretisch begründete Deutung

Im Verlauf der 9. bzw. 10. Klasse (abhängig vom Bundesland) wird mit dem RUTHERFORDSchen Streuexperiment der Weg zu einer tiefergehenden Betrachtung des atomaren Aufbaus geebnet. Hierzu sind verschiedene Ansätze unterrichtlicher Umsetzung erarbeitet worden [z.B. EILKS 2001a; SCHMOLDT 1997]. Als Folgerung wird nun das bekannte DALTONSche Atommodell ausgeschärft und beispielsweise zunächst zum sogenannten Kern-Hülle-Modell erweitert. Hierbei werden dann auch die Bausteine der Atome als Protonen, Neutronen und Elektronen identifiziert. Protonen bilden dabei in Feststoffen als positive Ladungsträger zusammen mit Neutronen den ortsfesten Kern, wobei Elektronen als negative Ladungsträger übertragbar oder in Metallen beweglich sind.

Erst vor diesem Hintergrund ist es möglich den Schülern den in der Fachwelt gebräuchlichen Redoxbegriff zu vermitteln, der auf der Elektronenübertragung beruht. Entsprechend wird nun eine Oxidation als Elektronenabgabe und eine Reduktion als Elektronenaufnahme definiert. Weiterhin wird deutlich, dass sowohl Oxidation als auch Reduktion immer nur gemeinsam ablaufen können und somit nur Teilprozesse einer Reaktion sind. Die Gesamtreaktion muss daher immer eine Redoxreaktion sein. Eine Gegenüberstellung der Deutung einer Beispielreaktion im klassischen und „erweiterten“ Redoxverständnis zeigt, in welcher Form die Verwendung der Begriffe Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion eine Veränderung erfährt. In Abb. 11.1 wird die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff vergleichend betrachtet.

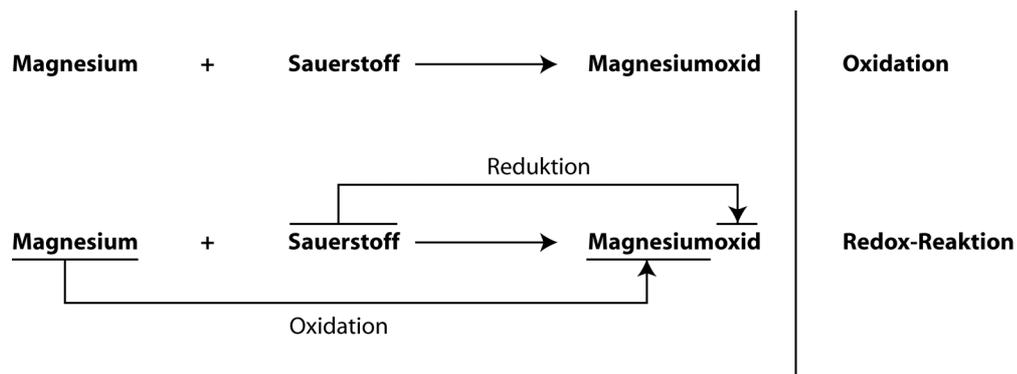


Abb. 11.1 Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff in der LAVOISIERSchen (oben) und in der elektronentheoretischen Deutung (unten).

Wird die Reaktion im LAVOISIERSchen Sinne klassifiziert, so handelt es sich bei der Gesamtreaktion um eine Oxidation, da Magnesium sich mit Sauerstoff verbindet. Demgegenüber wird in der elektronentheoretisch begründeten Interpretation derselbe Vorgang als Redoxreaktion bezeichnet. Hier wird nur noch das Magnesium als Teilschritt der Gesamtreaktion oxidiert, während der Sauerstoff – ebenfalls in einem Teilschritt – reduziert wird.

Analog werden die zuvor als Sulfidbildungs- und Salzbildungsreaktionen klassifizierten Vorgänge ebenfalls als Redoxreaktionen bezeichnet. Gerade bei diesen Reaktionen wird deutlich, dass der Sauerstoff als Charakteristikum für die klassische Einteilung und Benennung chemischer Reaktionen im erweiterten Redoxbegriff diese Sonderrolle nicht mehr inne hat (vgl. Abb. 11.2). Die Terminologie der Oxidation legt eine semantische Verknüpfung mit Sauerstoff zwar nahe, doch ist dieser Zusammenhang historisch bedingt und in der heute gültigen Definition nicht mehr zu finden.

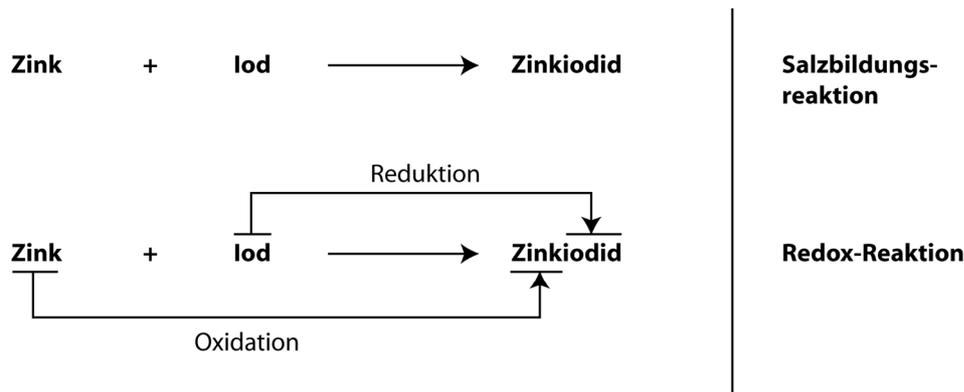


Abb. 11.2: Reaktion von Zink mit Iod in der vorläufigen Klassifikation (oben) und in der elektronentheoretischen Deutung (unten).

Es lässt sich somit festhalten, dass mit der Einführung der neuen Theorie alle zuvor differenzierten Reaktionstypen gleichermaßen als Redox-Reaktionen klassifiziert werden. Oxidation und Reduktion stehen nicht mehr für vollständig ablaufende Reaktionen, sondern beschreiben lediglich Teilprozesse eines Redoxvorganges. Die Begriffsinhalte dieses zentralen Ordnungsschemas der Sekundarstufe I werden so durch die Erweiterung des Redoxbegriffes deutlich verändert.

11.3 Schwierigkeiten der Lernenden bei der Aneignung des „Erweiterten Redoxbegriffes“

In der didaktischen Literatur sind Schwierigkeiten bei der Aneignung des erweiterten Redoxbegriffes bekannt und vielfach diskutiert.

Aus der Lernpsychologie ist bekannt, dass ein langfristiges Behalten eines neuen Unterrichtsgegenstandes gefördert wird, wenn eine Vernetzung des vorhandenen Wissens mit dem neuen stattfindet. Es basiert auf der Vorstellung, dass ein Begriff seine Bedeutung erst dadurch erhält, dass er in Beziehung zu anderen Begriffen steht [Häußler 1998, S. 164]. Wenn nun ein neuer Begriff hinzukommt, so spricht man auch von einer Erweiterung des semantischen Netzes, wobei dieses Netz die gespeicherte Wissensstruktur darstellt. Eine Erweiterung dieses Netzes ist zum einen durch eine neue Verknüpfung zum bereits vorhandenen Wissen möglich, d.h. ein neuer Begriffsin-

halt wird durch eine neue Verbindung in das bereits vorhandene Begriffsnetz integriert. Die zweite Möglichkeit der Modifizierung des Netzes ist eine Umstrukturierung der vorhandenen Verbindungen zwischen den Begriffsinhalten, was in der Regel zu einer grundlegenden Umgestaltung des bisherigen Begriffsnetzes führt und als Konzeptwechsel (vgl. Kapitel 2) bezeichnet wird. Ein solcher Konzeptwechsel wird von Lernenden aber nur unter ganz bestimmten Bedingungen, wie u.a. der Unzufriedenheit mit bisherigen Wissensstrukturen vollzogen (siehe Kapitel 2). Anderenfalls wird immer wieder auf bereits zuvor vorhandenes Wissen zurückgegriffen, denn der Konzeptwechsel ist nicht gleichbedeutend mit einer Löschung alter Vorstellungen.

Bezugnehmend auf die zu lernenden Begriffe Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion handelt es sich bei der sogenannten „Erweiterung“ des Redoxbegriffes zu einer Elektronenübertragungsreaktion jedoch nicht um eine Erweiterung des semantischen Netzes, sondern vielmehr liegt hier ein solcher Konzeptwechsel vor. Das Kennzeichen einer Erweiterung besteht darin, dass zumindest Teile der alten Theorie in der neuen wiederzufinden sind und nichts von ihrer Gültigkeit eingebüßt haben. Wie man aber an dem Reaktionsbeispielen deutlich erkennen konnte, handelt es sich um eine völlig neue Klassifizierung chemischer Reaktionen, verbunden mit einem Wechsel bekannter Begriffsinhalte. Für Schüler hat die neue Klassifizierung der Oxidation als Elektronenabgabe nichts mehr mit der bisherigen, der Sauerstoffaufnahme, gemeinsam. Es wird somit eine neue, leistungsfähigere Klassifizierungsvariante eingeführt, die sich allerdings derselben Terminologie bedient.

Eine derartige Korrektur von Wissen im Sinne einer Umstrukturierung des semantischen Netzes soll möglichst vermieden werden (vgl. [PFEIFER 2002]). Empirische Untersuchungen haben gezeigt, dass viele Schüler der Sek. II große Schwierigkeiten haben, den „erweiterten Oxidationsbegriff“ vom alten abzugrenzen [SCHMIDT 1994]. Die Ursache ist vor allem darin zu sehen, dass die Schüler eine Oxidation aus ihren Alltagsvorstellungen, z.T. auch aus dem Biologieunterricht und nicht zuletzt aus der Chemieausbildung der Sek I, fest mit der Sauerstoffaufnahme im Gedächtnis verankert haben [FRITSCH 1994]. SUMFLETH et al. formulieren daher auf Basis ihrer empirischen Untersuchungen folgende These:

„Die Schüler empfinden den Übergang zur Elektronenübertragung mehr als einen Sprung denn als eine Erweiterung der bekannten Deutung.“

[SUMFLETH 1988]

Einige von BERGER gesammelte Schüleräußerungen belegen diese Einschätzung sehr deutlich: *„Warum bringen uns Chemielehrer es in Klasse 8 falsch bei und in Klasse 11 müssen wir wieder was Neues lernen?“* bzw. *„Gilt der alte Begriff jetzt nicht mehr?“* Ein Schüler fand gravierend, dass *„eine Oxidation nach altem Begriff jetzt keine Oxidation mehr ist!“* [BERGER 2002]

Den empirischen Untersuchungen ist zu entnehmen, dass Schüler häufig nicht in der Lage sind, eine Sauerstoffübertragung auch als eine Elektronenübertragungsreaktion zu interpretieren. [SUMFLETH 1991, 1992, 1995] SUMFLETH kommt schließlich zu folgender Einschätzung:

„Die Ergebnisse zeigen, dass die Umdeutung von einmal Gelerntem nicht gelingt. Daher sollte möglichst darauf verzichtet werden, zunächst ein Konzept einzuführen, um es zu einem späteren Zeitpunkt zu revidieren.“

[SUMFLETH 1994]

Eine Möglichkeit wie an dieser Stelle im herkömmlichen Curriculum ein nicht sinnvoller Konzeptwechsel bei der Erarbeitung des „erweiterten Redoxbegriffes“ in einfacher Weise umgangen werden kann, soll im Folgenden ausgeführt werden. Hierzu müssen die Modellvorstellungen der Schüler dann im Sinne einer *Begriffserweiterung* bei der Deutung der chemischen Reaktion modifiziert werden.

11.4 Vorschläge zur Überwindung der bekannten Schwierigkeiten

Angesichts dieser Probleme im Chemieanfangsunterrichtes wurden von verschiedenen Autoren Lösungsvorschläge zur Ausräumung der Verständnisschwierigkeiten bei der Erarbeitung des Redoxbegriffes angeboten. Die Ansatzpunkte sind hierbei durchaus unterschiedlich.

So schlägt KEÇKI vor den Verwirrungen um die unterschiedlichen Bedeutungsinhalte des Redoxbegriffes mit einem modifizierten Vokabular entgegenzutreten, welches bei der Erweiterung des Redoxbegriffes zum Einsatz kommen soll. Hierbei wird versucht Begriffe zu finden, die bereits aus dem Wort heraus auf den wissenschaftlichen Vorgang schließen lassen. KEÇKI weist zurecht darauf hin, dass der Begriff der Reduktion in der Umgangssprache nicht im Sinne einer Rückführung, sondern im Sinne einer Verminderung benutzt wird. In der elektronentheoretischen Deutung werden den zu reduzierenden Atomen jedoch im Widerspruch zur Semantik Elektronen hinzugefügt.

Es sollen daher neue Begriffe für die Reduktion bzw. die Oxidation im elektronentheoretischen Modell eingeführt werden. Da eine Reduktion als die Aufnahme von Elektronen definiert ist, schlägt KEÇKI vor diesen Vorgang als „Elektronation“ zu bezeichnen. Eine Oxidation wird entsprechend aufgrund der Elektronenabgabe „Deselektronation“ genannt.

Der Begriff der „Oxidation“ kann so in der LAVOISIERSchen Definition weiterexistieren. Allerdings wird hier die Reduktion entsprechend als „Desoxidation“ bezeichnet [KEÇKI 1991].

Der Vorschlag von KEÇKI erscheint aber wenig praktikabel, denn in der Fachsprache der Chemiker ist der Redoxbegriff fest etabliert und eine große Anzahl von Folgebegriffen sind aus ihm hervorgegangen. Diese müssten nun durch entsprechende Wortneubildungen ersetzt werden, was wohl kaum eine Chance der Realisierung hat [JANSEN 1991]. Es ist ebenso nicht wünschenswert, dass für die Schule ein eigenes Vokabular geschaffen wird, welches im Alltag und in der Fachwelt keine Verwendung findet.

HÄHNDEL hingegen beschreibt einen Weg, wie auch im Anfangsunterricht ein erweiterbarer Redoxbegriff eingeführt werden kann, ohne Elektronenübergänge oder Sauerstoffübertragungen heranzuziehen. Ausgehend von einer Atommodellvorstellung, in der Veränderungen an den Atomen vorstellbar sind, greift er die Veränderungen auf Teilchenebene auf, die bei einer Oxidation bzw. Reduktion ablaufen:

„Wie man an der Erhaltung [...] der Masse sieht, verschwinden die Atome der verbrannten Stoffe nicht. Wenn ein Stoff mit einem anderen verbrennt, oder allgemein, wenn Stoffe miteinander reagieren, ändert sich etwas an den Atomen.“ [HÄHNDEL 1991]

Die Deutung chemischer Reaktionen wird also, wie es HÄHNDEL ausdrückt, im Sinne eines „phänomenologisch begründeten Redoxbegriffes“ vorgenommen [HÄHNDEL 1991].

Konkret schlägt HÄHNDEL in seiner Unterrichtskonzeption vor, Reaktionen der Metalle im Anfangsunterricht nicht nur mit Sauerstoff, sondern auch mit Chlor, Brom, Iod und Schwefel durchzuführen. Aus den im Prinzip immer gleichartig verlaufenden Verbrennungsreaktionen von z.B. Magnesium mit diesen Elementen wird geschlossen, dass sich die Magnesiumatome bei der Verbrennungsreaktion in prinzipiell gleicher Weise verändert haben. Die Veränderung an den Atomen des Magnesiums wird Oxidation genannt, während die Veränderung der Reaktionspartner als Reduktion bezeichnet wird (vgl. Abb. 11.3). (Auch WÖHRMANN versucht in analoger Weise so den Übergang von klassischem zu erweitertem Redoxbegriff plausibel zu machen. [WÖHRMANN 1978])

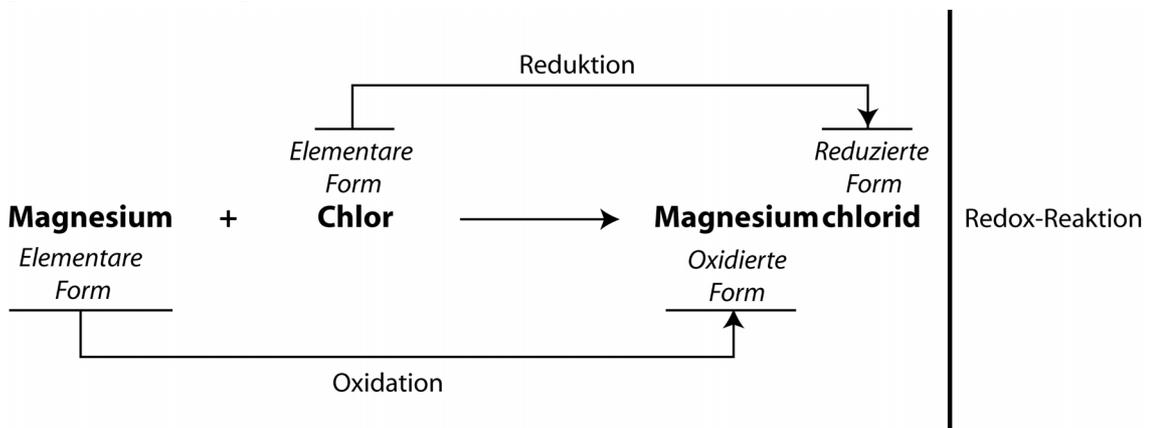


Abb. 11.3: Deutung der Reaktion von Magnesium und Chlor nach HÄHNDEL. [HÄHNDEL 1991]

Ebenso ist es möglich innerhalb dieses Konzeptes den Begriff Oxidations- bzw. Reduktionsmittel einzuführen. Interessant erscheint dieser Vorschlag insbesondere deshalb, weil nicht nur Reaktionen mit Sauerstoff, sondern auch mit anderen Nichtmetallen frühzeitig klassifizierbar werden. Die Erweiterung des Redoxkonzeptes von HÄHNDEL auf Elektronenübertragungsreaktionen stellt dann eine wirkliche Erweiterung bzw. Konkretisierung dar. Die angesprochenen Probleme der Schüler bei

der Aneignung des „erweiterten“ Redoxbegriffs wären umgangen. Lediglich Reaktionen der Nichtmetalle untereinander sind für Schüler nicht einzuordnen, denn stellt man beispielsweise die Bildung von Schwefeldioxid der Bildung von Eisensulfid aus den jeweiligen Elementen gegenüber, so können die Schüler nicht entscheiden warum der Schwefel hier einmal als oxidiertes und ein anderes mal als reduziertes Bindungspartner vorliegt.

Es ist möglich einzuwenden, dass den Schülern eine der wichtigsten Theorien, nämlich die LAVOISIERSche Theorie unterschlagen wird. HÄHNDEL selbst gibt dabei zu bedenken, dass...

„[...] es in der Sek. I z.B. auch möglich ist, über Säuren zu reden, ohne diese vorläufig, ebenfalls im Sinne Lavoisiers als Sauerstoffverbindungen zu definieren“ [HÄHNDEL 1991]

Weiterhin ist diesem Einwand entgegenzuhalten, dass die LAVOISIERSche Definition im Schulunterricht dennoch Berücksichtigung finden kann. Dieses sollte dann jedoch unter dem Gesichtspunkt geschehen, der historischen Bedeutung Rechnung zu tragen und nicht, um chemische Reaktionen zu klassifizieren. Durch das Entfallen einer Einführung der Oxidation und Reduktion im Sinne LAVOISIERS wird auch hier ein Wechsel der bereits erlernten Begriffsinhalte bei der Erweiterung des Redoxbegriffes vermieden. Eine Vorstellung der historischen Entwicklung würde dann sinnvoll nach Einführung eines Redoxbegriffes geschehen, der auf dem heute gültigen Verständnis basiert.

Ein weiterer Vorschlag zur Überwindung der Schwierigkeiten ist die Forderung, gänzlich auf einen „vorläufigen“ Oxidationsbegriff zu verzichten und die Begriffe Oxidation und Reduktion vollständig aus dem Anfangsunterricht zu entfernen. Ausgehend von diesem Ansatz lernen die Schüler den Redoxbegriff erst an der Stelle des Curriculums, an der die elektronentheoretisch begründete Deutung vermittelt werden kann. Eine solche Vorgehensweise bedingt jedoch, dass im Chemieanfangsunterricht zunächst das übliche Klassifizierungsschema nicht mehr aufrecht erhalten werden kann.

FRITSCH schlägt in diesem Sinne vor, stattdessen als Reaktionsmerkmale die Bildung und Zerlegung von Stoffen in den Vordergrund zu stellen. Anhand der Anzahl der verschiedenen Edukte und Produkte, sowie energetischen Betrachtungen sollen Reaktionen als Bildungs- und Zerlegungsreaktionen klassifiziert werden (vgl. Abb. 11.4). FRITSCH merkt in Bezug auf die mit der Bildung und Zerlegung angegebenen Energieumwandlungen an, dass diese „nur den Charakter von Regeln“ haben. In Einzelfällen seien Bildungsreaktionen endotherm und Zerlegungen exotherm, jedoch seien solche Reaktionen bedeutungslos für den Anfangsunterricht [FRITSCH 1994].

	Stoffumwandlung	Energieumwandlung
Bildung von Stoffen	$Z_{\text{Ausgangsstoffe}} > Z_{\text{Endstoffe}}$	exotherm (Abgabe von Wärme, Licht, Verrichtung von mechan. Arbeit) $E_{\text{chem}} \longrightarrow E_{\text{therm}}, E_{\text{mech}}$
Zerlegung von Stoffen	$Z_{\text{Ausgangsstoffe}} < Z_{\text{Endstoffe}}$	endotherm (Zufuhr von Wärme, Vorgänge an Elektroden bei Anlegen einer Spannungsquelle) $E_{\text{therm}}, E_{\text{el}} \longrightarrow E_{\text{chem}}$

Abb. 11.4: Einteilung der Reaktionen in Bildungs- und Zerlegungsreaktionen [FRITSCH 1994]

Die Kombination aus Bildungs- und Zerlegungsreaktionen bildet das Pendant zur Redoxreaktion des herkömmlichen Unterrichts. Hierbei ist die Anzahl der Edukte gleich der der Produkte, und der Energieumsatz wird entsprechend durch die Differenz der bei den Einzelreaktionen freiwerdenden Energien erhalten.

Neben dem von FRITSCH vorgeschlagenen Klassifizierungsschema zeigt PFEIFER eine ganze Reihe von Möglichkeiten auf, Reaktionen gewissen Gruppen zuzuordnen (vgl. Tabelle 11.1). Er unterstreicht die zentrale Rolle, die die Vermittlung von Ordnungsprinzipien im Chemieunterricht besitzt, indem er herausstellt:

„Heute gelten die Fähigkeiten, vergleichen, zuordnen und einteilen zu können als wesentliche fachspezifische Arbeits- und Denkweisen der Chemie“ [PFEIFER 1978]

Auch wenn die von PFEIFER zusammengestellten Systematisierungsprinzipien nicht alle auf den Chemieanfangsunterricht übertragbar sind, so zeigen sie doch eindrucksvoll, dass eine Einteilung unter sehr unterschiedlichen Gesichtspunkten erfolgen kann. Reaktionen können entsprechend mehreren Gruppen zugeordnet werden. Vor diesem Hintergrund ist auch die Einteilung nach dem herkömmlichen Redoxverständnis nur eine von vielen denkbaren Möglichkeiten der Systematisierung. Es ist daher zu überdenken, ob eine Einführung des Redoxbegriffes in der LAVOISIERSchen Definition erforderlich ist. Die historische Bedeutung der Theorie kann nach wie vor herausgestellt werden, indem nach der Einführung des elektronentheoretischen Redoxverständnisses diese Begriffsbildung beleuchtet wird. Mit dem Verzicht des LAVOISIERSchen Oxidationsbegriffes besteht die Möglichkeit eine wesentliche Verstehensbarriere auszuräumen. FRITSCH äußert lediglich die Befürchtung:

„Probleme gäbe es vielleicht im Denken der Älteren, die mit beiden Begriffen und dem Wandel der Wortbedeutungen aufgewachsen sind. „ [FRITSCH 1994]

Kriterien	Einteilung in	Bemerkungen
1 <i>Stoffliche Natur</i> der Reaktionspartner (=Reaktanden) und Reaktionsprodukte	- Reaktionen der anorganischen/organischen Chemie - Reaktionen der gesättigten Kohlenwasserstoffverbindungen (Alkane) - Reaktionen der Alkalimetalle - Salzbildungsreaktionen	Es sind beliebig viele Klassifikationsansätze denkbar, je nachdem welche Voraussetzungen zur Stoffklassifikation vorhanden sind
2 <i>Energiebilanz</i> aus dem Energieinhalt der Ausgangsstoffe und Endprodukte	- Exotherme Reaktionen - Endotherme Reaktionen	Unentbehrliches Einteilungsprinzip, das auf jede zu formulierende Reaktion angewandt werden sollte.
3 <i>Energieartbeteiligung</i>	- Photochemische Reaktionen - Elektrochemische Reaktionen	Wichtig vor allem unter dem Gesichtspunkt der Energieumwandlung
4 Vergleich des (der) Reaktanden mit dem (den) Reaktionsprodukt(en) nach dem <i>Bruttoumsatz</i>	- Kombinationsreaktionen (direkte Vereinigung, Synthesen) - Zersetzungsreaktionen (Analysen) - Umsetzungsreaktionen - Umlagerungsreaktionen	Teilweise bewährte Einteilungsprinzipien im Anfangsunterricht (...)
5 Konstitutionsveränderungen der <i>reagierenden Teilchen</i> (Ionen, Moleküle)	- Additionsreaktionen - Assoziationsreaktionen - Eliminierungsreaktionen - Dissoziationsreaktionen - Substitutionsreaktionen - Isomerisationsreaktionen - Polyreaktionen	Unbedingte Voraussetzung für die Anwendung dieses Prinzips sind Kenntnisse über Molekülstrukturen und einfache Bindungsmodelle; Hauptanwendungsgebiete: organische Chemie
6 <i>Übertragung von Teilchen</i> (Teilstrukturen) im Sinne von Transferreaktionen (Donator-Akzeptor-Prinzip)	- Redoxreaktionen - Säure-Base Reaktionen - Gruppenübertragungsreaktionen in der Biochemie	Voraussetzung: Ionenlehre; können auch als Sonderfälle des vorausgehenden Prinzips gelten; Hauptanwendungsgebiet: anorganische Chemie
7 Reaktionsgeschwindigkeit (zeitlicher Ablauf chemischer Reaktionen)- Kinetik	- Schnelle/langsame Reaktionen - Katalysierte/nichtkatalysierte Reaktionen - Chemische Reaktionen 1., 2. ... Ordnung	z.B. im Hinblick auf Ionenreaktionen der anorganischen Chemie und Hydrolysen in der organischen Chemie; Gesichtspunkte der gymnasialen Oberstufe
8 Triebkraft	- Kinetisch bedingte / thermodynamisch bedingte Reaktionen	
9 Größenordnung (Massen) des chemischen Umsatzes und Wirtschaftlichkeit des Verfahrens	- Großtechnische Verfahren - Reaktionen im Laboratoriumsmaßstab - Mikroreaktionen	Besonderheiten der chemischen Reaktion im großtechnischen Maßstab sollten im ChU exemplarisch zur Sprache kommen.

Tabelle 11.1: Zusammenstellung wichtiger Einteilungsmöglichkeiten chemischer Reaktionen [PFEIFER 1978]

11.5 Exemplarische Darstellung der Einführung des elektronentheoretischen Redoxbegriffs anhand der Reaktion von Zink und Iod

Es lässt sich auf der Basis der beschriebenen Gesichtspunkte die These aufstellen, dass Schüler, die von Anfang an gelernt haben, dass unter einer Oxidation und Reduktion immer nur die Abgabe und Aufnahme von Elektronen in einer Reaktion zu verstehen ist, und dass Oxidation und Reduktion immer nur gemeinsam ablaufen

können, nicht am Verlust der klassischen Begriffsinhalte zu tragen haben. Ausgehend von dieser These soll anhand der bereits angesprochenen Reaktion von Zink mit Iod eine mögliche Einführung des Redoxbegriffes skizziert werden.

Wie bereits in Kapitel 10 beschrieben, kann die Reaktion von Zink mit Iod zu einem geeigneten Zeitpunkt im Curriculum genutzt werden, um einerseits auf phänomenologischer Ebene den Begriff der chemischen Reaktion einzuführen und andererseits, um im DALTONSchen Atommodell die wesentlichen Merkmale chemischer Reaktionen hervorzuheben: Die Veränderung der Teilchen sowie deren Umgruppierung. Mit dem Experiment der Zink-Iod-Batterie ist es möglich den weiteren Aufbau der Atome zu problematisieren. Wie in Kapitel 10.4.3 beschrieben, gelangt man durch die Betrachtung des Stromflusses auf den Sachverhalt einer Elektronenübertragung und identifiziert somit die Zink- bzw. Iod-Atome als den Ursprung bzw. das Ziel dieses Elektronenflusses. Daraus folgt, dass die Zink-Atome nach der Reaktion positiv geladen, die Iod-Atome hingegen negativ geladen sein müssen. Diese Aussagen sind rein qualitativ, und die Anzahl der übertragenen Elektronen bleibt zunächst ungeklärt.

Im Prinzip sind durch diese Betrachtung bereits alle für die Einführung des elektronentheoretischen Redox-Begriffs notwendigen Teilschritte genannt. Die Elektronenabgabe des Zinks kann somit an dieser Stelle mit dem Fachterminus der Oxidation betitelt werden, während die Elektronenaufnahme als Reduktion bezeichnet wird. Ebenso wird an dieser Reaktion deutlich, dass Oxidation und Reduktion immer gemeinsam ablaufen müssen, denn die abgegebenen Elektronen müssen an anderer Stelle wieder aufgenommen werden. Daher kann der Gesamtvorgang als eine Kombination aus Reduktion und Oxidation mit dem Terminus „Redox-Reaktion“ versehen werden. Die einzelnen Teilreaktionen sowie die Gesamtreaktion sind nun separat darstellbar (vgl. Abb. 11.5). Ebenso kann der Begriff des Ions als geladenes Atom definiert und eingeführt werden.

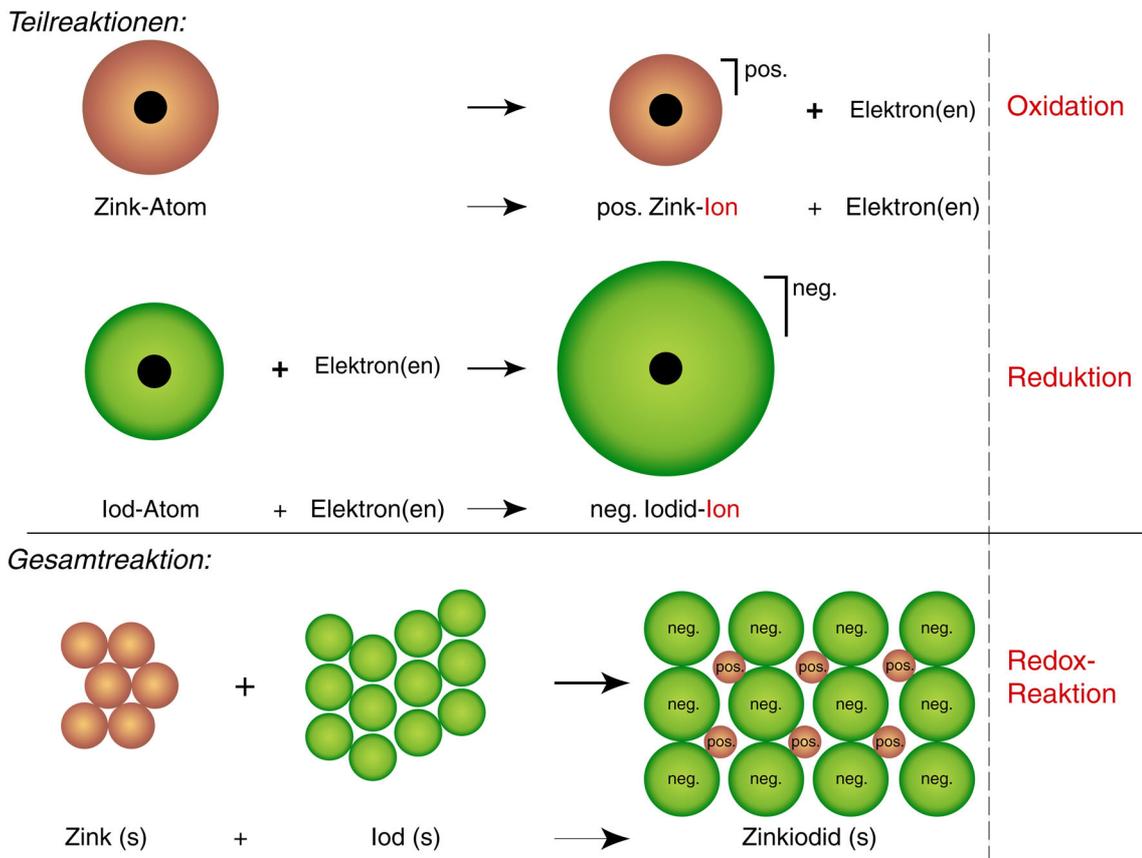


Abb. 11.5: Teil- und Gesamtreaktion in der Darstellung als Redoxreaktion

In der Darstellung der Gesamtreaktion wurde auf die Atomkerne verzichtet, um die Zeichnung nicht zu überfrachten. Den Schülern dürfte auch klar sein, dass mit der Einführung des RUTHERFORDSchen Modells eine Aussage bezüglich des Aufbaus der Atome aus Kern und Hülle getroffen wird, die auf alle Atome gleichermaßen zutrifft. Daher ist jedes zuvor im DALTONSchen Modell als Kugel gezeichnetes Atom nun als aus Kern und Hülle bestehend zu betrachten. Hierin liegt ein Unterschied zum Übergang von den Symbolteilchen zum DALTONSchen Modell, wo dieser innere Aufbau der Symbolteilchen stets variiert, weshalb die Trennung hier strikter vorzunehmen ist. Man kann darüber hinaus deutlich machen, dass sich die betrachteten Vorgänge nur in der Elektronenhülle der Atome abspielen und der Kern daher vereinfachend weggelassen wurde. Selbstverständlich ließe sich aber auch die Gesamtreaktion mit den jeweiligen Atomkernen visualisieren. Eine solche Darstellung könnte jedoch schnell unübersichtlich werden, so dass der Veranschaulichungsaspekt der Darstellung darunter leidet.

Zusammenfassend lässt sich feststellen, dass durch die altersgemäße Deutung der Vorgänge in einem galvanischen Element neben der bereits genannten Möglichkeit, den Lernenden zu vermitteln, was die Atome in einem Reaktionsprodukt zusammenhält, nun auch die Begriffe der Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion

sofort in der heute gültigen Formulierung eingeführt werden können. Dieses kann bereits qualitativ auf Basis eines Atommodells geschehen, das lediglich auf die Erkenntnisse RUTHERFORDS aufbaut und den Aufbau eines Atoms aus Kern und Elektronenhülle beschreibt. Hierbei ist es zunächst unerheblich eine genaue Anzahl der übergehenden Elektronen während einer betrachteten Reaktion zu bestimmen. Wesentlich ist nur, dass von einem Reaktionspartner Elektronen abgegeben werden, die ein anderer Reaktionspartner aufnimmt. Diese qualitativ konstatierte Elektronenabgabe der Atome eines der Edukte wird nun als Oxidation bezeichnet, die Elektronenaufnahme der Atome des Reaktionspartners entsprechend als Reduktion. Der Oxidationsbegriff im LAVOISIERSchen Sinne sollte im Unterricht zunächst noch nicht eingeführt worden sein, wie oben dargelegt. Er kann aber nach der Einführung der elektronentheoretischen Deutung und der Einübung derselben den Schülern vorgestellt werden, um seiner historischen Bedeutung Rechnung zu tragen und um den Wortstamm plausibel werden zu lassen. Durch eine derartige Vorgehensweise könnten vielfach beschriebene Lernprobleme umgangen werden.

12 Experimentelle Untersuchungen

12.1 Versuche zum „Molekularen Sieben“

Geräte und Chemikalien:

50 mL Becherglas, Rollrandgläschen, Einmachfolie (DETI), Gummibänder, Stativ mit Klemme und Muffe, evtl. Hebebühne, weißes Papier als Unterlage

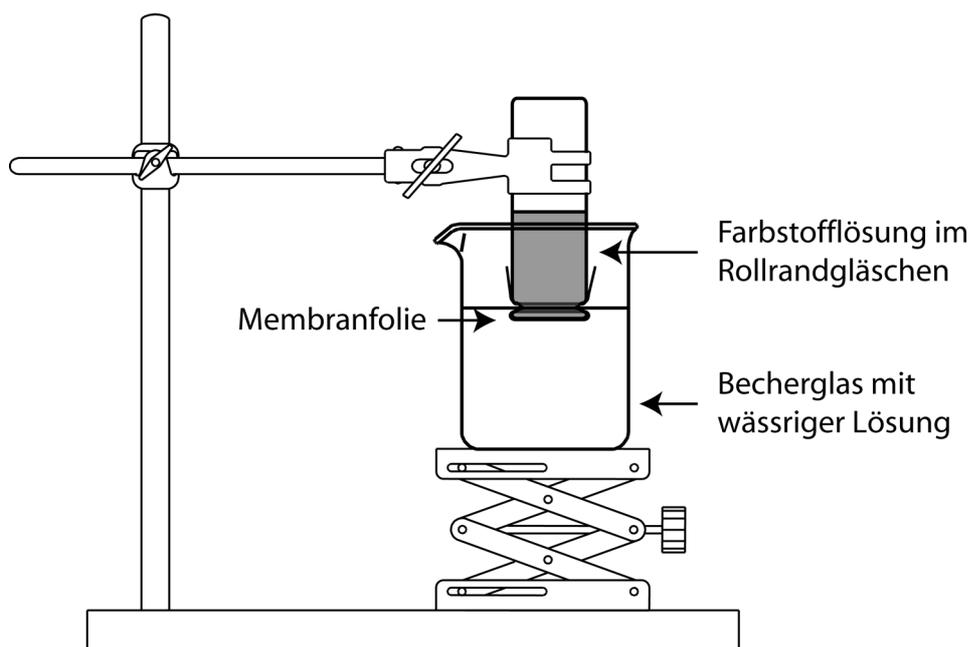


Abb. 12.1: Versuchsaufbau zum molekularen Sieben

Sämtliche Versuche werden gemäß Abb. 12.1 aufgebaut. In das Rollrandgläschen bzw. das Becherglas werden wie im Folgenden beschrieben die Lösungen eingefüllt.

12.1.1 Versuche mit anorganischen Salzen

Chemikalien:

konzentrierte Kaliumpermanganatlösung ($c(\text{KMnO}_4) > 0,1 \text{ mol/L}$), konzentrierte Kaliumchromatlösung ($c(\text{K}_2\text{CrO}_4) > 0,1 \text{ mol/L}$), konzentrierte Kaliumdichromatlösung ($c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) > 0,1 \text{ mol/L}$), konzentrierte Kaliumtriiodidlösung ($c(\text{KI}_3) > 0,1 \text{ mol/L}$), dest. Wasser



Video
01



Abb. 12.2: „Molekulares Sieben“ von Kaliumpermanganat-Lösung (links) und Kaliumchromat-Lösung(rechts)

Versuchsdurchführung:

Das Becherglas wird ca. zu drei Vierteln mit destilliertem Wasser, das Rollrandgläschen etwa zur Hälfte mit einer der konzentrierten Salzlösungen gefüllt.

Beobachtungen:

Nach kurzer Zeit sieht man deutlich farbige Schlieren des betreffenden Salzes von der Folie herabsinken, im Falle des Kaliumpermanganats sind diese violett, bei Kaliumchromat gelb, bei Kaliumdichromat orangegelb und bei Kaliumtriiodid braungelb gefärbt.

12.1.2 Versuche mit Säuren und Laugen

Chemikalien:

250 mL Becherglas anstelle des 100 mL, verdünnte Salzsäure ($c(\text{HCl}) = \text{ca. } 2 \text{ mol/L}$), Universalindikatorlösung, verdünnte Natronlauge ($c(\text{NaOH}) = \text{ca. } 2 \text{ mol/L}$), dest. Wasser

Versuchsdurchführung:

Das Becherglas wird ca. zu drei Vierteln mit destilliertem Wasser gefüllt, welches mit Universalindikatorlösung versetzt ist. Man gibt einige Tropfen verdünnte Salzsäure hinzu, bis sich die Lösung rot gefärbt hat. Das Rollrandgläschen wird etwa zur Hälfte mit verdünnter Natronlauge gefüllt. Am besten wird es am Rand in das Becherglas eintauchend eingespannt. So ist das Ergebnis besser zu erkennen.

Beobachtungen:

Nach kurzer Zeit sieht man deutlich violette Schlieren von der Folie herabsinken. Nach ca. 30 Minuten erhält man im Becherglas sämtliche Farbabstufungen der



Video
02

Universalindikatorlösung übereinandergeschichtet, vom violett-blau über hellblau, grün, gelb, orange bis hin zu rot. Besonders gegen Ende hin sind auch die Zwischenfarben sehr schön zu erkennen. Es ist auch möglich, die Säure in das Rollrandgläschen und die Lauge in das Becherglas zu geben, allerdings ist dann die Farbschichtung nicht so gut zu erkennen.

12.1.3 Versuche mit organischen Farbstoffen



Video
03

Chemikalien:

acetonische Malachitgrünlösung ($w(\text{Malachitgrün}) = 0,1 \%$), ethanolische Methylrotlösung ($w(\text{Methylrot}) = 0,1 \%$), dest. Wasser

Versuchsdurchführung:

Das Becherglas wird zu etwa drei Vierteln mit destilliertem Wasser, das Rollrandgläschen etwa zur Hälfte mit acetonischer Malachitgrünlösung (bzw. ethanolischer Methylrotlösung) gefüllt.

Beobachtungen:

Nach einiger Zeit sieht man, wie sich auf dem Wasser eine türkisblau-farbene (bzw. orangerote) Schicht ausbildet, die mit der Zeit an Dicke zunimmt. Man erhält eine Phasentrennung der acetonischen bzw. ethanolischen von der wässrigen Phase. Rührt man die Lösung um, so färbt sich die Lösung homogen türkisblau (bzw. orangerot).

12.1.4 Versuche mit Lebensmittelfarbstoffen

Chemikalien:

Lösung roter, grüner, blauer, gelber und violetter Lebensmittelfarbe (LMF), ($w(\text{LMF}) = 1 \%$), Patentblau V-Lösung ($c(\text{Patentblau V}) = 10^{-3} \text{ mol/L}$), Chinolingelblösung ($c(\text{Chinolingelb}) = 10^{-3} \text{ mol/L}$), dest. Wasser

Versuchsdurchführung:

Das Becherglas wird etwa zu drei Vierteln mit destilliertem Wasser, das Rollrandgläschen etwa zur Hälfte mit einer der Lebensmittelfarbstofflösung bzw. Patentblau V oder Chinolingelblösung gefüllt.



Abb. 12.3: „Molekulares Sieben“ von Patentblau-V-Lösung

Beobachtungen:

Bei Verwendung der Lebensmittelfarbe beobachtet man nicht das Herunterfallen der Schlieren. Die Lösungen der grünen und blauen Lebensmittelfarbe färben sich jedoch nach längerem Stehen sehr schwach in der betreffenden Farbe.

Verwendet man hingegen die reinen Farbstoffe in den angegebenen Konzentrationen, so treten die Schlieren wiederum deutlich auf, bei Patentblau V sind sie intensiv blau, bei Chinolingelb intensiv gelb gefärbt.

12.1.5 Versuche mit Stärkekomplexen

Chemikalien:

Stärke (z.B. RUF Feine Speisestärke), Dextrin, Kaliumtriiodidlösung ($c(\text{KI}_3) = 0,05$ mol/L), dest. Wasser

Vorbereitung:

Für eine Stärkelösung wird eine 1%-ige Stärkesuspension in destilliertem Wasser hergestellt, die auf ca. 70°C (nicht kochen) erwärmt und anschließend heiß abfiltriert wird. Auf die gleiche Weise stellt man die Dextrinlösung her.

Die Kaliumtriiodidlösung wird folgendermaßen hergestellt: Zu einer gesättigten Kaliumiodidlösung werden 0,05 mol Iod hinzugegeben (zum Beispiel 1,27 g Iod in 100 mL gesättigter Kaliumiodidlösung).

Zur Herstellung der blauen Iod-Stärkelösung gibt man dann zu der Stärkelösung soviel Kaliumtriiodidlösung hinzu, bis die Lösung eine intensiv blaue Farbe angenommen hat, z.B. zu 10 mL Stärkelösung ca. 1 mL KI_3 -Lösung. Am besten arbeitet man hierbei auf einem beleuchteten Magnetrührer. Bei Verwendung der Dextrinlösung nimmt die Lösung eine rotviolette Farbe an.

Versuchsdurchführung:

Es werden wie beschrieben eine blaue Iod-Stärke- und eine rotviolette Iod-Dextrinlösung hergestellt. Das Becherglas wird nun zu ca. drei Vierteln mit destilliertem Wasser, das Rollrandgläschen etwa zur Hälfte mit der Iod-Stärke- bzw. Iod-Dextrinlösung gefüllt.

Anm.:

Diese Versuche eignen sich besonders als Schülerversuche im Vergleich mit dem entsprechenden Farben aus Versuch 12.1.6 .

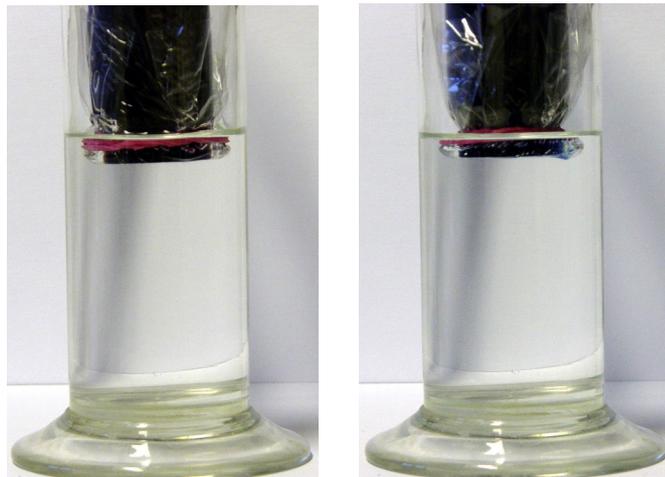


Abb. 12.4: „Molekulares Sieben“ von Iod-Dextrin-Komplex-Lösung (links), Iod-Stärke-Komplex-Lösung (rechts)

Beobachtungen:

Auch nach langer Zeit (Versuch wurde nach einer Woche abgebrochen) ist im Becherglas keine Blaufärbung (bzw. Rotfärbung bei Verwenden der Dextrinlösung) zu beobachten. Eine Probe aus dem Becherglas zeigt mit Kaliumtriiodidlösung versetzt keine Blaufärbung (bzw. Rotfärbung).

12.1.5.1 „Aussieben“ eines der Farbstoffe aus einem Farbstoffgemisch*Chemikalien:*

grüne Iod-Stärke-Lösung, Stärke (z.B. RUF Feine Speisestärke), Kaliumtriiodidlösung ($c(\text{KI}_3) = 0,05 \text{ mol/L}$), dest. Wasser

Vorbereitung:

Für die grüne Iod-Stärke-Lösung wird zu der blauen aus Versuch 12.1.5 soviel Kaliumtriiodidlösung hinzugegeben, bis die Lösung eine grüne Farbe angenommen hat, z.B. zu 10 mL Stärkelösung ca. 3 mL KI_3 -Lösung.

Versuchsdurchführung:

Das Becherglas wird zu ca. drei Vierteln mit destilliertem Wasser, das Rollrandgläschen etwa zur Hälfte mit der grünen Iod-Stärkelösung gefüllt.

Beobachtungen:

Nach einiger Zeit färbt sich die Lösung im Becherglas gelb, während sich die Lösung im Rollrandgläschen langsam von grün nach blau färbt. Die Bildung von Schlieren ist in der Regel nicht zu beobachten, da die Konzentration an I_3^- zu gering ist. Will man den Versuch über längere Zeit stehen lassen, so ist es ratsam, das Becherglas zu verschließen, damit das Iod nicht verdampft. Hierzu kann man z.B. Frischhaltefolie verwenden.

12.1.6 Versuche mit „Haushaltsfarbstoffen“**Chemikalien:**

verschiedene Tees (z.B. Hagebuttentee, grüner Tee, Pfefferminztee, schwarzer Tee), königsblaue Tinte (z.B. LAMY), etc., dest. Wasser

Versuchsdurchführung:

Auch hier werden die Rollrandgläschen wieder zur Hälfte mit Farbstofflösungen gefüllt, das Becherglas zu drei Vierteln mit Wasser.

Beobachtungen:

Die königsblaue Tinte durchdringt die Membrane nach kurzer Zeit unter Schlierenbildung. Die Teefarbstoffe benötigen hierzu sehr viel länger, bei Hagebuttentee und Pfefferminztee war erst nach ca. 3,5 Stunden eine schwache Färbung zu beobachten. Zu erklären ist dies mit der Größe der Farbstoffmoleküle der Tees und dem Einfluss des molaren Extinktionskoeffizienten.

12.2 Experimente zur Erarbeitung des DALTONSchen Atombegriffs anhand des Kohlenstoffkreislaufs**12.2.1 Versuche zur Verbrennung von Kohle****12.2.1.1 Der BOYLE-Versuch mit Kohlenstoff im Rundkolben****Geräte und Chemikalien:**

Rundkolben (1000 mL oder größer), 2 Gummistopfen mit Bohrung, ca. 5 cm langes Glasrohr, Korkring, Luftballon, Waage, Wägeschälchen, Bunsenbrenner,



temperaturisolierender Handschuh, Aktivkohle oder verkohlte Kresse bzw. anderes verkohltes Material, Sauerstoff, Baryt- oder Kalkwasser

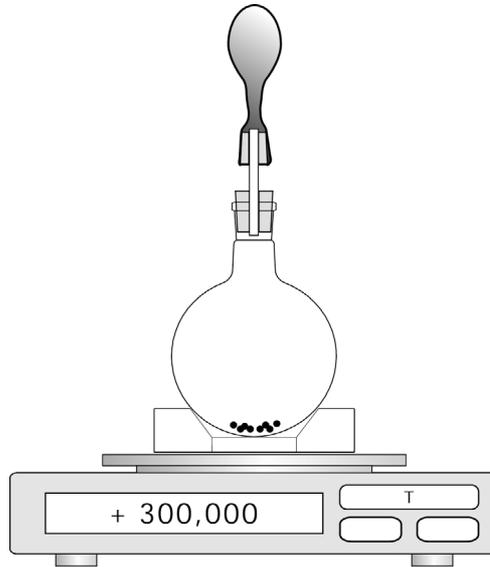


Abb. 12.5: Aufbau zum Verbrennen von Kohle im geschlossenen Kolben

Vorbereitung:

Um ein leichteres Einströmen des Gases in den Luftballon zu ermöglichen, wird der Ballon vor Versuchsbeginn einmal aufgeblasen und damit die Gummihaut vorgedehnt.

Durchführung:

Es werden etwa 200 – 300 mg des verkohlten Stoffes abgewogen und in den Rundkolben gegeben. Anschließend spült man diesen mit Sauerstoff und verschließt fest mit einem durchbohrten Gummistopfen. In die Bohrung des Verschluss-Stopfens wird ein Glasrohr eingebracht an dessen anderem Ende sich ein durchbohrter Gummistopfen mit übergestülptem Luftballon befindet (siehe Abb. 12.5). Der Gasraum des Kolbens ist so über das Glasrohr mit dem Innern des Luftballons verbunden. Der so vorbereitete Kolben wird genau gewogen und sein Gewicht notiert. Der Kolben wird nun mit einem temperaturisolierenden Handschuh gefasst und über der Brennerflamme erhitzt. Sobald die Kohle im Kolben zu glühen beginnt, wird der Kolbeninhalt stark geschüttelt, damit der Sauerstoff besser an die Kohle gelangt. Sollten einzelne Kohlestückchen noch nicht brennen, müssen diese erneut über dem Brenner zum Glühen gebracht werden, bevor der Kolben geschüttelt wird. Nach vollständiger Verbrennung der Kohle wird der Kolben nach etwa einer Minute unter dem Wasserhahn auf Raumtemperatur abgekühlt, sorgfältig abgetrocknet und gewogen. Es ist wesentlich, den Kolben abzukühlen und damit den Luftballon auf seine ursprüngliche Größe zurückzubringen, um korrekte Ergebnisse zu erhalten. Sollte der Kolben im warmen Zustand gewogen werden, so wird auf der Waage ein geringeres Gewicht abgelesen. Dieser Sachverhalt liegt darin begründet, dass die Apparatur durch

die Ausdehnung des Luftballons eine größere Auftriebskraft erfährt und dadurch die auf die Waage wirkende Kraft verringert wird.

Weiteres Vorgehen:

Nachdem die Wägungen erfolgt sind, bietet es sich an, das Verbrennungsprodukt nachzuweisen. Dieses kann qualitativ geschehen, indem im Kolben etwas Barytwasser oder Kalkwasser geschwenkt wird.

Beobachtung und Auswertung:

Die Kohle verbrennt beim Schütteln unter hellem Aufglühen vollständig. Im Kolben bleibt lediglich Gas zurück. Teilweise bildet sich durch Rückstände etwas Rauch. Der Kolben scheint ansonsten „leer“ zu sein. Die anfängliche und abschließende Wägung ergeben keine Gewichtsänderung. Wird nach dem Versuch Barytwasser oder Kalkwasser in den Kolben gegeben, so trübt sich dieses: Der Kohlenstoff hat also mit dem Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid reagiert. Dieses kann aus dem geschlossenen Kolben nicht entweichen. Es gilt die Massenerhaltung, die ein wichtiges Kennzeichen chemischer Reaktionen ist.

12.2.1.2 Der BOYLE-Versuch mit Kohlenstoff im Erlenmeyerkolben (Variante nach [JANZEN])

Geräte und Chemikalien:

Erlenmeyerkolben 300 mL, Luftballon, Waage, Wägeschälchen, Bunsenbrenner, Stativklemme, gekörnte Aktivkohle oder selbst verkohltes Material, Sauerstoff, Kalkwasser

Aufbau:

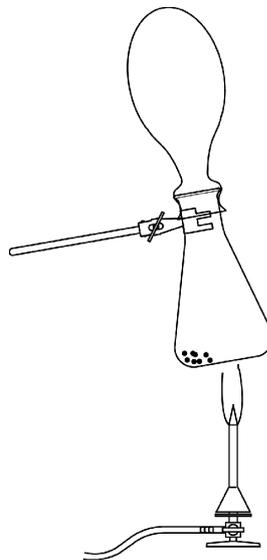


Abb. 12.6: Aufbau zum Verbrennen von Kohle im geschlossenen Erlenmeyerkolben

Durchführung:

0,07-0,08 g Aktivkohle (oder selbst verkohltes Material) werden abgewogen und in den Erlenmeyerkolben gegeben. Anschließend wird der Erlenmeyerkolben mit Sauerstoff gefüllt und mit dem Luftballon verschlossen. Der so vorbereitete Erlenmeyerkolben wird gewogen und sein Gewicht notiert. Der Erlenmeyerkolben wird in die Stativklemme eingespannt und über der Brennerflamme erhitzt. Das weitere Vorgehen ist analog zu Versuch 12.2.1.2 .

12.2.2 Versuche zur Verkohlung

12.2.2.1 Herstellung von Teststäbchen für den Wassernachweis

Geräte und Chemikalien:

Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat, Wattestäbchen, Mörser und Pistill, Uhrglas

Durchführung:

Das blaue Kupfer(II)-sulfat wird im Mörser zu einem feinen Pulver zerrieben. Ein Ende der Wattestäbchen wird einige Sekunden lang in destilliertes Wasser getaucht und dann in Kupfer(II)-sulfat-Pulver gewendet, bis die Watte auf allen Seiten mit einer Schicht bedeckt ist. Die Stäbchen werden auf ein Uhrglas gelegt und bei 100°C etwa 3 Stunden lang im Trockenschrank getrocknet. Dabei wird ein Teil des Kristallwassers aus dem Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat ausgetrieben und es verfärbt sich von blau zu (nahezu) farblos. Die so hergestellten Teststäbchen können für den Nachweis von Wasser verwendet werden, da sich bei Zugabe von Wasser wieder das blaue Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat bildet. In einem trockenen, verschlossenen Gefäß können sie einige Zeit aufbewahrt werden.

12.2.2.2 Verkohlen von Rohrzucker mit konzentrierter Schwefelsäure

Geräte und Chemikalien:

Haushaltszucker (Saccharose), konzentrierte Schwefelsäure, Becherglas 50 mL, Bürettentrichter, Pipette 1 mL, Stativmaterial, Föhn, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen

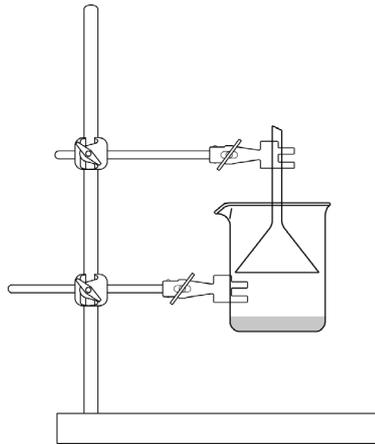


Abb. 12.7: Aufbau zum Verkohlen von Zucker mit konzentrierter Schwefelsäure

Durchführung:

Der Versuch sollte unter dem Abzug durchgeführt werden!

In das Becherglas werden 1 g Rohrzucker und 0,75 mL konzentrierte Schwefelsäure gegeben. Das Becherglas und der Trichter werden dann gemäß Abb. 12.7 eingespannt und der Boden des Becherglases mit Hilfe eines Föhns erwärmt. Am Bürettentrichter kondensierende Flüssigkeit kann mit den Teststäbchen untersucht werden.

Beobachtung:

Bereits unmittelbar nach der Säurezugabe setzt eine Schwarzfärbung des Zuckers ein. Nach wenigen Minuten des Erwärmens ist eine Gasentwicklung zu beobachten, die zu einem Aufschäumen der Masse führt. Dabei ist ein stechender Geruch wahrzunehmen. Im Bürettentrichter bilden sich Flüssigkeits-Tröpfchen, die die Teststäbchen blau verfärben.

Auswertung:

Rohrzucker besteht aus Saccharose, einem Disaccharid aus Glucose und Fructose. Sie gehört in die Stoffklasse der Kohlenhydrate und ist mit der Summenformel $C_{12}H_{22}O_{11}$ bzw. $C_{12}(H_2O)_{11}$ auch im ursprünglichen Sinne ein Hydrat des Kohlenstoffs.

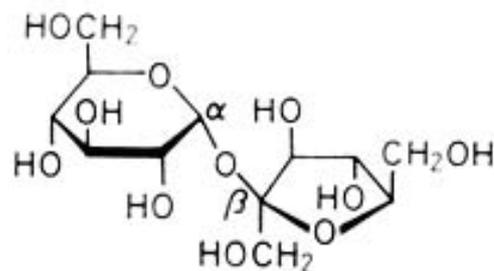


Abb. 12.8 : Struktur der Saccharose, aus [KARLSON 1994, S. 253]

Die konzentrierte Schwefelsäure wirkt stark hygroskopisch und zerlegt den Zucker. Dabei entsteht Wasserdampf, der im Trichter kondensiert. Im Becherglas bleibt

Kohlenstoff zurück. Formal ist die vollständige Zerlegung des Zuckers in Kohlenstoff und Wasser nach Gleichung (1) möglich.



Der stechende Geruch, der sich bei diesem Versuch entwickelt, weist darauf hin, dass als Nebenprodukt unter anderem Schwefeldioxid entsteht. Daraus lässt sich schließen, dass neben der Zerlegung in Kohlenstoff und Wasser auch Redoxreaktionen ablaufen, die dazu führen, dass Sulfat-Ionen der Schwefelsäure zu Schwefeldioxid reduziert werden.

Der in diesem Versuch hergestellte Kohlenstoff kann für den BOYLE-Versuch verwendet werden, wenn er zuvor sorgfältig gewaschen und getrocknet wird.

12.2.2.3 Massenerhalt beim Verkohlen von Rohrzucker mit Schwefelsäure

Geräte und Chemikalien:

Würfelzucker, konzentrierte Schwefelsäure, Rollrandgläschen (etwa 7 cm hoch) mit Deckel, Bindfaden, Waage:

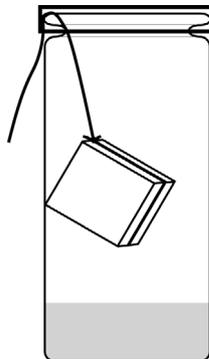


Abb. 12.9: Versuchsaufbau zum Massenerhalt beim Verkohlen

Durchführung:

Zunächst wird das Rollrandgläschen etwa 1 cm hoch mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt. Ein Stück Würfelzucker wird dann an einem Bindfaden befestigt und so in das Gläschen gehängt, dass das Zuckerstück nicht in die Säure eintaucht. Der Deckel wird geschlossen und das Gläschen gewogen. Dann wird der Deckel vorsichtig abgehoben, das Zuckerstück wird in die Säure gegeben und der Deckel wieder verschlossen. Nach Abschluss der zu beobachtbaren Reaktion wird erneut gewogen.

Beobachtung und Auswertung:

Nach dem Eintauchen des Zuckerstückchens in die konzentrierte Schwefelsäure verfärbt sich dieses innerhalb von zwei bis drei Minuten schwarz. Dabei läuft die im vorangehenden Versuch beschriebene Verkohlung ab. Da hier nicht erwärmt wird, ist

der Prozess weniger heftig und es fällt keine Gasentwicklung auf. Die Wägung des gesamten Systems vor dem Eintauchen des Zuckerstückchens ergibt dasselbe Ergebnis wie nach der Reaktion. Da das Gefäß mit dem Deckel verschlossen ist, kann keine Substanz entweichen und es gilt die Massenerhaltung.

12.2.2.4 Verkohlen von Rohrzucker, Traubenzucker und Stärke

Geräte und Chemikalien:

Rohrzucker (Saccharose), Traubenzucker (Glucose), Stärke, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen für den Wassernachweis, (kleine) Reagenzgläser, Reagenzglasklammer, Bunsenbrenner, Spatel

Durchführung:

Der Versuch sollte unter dem Abzug durchgeführt werden!

1 g Rohrzucker, 1 g Traubenzucker oder 1 g Stärke wird in ein Reagenzglas gegeben und zunächst sehr vorsichtig über der leuchtenden Flamme des Bunsenbrenners erhitzt. Die im oberen Teil des Reagenzglases entstehenden Tröpfchen können mit Hilfe der Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen untersucht werden. Anschließend wird kräftiger erhitzt, bis die jeweilige Probe vollständig verkohlt ist. Nach Abkühlen des Reagenzglases kann der Kohlenstoff mit Hilfe eines Spatels aus dem Reagenzglas entnommen werden.

Beobachtung:

Zunächst steigt Wasserdampf auf, der die Teststäbchen blau färbt. Bei stärkerem Erhitzen verfärben sich der Zucker bzw. die Stärke zunächst gelblich und werden dann schwarz. Dabei werden gelbliche, brennbare Dämpfe frei. Die Zucker bzw. die Stärke schäumen dadurch etwas auf. Weiterhin ist zu beobachten, dass sich an der Wand des Reagenzglases eine geringe Menge gelber, öliger Flüssigkeit niederschlägt.

Die Verkohlung läuft bei Traubenzucker am schnellsten ab, bei der Stärke dauert sie am längsten.

Auswertung:

Neben der Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure ist auch das Erhitzen unter Sauerstoffmangel eine Möglichkeit, organische Stoffe zu verkohlen. Es läuft dann eine unvollständige Verbrennung ab. Wie Saccharose (siehe Versuch 12.2.2.2 zur Schwefelsäureverkohlung) sind auch Glucose und Stärke Kohlenhydrate und können verkohlt werden. Traubenzucker besteht aus dem Monosaccharid Glucose, während Stärke ein relativ kompliziert aufgebautes Polysaccharid aus unterschiedlich verknüpften Glucose-Resten ist.

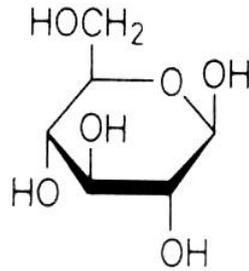


Abb. 12.10: Struktur der β -D-Glucose, aus [KARLSON 1994, S.225]

Wie an den entstehenden Gasen und der gelblichen Flüssigkeit zu erkennen ist, findet hier wie bei der Verkohlung des Rohrzuckers keine vollständige Zerlegung der Ausgangsstoffe in Kohlenstoff und Wasser statt. Neben diesen beiden Produkten entstehen weitere organische Verbindungen, die zum Teil brennbar sind. Die unterschiedliche Dauer des Verkohlungsprozesses lässt sich sehr gut mit der unterschiedlichen Struktur von Rohrzucker, Traubenzucker und Stärke erklären. Die Stärke mit ihrem komplexen Aufbau ist wesentlich schwieriger zu zersetzen als das Monosaccharid Glucose, in welchem weniger Verbindungen zu lösen sind. Die Zeit, die die Verkohlung des Disaccharids Saccharose benötigt, liegt dazwischen.

Hinweis:

Je länger erhitzt wird, desto trockener wird der Kohlenstoff. Wenn der Kohlenstoff weiterverarbeitet werden soll, sollte so lange erhitzt werden, bis keine Dämpfe mehr aufsteigen. Außerdem sollte der Kohlenstoff möglichst ohne die öligen Niederschläge aus dem Reagenzglas geholt werden.

12.2.2.5 Verkohlen von Streichhölzern

Geräte und Chemikalien:

Streichhölzer, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen für den Wassernachweis, (kleines) Reagenzglas, Reagenzglasklammer, Bunsenbrenner

Durchführung:

Der Versuch sollte wegen der Geruchsentwicklung unter dem Abzug durchgeführt werden!

Bis zu 9 Streichhölzer ohne Kopf (entsprechen zusammen etwa 0,6 g Holz) werden in das Reagenzglas gegeben und zunächst vorsichtig über der leuchtenden Flamme des Bunsenbrenners erhitzt. Die im oberen Teil des Reagenzglases entstehenden Tröpfchen können mit den Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen untersucht werden. Anschließend wird kräftiger erhitzt, bis die Hölzer vollständig verkohlt sind.

Beobachtung:

Die Teststäbchen verfärben sich bei Kontakt mit den Tröpfchen blau, es handelt sich um einen positiven Wassernachweis. Bei stärkerem Erhitzen steigen gelbe, brennbare Gase auf und die Hölzer werden schwarz. Zusätzlich schlägt sich etwas gelbe, ölige Flüssigkeit an der Wand des Reagenzglas nieder.

Auswertung:

Holz ist aus verschiedenen Stoffen zusammengesetzt, von denen Kohlenhydrate wie die Cellulose den größten Anteil ausmachen. Die in diesem Versuch entstehende Holzkohle besteht größtenteils aus Kohlenstoff, enthält darüber hinaus aber noch weitere Substanzen wie z.B. Mineralstoffe. Neben dem Wasser bildet sich bei der Holzverkohlung weiterhin ein Gemisch aus den verschiedensten organischen Verbindungen. (Vgl. Kapitel 7.3.8.2)

12.2.2.6 Abbrennen von Streichhölzern*Geräte und Chemikalien:*

Abdampfschale, Streichhölzer

Durchführung:

Bis zu 20 Streichhölzer werden entzündet, in eine Abdampfschale gelegt und dort verbrannt. Anschließend werden die Köpfe entfernt.

Beobachtung und Auswertung:

Die Streichhölzer brennen ab, wobei sich ihr Volumen sichtbar verringert und schmale, schwarze Kohlenstoffstäbchen zurückbleiben. Im Gegensatz zur Verkohlung liegt hier eine nahezu vollständige Verbrennung vor. Von Vorteil ist dabei, dass der übrig bleibende Kohlenstoff relativ trocken ist und auch nicht mit Holzteer oder ähnlichem verunreinigt ist, da bei der Verbrennung mit genügend Sauerstoff hauptsächlich Kohlenstoffdioxid als Reaktionsprodukt entsteht.

12.2.2.7 Verkohlen von Kresse*Geräte und Chemikalien:*

Kresse, Abdampfschale, Tondreieck, Bunsenbrenner, Uhrglas, Tiegelflange, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen für den Wassernachweis

Durchführung:

Bis zu 5 g Kresse wird in die Abdampfschale gelegt und mit dem Brenner erhitzt, bis sie vollständig verkohlt ist. Ein Wassernachweis ist möglich, indem ein Uhrglas mit

Hilfe der Tiegelzange über die Abdampfschale gehalten wird. Hieran kondensierende Flüssigkeits-Tropfen können mit den Teststäbchen untersucht werden.

Beobachtung und Auswertung:

Beim Erhitzen der frischen Kresse steigt zunächst Wasserdampf auf, der mit den Teststäbchen als solcher nachgewiesen wird. Da der größte Teil der Zellwand der Kresse aus Cellulose (vgl. Kapitel 7.3.8.2) besteht, die letztendlich aus Glucose-Einheiten zusammengesetzt ist, ist auch hier eine Verkohlung möglich. In Bezug auf den Wassernachweis ist zu berücksichtigen, dass hier nicht nur das Wasser aus der Zerlegung der Cellulose nachgewiesen wird. Die frische Pflanze selbst enthält einen hohen Anteil an Wasser in ihren Zellen und Gefäßen, das in diesem Versuch ebenfalls verdampft.



Abb. 12.11: Pflanzenprodukte



Abb. 12.12: Verkohlte Pflanzenprodukte

12.2.3 Versuche zur Fotosynthese

12.2.3.1 Der Massenerhalt bei der Fotosynthese

Geräte und Chemikalien:

Kressesamen (schnellwachsende Sorte), Watte, Leitungswasser, Rundkolben 1 L mit Stopfen, Korkring, Waage, Pinzette, Glasrohr ca. 20 cm lang

Durchführung:

Etwas Watte wird angefeuchtet und mit Hilfe einer Pinzette auf den Boden des Rundkolbens gelegt. Durch das Glasrohr werden anschließend einige Kressesamen auf die Watte gegeben. Der Kolben wird mit dem Stopfen verschlossen und auf den Korkring auf die Waage gestellt.

Beobachtung und Auswertung:

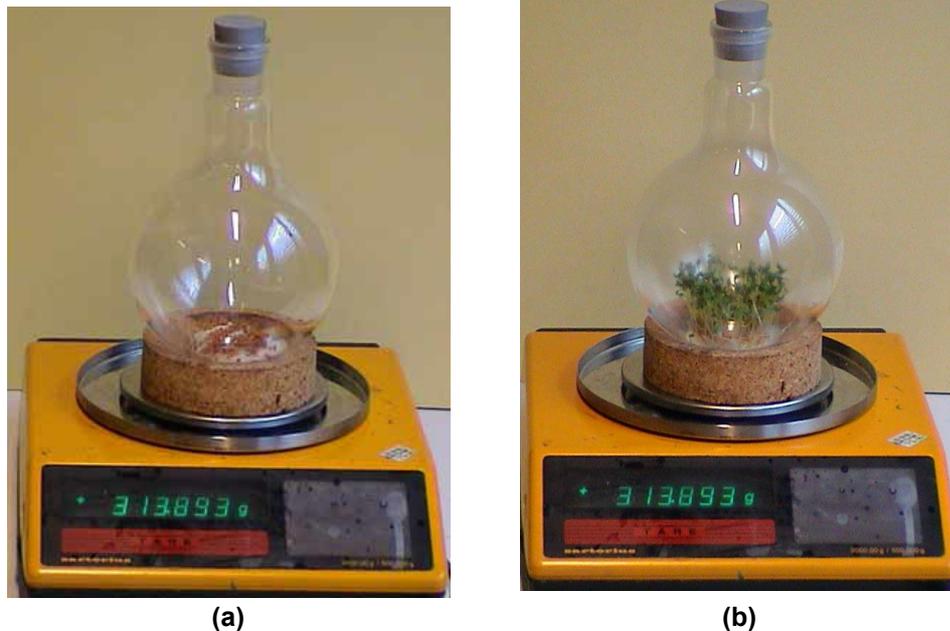


Abb. 12.13: Vergleich der Masse des geschlossenen Kolbens am Tag 1(a) und Tag 5(b)

Nach etwa 2 Tagen beginnt die Kresse zu keimen, nach 5-7 Tagen ist die Kresse ausgewachsen und hat etwa eine Höhe von 4 cm. Da der Kolben geschlossen ist, kann die Pflanze für ihren Biomasseaufbau nur Stoffe verwenden, die sich bereits zu Versuchsbeginn darin befinden. Dies sind zum einen das zugegebene Wasser, zum anderen das bereits in der Luft enthaltene Kohlenstoffdioxid. Dazu kommt weiterhin, dass in den Kressesamen bereits Kohlenstoffverbindungen enthalten sind, die zum Aufbau der Pflanze genutzt werden können (Baustoffwechsel). Ein Teil wird von der Pflanze während der Keimung zur Energiegewinnung veratmet (Energiestoffwechsel). Hierbei entsteht weiteres Kohlenstoffdioxid, welches wiederum für die Fotosynthese zur Verfügung steht.

Die Masse des Kolbens verändert sich nicht, während die Kresse wächst (vgl. Abb. 12.13). Da der Kolben geschlossen ist, kann keine Substanz verloren gehen. Für die Stoffwechselreaktionen der Pflanze gilt daher auch das Gesetz von der Erhaltung der Masse.

12.2.3.2 Verfolgung der CO₂-Aufnahme von Pflanzen mittels Indikator

Breibt eine Pflanze in einer geschlossenen Apparatur Fotosynthese, so assimiliert sie dabei Kohlenstoffdioxid, wodurch der Kohlenstoffdioxid-Gehalt im Gasraum der Apparatur abnimmt. Diese Abnahme lässt sich über die pH-Wert-Änderung einer Hydrogencarbonat-Lösung, die sich mit der Gasphase im Gleichgewicht befindet, verfolgen. Dabei kann die pH-Wert-Änderung der Lösung wie in diesem Versuch mittels Indikator (siehe auch [DIRKS 1999, S. 59f]) oder mit Hilfe eines pH-Meters (siehe Versuch 12.2.3.3) verfolgt werden.

Gerät und Chemikalien:

2 Bechergläser 100 mL (hohe Form), Pasteurpipette, Pipette 10 mL, Glühbirne 100 W mit Fassung, Frischhaltefolie, Faden, Gummibänder, Filterpapier, Plastikspritze 5 mL, Klebeband, Stativmaterial, Glasstab, 2 frische Efeu-Blätter (*Hedera helix*) oder ein Bund frisch geschnittene Kresse, Natriumhydrogencarbonat, Kaliumchlorid, Kresolrot-Lösung (w(Kresolrot)= 0,2 %), destilliertes Wasser, Kohlenstoffdioxid (oder Verbrennungsgase aus dem BOYLE-Versuch, siehe 12.2.1.2 / 12.2.1.3)

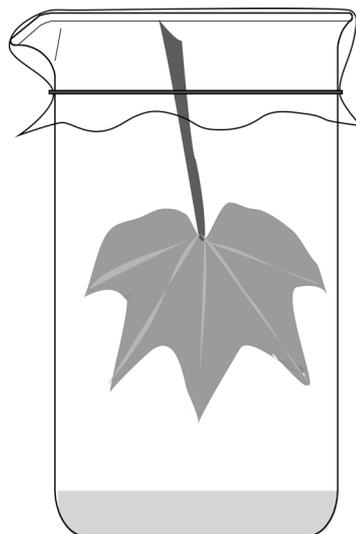


Abb. 12.14: Aufbau zur Verfolgung des Kohlenstoffdioxid-Verbrauchs von Pflanzen

Durchführung:

Die Stiele der Efeu-Blätter oder der Kresse werden mit etwas feuchtem Filterpapier umwickelt und mit dem Faden zusammengebunden. 42 mg Natriumhydrogencarbonat und 3,73 g Kaliumchlorid werden in 1 L destilliertem Wasser gelöst. Jeweils 10 mL

dieser Lösung werden in zwei Bechergläser gefüllt und mit 5 Tropfen Kresolrot-Lösung versetzt. Nach Umrühren mit einem Glasstab haben diese Lösungen eine orange-rote Farbe. Nun wird in die Hydrogencarbonat-Lösungen der beiden Bechergläser jeweils mit der Plastikspritze 1 mL Kohlenstoffdioxid gespritzt. Die Lösungen werden umgerührt, woraufhin sich die Flüssigkeit gelb färbt.

Die beiden Efeublätter bzw. das Bund Kresse werden mit einem Faden mit den Stielen nach oben in eines der Bechergläser gehängt. Der Faden wird dabei mit Klebeband an gegenüberliegenden Stellen des Becherglasrandes befestigt. Das andere Becherglas dient als Vergleichsprobe und wird nicht mit einer Pflanze versehen. Die Bechergläser werden mit Folie luftdicht verschlossen. Mit einer Glühbirne, die in einer Entfernung von etwa 10 cm aufgestellt wird, werden die Bechergläser von der Seite her beleuchtet. Alle 10 Minuten werden die Bechergläser leicht geschwenkt und die Farbe der Lösung notiert.



a) vor der Zugabe von CO₂



b) Versuchsbeginn



c) nach 20 Minuten



d) nach 40 Minuten



e) nach 60 Minuten

Abb. 12.15: Farbumschlag der Indikatorlösung; links = Vergleichslösung, rechts= Probe

Beobachtung:

Innerhalb von 60 Minuten schlägt die Lösung in dem Becherglas, welches das Efeu-Blatt enthält, von gelb nach purpurrot um (siehe Abb. 12.15). Bei Kresse dauert es etwa 20 Minuten länger, bis der Umschlag vollständig erfolgt ist. Die Lösung im leeren Becherglas bleibt während des gesamten Versuches gelb.

Auswertung:

Der in diesem Versuch verwendete Indikator Kresolrot (o-Kresolsulfonphthalein) schlägt im pH-Wert-Bereich von 7,0 bis 8,8 von gelb auf purpurrot um [FALBE 1995].

Beim Lösen der Hydrogencarbonat-Ionen entstehen in einer Gleichgewichts-Reaktion Hydroxid-Ionen und CO_2 wird frei:



Dadurch wird die Lösung leicht basisch und färbt sich nach Zugabe von Kresolrot rotorange (vgl. Abb. 12.15a). Durch Zugabe von Kohlenstoffdioxid sinkt der pH-Wert der Lösung nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER und der Indikator schlägt zu gelb um (Abb. 12.15b). Zwischen der CO_2 -Konzentration in der Gasphase und dem in der Lösung bildet sich dabei in dem geschlossenen Gefäß ein Gleichgewichtszustand aus. Dabei steht das gelöste CO_2 selbst wiederum im Gleichgewicht mit den Hydrogencarbonat-Ionen. [BENGART 1979]



Nach dem Einhängen der Efeublätter verfärbt sich der Indikator im Laufe von 60 Minuten von gelb über orange nach purpurrot Abb. 12.15 c,d,e während sich die Farbe der Vergleichslösung nicht ändert. Der Farbumschlag des Indikators lässt erkennen, dass der pH – Wert der Lösung während des Versuches steigt. Ursache hierfür ist, dass das beleuchtete Efeu-Blatt Fotosynthese betreibt und somit dem Gasraum Kohlenstoffdioxid entzieht (vgl. Kapitel 7.3.8.1). Aufgrund der bestehenden Gleichgewichte wird somit auch der Lösung Kohlenstoffdioxid entzogen und der pH-Wert steigt.

12.2.3.3 pH-metrische Verfolgung der CO_2 -Aufnahme von Pflanzen**Geräte und Chemikalien:**

Wie in Versuch 12.2.3.2 , zusätzlich pH-Meter mit pH-Elektrode, Eichlösungen, Computer mit Messprogramm Cassy, Stein, Tesafilm

Durchführung:

Das pH-Meter wird geeicht und ein Becherglas wie in 12.2.3.2 beschrieben mit Hydrogencarbonat-Lösung, Indikator und Kohlenstoffdioxid befüllt. Die pH-Elektrode

wird so in ein Stativ eingespannt, dass sie in die Flüssigkeit eintaucht. Damit sie tief genug eintaucht, wird ein Stein auf den Boden des Becherglases gelegt, so dass der Flüssigkeitsspiegel steigt.

Die Efeublätter werden eingehängt und das Glas mit Folie verschlossen. Mit Hilfe des Programms Cassy wird alle 10 Sekunden ein Messwert aufgezeichnet.

Beobachtung und Auswertung:

Nach Zugabe des Kohlenstoffdioxid hat die Lösung einen pH-Wert von 6,5. Dieser steigt innerhalb der ersten 3 Stunden des Versuches relativ gleichmäßig bis zu einem pH-Wert von 7,7 an. Wie bereits in der Auswertung von Versuch 12.2.3.2 erläutert, ist dies gleichbedeutend mit der Kohlenstoffdioxid-Assimilation des Efeublattes. Die folgenden 15 Stunden bewegt sich der pH-Wert zwischen 7,6 und 7,8 (vgl. Abb. 12.16). Das zugegebene Kohlenstoffdioxid ist hier verbraucht, und da von außen kein weiteres aus der Luft hinzutreten kann, stellt sich hier bei der Pflanze allmählich ein Gleichgewicht zwischen Atmung und Fotosynthese ein.

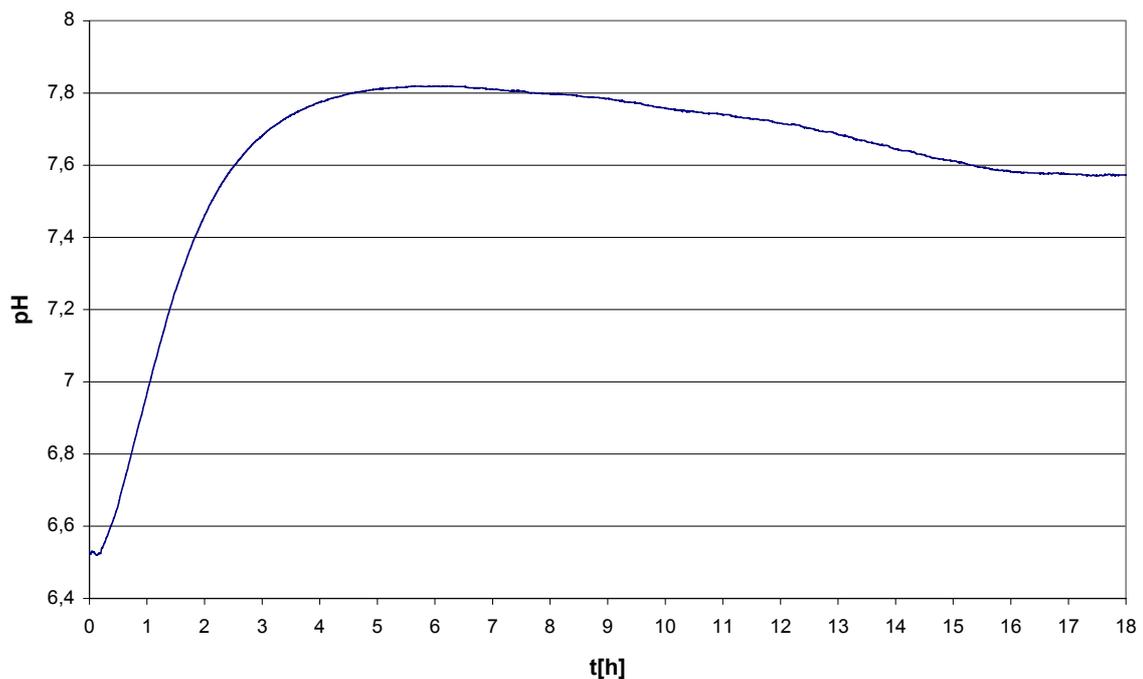


Abb. 12.16: Die Veränderung des pH-Wertes in Abhängigkeit von der Zeit

12.3 Untersuchungen zur Thermochromie

12.3.1 Thermochrome Erscheinungen beim Erhitzen von Kupfer(I)-oxid

Geräte und Chemikalien:

Reagenzglas, Klammer, Brenner, Kupfer(I)-oxid (Cu_2O)

Durchführung:

Kupfer(I)-oxid wird etwa 1-2 cm hoch in das Reagenzglas gefüllt und über der Brennerflamme erhitzt.

Beobachtung und Auswertung:

Das Kupfer(I)-oxid verfärbt sich schwarz. Obwohl dieser Versuch als Schülerversuch zur weiteren Oxidation von Kupfer(I)-oxid zu Kupfer(II)-oxid verwandt wird, weist die beim Abkühlen auftretende Rückfärbung darauf hin, dass kein solcher Umsatz stattgefunden hat. Die Farberscheinung kann auf das thermochrome Verhalten des Kupfer(I)-oxids zurückgeführt werden.

12.3.2 Erhitzen von Kupfer(I)-oxid im Wasserstoffstrom und Umwandlung zu elementarem Kupfer nach [MATUSCHEK 1994]

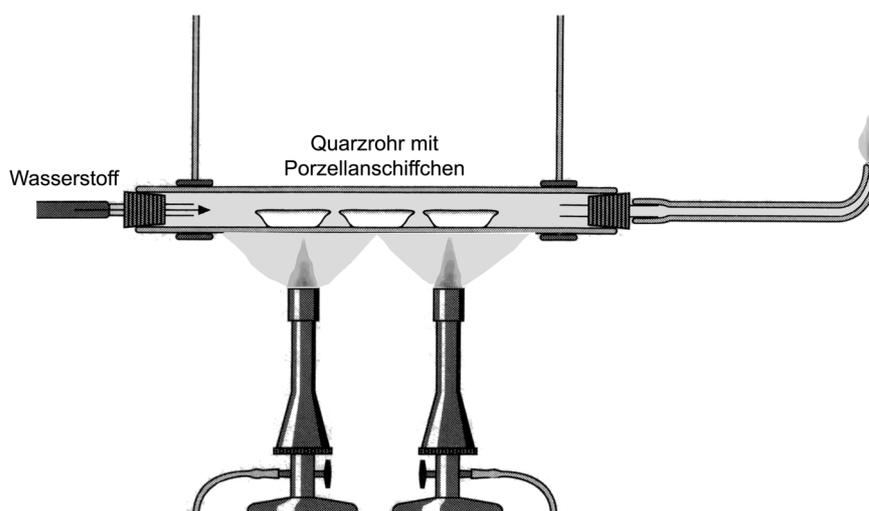


Abb. 12.17: Versuchsaufbau zur Reduktion von Kupferoxiden [MATUSCHEK 1994]

Geräte und Chemikalien:

Quarzrohr, 2 Stopfen mit Glasrohr, ausgezogenes Glasrohr, Porzellanschiffchen, Waage, Kupfer(I)-oxid (Cu_2O), Wasserstoff

Durchführung:

Ca. 2 g getrocknetes Kupfer(I)-oxid werden in ein Porzellanschiffchen gegeben und im Wasserstoffstrom erhitzt. Nach erfolgter Reaktion wird im Wasserstoffstrom erkalten lassen.

Beobachtung und Auswertung:

Kurz vor Einsetzen der Reduktion des Kupfer(I)-oxids kann eine Schwarzverfärbung desselben beobachtet werden. Eine Deutung durch Oxidation zu Kupfer(II)-oxid ist im Wasserstoffstrom nicht denkbar, so dass die Färbung durch das Auftreten von Thermochromie erklärt werden muss.

Im Unterricht wird nun durch Differenzwägung auf die stöchiometrische Zusammensetzung von Kupfer(I)-oxid geschlossen.

12.3.3 Untersuchung der Thermochromie von Kupfer(I)-oxid durch Abkühlen

Geräte und Chemikalien:

Verbrennungslöffel, Dewar-Gefäß, flüssigen Stickstoff, Kupfer(I)-oxid (Cu_2O)

Durchführung:

Kupfer(I)-oxid wird in einen Verbrennungslöffel gegeben und langsam in ein Gefäß mit flüssigem Stickstoff getaucht.

Beobachtung und Auswertung:

Nachdem das Kupfer(I)-oxid im thermischen Gleichgewicht mit dem flüssigen Stickstoff ist, zeigt ein Vergleich der Farbe mit Kupfer(I)-oxid bei Raumtemperatur eine leichte Farbaufhellung. Dieses ist mit einer Verschiebung der Absorptionsbande des Kupfer(I)-oxids erklären (vgl. Kapitel 8.2).

12.3.4 Nutzung der Thermochromie als Showversuch: „Die Deutschlandflagge im Wechsel der Jahreszeiten“

Geräte und Chemikalien:

Reagenzglas, Klammer, Brenner, Zinkoxid (ZnO), Kaliumchromat (K_2CrO_4) und Kupfer(I)-oxid (Cu_2O) oder Eisen(III)-oxid (Fe_2O_3)

Durchführung:

In einem Reagenzglas werden drei Schichten aus folgenden Substanzen von je etwa 0,5 cm – 1 cm Dicke eingefüllt. Als unterste Schicht wird Zinkoxid (ZnO) verwendet, darauf wird Kaliumchromat (K_2CrO_4) gegeben und die oberste Schicht wird durch Kupfer(I)-oxid (Cu_2O) gebildet. Statt des Kupfer(I)-oxides lässt sich auch rotes Eisen(III)-oxid verwenden, da sich Kupfer(I)-oxid nach längerem Erhitzen schließlich doch in das schwarze Kupfer(II)-oxid umwandelt. Diese Schichten stellen nun zunächst mit der Farbfolge Rot-Gelb-Weiß die „Deutschlandflagge im Winter“ dar.

Beobachtung und Auswertung:

Sobald das Reagenzglas (ohne zu schütteln) erhitzt wird, beginnt eine reversible Farbänderung der Schichten zu Schwarz-Rot-Gelb, wodurch der normale „Sommerzustand“ angenommen wird (vgl. Abb. 8.5 in Kapitel 8). Nach dem Abkühlen wird die ursprüngliche Farbfolge erneut erhalten und der Versuch kann beliebig oft wiederholt werden, da keine Stoffumwandlungen stattfinden, sondern nur die Farbänderungen durch Thermochromie beobachtet werden können.

12.3.5 Umwandlung von Kupfer(I)-oxid zu Kupfer(II)-oxid

Geräte und Chemikalien:

Abdampfschale, Dreifuß mit Tondreieck, Brenner, Spatel, Kupfer(I)-oxid (Cu_2O)

Durchführung:

Kupfer(I)-oxid wird in einer dünnen Schicht in die Abdampfschale gebracht und unter Rühren über der Brennerflamme ca. 5 min erhitzt.

Beobachtung und Auswertung:

Beim Erhitzen ist eine rasche Schwarzfärbung der Substanz zu beobachten, die aber zunächst durch das reversible Thermochromiephänomen zu erklären ist. Die Reaktion mit dem Luftsauerstoff geschieht nur allmählich. Durch längeres Erhitzen ist jedoch gewährleistet, dass rotes Kupfer(I)-oxid quantitativ zu schwarzem Kupfer(II)-oxid umgesetzt wird.

12.4 Ermittlung der Formel von Kohlenstoffdioxid

Geräte und Chemikalien:

2 Waschflaschen mit Fritteneinsatz (250 mL), Quarzrohr \varnothing ca. 1 cm, Schlauch – und Stativmaterial, Laborwaage, Analysenwaage, Glaswolle, Pinzette, Pipettierhütchen, Wägeschälchen, Bunsenbrenner, Bariumhydroxid-Octahydrat, Kaliumhydroxid, Aktivkohle, destilliertes Wasser, Sauerstoff

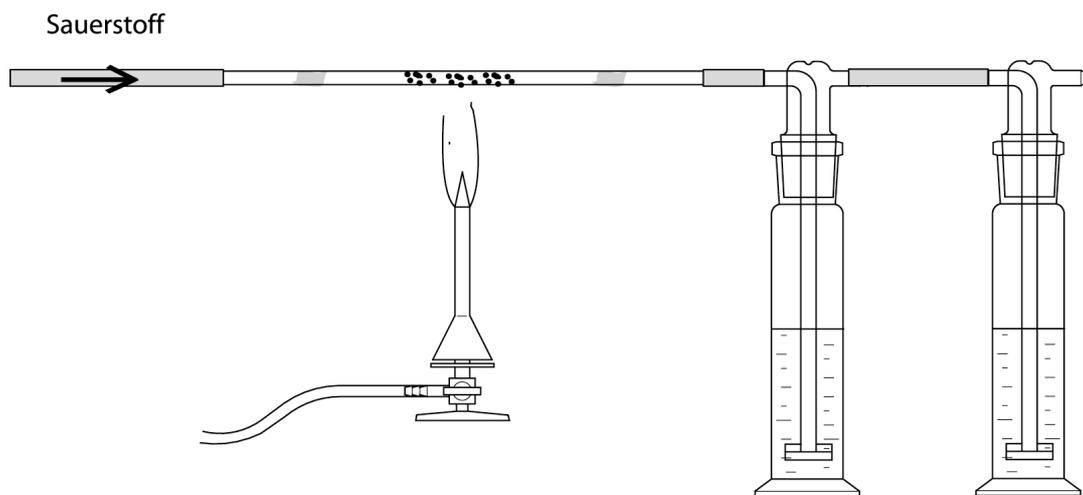


Abb. 12.18: Versuchsaufbau zur Ermittlung der Formel des Kohlenstoffdioxid

Vorbereitung:

Um Kohlenstoffdioxid quantitativ zu absorbieren, wird eine stark alkalische Bariumhydroxid-Lösung benötigt. 250 mL Lösung werden hergestellt, indem 75 g Kaliumhydroxid und 3,75 g Bariumhydroxid-Octahydrat mit destilliertem Wasser bis auf 250 mL aufgefüllt werden. Nach dem Abkühlen der durch den Lösevorgang stark erwärmten Lösung wird nicht gelöstes Bariumhydroxid abfiltriert.

Vor Beginn des Versuches wird die Aktivkohle ausgeglüht, um adsorbiertes Wasser zu entfernen. Zum Abkühlen der ausgeglühten Kohle wird sie in ein verschlossenes Gefäß gegeben. Auch das Quarzrohr wird ausgeglüht, um Verunreinigungen und eventuelle Feuchtigkeit zu entfernen.

Durchführung:

Der Versuch wird gemäß der Abb. 12.18 aufgebaut. Die beiden Waschflaschen werden mit je 125 mL Bariumhydroxid-Lösung gefüllt und ihre Anschlüsse zunächst mit Gummihütchen verschlossen, um zu verhindern, dass Kohlenstoffdioxid oder Wasser aus der Luft absorbiert wird. Anschließend werden sie gewogen und ihr Gewicht notiert.

Dann werden etwa 200 mg Aktivkohle in das Quarzrohr gegeben, welches auf beiden Seiten mit Glaswolle verschlossen wird. Das Gewicht des gesamten Quarzrohres wird möglichst genau ausgewogen und notiert. Unmittelbar vor Beginn des Versuches werden die Pipettierhütchen von den Waschflaschen entfernt. Das Quarzrohr wird in ein Stativ eingespannt und der Versuch gemäß der Abbildung aufgebaut. Der Gasstrom des Sauerstoffs wird so eingeregelt, dass in den Flaschen eine mäßige Blasenbildung entsteht. Die Kohle wird mit Hilfe des Bunsenbrenners zum Glühen gebracht. Gelingt dies nicht oder nur sehr langsam, muss der Gasstrom etwas erhöht

werden. Es wird erhitzt, bis die gesamte Kohle verglüht ist. Danach wird noch etwa eine Minute lang Sauerstoff durch die Apparatur geleitet.

Die Waschflaschen werden wieder mit den zugehörigen Pipettierhütchen verschlossen und gewogen. Nach dem Abkühlen des Quarzrohres wird dessen Gewicht ebenfalls ermittelt.

Beobachtung und Auswertung:

Im Verlauf des Versuches ist in der ersten Waschflasche die Bildung eines deutlichen weißen Niederschlags zu erkennen, die Lösung in der zweiten Flasche trübt sich nur leicht. Dabei nimmt die Masse beider Waschflaschen durch die Absorption des Verbrennungsproduktes in der Bariumhydroxidlösung zu. Die Massenzunahme beider Waschflaschen zusammen entspricht dabei der Masse des Verbrennungsproduktes. Aus der Massendifferenz des Quarzrohres vor und nach der Reaktion kann die Menge des verbrannten Kohlenstoffs bestimmt werden. Die Ergebnisse der Wägungen aus drei Versuchsdurchgängen sind in Tabelle 12.1 aufgeführt.

	Vor der Reaktion m [g]	Nach der Reaktion m [g]	Differenz [g]
Versuch 1			
<i>Quarzrohr</i>	12,8937	12,6724	0,2212
<i>Flasche 1</i>	486,633	487,327	0,694
<i>Flasche 2</i>	487,080	487,172	0,092
Summe Fl. 1 +Fl. 2			0,786
Versuch 2			
<i>Quarzrohr</i>	12,8528	12,6604	0,1924
<i>Flasche 1</i>	484,348	484,996	0,648
<i>Flasche 2</i>	454,339	454,372	0,032
Summe Fl. 1 +Fl. 2			0,680
Versuch 3			
<i>Rohr</i>	12,8805	12,6803	0,2002
<i>Flasche 1</i>	490,424	491,080	0,656
<i>Flasche 2</i>	448,593	448,640	0,046
Summe Fl. 1 +Fl. 2			0,702

Tabelle 12.1: Ergebnisse der Wägungen

Sind die Kohlenstoff-Einwaage und die Masse des Reaktionsproduktes bekannt, lässt sich aus deren Differenz die Masse des Sauerstoffs berechnen, die jeweils mit dem Kohlenstoff reagiert hat. Die Massen von Kohlenstoff und Sauerstoff, die jeweils miteinander reagiert haben, finden sich in Tabelle 12.2.

Versuchsdurchgang	m (Reaktionsprodukt) [mg]	m (Kohlenstoff) [mg]	m (Sauerstoff) [mg]
1	786	221	565
2	680	192	488
3	702	200	502

Tabelle 12.2: Massen der Reaktionspartner

Um das Verhältnis von Kohlenstoff- und Sauerstoffatomen zu ermitteln, müssen die Stoffmengen n mit Hilfe der molaren Massen M nach $n = m \cdot M^{-1}$ berechnet werden.

Versuchsdurchgang	M Kohlenstoff [g·mol ⁻¹]	n Kohlenstoff [mmol]	M Sauerstoff [g·mol ⁻¹]	n Sauerstoff [mmol]	Verhältnis der Atome C:O
1	12,0107	18,40	15,9994	35,31	1:1,92
2		15,99		30,50	1:1,91
3		16,65		31,38	1:1,88

Tabelle 12.3: Verhältnis von Kohlenstoff - und Sauerstoff im Reaktionsprodukt

Da die Atome in Verbindungen in ganzzahligen Verhältnissen zusammentreten, kann aus den Ergebnissen in Tabelle 12.3 geschlossen werden, dass in der Verbindung von Kohlenstoff und Sauerstoff die Atome in einem Verhältnis von 1:2 vorliegen, dass also Kohlenstoffdioxid CO₂ entsteht. Dass der Versuch nur ein Verhältnis von etwa 1:1,9 ergibt, ist vermutlich damit zu begründen, dass ein geringer Teil des entstehenden Kohlenstoffdioxids nicht absorbiert wird.

12.5 Experimentelle Untersuchungen zum Reaktionsverhalten von Zink und Iod

12.5.1 Reaktion von Zink mit Iod in wässriger Lösung



Video
08

Geräte und Chemikalien:

Reagenzglas, Spatel, Pasteurpipette, Zinkpulver, Iodkristalle, destilliertes Wasser

Für weiteres Vorgehen: Abdampfschale, Trichter mit Filterpapier, Bunsenbrenner

Versuchsdurchführung:

Jeweils etwa eine Spatelspitze (ca. 1 g) Zinkpulver und Iodkristalle werden in das Reagenzglas gegeben und durch leichtes Schütteln desselben vermischt. Damit liegt Zink hier, wie auch in den anderen Versuchen, im stöchiometrischen Überschuss vor. Ein Vermischen der beiden Substanzen etwa im Mörser ist nicht erforderlich. Dann werden aus einer Pasteurpipette 2-3 Tropfen Wasser hinzugegeben, nach einer Weile noch einmal ca. 20 mL.

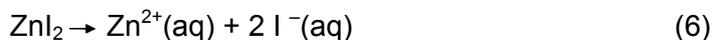
Weiteres Vorgehen: Die Lösung wird filtriert und in die Abdampfschale gegeben, wo sie zur Trockne eingedampft wird.

Beobachtungen und Auswertung:

Zink und Iod reagieren zunächst nicht sichtbar miteinander. Erst nach dem Hinzufügen von etwas Wasser setzt eine heftige exotherme Reaktion ein, in der deutlich sichtbar violette Ioddämpfe aufsteigen. Die sich bildende wässrige Lösung färbt sich braun und kann schließlich durch Umschwenken des Reagenzglases entfärbt werden. Diese Braunfärbung ist auf die Bildung von Triiodidionen, I_3^- , die gemäß



gebildet werden, zurückzuführen. Die Iodidionen entstammen dem bei der Reaktion gebildeten Zinkiodid, welches in Wasser sofort in die Ionen Zn^{2+} und I^- gemäß



dissoziiert. Aufgrund der extrem guten Löslichkeit von Zinkiodid in Wasser (437,63 g/100 g bei 25 °C, nach [LIDE 1997-98]) reicht für den Lösungsvorgang bereits eine geringe Menge Wasser aus. Das Verschwinden der Braunfärbung ist durch den eingesetzten Überschuss an Zink zu erklären, so dass alles Iod bei der Reaktion verbraucht wird.

Nach dem Filtrieren bleibt überschüssiges Zink im Filter zurück, die Lösung ist farblos. Nach dem Eindampfen bleibt ein weißer, pulveriger Feststoff zurück.

12.5.2 Reaktion von Zink mit Iod im Reagenzglas mit verschiedenen anderen Lösungsmitteln

Geräte und Chemikalien:

Wie in Versuch 12.5.1, zusätzlich die Lösungsmittel Aceton, Ethanol, Petrol-ether 60/80, Petrolether 40/60, Tetrahydrofuran, Diethylcarbonat, Essigsäureethylester, Diethylether, Toluol, Chloroform, Ethylamin, Triethylamin, Dichlormethan, Kaliumiodid

Versuchsdurchführung:

In jeweils ein Reagenzglas wird wie in Versuch 12.5.1 ein Gemisch von Zink und Iod gegeben und mit einigen Tropfen eines der Lösungsmittel versehen. Bei den Lösungsmitteln, bei denen nicht sofort eine Reaktion einsetzt, werden nach einiger Zeit noch einige weitere Tropfen hinzugegeben und eine Spatelspitze Kaliumiodid zugefügt.

Beobachtungen und Auswertung:

Die Versuchsergebnisse sind in der Tabelle 12.4 zusammengefasst.

Die Violett- oder Braunfärbung bei Verwendung von Petrolether, Toluol und chloriertem Methan ist auf die Art der Lösung des Iods in dem betreffenden Lösungsmittel zurückzuführen

(vgl. Kapitel 10). Löst man Iod als Blindprobe in diesen Lösungsmitteln auf, so erhält man die gleiche Färbung.

Die Braunfärbung bei Verwendung der anderen Lösungsmittel ist hingegen auf die Bildung von Charge-Transfer-Komplexen zurückzuführen, die sich wie in Kapitel 10 beschrieben infolge Lewis-Säure-Base-Reaktionen von Iod mit dem Lösungsmittel bilden können. Ein weiteres Indiz für das Stattfinden der Reaktion ist die in allen Fällen festgestellte Erwärmung der Reaktionslösung bis hin zum kräftigen Sieden. Ob die Lösung jeweils siedet hängt aber auch von der Menge des zugegebenen Lösungsmittels sowie von dessen Siedepunkt ab. Zufügen von Kaliumiodid erwirkt keine Veränderung des Reaktionsverlaufes.

Die Rolle eventuell vorhandenen Restwassers in den Lösungsmitteln kann vernachlässigt werden, da auch in den Lösungsmitteln, die keine Reaktion gezeigt haben, Restwasser vorhanden gewesen ist.

Verwandtes Lösungsmittel	Art der eintretenden Reaktion
Aceton	Erwärmen der Lösung, die Flüssigkeit färbt sich braun.
Chloroform	Keine sichtbare Reaktion, die Flüssigkeit ist violett gefärbt.
Dichlormethan	Keine sichtbare Reaktion, die Flüssigkeit ist violett gefärbt.
Diethylcarbonat	Heftige Reaktion, jedoch kein Sieden der Lösung, die Flüssigkeit färbt sich braun.
Diethylether	Heftige Reaktion, die Lösung beginnt zu sieden, die Flüssigkeit färbt sich braun.
Essigsäureethylester	Heftige Reaktion, jedoch kein Sieden der Lösung, die Flüssigkeit färbt sich braun.
Ethanol	Heftige Reaktion, die Lösung beginnt zu sieden, die Flüssigkeit färbt sich braun.
Ethylamin	Heftige Reaktion, die Lösung beginnt zu sieden, die Flüssigkeit färbt sich braun.
Petrolether 40/60	Keine sichtbare Reaktion, die Flüssigkeit ist violett gefärbt.
Petrolether 60/80	Keine sichtbare Reaktion, die Flüssigkeit ist violett gefärbt.
Tetrahydrofuran	Heftige Reaktion, die Flüssigkeit färbt sich braun.
Toluol	Keine sichtbare Reaktion, die Flüssigkeit ist violett gefärbt.
Triethylamin	Heftige Reaktion, die Lösung beginnt zu sieden, die Flüssigkeit färbt sich braun.

Tabelle 12.4: Versuchsergebnisse der Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe verschiedener organischer Lösungsmittel

12.5.3 Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe von Säure

Geräte und Chemikalien:

Reagenzglas, Spatel, Zinkpulver, Iodkristalle, verdünnte Salzsäure ($c(\text{HCl}) = \text{ca. } 2 \text{ mol/L}$)

Versuchsdurchführung:

Je eine Spatelspitze Zink und Iod werden in das Reagenzglas gefüllt und miteinander vermischt. Dann werden einige Tropfen verdünnte Salzsäure hinzugegeben.

Beobachtungen und Auswertung:

Die einsetzende Reaktion ist mit der nach Zugabe von Wasser vergleichbar. Auch die braune Farbe der Triiodidionen ist gut sichtbar. Die Erklärung ist analog der in 12.5.1.

12.5.4 Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe von verschiedenen gesättigten Salzlösungen



Video
16

Geräte und Chemikalien:

5 Uhrgläser, Spatel, Zinkpulver, Iodkristalle, gesättigte Natriumchloridlösung, gesättigte Kaliumiodidlösung, gesättigte Zinksulfatlösung, gesättigte Zinkiodidlösung, destilliertes Wasser

Versuchsdurchführung:

Auf den fünf Uhrgläsern wird je eine Spatelspitze Zinkpulver (ca. 0,5 g) mit einer Spatelspitze Iodkristalle (ca. 0,5 g) vermengt. Dann wird auf jedes der Uhrgläser je eine der Lösungen getropft.

Beobachtungen und Auswertung:

Die Beobachtungen sind in der folgenden Tabelle 12.5 zusammengefasst:

zugetropfte Lösung	beobachtetes Reaktionsverhalten
Destilliertes Wasser	Wie in 12.5.1 beschrieben, heftige Reaktion bei Zugabe von wenigen Tropfen Wasser.
Gesättigte Natriumchloridlösung	Ähnlich wie bei der Zugabe von destilliertem Wasser, jedoch nicht ganz so heftig.
Gesättigte Kaliumiodidlösung	Ähnlich wie bei der Zugabe von destilliertem Wasser, jedoch nicht ganz so heftig.
Gesättigte Zinksulfatlösung	Ähnlich wie bei der Zugabe von destilliertem Wasser, jedoch nicht ganz so heftig.
Gesättigte Zinkiodidlösung	Keine sichtbare Reaktion

Tabelle 12.5: Versuchsergebnisse der Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe verschiedener gesättigter Salzlösungen

Die Reaktion findet allem Anschein nach nur statt, wenn sich das gebildete Zinkiodid in der Lösung zu lösen vermag. Ist die Lösung bereits an Zinkiodid gesättigt, so findet keine Reaktion statt. Zu erklären ist dieses Phänomen durch die unterschiedlichen Löslichkeiten der verwendeten Salze (vgl. Tabelle 12.6). In der gesättigten Zinkiodidlösung kann sich kein weiteres Zinkiodid lösen. Da die Löslichkeiten der anderen Salze alle sehr viel geringer sind, kann sich demgegenüber hier noch Zinkiodid auflösen und die Reaktion ablaufen.

	Löslichkeit in 100 g Wasser bei 25 °C
Natriumchlorid	35,96 g
Kaliumiodid	148,14 g
Zinksulfat	57,73 g
Zinkiodid	437,63 g

Tabelle 12.6: Löslichkeiten der verwendeten Salze in 100 g Wasser bei 25 °C, nach [LIDE 1997-98]

12.5.5 Reaktion von Zink mit Iod nach Zugabe von gesättigter Zinkbromid- bzw. Zinkchloridlösung



Geräte und Chemikalien:

2 Uhrgläser, Spatel, Zinkpulver, Iodkristalle, gesättigte Zinkchloridlösung, gesättigte Zinkbromidlösung

Versuchsdurchführung:

Wie in 12.5.4, auf die Uhrgläser wird je eine der beiden Lösungen getropft.

Beobachtungen und Auswertung:

Man stellt in beiden Fällen keine sichtbare Reaktion fest. Die Löslichkeiten von Zinkbromid und Zinkchlorid sind größer oder gleich der von Zinkiodid, so dass das Löslichkeitsprodukt von Zinkiodid schnell überschritten wird (vgl. Tabelle 12.7).

	Löslichkeit in 100 g Wasser bei 25 °C
Zinkchlorid	488,24 g
Zinkbromid	407,61 g
Zinkiodid	437,63 g

Tabelle 12.7: Löslichkeiten von Zinkchlorid, Zinkbromid und Zinkiodid in 100 g Wasser bei 25 °C, nach [LIDE 1997-98]



12.5.6 Reaktion verschiedener Metalle mit Iod

Geräte und Chemikalien:

Reagenzgläser, Spatel, Reagenzglasständer, Aluminiumpulver, Antimonpulver, Bleipulver, Eisenpulver, Kobaltpulver, Kupferpulver, Magnesiumspäne, Nickelpulver, Zinkpulver, Iodkristalle, destilliertes Wasser

Versuchsdurchführung:

In die Reagenzgläser gibt man je eine Spatelspitze Metallpulver und eine Spatelspitze Iodkristalle. Man schüttelt leicht (ein Vermengen der Substanzen etwa im Mörser ist nicht nötig) und gibt einige Tropfen destilliertes Wasser in jedes Reagenzglas.

Beobachtungen und Auswertung:

Bei den folgenden Metallen ist eine Reaktion, so wie sie im Falle von Zinkiodid beschrieben ist, zu beobachten: Aluminium, Eisen, Kobalt, Magnesium, Nickel, Zink. Die Heftigkeit der Reaktion korreliert dabei in etwa mit dem nach der Redoxreihe erwarteten Reaktionsverhalten der Metalle, so dass die Reaktionen von Magnesium und Aluminium außerordentlich heftig ablaufen, die der anderen Metalle weniger heftig. Die drei Metalle Antimon, Blei und Kupfer zeigen keine Reaktion. Dies ist damit zu erklären, dass die sich bildenden Iodide in Wasser extrem schlecht löslich sind (vgl. Tabelle 12.8).

	Löslichkeitsprodukt bzw. Löslichkeit in 100 g Wasser bei 25 °C
Bleiiodid	$9,8 \cdot 10^{-9}$
Kupferiodid	$1,27 \cdot 10^{-12}$
Kobaltiodid	202,94 g
Kaliumiodid	148,14 g
Magnesiumiodid	146,31 g
Nickeliodid	154,39 g

Tabelle 12.8: Löslichkeitsprodukte und Löslichkeiten in 100 g Wasser einiger Metalliodide bei 25 °C, nach [LIDE 1997-98]

12.5.7 Reaktion verschiedener Metalle mit Iod durch Energiezufuhr



Geräte und Chemikalien:

Reagenzgläser, Spatel, Bunsenbrenner, Reagenzglaslampe, Aluminiumpulver, Antimonpulver, Bleipulver, Kupferpulver, Magnesiumspäne, Zinkgranalien, Iodkristalle, evtl. Wasserstrahlpumpe mit Schlauch und Glasrohr

Versuchsdurchführung:

Man gibt je eine Spatelspitze Metallpulver (ca. 0,5 g) bzw. 2-3 Zinkgranalien in ein Reagenzglas zusammen mit etwas Iod (ca. 0,5 g) und schüttelt leicht. Für die Reaktion mit Zinkgranalien sollten nur 0,1 g Iod verwandt werden, um eine Beobachtung durch die violetten Ioddämpfe nicht zu sehr zu erschweren. Dann erhitzt man in der rauschenden Brennerflamme.

Beobachtungen und Auswertung:

Die Metalle Antimon, Blei und Kupfer, die in Wasser nicht mit Iod reagieren, reagieren in der Brennerflamme mit zum Teil heftiger Reaktion. Zunächst sieht man die typischen violetten Ioddämpfe aufsteigen, beim Kupfer entsteht dann ein beigebraunes Pulver, bei Blei ein intensiv gelbes, bei Antimon ein rot-orangenes.

Bei dem Versuch mit Zink beobachtet man, dass nach dem Aufsteigen der Ioddämpfe die Zinkgranalien schmelzen, bevor von ihrer Oberfläche ein weißer Feststoff entweicht, der als Zinkiodid nachgewiesen werden kann. Hier kann überschüssiges Iod mit Hilfe der Wasserstrahlpumpe abgesaugt werden, so dass das Reaktionsprodukt leichter zu erkennen ist. Falls keine Wasserstrahlpumpe zur Hand ist, können die Ioddämpfe auch einfach „ausgeschüttet“ werden. Dazu wird die Öffnung des Reagenzglases einfach nach unten gehalten, so dass die Ioddämpfe aus dem Reagenzglas herausfließen können. Magnesium reagiert ähnlich, allerdings dauert die Reaktion länger. Bei Aluminiumpulver beobachtet man zunächst nur, dass das Iod verbraucht wird. Ein Reaktionsprodukt ist erst zu sehen, wenn man das Reagenzglas wieder abkühlen lässt.

12.5.8 Reaktion von Zink mit Iod „ohne Zugabe“ von Wasser

Geräte und Chemikalien:

Uhrglas, Spatel, Zinkpulver, Iodkristalle.

Versuchsdurchführung:

Auf einem Uhrglas werden eine Spatelspitze Zinkpulver (ca. 1 g) und eine Spatelspitze Iodkristalle (ca. 1 g) miteinander vermengt. Das Gemisch wird dann stehen gelassen.

Beobachtungen und Auswertung:

Nach ca. 5 Minuten erkennt man, dass sich Wasser auf dem Uhrglas sammelt. An diesen Stellen färbt sich die Lösung braun. Dieses ist auf die Bildung von Zinkiodid zurückzuführen, welches in hohem Maße hygroskopisch ist.

12.5.9 Untersuchung einiger Eigenschaften der Edukte und des Produkts bei der Reaktion von Zink mit Iod

Geräte und Chemikalien:

Bechergläser, Reagenzgläser, Spatel, Spannungsquelle, Kabel, Glühbirne, Ethanol, Stärkelösung ($w(\text{Stärke}) = 1\%$), Zink, Iod, Zinkiodid, destilliertes Wasser, Tabellenwerke (z.B. Römpp-Chemielexikon)

Versuchsdurchführung:

Zur Überprüfung der Leitfähigkeit werden die drei Stoffe leitend mit der Glühbirne verbunden und dann die Spannung am Voltmeter langsam hochgeregelt. Zur Überprüfung der Löslichkeiten werden in jeweils drei Reagenzgläser ca. 5 mL Lösungsmittel eingefüllt und dann eine kleine Probe der drei Stoffe zugegeben. Weiterhin kann das Verhalten gegenüber Stärkelösung überprüft werden. Aus Tabellenwerken können Schmelz- und Siedepunkte nachgeschlagen werden.

Beobachtungen und Auswertung:

Die Versuchsergebnisse sind in Tabelle 12.9 zusammengefasst.

	Zink	Iod	Zinkiodid
Farbe	grau	grauschwarz	weiß
Elektrische Leitfähigkeit	ja	nein	nein
Löslichkeit in Wasser	nein	gering (braune Lösung)	sehr gut (farblose Lösung)
Löslichkeit in Alkohol	nein	gut (braune Lösung)	sehr gut (farblose Lösung)
Iod-Stärke-Reaktion in wässriger Lösung	entfällt	positiv	negativ
Schmelzpunkt	419,6 °C	113,60 °C	446 °C
Siedepunkt	908,5 °C	182,24 °C	625 °C (Zersetzung)

Tabelle 12.9: Einige Eigenschaften von Zink, Iod und Zinkiodid [LIDE 1997-98; HOLLEMANN 1995]

12.6 Experimentelle Untersuchungen zur Spaltung von Zinkiodid

12.6.1 Thermolyse von Zinkiodid unter Luftatmosphäre

Geräte und Chemikalien:

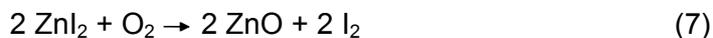
Reagenzglas, Spatel, Bunsenbrenner, Zinkiodid, verdünnte Salzsäure ($c(\text{HCl}) = \text{ca. } 2 \text{ mol/L}$)

Versuchsdurchführung:

Etwa drei Spatelspitzen Zinkiodid (ca. 2 g) werden in das Reagenzglas gegeben und kräftig in der Brennerflamme erhitzt. Der Rückstand wird mit etwas verdünnter Salzsäure ($c(\text{HCl}) = \text{ca. } 2 \text{ mol/L}$) behandelt.

Beobachtungen und Auswertung:

Nach kurzer Zeit entweichen violette Ioddämpfe, die sich an den kühleren Reagenzglasanteilen als schwarze Kristalle abscheiden. Als Rückstand bleibt ein in der Hitze gelber, nach Erkalten weißer Feststoff zurück, der sich in verdünnter Salzsäure löst. Hierbei handelt es sich um Zinkoxid, welches in einer Redoxreaktion mit dem Luftsauerstoff nach



entsteht.

12.6.2 Thermolyse von Zinkiodid unter Stickstoffatmosphäre*Geräte und Chemikalien:*

100 mL Zweihalsrundkolben, langes Glasrohr mit Schliffansätzen, Gaseinleitungsrohr mit Hahn und Olive, Adapter von Schliff auf Olive, Stativmaterial mit Muffen und Klemmen, Spatel, Bunsenbrenner, durchbohrter Stopfen, Luftballon, Zinkiodid, Stickstoffgas

Versuchsdurchführung:

Die Apparatur wird gemäß Abb. 12.19 aufgebaut. Es ist darauf zu achten, dass die Apparatur möglichst waagrecht eingespannt wird, damit das entstehende Iod entweichen kann und so die Rückreaktion verhindert wird. In den Kolben werden etwa drei Spatelspitzen Zinkiodid (ca. 2 g) gegeben, die gesamte Apparatur zwei Minuten mit Stickstoff gespült und das Zinkiodid dann kräftig erhitzt.

Beobachtungen und Auswertung:

Man beobachtet zunächst nur wie das Zinkiodid schmilzt und nach einiger weiterer Zeit verdampft. Erst nach dem Abkühlen kann man an wenigen Stellen des Kolbens eine leichte Braunfärbung, die auf die Bildung von Triiodidionen gemäß (5) zurückgeht, beobachten. Zusätzlich bleibt auf dem Rückstand ein schwach erkennbarer grauer Belag zurück, von dem anzunehmen ist, dass es sich um Zink handelt. Ein Nachweis gelingt jedoch nicht.

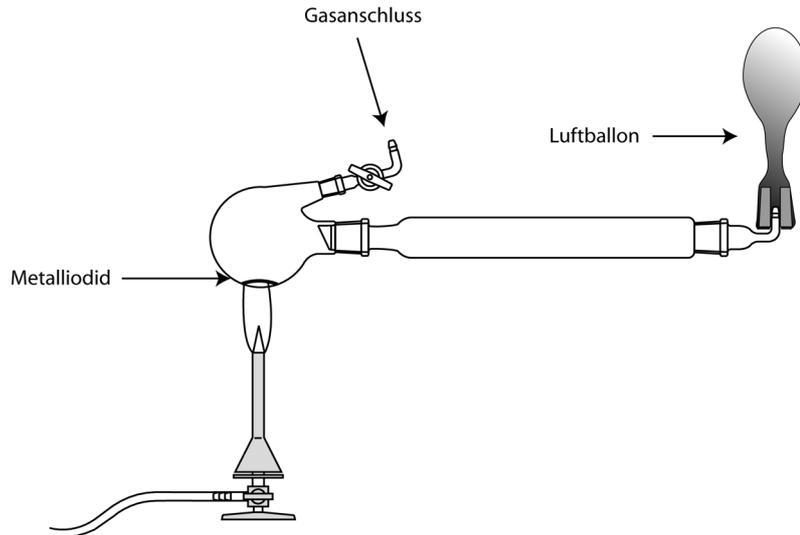


Abb. 12.19: Versuchsaufbau der Thermolyse von Zinkiodid unter Schutzgas

12.6.3 Thermolyse von Zinkiodid unter Argonatmosphäre

Geräte und Chemikalien:

wie in Versuch 12.6.2, statt Stickstoff: Argon

Versuchsdurchführung:

Wie in Versuch 12.6.2 beschrieben, anstelle mit Stickstoff wird die Apparatur ca. 3 Minuten lang mit Argon gespült.

Beobachtungen und Auswertung:

Analog zu Versuch 12.6.2

12.6.4 Elektrolyse einer Zinkiodidlösung

Geräte und Chemikalien:

250 mL Becherglas, Spannungsquelle, Kabel, Krokodilklemmen, Stahlnadeln als Elektroden, Zinkiodid, destilliertes Wasser

Versuchsdurchführung:

Man löst einen Spatel Zinkiodid (ca. 2 g) in ca. 100 mL destilliertem Wasser auf und elektrolysiert einige Zeit bei ungefähr 8 V.

Beobachtungen und Auswertung:

Nach kurzer Zeit färbt sich die Lösung am Pluspol braun am Minuspol scheidet sich an der Elektrode ein metallisch glänzender Niederschlag in Form eines Baumes ab. Am Pluspol bildet sich elementares Iod nach



Video
12



welches mit den noch in Lösung vorhandenen Iodidionen Triiodidionen nach (5) bildet und so die braune Färbung hervorruft. Am Minuspol bildet sich nach



elementares Zink.

12.6.5 Die Zink-Iod-Batterie

Geräte und Chemikalien:

Kleinelektromotor, U-Rohr, Watte, Kohleelektrode, Krokodilklemme, Kabel, Stativmaterial, Zinkblech, Iod, Kaliumiodidlösung ($c(\text{KI}) = \text{ca. } 0,5 \text{ mol/L}$), Ampere-meter.

Vorbereitung:

Iodlösung: In 100 mL der Kaliumiodidlösung werden etwa 0,1 g Iod gelöst.

Zinkblech: Das Zinkblech sollte vor der Versuchsdurchführung mit Schmirgelpapier glänzend geschliffen werden.

Versuchsdurchführung:

Zunächst wird in das U-Rohr ein Wattebausch gegeben, um die beiden Schenkel voneinander zu trennen. Die Verwendung eines U-Rohres mit Fritte ist nicht zu empfehlen, da dadurch der elektrische Widerstand so stark steigt, dass u.U. der Motor nicht betrieben werden kann. Aus dem gleichen Grunde sollte die Watte nicht zu fest gestopft werden.

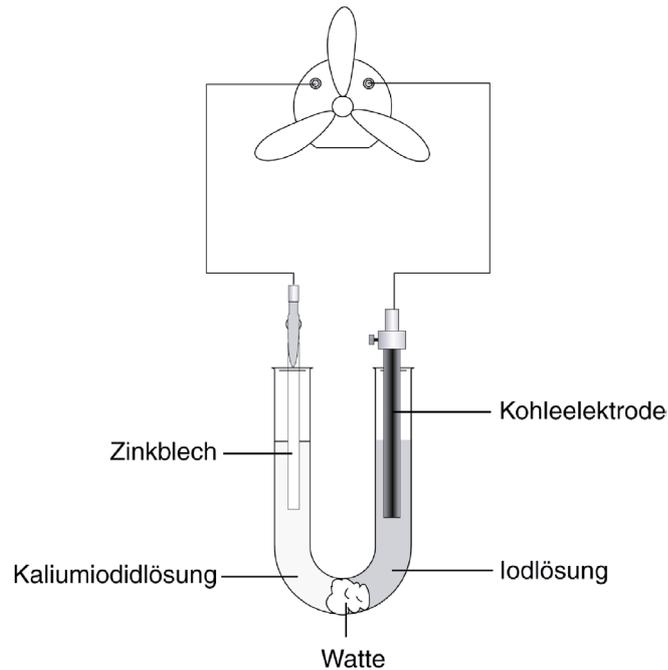


Abb. 12.20: Zink-Iod-Batterie

Nun wird in einen Schenkel Kaliumiodidlösung gegeben. Dabei empfiehlt es sich, das U-Rohr schräg zu halten, um ein Hinauslaufen der Kaliumiodidlösung über den Wattebausch zu verhindern. Anschließend wird die Iodlösung in den anderen Schenkel gegeben und dabei das U-Rohr wieder in die Normalposition gebracht. In die Iodlösung wird die Kohlelektrode und das Zinkblech in die Kochsalzlösung eingetaucht. Um einen möglichst großen Stoffumsatz zu erreichen, sollten die Elektroden tief eingetaucht werden. Zwischen die Elektroden wird ein Elektromotor angeschlossen (vgl. Abb. 12.20). Mit einem Amperemeter kann nun die Elektronenflussrichtung überprüft werden. Um eine Entfärbung der Iodlösung schneller voranzutreiben, sollte anstelle des Elektromotors das Amperemeter zwischen den Elektroden angeschlossen bleiben, da es einen geringeren Innenwiderstand als der Elektromotor hat.

Beobachtungen und Auswertung:

Der Motor dreht sich. Das Amperemeter zeigt, dass die Elektronen vom Zink zum Iod wandern. Eine quantitative Auswertung der Elektronenwanderung ist an dieser Stelle allerdings nicht möglich, da den Lernenden die Oktettregel nicht bekannt ist. Nach etwa einer halben Stunde kann eine Aufhellung der Iodlösung beobachtet werden. Um einen Vergleichswert zur Verfügung zu stellen, empfiehlt es sich, eine Probe der Iodlösung in einem Reagenzglas ähnlichen Durchmessers zum Farbvergleich bereitzustellen.

12.6.6 Thermolyse anderer Metalliodide

12.6.6.1 Thermolyse von Kupfer(I)-iodid unter Luftatmosphäre

Geräte und Chemikalien:

Wie in 12.6.1 , Kupfer(I)-iodid anstelle von Zinkiodid, konzentrierte Salzsäure ($w(\text{HCl}) = 33 - 36 \%$) anstelle der verdünnten

Versuchsdurchführung:

Wie in 12.6.1 , anstatt des Zinkiodids wird Kupfer(I)-iodid in das Reagenzglas eingebracht. Der Rückstand wird mit der konzentrierten Salzsäure behandelt.

Beobachtungen und Auswertung:

Es entstehen die charakteristischen violetten Ioddämpfe. Als Rückstand erhält man einen schwarzen Feststoff, der sich jedoch nur sehr schlecht in konzentrierter Salzsäure löst. Der Verdacht liegt nahe, dass es sich hierbei auf Grund der Farbe um Kupfer(II)-oxid handelt, was aber experimentell nicht eindeutig bestätigt werden konnte.

12.6.6.2 Thermolyse von Kupfer(I)-iodid unter Stickstoffatmosphäre

Geräte und Chemikalien:

Apparatur wie in 12.6.2 , Kupfer(I)-iodid anstelle von Zinkiodid

Versuchsdurchführung:

Die Apparatur wird wie in 12.6.2 beschrieben aufgebaut. Anstelle von Zinkiodid wird Kupfer(I)-iodid in den Kolben eingebracht. Der Kolben wird sodann stark erhitzt.

Beobachtungen und Auswertung:

Ähnlich wie in Versuch 12.6.2 gelingt auch die Thermolyse von Kupfer(I)-iodid unter Schutzgasatmosphäre nicht. Man vermag das Kupfer(I)-iodid auch durch die rauschende Brennerflamme nicht in die Gasphase zu bringen.

13 Ergebnisüberblick

In der vorliegenden Arbeit wurden verschiedene Schlüsselstellen des Anfangsunterrichtes im Fach Chemie näher beleuchtet, an denen Grundkenntnisse und wichtige Modellvorstellungen vermittelt werden, die die Basis für den weiteren Erkenntnisgang bilden. Das Hauptaugenmerk wurde dabei auf den Unterrichtsabschnitt gelegt, in dem der diskontinuierliche Aufbau der Materie den Lernenden nahegebracht wird und die Schüler Deutungen auf Basis erster Teilchen- und Atommodelle vornehmen. Bestehende Vorgehensweisen wurden hierbei zunächst kritisch betrachtet und auftretende Probleme diskutiert. Wesentliches Anliegen der vorliegenden Arbeit ist die Ausarbeitung alternativer Wege und Zugänge zu den unterschiedlichen Problemfeldern, durch die bekannte Schwierigkeiten vermieden bzw. reduziert werden können.

Nach der Darstellung grundlegender theoretischer Hintergründe zur Modellbildung und zum Wissenserwerb folgte zunächst eine Beschreibung der historischen Entstehung und Entwicklung von Vorstellungen über den diskontinuierlichen Aufbau der Materie bis hin zum DALTONSchen Atommodell. Um den für Schüler schwierigen Übergang von einer Kontinuums- zu einer Diskontinuumsvorstellung im Unterricht anschaulich werden zu lassen, wurde ein neuartiger Zugang auf experimenteller Basis erarbeitet. Dabei wurde das Sieben, als ein im makroskopischen Bereich den Schülern geläufiges Trennverfahren, auf molekularer Ebene angewandt, um so über das Prinzip der Trennung nach Korngröße eine Kontinuumsvorstellung an ihre Grenzen zu führen. Grundlegende Überlegung war dabei, dass Stoffe, die in Lösung zunächst kontinuierlich erscheinen, je nach Molekül- oder Ionengröße entweder durch Membranfolien hindurch treten oder von diesen zurückgehalten werden. Durch Verwendung von Substanzen, die sich in Bezug auf den Durchtritt durch die Membran unterschiedlich verhalten, liefert an dieser Stelle die Annahme, dass Materie eine gewisse Körnigkeit besitzt, eine mögliche Erklärung für die Phänomene. Die Membran wird den Schülern dabei als ein sehr engmaschiges Sieb vorgestellt. Als Chemikalien bieten sich farbige erscheinende Stoffe an, deren Wanderung von Schülern direkt verfolgt werden kann.

In Abb. 13.1 sind Beispiele verschiedener Farbstofflösungen gegeben, die ein unterschiedliches Durchtrittsverhalten aufweisen. Die Untersuchungen haben ergeben, dass sich neben Dialyseschlauchmembranen auch kostengünstige Cellophan-Einmach-Folien anbieten, um die Versuche im Unterricht umzusetzen. Für beide Membranen ist zu beachten, dass sie eher eine Schwammstruktur besitzen als Poren definierter Größe. Diese Tatsache ist aber für die Betrachtung nebensächlich, denn die Membran entspricht somit einem Sieb mit unterschiedlich großen Maschen, wobei entsprechend die größten Maschen die maximale Größe durchtretender Moleküle angibt.

Es ist anzumerken, dass über die Größe hinaus weitere Parameter einen Einfluss auf den Durchtritt durch die Membran haben (z.B. el. Wechselwirkung der Teilchen mit der Membran). Im Verhältnis zu den Größenunterschieden der gegenübergestellten Substanzen sind diese Effekte jedoch zu vernachlässigen.



Kaliumpermanganat-Lösung



Iod-Dextrin-Komplex-Lösung



Chinolingelb-Lösung



Kaliumchromat-Lösung



Patentblau-V-Lösung



Iod-Stärke-Komplex-Lösung

Abb. 13.1: Gegenüberstellung verschiedener Farbstofflösungen.

Im Rahmen der Untersuchungen wurden eine Vielzahl von verschiedenen Farbstoffen, farbigen Komplexen sowie der Durchtritt von Säuren und Basen untersucht.

Auf Basis der vom Membranhersteller angegebenen Porengrößen kann zusätzlich durch die vorgestellte Vorgehensweise die Größenordnung der betrachteten Farbstoffe grob eingeordnet werden, so dass die Schüler hier erstmals mit den Dimensionen der submikroskopischen Ebene konfrontiert werden können.

Nachdem die Schüler prinzipiell mit der Diskontinuität der Materie vertraut gemacht wurden, findet dieses neue Modell im Unterricht erste Anwendungen. So werden z.B. Aggregatzustandsübergänge und Lösungsvorgänge zunächst auf submikroskopischer

Ebene gedeutet, indem sie durch Teilchen visualisiert werden, die jeweils kleinste Reinstoffeinheiten der Stoffe repräsentieren. Die Darstellung solcher Teilchen erfolgt im herkömmlichen Curriculum durch eine kugelige Gestalt. In der Diskussion in Kapitel 6 wurde gezeigt, dass verschiedene Punkte dafür sprechen, bei diesem ersten Teilchenmodell die Kugelform nicht zu nutzen, sondern eine andere stoffspezifische Form- und Farbwahl zu treffen. Dieses bietet den großen Vorteil, dass in Darstellungen für Schüler sofort ersichtlich ist, ob Atome oder Reinstoffteilchen dargestellt sind. Wie ausführlich dargelegt, gelingt gerade diese Bewusstmachung der unterschiedlichen Bedeutungsinhalte von Atom- und Teilchenmodell im Unterricht häufig nicht. Bei üblichen Darstellungen von z.B. Lösungsvorgängen besteht die Gefahr, dass Schüler durch die kugelige Gestalt der dargestellten Wassermoleküle auf die Existenz von Wasseratomen schließen. Weiterhin ist anzumerken, dass auch nach Einführung des Atommodells immer wieder auf Darstellungen im einfachen Teilchenmodell zurückgegriffen wird, wenn der weitere Aufbau der Teilchen nicht von Interesse ist. Da Schüler jedoch im Gegensatz zu erfahrenen Naturwissenschaftlern nicht ad hoc die Modellebenen wechseln und entsprechend das adäquate Modell zur Einordnung einer Darstellung heranziehen können [JOHNSTONE 2000], soll durch die Visualisierung eine eindeutige Zuordnung geschaffen werden. Das hier vorgestellte *Symbolteilchenmodell* orientiert sich daher möglichst an der Gestalt der äußeren Umrandung eines Moleküls im Kalottenmodell, um die Reinstoffteilchen darzustellen, wodurch die Atommodellvorstellung dann eine Erweiterung dieser Darstellung bedeutet (vgl. Abb. 13.2). Mit zunehmender Größe und Komplexität der Moleküle steigt der Grad der Abstraktion in der Darstellung, denn die Teilchen sollen weiterhin in einfacher Weise für Schüler zu zeichnen sein.

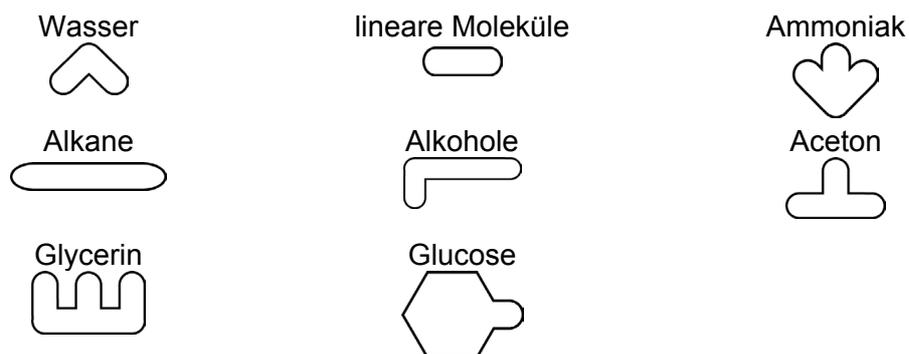


Abb. 13.2: Auswahl einiger Reinstoffteilchen in der Symboldarstellung

Verschiedene Moleküle gleicher äußerer Gestalt werden farblich voneinander abgesetzt, wobei zu beachten ist, dass eine Übereinstimmung makroskopisch erfahrbarer Farbigkeit der Stoffe und Farbe der Darstellung die Fehlvorstellung fördert, dass Farbigkeit eine Eigenschaft der Teilchen sei. Bei der Wahl der Formen wurde weiterhin darauf Wert gelegt, dass sich die Teilchen nicht lückenlos aneinanderfügen lassen. Im Falle von Feststoffen werden so Darstellungen vermieden, die den im Atommodell wesentlichen Punkt der Leere zwischen den Teilchen unberücksichtigt

lassen. Da salzartige Verbindungen nicht aus Molekülen aufgebaut sind, ist hier die Möglichkeit der Orientierung am Kalottenmodellumriss an seine Grenze geführt. Stattdessen kann hier die kleinste Formeleinheit als beliebig geformtes Teilchen repräsentiert werden.

Die Darstellung der Elemente lässt sich in zwei verschiedenen Varianten realisieren, die beide Vor- und Nachteile besitzen, wie ausführlich in Kapitel 6 dargestellt. Der Einzelne muss abwägen, für welche Variante er sich entscheidet. Einerseits besteht die Möglichkeit atomar vorliegenden Elementen bereits im Symbolteilchen eine kugeliges Symbol zuzuweisen, um später nicht zwei Modelldarstellungen gleichen Inhaltes vorliegen zu haben. Zum anderen können diese Elemente mit speziellen Symbolteilchen dargestellt werden, wobei es sich aufgrund der großen Bedeutung der Metalle im Anfangsunterricht anbietet, für diese ein eigenes Symbolteilchen zu verwenden. Für diese Variante spricht, dass die Trennung der Modellebenen stringent für alle Vertreter des Symbolteilchenmodells angewandt wird.

Sollen Lösungsvorgänge von Salzen in Bezug auf die Dissoziation adäquat dargestellt werden, so muss für Anionen und Kationen jeweils eine eigene Teilchensorte verwendet werden. Damit ergibt sich einerseits ein Konflikt zu der Definition, nach der im einfachen Teilchenmodell jedem Reinstoff nur ein Teilchen zugewiesen wird [FLADT 1984; MARX 2002]. Andererseits ist diese Art der Darstellung anschlussfähig in Bezug auf die spätere Vermittlung des Dissoziationsvorganges. Das einfache Teilchenmodell muss dann nicht über die kleinste Reinstoffeinheiten, sondern über die diskret vorkommenden Teilchen definiert werden [EILKS 2002].

Der Übergang von diesem ersten Modell im Diskontinuumsdenken zur DALTONSchen Atommodellvorstellung wird häufig in Schulbüchern nicht explizit vollzogen; das Atommodell löst das einfache Teilchenmodell ab, ohne die Unterschiede aufzuzeigen und so eine Abgrenzung zu ermöglichen [MARX 2002]. Das Symbolteilchenmodell kann hier erste Hilfestellung zu einer transparenteren Vermittlung der einzelnen Stationen auf dem Weg ins Diskontinuum geben. Weiterhin wurde im Rahmen dieser Arbeit eine Möglichkeit entwickelt durch eine experimentelle Problematisierung die Behandlung des DALTONSchen Atommodells zu motivieren. Hierzu wurde die grundsätzliche Idee eines Stoffkreislaufs herangezogen. In einem Stoffkreislauf kreisen die Atome der einzelnen Elemente, jedoch werden die aus den Atomen bestehenden Stoffe im Durchlauf vernichtet. Auf Grundlage dieses Ansatzes wurde für den Kohlenstoffkreislauf am Beispiel Kresse ein Lernzirkel mit dazugehörigen Schülerversuchen und Arbeitsmaterialien entwickelt.

Wesentliche gedankliche Voraussetzung während des Durchschreitens des Kreislaufs ist die Massenerhaltung während der verschiedenen ablaufenden chemischen Reaktionen. Die beschriebenen Versuche werden alle unter diesem Aspekt durchgeführt, um für Schüler explizit zu verdeutlichen, dass ausschließlich die eingesetzten Edukte an der Reaktion teilnehmen können. Die Massenerhaltung ist für Schüler durchaus nicht selbstverständlich, und selbst Schüler, die die Atomerhaltung bereits kennen gelernt haben, wenden dieses Wissen nicht immer konsequent an, wie

mit der durchgeführten Umfrage von 647 Schülern gezeigt werden konnte. Eine solche Verdeutlichung ist daher hilfreich, um Lernschwierigkeiten im weiteren Gang zu vermeiden und diesen Sachzusammenhang einzuüben.

Die einzelnen Schritte innerhalb des Kohlenstoffkreislaufs sind in Abb. 13.3 dargestellt. Durch die Verbrennung von Kohlenstoff entsteht im ersten Schritt Kohlenstoffdioxid, welches Pflanzen bei der Fotosynthese zum Aufbau von Glucose verwenden können. Diese und weitere Pflanzenprodukte können dann verkohlt werden, um wiederum Kohlenstoff zu erhalten und einen erneuten Durchgang des Kreislaufs beginnen zu können.

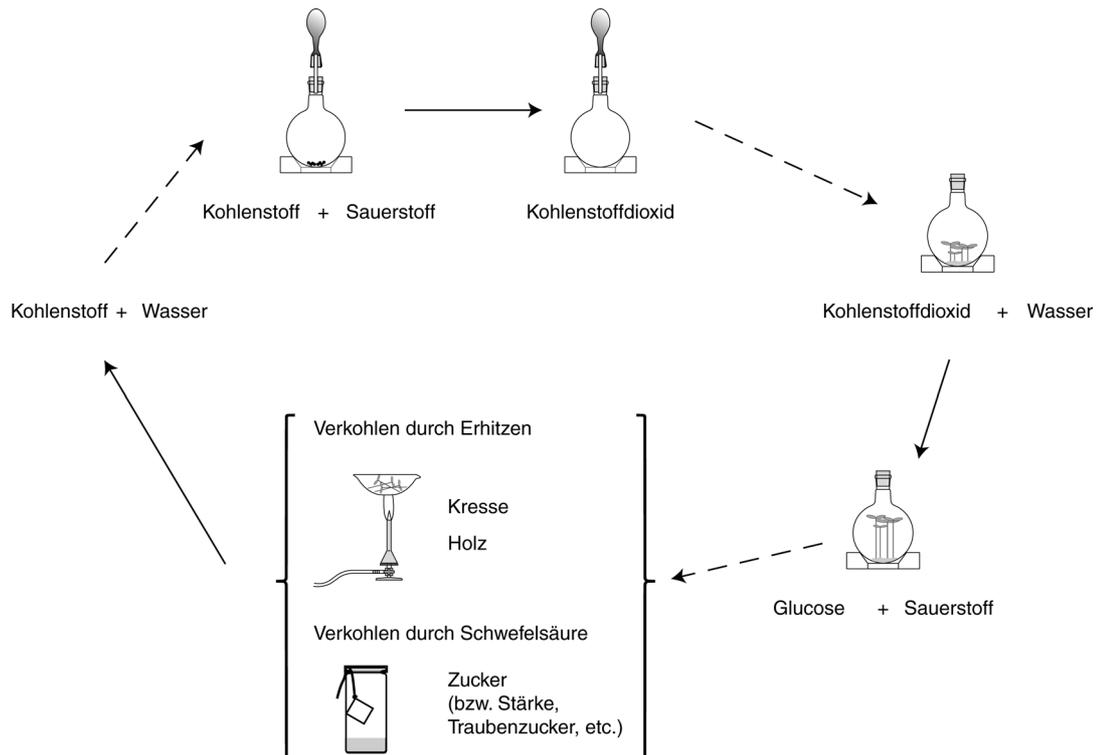


Abb. 13.3: Stationen im Kohlenstoffkreislauf am Beispiel Kresse

Hierbei zeigt sich, dass der Kohlenstoff im Verlauf des Kreislaufs als Stoff vernichtet und wieder zurückgewonnen wird. Dies ist eine Problemstellung, die auf makroskopischer Ebene nicht gelöst werden kann, sondern nur mit Hilfe der Erhaltung der Kohlenstoffatome zu erklären ist, die in den verschiedenen Verbindungen erhalten bleiben. Der Kohlenstoffkreislauf bietet also eine Motivation für die Schüler, mehr über den Aufbau der Stoffe erfahren zu wollen. Diese Art der Hinführung soll die Entwicklung einer Vorstellung von Atomen ermöglichen, die von dem Gedanken der Erhaltung der Atome im Verlauf von chemischen Reaktionen geprägt ist, womit bereits ein wesentliches Reaktionsmerkmal erarbeitet wird. Hierbei können die Atome von den Schülern als vorgebildete Bausteine der Materie wahrgenommen werden und nicht als deren Bruchstücke, die sich erst bei einem Zerteilungsvorgang der Stoffe herausbilden [PFUND 1981].

Der vorgestellte Lernzirkel umfasst die Stationen Verbrennung, Verkohlung, Fotosynthese sowie Stoffwechsel der Pflanze, an denen Schüler in Kleingruppen tätig

werden. Zu jeder Station wurde ein Arbeitsblatt entwickelt, welches die entsprechenden Versuchsanleitungen und die von den Schülern zu bearbeitenden Aufgaben enthält. Das Zusammenfügen zu einem Kreislauf erfolgt im Anschluss an die Durchführung des Lernzirkels, wobei die Schüler die Aufgabe erhalten, die bearbeiteten Reaktionen in eine sinnvolle Reihenfolge zu bringen. Die Organisationsform des Lernzirkels bietet den Vorteil, dass die Schülergruppen die Stationen in unterschiedlicher Reihenfolge durchführen und somit kein Anfang vom Lehrenden festgelegt wird. Bei der Anordnung der Teilbereiche des Kreislaufs ergibt sich schließlich, dass jeder Bereich als Einstieg in die Reaktionsabfolge geeignet ist. Die Hypothese, dass es sich bei Kohlenstoff um ein Element handelt liegt aufgrund der Entstehung durch Zerlegung anderer Stoffe nahe und ist den Schülern bereits bekannt. Der Elementbegriff wird daher nun auf atomarer Ebene definiert, indem der Aufbau des Kohlenstoffs aus einer einzigen Atomsorte eingeführt wird.

Auf Basis des DALTONSchen Atommodells kann nun im weiteren Unterricht die Verhältnisformel chemischer Verbindungen experimentell ermittelt werden. Häufig wird dazu in einem problemorientierten Unterrichtsgang die Untersuchung von rotem Kupfer(I)-oxid und schwarzem Kupfer(II)-oxid vorgeschlagen [z.B. RRL-CHE 1993]. Diese zwei offensichtlich unterschiedlichen Stoffe werden den Schülern zunächst gleichermaßen als Kupferoxid vorgestellt, wobei im weiteren Unterricht eine aufklärende Untersuchung mit den Schülern erarbeitet wird. Bei dem Versuch der Thermolyse der Oxide wird das für Schüler überraschende Ergebnis erzielt, dass das Kupfer(I)-oxid sich nicht zersetzt, sondern bei Erwärmung schwarz verfärbt. Dieses Ergebnis wurde in der fachdidaktischen Literatur bisher als Weiteroxidation mit Luftsauerstoff zu schwarzem Kupfer(II)-oxid gedeutet, welches sich bei Erwärmung nicht verändert.

Im Rahmen dieser Arbeit wurde eine wesentliche experimentelle Schwierigkeit dieses Experimentes lokalisiert und Auswege zur Vermeidung aufgezeigt: Häufig wird bei den Versuchen übersehen, dass eine Rückfärbung des Kupfer(I)-oxids erfolgt, sobald die Substanz abkühlt. Es ist dann keine Umsetzung mit Luftsauerstoff erfolgt, sondern es handelt sich um das reversible Phänomen der Thermochromie. Es konnte gezeigt werden, dass Kupfer(I)-oxid bei Erwärmung ähnlich dem Zinkoxid eine temperaturabhängige Verschiebung der Absorptionsbande erfährt, wodurch mit steigender Temperatur Licht immer größerer Wellenlängen absorbiert wird. Im Rahmen dieser Deutung absorbiert Kupfer(I)-oxid bei Raumtemperatur bereits alle Wellenlängen des sichtbaren Bereichs, die kleiner sind als die des roten Spektralbereichs. Mit steigender Temperatur werden schließlich auch diese absorbiert und die Substanz erscheint schwarz. Für Zinkoxid, welches bei Raumtemperatur das gesamte sichtbare Spektrum reflektiert, bedeutet die Erwärmung eine Absorption im blauen Spektralbereich, wodurch die Komplementärfarbe Gelb sichtbar wird. Derartiges Verhalten ist halbleitertypisch, wobei aufgrund der Defektstrukturen von Zinkoxid und Kupfer(I)-oxid gewisse Halbleitereigenschaften angenommen werden können [COOGAN 1952; SEEGER 2002]. Im Rahmen der Untersuchungen wurden noch verschiedene weitere Systeme mit

thermochromen Erscheinungen vorgestellt, sowie Möglichkeiten der ansprechenden Demonstration aufgezeigt.

Die ursprünglich intendierte Weiteroxidation des Kupfers zu Kupfer(II)-oxid kann erreicht werden, indem entsprechend lange in einem offenen Gefäß erhitzt wird, in dem der Zutritt des Luftsauerstoffs begünstigt ist (z.B. Abdampfschale). Eine Reaktion zu Kupfer(II)-oxid ist bei der herkömmlichen Durchführung im Reagenzglas kaum zu erreichen.

Mit der Einführung und Behandlung der chemischen Reaktion wurde im Rahmen dieser Arbeit ein weiteres Themenfeld beleuchtet, das für den Chemieunterricht von besonderer Bedeutung ist. Eine Auseinandersetzung mit diesem Thema erfolgt im Curriculum zu unterschiedlichen Zeitpunkten und die Erkenntnisse werden zunehmend vertieft. So begegnen die Schüler der chemischen Reaktion zunächst auf phänomenologischer Ebene unter dem Aspekt der Stoff- und Energieumwandlung sowie der Massenerhaltung. In dieser Unterrichtsphase ist eine deutliche Abgrenzung von Edukten und Produkten aufgrund unterschiedlicher Eigenschaften von entscheidender Wichtigkeit. Die hier diskutierte Reaktion von Zink und Iod kann sowohl auf der phänomenologischen Ebene zur Einführung, als auch auf der submikroskopischen Ebene zur weiteren Untersuchung herangezogen werden. Wiederum im Sinne eines Spiralcurriculums findet sie erneut Anwendung bei der Erarbeitung des elektronentheoretischen Redox-Begriffs. Aus phänomenologischer Sicht bietet die Reaktion den Vorteil, dass anhand der Edukte und Produkte eine Reihe von Eigenschaftsuntersuchungen (z.B. im Schülerversuch) durchgeführt werden können, die bei den gängigen Reaktionen der Metalle mit Sauerstoff oder Schwefel nicht möglich sind. Neben der deutlichen Unterscheidbarkeit anhand der Farbe der Stoffe lassen sich zudem die Leitfähigkeit und die Löslichkeit in verschiedenen Lösungsmitteln experimentell gegenüberstellen. Der Vergleich von Literaturangaben von Dichte, Schmelz- und Siedepunkt etc., der bei vielen Oxid- und Sulfidbildungen der einzige Zugang ist, ist darüber hinaus weiterhin möglich. Eine besondere Möglichkeit eröffnet der Vergleich von Iod mit Zinkiodid durch Zugabe einer Stärkelösung, wobei sich nur im Falle des Iods die Iod-Stärke-Reaktion zeigt.



Abb. 13.4: Die drei Stoffe Zink, Iod und Zinkiodid, die von den Schülern miteinander verglichen werden sollen

Vielfach wird beschrieben, dass die Reaktion von Zink mit Iod nur unter Zugabe von Wasser abläuft [DEMEO 1995; FULL 1981; NOYES 1902]. Dieses Reaktionsverhalten zeigt sich bei ausgesprochen vielen Metall-Halogen-Reaktionen. Erklärbar ist dieses Verhalten durch die Bildung einer dünnen Zinkiodid-Schicht an der Oberfläche, die eine weitere Reaktion inhibiert (vgl. [PARSONS 1925]). Bereits die Zugabe von wenig Wasser reicht dann aufgrund der sehr guten Löslichkeit von Zinkiodid aus, um diese passivierende Schicht aufzulösen und eine weitere Reaktion ablaufen zu lassen. Es konnte gezeigt werden, dass eine Reaktion bei Zugabe von Lösungsmitteln erfolgt, die das Reaktionsprodukt Zinkiodid zu lösen vermögen. In Übereinstimmung mit dieser Erklärung ist keine Reaktion durch Zugabe einer bereits an Zinkiodid gesättigten Lösung zu beobachten. Die Reaktion kann jedoch auch ohne Zugabe von Wasser erfolgen, indem das Zink geschmolzen und durch die sich ständig erneuernde Oberfläche des flüssigen Metalls eine Passivierung verhindert wird.

Um im nächsten Schritt die chemische Reaktion auf der atomaren Ebene zu behandeln, ist es im Unterricht zunächst wichtig, die Schüler dafür zu sensibilisieren chemische Reaktionsprodukte von Gemischen und Gemengen abzugrenzen. Die Reaktion wird in diesem Zusammenhang üblicherweise als eine Umgruppierung der Atome der Edukte definiert. Die angebotenen Visualisierungen des Reaktionsproduktes, in denen die unveränderten Eduktatome alternierend angeordnet sind, legen für viele Schüler den Eindruck eines „*optimalen Gemisches*“ nahe. Zur deutlichen Abgrenzung der Darstellungen von Gemischen von denen des Reaktionsproduktes können Schüler an dieser Stelle von der Tatsache profitieren, dass sich die Atome der Edukte im Verlaufe einer Reaktion auch verändern (hier: Ionenbildung). Diese Veränderung sollte daher in der Visualisierung und in der Definition der chemischen Reaktion im DALTONSchen Atommodell Berücksichtigung finden (s. Abb. 13.5). Auch hierzu bietet sich für die Erarbeitung die Betrachtung der Stoffe Zink, Iod und Zinkiodid an. Bereits das unterschiedliche Ergebnis der Iod-Stärke-Reaktion für Iod- und Zinkiodidlösungen deutet darauf hin, dass die Teilchen eine Veränderung erfahren haben. Ebenso zeigt sich die reaktionsbedingte Veränderung der Zink- und Iodatome im unterschiedlichen Lösungsverhalten der Produkte und Edukte. Da der Teilchenverband in Lösung nicht zur Erklärung der Eigenschaften herangezogen werden kann, müssen diese auf die einzelnen zum Teil aquatisierten Teilchen zurückgeführt werden. Würden die Zinkatome somit während der Reaktion nicht verändert, müssten sie nach wie vor einen unlöslichen Rückstand bilden. Auch der Farbunterschied zwischen Iod- und Zinkiodidlösung lässt sich ohne Veränderung der Teilchen nicht erklären.

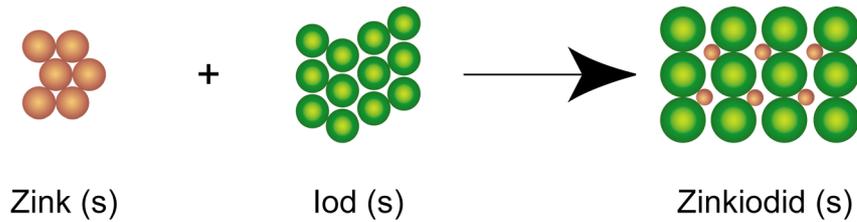


Abb. 13.5: Visualisierung der Reaktion von Zink und Iod zu Zinkiodid auf der Grundlage des DALTONSchen Atommodells unter Berücksichtigung der Veränderung der Teilchen

Die zunächst nur qualitativ festgestellte Veränderung kann erst auf Basis eines differenzierten Atommodells, wie dem RUTHERFORDSchen Kern-Hülle-Modell, näher beschrieben werden. Es ist daher möglich, die Einführung eines solchen Modells durch die Untersuchung der *Art* der Veränderung zu motivieren. Hierzu bietet sich die Reaktionsführung der Zinkiodidbildung als galvanisches Element an. Durch die Identifikation des auftretenden Stromflusses als einer - aus dem Physikunterricht bekannten - Elektronenbewegung kann die Quelle und das Ziel dieser Bewegung als die Zink- bzw. Iodatome bestimmt werden. Die Behandlung des Kern-Hülle-Modells erwächst so einer unterrichtlichen Problemsituation.

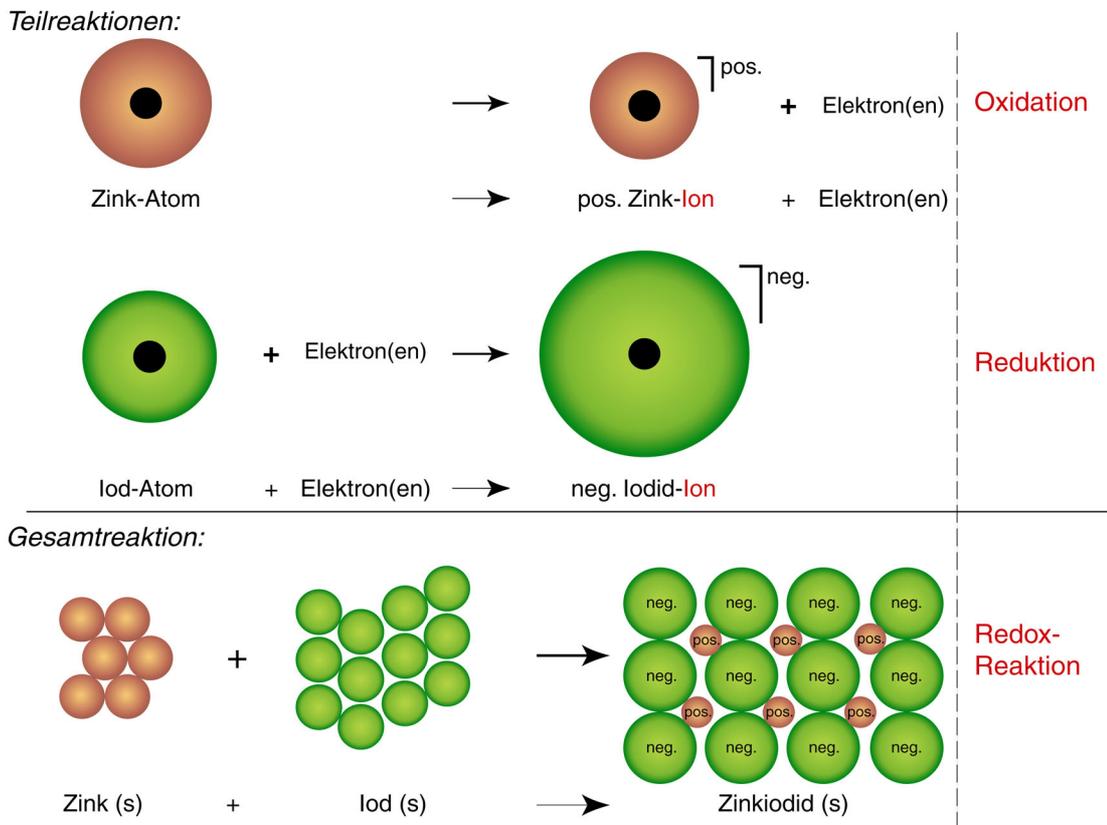


Abb. 13.6: Teil- und Gesamtreaktion der Redoxreaktion

Nachdem ein differenzierter Atombau bekannt ist, zeigt das Aufstellen einer Ladungsbilanz schnell, dass die Zinkatome nach der Reaktion positiv, die Iodatome

hingegen negativ geladen sind. Ohne auf die Anzahl der übergehenden Elektronen eingehen zu müssen, kann so der elektronentheoretische Redoxbegriff eingeführt werden. Ebenso ergibt sich so der Begriff des Ions in einfacher Weise. Die Darstellung der Reaktion aus Abb. 13.5 muss dann wie in Abb. 13.6 dargestellt ausgeschärft werden.

Durch die Klärung der Qualität der Veränderung an den Atomen erkennen die Schüler nun auch den Grund für deren Zusammenhalt. Dieser lässt sich in einfacher Weise auf die elektrostatischen Wechselwirkungen der geladenen Ionen zurückführen.

Die Anzahl der übergehenden Elektronen wird erst mit der Erarbeitung der Oktettregel einsichtig. Für ein Verständnis des Redoxbegriffes in seiner elektronentheoretischen Deutung ist die Kenntnis der Quantität der Elektronenübergänge jedoch nicht notwendig. Es bietet sich so die Chance, den in der Fachwelt gültigen Redoxbegriff früher als im herkömmlichen Curriculum einzuführen. Allein diese Möglichkeit der früheren Einführung bietet daher ein Argument, um auf die vorläufige Einführung des LAVOISIERSchen Oxidationsbegriffs im Anfangsunterricht zu verzichten.

Das Umgehen einer Definition der Oxidation und Reduktion als Sauerstoffaufnahme bzw. -abgabe im Sinne LAVOISIERS war ein zentrales Anliegen der Ausführungen. Zahlreiche Autoren beschreiben große Lernschwierigkeiten beim Übergang vom vorläufigen zum elektronentheoretischen Redoxbegriff (z.B. [SUMFLETH 1988; HAHNDEL 1991; SCHMIDT 1994; FRITSCH 1994]). Ein Grund für diese Schwierigkeiten kann im Umlernen der mit den Begriffen verbundenen Inhalte gesehen werden. So ist z.B. der in der vorläufigen Definition betrachtete Gesamtprozess der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff eine Oxidation, wohingegen er in der fachlich gültigen Definition als Redoxreaktion zu bezeichnen ist (vgl. Abb. 13.7). Die Oxidation ist dort nur noch ein Teilprozess, der an den Magnesiumatomen abläuft, während gleichzeitig die Reduktion an den Sauerstoffatomen abläuft. Analoge Änderungen der Begriffsinhalte sind für die Reduktion und die Redoxreaktion zu verzeichnen.

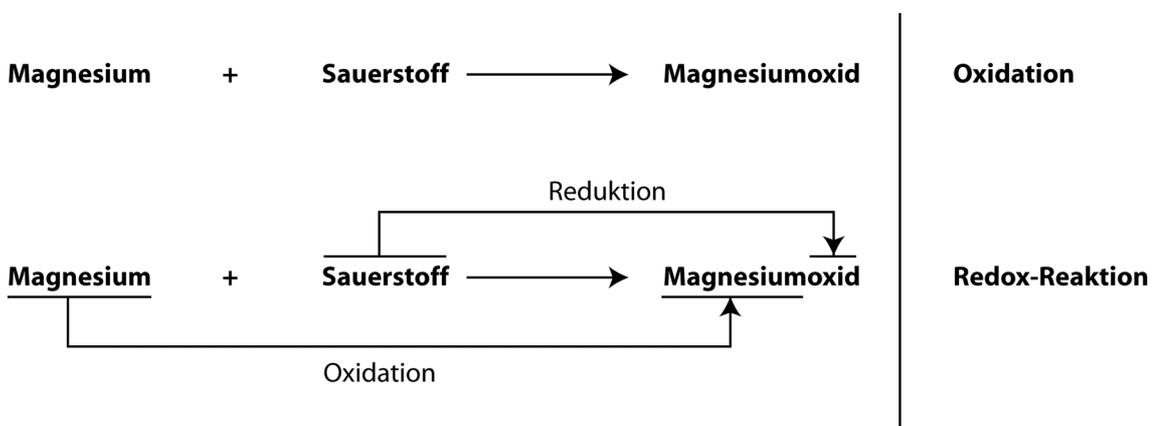


Abb. 13.7: Reaktion von Magnesium und Sauerstoff in der LAVOISIERSchen und in der elektronentheoretischen Deutungsweise.

Schülern gelingt daher häufig der Übergang zu der heute gebräuchlichen Deutung als Elektronenübertragung nicht. Sie greifen bei der Deutung chemischer Reaktionen –

besonders bei Beteiligung von Sauerstoff - immer wieder auf den vorläufigen LAVOISIERSchen Begriff zurück. Die Notwendigkeit einer Behandlung des historischen Oxidationsbegriffes ist vor dem Hintergrund zahlreicher, alternativ möglicher Ordnungsprinzipien, die an dessen Stelle treten könnten, nicht gegeben [PFEIFER 1978]. Auch ist die häufige Argumentation einer Legitimation aufgrund der historischen Bedeutung unverständlich, denn dieser kann nach wie vor Rechnung getragen werden, wenn die Einführung nach heutigem Verständnis erfolgt und gefestigt ist.

Der Verzicht auf den vorläufigen Oxidationsbegriff im Sinne LAVOISIERS bietet an dieser Stelle in einfacher Weise die Möglichkeit wesentliche Barrieren auf dem Erkenntnisgang der Schüler zu beseitigen. Die vorgestellte Vorgehensweise bietet z.B. anhand der Reaktion von Zink und Iod darüber hinaus die Möglichkeit mit Schülern in abgestuften Schritten zur Redoxreaktion zu gelangen und diese noch vor Kenntnis der Oktettregel einzuführen.

Die Kapitel dieser Arbeit fügen sich somit zu einer Reihe wichtiger Punkte im Erkenntnisgang der Schüler auf dem Weg ins Diskontinuum zusammen. Unbenommen von der Gesamtkonzeption lassen sich jedoch auch die einzelnen Bestandteile in ein bestehendes Curriculum integrieren. Es bleibt daher zu hoffen, dass mit dieser Arbeit Anregungen gegeben werden konnten, die dem Einzelnen neue Möglichkeiten des Chemieunterrichtes eröffnen.

14 Zusammenfassung

Im Rahmen der vorliegenden Arbeit wird zu verschiedenen zentralen Abschnitten des Chemieanfangsunterrichtes im Themenkreis der Einführung der Diskontinuumsebene eine Bestandsaufnahme üblicher Vorgehensweisen durchgeführt, um diese unter dem Gesichtspunkt einer adressatengerechten Umsetzung kritisch zu diskutieren. Durch die Erarbeitung alternativer Zugangsweisen zu problembehafteten Schlüsselstellen, werden Lösungen angeboten bekannte Schwierigkeiten zu reduzieren bzw. zu beseitigen.

Das Sieben als ein Trennverfahren, dessen Prinzip den Schülern auf makroskopischer Ebene bekannt ist, wird mit Hilfe von Membranfiltern auf der submikroskopischen Ebene genutzt, um eine erste Konfrontation mit der Diskontinuität der Materie zu erreichen. Durch Analogiebetrachtungen zwischen Membranfiltern und Sieben wird auf die Diskontinuität der Materie geschlossen, indem Stoffe bezüglich des Membrandurchtritts verglichen wurden. Hierdurch ist ebenfalls eine grobe Betrachtung der Größenordnung der untersuchten Stoffe möglich.

Durch eine genaue Analyse erster Modelldarstellungen der Diskontinuumsebene wird deutlich, dass die analoge Visualisierung der kleinsten diskret auftretenden Teilchen eines Reinstoffes im Kugelteilchenmodell und später der Atome im DALTONSchen Modell eine klare Abgrenzung der beiden Modelle erschwert und so Missverständnisse entstehen können. Es wird daher für die Teilchen im Sinne kleinster diskret vorkommender Einheiten eine alternative Darstellung vorgeschlagen, die die Kugelform zunächst nicht bzw. nur im Falle chemischer Elemente vorsieht. Durch diese Darstellung, bei der die äußeren Konturlinien der Teilchen im Kalottenmodell als Orientierung für die Teilchenform dient, kann eine deutliche Abgrenzung und damit Unterscheidbarkeit erreicht werden, die den sicheren Umgang mit den verschiedenen Bedeutungsinhalten beider Modelle in der Visualisierung unterstützt.

Es ist zu beachten, dass im ersten Teilchenmodell die übliche Definition eines Teilchens als kleinster Einheit eines Reinstoffes im Falle der Salzauflösung keine anschlussfähige Visualisierung erlaubt, da die Dissoziation der den Reinstoff Salz konstituierenden Ionen nicht dargestellt werden kann. Dieses kann durch die Darstellung jedes einzelnen diskret vorkommenden Teilchens umgangen werden, wodurch Salze durch mindestens zwei Teilchensorten repräsentiert werden.

Eine neue Möglichkeit des Übergangs von einem ersten Teilchenmodell zum Atommodell wird am Beispiel eines einfachen Kohlenstoffkreislaufs durch einen Lernzirkel vorgestellt. Hierdurch kann expliziert werden, dass in einem Kreislauf die Stoffe vernichtet, dennoch aber „etwas“ erhalten geblieben sein muss, das nach einem kompletten Durchlauf die Ausgangsstoffe konstituiert. Diese Hypothese führt dann zu

einer Auseinandersetzung mit dem DALTONSchen Atommodell. Das Modell, in dem Teilchen kleinste diskret auftretende Einheiten bilden, kann so ausdrücklich dem Atommodell gegenübergestellt werden. Durch die Thematisierung der Unterschiede ist eine Differenzierung der Modellebenen für Schüler einsichtiger und der Umgang mit den Modellen, die die Basis für den zukünftigen Unterricht bilden, kann sicherer gelingen.

Der Erhaltungsgedanke, der zur Atomhypothese führt, wird durch parallele Überprüfung der Massenerhaltung bei den Stoffumwandlungen während des gesamten Lernzirkels gestützt. So wird verdeutlicht, dass nur die eingesetzten Stoffe an den Reaktionen beteiligt sind. Weiterhin wird der Fehlvorstellung vorgebeugt, dass mit der Stoffvernichtung auch eine Massenvernichtung einhergehe. Eine im Rahmen der Arbeit durchgeführte Schülerbefragung von mehr als 600 Schülern zeigt, dass viele Schüler der Sek I bei der Verbrennung von Kohlenstoff von einer Massenvernichtung ausgehen. Anhand des Lernzirkels können somit sowohl mit der Massenerhaltung auf der phänomenologischen Ebene als auch in Bezug auf die Erhaltung der Atome wesentliche Grundlagen verdeutlicht und vertieft werden.

Auf Grundlage des DALTONSchen Atommodells wird die chemische Verhältnisformel häufig am Beispiel des Vergleichs von rotem und schwarzem Kupferoxid erarbeitet. Im Verlauf experimenteller Untersuchungen der beiden Kupferoxide wird bei der Erwärmung von rotem Kupfer(I)-oxid eine Schwarzfärbung beobachtet, die in der Literatur bisher als Weiteroxidation zu Kupfer(II)-oxid gedeutet wurde. Eine Weiteroxidation lässt sich jedoch ausschließen, da die Verfärbung auch in Abwesenheit von Sauerstoff erfolgt. Es wird daher der reversible Charakter dieser Verfärbung gezeigt und eine Deutung als thermochrome Erscheinung dargelegt. Experimentelle Untersuchungen zeigen, dass sich die Verfärbung ursächlich auf eine Verschiebung der Absorptionsbande zurückführen lässt, da die Bandlücke des Kupfer(I)-oxids mit steigender Temperatur geringer wird. Eine analoge Deutung kann auf eine Reihe weiterer Stoffe angewandt werden. Um eine tatsächliche Oxidation des Kupfer(I)-oxids zu Kupfer(II)-oxid zu erreichen, muss daher besonders auf die geeignete Sauerstoffzufuhr, sowie eine ausreichende Reaktionsdauer geachtet werden.

Für die Einführung der chemischen Reaktion wird im Sinne eines Spiralcurriculums die Reaktion von Zink mit Iod vorgeschlagen, die auf verschiedenen Betrachtungsebenen besonders geeignet erscheint. Auf der phänomenologischen Ebene bietet die Reaktion zunächst im Gegensatz zu Sulfid- oder Oxidbildungsreaktionen geeignete Möglichkeiten zur Gegenüberstellung der Stoffeigenschaften, aufgrund einfach umzusetzender experimenteller Untersuchungen der Produkte und Edukte. Die Reaktion wird dabei durch Zugabe von Wasser zu den Edukten initiiert, wodurch der exotherme Charakter der Reaktion besonders deutlich wird, da die Aktivierungsenergie nicht durch Erhitzen zugeführt werden muss. Die Rolle des Wassers ist dabei in der Auflösung der sich an der Zinkoberfläche bildenden Passivschicht aus Zinkiodid zu sehen, die eine

Weiterreaktion im Trockenen verhindert. Wird das Zink jedoch in geschmolzenem Zustand mit Iod zusammengegeben, so wird ebenfalls die Ausbildung der Passivschicht verhindert und eine Reaktion kann erfolgen.

Zur Charakterisierung chemischer Reaktionsprodukte ist es wesentlich, diese deutlich von Stoffgemischen abzugrenzen. Die üblichen Visualisierungen auf der submikroskopischen Ebene, die Reaktionsprodukte lediglich durch unveränderte umgruppierte Atome der Edukte darstellen, erschweren hier eine Differenzierung, da Darstellungen von Gemischen diesen sehr ähneln. Auf Basis der am Zinkiodid sowie an den Ausgangsstoffen möglichen Eigenschaftsuntersuchungen kann auf der submikroskopischen Ebene mit der Veränderung der Atome ein zusätzliches Kriterium erarbeitet werden, das die Differenzierung von Reaktionsprodukten und Gemischen in der Darstellung erleichtert. Die Veränderung der Eduktatome wird deutlich, indem man das Lösungsverhalten der Stoffe vergleicht. Die Zinkionen in der Zinkiodidlösung bilden im Gegensatz zu den Zinkatomen in der Zinksuspension keinen unlöslichen Rückstand, ebenso wie die iodidionenhaltige Lösung im Vergleich zur entsprechenden Eduktlösung nicht braun gefärbt sind. Da der Teilchenverband in Lösung aufgehoben ist, müssen die Eigenschaften direkt über die z.T. gelösten Teilchen erklärt werden. Die Phänomene lassen daher bereits die Veränderung der Teilchen erkennen, die durch Nutzung unterschiedlicher Größen in der Darstellung umgesetzt werden kann. Die Qualität der Veränderung kann im folgenden Unterricht durch Reaktionsführung als galvanisches Element als Elektronenabgabe und -aufnahme identifiziert werden. Es wird gezeigt, dass sinnvollerweise eine Einführung des Redoxbegriffes erst an dieser Stelle im Unterricht erfolgen sollte, um die in der didaktischen Literatur seit langem beschriebenen Probleme zu umgehen, die durch eine vorläufige Einführung des Oxidationsbegriffs im Sinne LAVOISIERS entstehen. Da Schüler, die zunächst eine Oxidation als Sauerstoffaufnahme kennen lernen, erwiesenermaßen Schwierigkeiten bei der Aneignung der elektronentheoretischen Deutung haben, kann ein Verzicht auf diesen vorläufigen Begriff wesentlichen Schwierigkeiten vorbeugen. Die Definition LAVOISIERS kann trotzdem nach Behandlung der fachlich gültigen Deutung erläutert werden, um der historischen Bedeutung Rechnung zu tragen.

14 Abstract

In the course of this text an analysis of common approaches to central parts of the beginner's course in chemistry in the introduction of the level of discontinuity is taken. These are evaluated according to their respective value in regard to students. Solutions to common problems are suggested by introducing alternative approaches to problematic key points which reduce or fully eliminate these known problems.

Students are familiar with the use of sieves as a method of separation on a macroscopic level. By introducing the use of membrane filters on a sub microscopic level and a discussion of the analogy of sieves and filters, the discontinuity of matter is derived. It becomes apparent when comparing substances according to their behaviour when filtered. In addition, a first crude look can be taken at the scale of the used substances.

By analysing visualisations of the sub microscopic level it becomes apparent that the use of similar visualisations in both the simple particle model, which defines a particle as the smallest discrete unit in a pure substance, and the atom model of DALTON makes a clear distinction difficult and misconceptions are easily made.

An alternative model is proposed, which does not make use of the sphere form for visualising small, discrete particles at first. Exceptions can be made for elements. The outmost outlines of the molecular structure of particles are used as an orientation to derive the forms in the simple particle model. In this way the two models can be clearly differentiated and their distinct visual meaning becomes apparent.

It has to be noted that the common definition of a particle as the smallest unit in a pure substance in the simple particle model does not lead to a visualisation, which allows a seamless transition to more differentiated models in further considerations. This is apparent when looking at the case of a salt solution in which salts dissociate into their ions, whereas the particles representing the smallest unit of pure substance do not. This can be solved by using a definition of the simple particle model by which each discrete particle is represented. In this case salts are represented by at least two types of particles.

A learning cycle is introduced as a new method to move from an initial simple particle model to the atomic model by using the carbon cycle as an example. Here it becomes apparent that, although the substance is destroyed in the cycle, "something" has to remain to constitute the substance after a complete cycle.

This hypothesis leads to an analysis of the atom model of DALTON. It can now be compared to the model in which particles constituted the smallest occurring units.

By discussing the differences of the two models, the students gain a clear

understanding of the different meanings of visualisation and are better able to use them in the course of their training.

The idea of conservation which leads to the atom model is supported by checking the conservation of mass at every step of the learning cycle. It becomes apparent that only the applicable substances are involved in reactions and the common misconception of a destruction of matter in a destruction of substance can be counteracted.

Interviews done with over 600 students show how common this misconception is. In the case of burning carbon, many Sek I students assume a destruction of matter takes place. The learning cycle can set a good foundation in the understanding of conservation of mass both on the phenomenological level and in terms of conservation of atoms.

A common example to derive the chemical formula on the basis of the atom model of DALTON is the comparison between red and black copper oxide. By experimentation with the two copper oxides a change of colour of red copper oxide to black through a heating process will be noted. This is commonly interpreted as a oxidation from copper(I)-oxide to copper(II)-oxide, although a further oxidation should be neglected as an explanation since the same change of colour can be observed without the presence of oxygen during the reaction.

Instead, the reversible character of this colour change is made clear and interpreted as a thermochrome effect. Further experiments show that it is caused by a shift of the absorption band since the band gap of copper(I)-oxide is decreased with an increase in temperature. This hypothesis can further be applied to other substances. For an actual oxidation of copper(I)-oxide to take place, special care has to be taken for the proper supply of oxygen and a suitable time period for the reaction to take place.

Well suited for the introduction of chemical reactions is the reaction of zinc and iodine. This reaction allows for a good comparison of the properties of the two substances on a phenomenological level as opposed to reactions which result in oxides or sulfides since in the former case, simple analytic methods for the products and educts are possible.

The reaction is initiated by adding water to the reactants and the exothermic nature of the reaction becomes apparent since no further energy has to be supplied for the reaction to take place. Water is needed to break down the passivating layer of zinc iodide which would prevent the reaction from continuing otherwise. Another approach is the use of molten zinc. In this case the formation of a passivating layer is prevented by the continual renewal of surface so the reaction can take place.

It is important to note the differences between mixtures of substances and products of reactions for their characterisation. A differentiation becomes difficult when using common means of visualisation on a sub microscopic level since products of chemical reactions are represented by unchanged regrouped atoms which is similar to the visualisation of mixtures. Further differentiation of zinc iodide and the educts in the

visualisation is made possible when taking a change in the atoms into account. This becomes apparent when comparing the substances' different solubility as well as the resulting solutions and suspensions.

As opposed to atoms of zinc in the zinc suspension, ions of zinc in a zinc iodide solution do not leave an insoluble residue and a solution with iodide ions is not brown in colour as is the case in a solution of the educts. This has to be explained with the properties of the dissolved particles, since there is no lattice in solution. The change in the particles is apparent and can be visualised by using different scales.

The quality of change can be identified with the reaction in a galvanic element as loss and gain of electrons in the course of further lessons. The definition of a Redox reaction should only be introduced at this point to resolve the well know problems when the definition of an oxidation is prematurely introduced as a gain of oxygen. Students who are taught that oxidation constitutes an acceptance of oxygen commonly have problems with the interpretation of this process in terms of an electron transfer. LAVOISIER's definition can still be introduced after the correct explanation is understood to appreciate its historical importance.

15 Literaturverzeichnis

- ASSELBORN, W.: Alternativen zur Thermolyse von Quecksilberoxid bei der Einführung der Begriffe Element und Verbindung; *MNU*; **47** (1994) 6; 368-370
- ASSELBORN, W., JÄCKEL, M., RISCH, K. T. (Hrsg.): Chemie heute - Sekundarbereich I. Gesamtband Nordrhein-Westfalen; Schroedel Verlag GmbH, Hannover (2001)
- BARKE, H.-D.: pH-neutral oder elektrisch neutral? Über Schülervorstellungen zur Struktur von Salzen; *MNU*; **43** (1990) 7; 415-420
- BARKE, H.-D.: Das Chemische Dreieck; *NiU-Ch*; **13** (2002) 67; 45-46
- BAUMGÄRTNER, K., PFEIFFER, P.: Ausgewählte Experimente zum Kupferkreislauf mit Kupfer(I)-oxid; *NiU-Ch*; **32** (1996) 7; 68-71
- BAYERHUBER, H., KULL, U. (Hrsg.): Biologie: Lehrbuch für die Oberstufe/ Linder; Metzler, Stuttgart (1989)
- BENGART, H.-W.: Versuche zum CO₂-Gaswechsel an Landpflanzen; *UB*; **3** (1979) 35; 31-33
- BERGER, C.: Leserbrief zu Beitrag Chemkon 8/3 (2001) "Auf der Suche nach dem atomaren Klebstoff"; *Chemkon*; **9** (2002) 1; 49
- BERGERHOFF, F.: Erneut: Schülervorstellungen zur Verbrennung im Chemieunterricht; *MNU*; **49** (1996) 1; 33-36
- BEUREN, A., DAHM, M.: Lernen an Stationen; *UB*; **24** (2000) 259; 4-9
- BLEICHROTH, W.: Zur bildhaften Darstellung des Teilchenmodells der Materie; *NiU-P/C*; **37** (1989) 48; 315-318
- BLEICHROTH, W., DAHNKE, H., JUNG, W., KUHN, W., MERZYN, G., WELTNER, K.: Fachdidaktik Physik; Aulis Verlag Deubner, Köln (1991)
- BLUME, R., KUNZE, W., MELOEFSKI, R., OBST, H., ROSSA, E., SCHÖNEMANN, H.: Chemie für Gymnasien, Sekundarstufe I, Länderausgabe N; Cornelsen Verlag, Berlin (1995) 1. Aufl.,

- BOYLE, R.: Der Skeptische Chemiker; *in*: OSTWALD, W. (Hrsg.), Ostwald's Klassiker der exakten Wissenschaften; Akademische Verlagsgesellschaft, Leipzig (1929)
- BRINKMANN, H.: Bestimmung der Loschmidt-Zahl mit Hilfe einer Variante der Ölfleckmethode unter kosequenter Anwendung von Größengleichungen; *PdN-Ch.*; **32** (1983) 7; 207-211
- BROCK, W. H.: Viewegs Geschichte der Chemie; Fried. Vieweg & Sohn Verlagsgesellschaft mbH, Braunschweig/ Wiesbaden (1997)
- BUCHHEIM, T.: Die Vorsokratiker: Ein philosophisches Porträt; Beck, München (1994)
- BUCK, P.: Ist 'Volumen' eine Eigenschaft von Molekülen, Atomen und Elementarteilchen?; *Chim. Did.*; **8** (1982) 1; 43-58
- BUCK, P.: Vorstellungen hinter dem Begriff "Stoff"; *NiU-P/C*; **34** (1986) 13; 136-140
- BUCK, P.: Reaktion von Schwefel mit Eisen - Ein "Unversuch"; *Chem. Sch.*; **40** (1993a) 3; 90-92
- BUCK, P.: Verstehen lehren statt Begriffe einprägen; *Chem. Sch.*; **40** (1993b) 2; 134-139
- BUCK, P.: Die Teilchenvorstellung - ein "Unmodell"; *Chem. Sch.*; **41** (1994) 11; 412-416
- BUNDESVERBAND DER UNFALLKASSEN: Richtlinien zur Sicherheit im naturwissenschaftlichen Unterricht, Empfehlung der Kultusministerkonferenz; München (1995)
- CAMPBELL, N.: Biologie; Spektrum, Akademischer Verlag, Heidelberg; Berlin; Oxford (1997)
- CARRIER, M.: Atome und Kräfte. Die Entwicklung des Atomismus und der Affinitätstheorie im 18. Jahrhundert und die Methodologie Imre Lakatos'. Inaugural-Dissertation zur Erlangung des Doktorgrades der Philosophischen Fakultät der Westfälischen Wilhelms-Universität zu Münster (Westf.); (1984)
- COOGAN, C. K., REES, A. L. G.: The Nature of the Thermal Change in Zinc Oxide; *J. Chem Phys.*; **20** (1952) 1650-1651
- CRAEMER-RUEGENBERG, I.: Die Naturphilosophie des Aristoteles; Alber, Freiburg [Breisgau], München (1980)

- DALTON, J.: Grundlagen der Atomtheorie (1803-1808); *in*: OSTWALD, W. (Hrsg.), Ostwald's Klassiker der exakten Wissenschaften, Bd. 3; Akademische Verlagsgesellschaft, Leipzig (1996)
- DE SAUSSURE, T.: Chemische Untersuchungen über die Vegetation; *in*: OSTWALD, W. (Hrsg.), Ostwald's Klassiker der exakten Wissenschaften, Nr. 15; Verlag von Wilhelm Engelmann, Leipzig (1890)
- DEMEO, S.: Synthesis and Decomposition of Zinc Iodide; *J. Chem. Educ.*; **72** (1995) 9; 836-839
- DIRKS, W., KLEIN, R. L.: Stoffwechsel bei Pflanzen; *Unterrichtspraxis Biologie*, Bd.4; Aulis-Verl. Deubner, Köln (1999)
- DRIVER, R., SCOTT, P.: Schülerinnen und Schüler auf dem Weg zum Teilchenmodell; *NiU-P*; **5** (1994) 22; 68-75
- DUBS, R.: Konstruktivismus: Einige Überlegungen aus der Sicht der Unterrichtsgestaltung; *ZfPäd.*; **41** (1995) 6; 889-903
- EILKS, I.: Ein etwas anderer Weg zum Streuversuch von Rutherford; *PdN-ChiS*; **50** (2001a) 3; 14-15
- EILKS, I.: Kooperatives Lernen im Chemieunterricht (Teil 1); *MNU*; **56** (2003) 1; 51-55
- EILKS, I., LEERHOFF, G., MÖLLERING, J.: Was ist eigentlich eine chemische Reaktion; *MNU*; **55** (2002) 2; 84-91
- EILKS, I., MÖLLERING, J.: Neue Wege zu einem fächerübergreifenden Verständnis des Teilchenkonzeptes; *MNU*; **54** (2001b) 4; 240-247
- EILKS, I., MÖLLERING, J., LEERHOFF, G., RALLE, B.: Teilchenmodell oder Teilchenkonzept? Oder: Rastertunnelmikroskopie im Anfangsunterricht; *Chemkon*; **2** (2001c) 8; 81-85
- EISNER, W., GIETZ, P., JUSTUS, A., SCHIERLE, W., STERNBERG, M.: *elemente chemie I - Ausgabe A*; Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart - Düsseldorf - Leipzig (1995) 2. Aufl.
- FACH, S. M.: Untersuchungen zum Reaktionsverhalten der Metalle Zink, Aluminium und Magnesium mit Iod in wässrigen Lösungen, Examensarbeit (unveröffentlicht); Carl von Ossietzky-Universität Oldenburg, (2002)

- FALBE, J., REGITZ, M. (Hrsg): CD Römpp, Chemie Lexikon; Thieme Verlag, Stuttgart (1995)
- FEYNMAN, R. P., LEIGHTON, R. B., SANDS, M.: The Feynman Lectures on Physics - Feynman, Vorlesungen über Physik. Band I, Tl. 1; Oldenbourg, München (1974) 1-3
- FISCHLER, H., LICHTFELDT, M.: Teilchen und Atome. Modellbildung im Unterricht; *NiU-P*; **8** (1997) 41; 180-184
- FLADT, R.: Kurskorrektur im Chemieunterricht. Dargestellt an der Einführung und Anwendung des Teilchenmodells in der Sekundarstufe I; *MNU*; **37** (1984) 6; 354-362
- FLADT, R.: Zu: "Neue Wege zu einem fächerübergreifenden Verständnis des Teilchenkonzeptes"; *MNU*; **55** (2002) 2; 114-116
- FRANIK, R.: Automatisch - authentisch, Akrobatisch - akribisch, Systematisch - systemisch; *PdN-Ch.*; **47** (1998) 3; 1
- FREIMANN, T., SCHLIEKER, V., HABELITZ-TKOTZ, W., VEITH, B.: Abgestufte Lernhilfen; *NiU-Ch*; **12** (2001) 64/65; 160-167
- FRITSCH, L.: Verständnisschwierigkeiten bei der Aneignung des Redoxbegriffes - ein Vorschlag zur Überwindung; *Chem. Sch.*; **41** (1994) 6; 232-237
- FRITSCH, L., EHLERT, M.: Vorstellungen der Schüler vom Bau der Stoffe; *Chem. Schule*; **37** (1990) 4; 118-127
- FRÜHAUF, D., TEGEN, H. (Hrsg.): Blickpunkt Chemie; Schroedel Verlag GmbH, Hannover (2002)
- FULL, R.: Die Charakterisierung chemischer Vorgänge - Ein uraltes Unterrichtsziel im Chemieanfangsunterricht methodisch neu aufbereitet; *PdN-Ch.*; **30** (1981) 6; 174-181
- FULL, R.: Der Ölfleckversuch "auf einen Blick"; *PdN-Ch.*; **44** (1995) 8; 16
- GABEL, D.: Improving Teaching and Learning through Chemistry Education Research: A Look to the Future; *J. Chem. Educ.*; **76** (1999) 4; 548-553
- GDCH (Hrsg.): Green Chemistry. Nachhaltigkeit in der Chemie; Wiley-VCH GmbH & Co KGaA, Weinheim (2003)
- GERSTENMAIER, J., MANDL, H.: Wissenserwerb unter konstruktivistischer Perspektive; *ZfPäd*; **41** (1995) 6; 867-888

- GEYER, C.-F.: Die Vorsokratiker zur Einführung; Junius, Hamburg (1995)
- GMELIN: Gmelins Handbuch der anorganischen Chemie; Syst.-Nr. 60, Kupfer, Teil B, 8. Auflage; Verlag Chemie, Berlin (1932)
- GREENWOOD, N. N.: Ionenkristalle, Gitterdefekte und Nichtstöchiometrische Verbindungen; Verlag Chemie GmbH, Weinheim (1973)
- GREENWOOD, N. N., EARNSHAW, A.: Chemie der Elemente; 1. Auflage; VCH-Verlagsgesellschaft mbH, Weinheim (1990) 837
- HÄHNDEL, J.: Die Oxidation und Reduktion im Anfangsunterricht Chemie; *NiU-Ch*; **2** (1991) 8; 322-331
- HAUSCHILD, G.: Anfangsunterricht Teil 5: Die chemische Reaktion; *PdN-ChiS*; **51** (2002) 1; 29-31
- HÄUSLER, K., PFEIFER, P., SCHMIDKUNZ, H.: Elemente der Zukunft: Chemie, Ausgabe N; Oldenbourg Verlag GmbH, München (1996)
- HÄUßLER, P., BÜNDER, W., DUIT, R., GRÄBER, W., MAYER, J.: Perspektiven für die Unterrichtspraxis. Naturwissenschaftliche Forschung; IPN, Kiel (1998)
- HEIDELBERGER, M.: Atombegriff und Erfahrung. Zur Auseinandersetzung zwischen Instrumentalismus und Realismus; *in*: HÄGELE, P. C. (Hrsg.), Die Entwicklung unserer Atom- und Molekülvorstellungen; Universitätsverlag Ulm, Ulm (1994)
- HEIMANN, R., HARSCH, G.: Schülervorstellungen zur Verbrennung von Kohlenstoff im geschlossenen System; *NiU-Ch*; **13** (2002) 72; 305-307
- HEINECKE, C.: Schülervorstellungen über chemische Vorgänge - Ausgangspunkt der Lernstrategie; *Chem. Sch.*; **44** (1997) 5; 184-189
- HOLLEMANN, A. F., WIBERG, E.: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 91.-100., verb. u. st. erw. Auflage; de Gruyter, Berlin - New York (1985)
- HUNTEMANN, H., HONKOMP, H., PARCHMANN, I., JANSEN, W.: Die Wasserstoff/Luft-Brennstoffzelle mit Methanolspaltung zur Gewinnung des Wasserstoffs - Der Fahrzeugantrieb der Zukunft?; *Chemkon*; **8** (2001a) 1; 15-21
- HUNTEMANN, H., MÖLLENCAMP, H., JANSEN, W.: Das pulsierende Galinstan - eine Alternative zum pulsierenden Quecksilberherz; *Chemkon*; **8** (2001b) 2; 76-80

- HÜTTNER, R.: Kaugummiaroma versus Eisensulfid; *Chem. Sch.*; **40** (1993) 10; 356-359
- HÜTTNER, R.: Sind Versuche zur Volumenkontraktion geeignete Stationen auf dem Weg zur Teilchenvorstellung?; *Chem. Sch.*; **43** (1996) 398-403
- INTERNETSEITE a: Empfehlungen für den Chemieunterricht der Schuljahrgänge 7 bis 10 an Gymnasien in Niedersachsen, Stand: 26.01.2004;
<http://www.nibis.de/nli1/gohrgs/rrl/empfchem.pdf>
- INTERNETSEITE b: KRATZERT, M.: Kunststoffe zum Kennenlernen: Viskose; Stand: 26.01.2004;
<http://www.chemie.fu-berlin.de/fb/fachdid/kunststoffe/viskose.htm>
- INTERNETSEITE c: http://www.kopfball-online.de/experimente/exp990516_a.html; Stand: 30.10.2001;
- INTERNETSEITE d: Was bedeutet MWCO und welchen Einfluss hat er auf die Membran?; Stand: 26.01.2004; <http://www.vivascience.de/de/faq/allgemein.shtml#10>
- INTERNETSEITE e: STERN, E.: Lernen – der wichtigste Hebel der geistigen Entwicklung; Stand: 26.01.2004; http://stabi.hs-bremerhaven.de/lfi/html_fachartikel/2003-Stern-Vortrag.htm
- JÄCKEL, M., RISCH, K. T. (Hrsg.): Chemie heute - Sekundarbereich I; Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover (1993)
- JANSEN, W.: Chemie in unserer Welt - Band 1; J. B. Metzlersche Verlagsbuchhandlung und Carl Ernst Poeschel Verlag, Stuttgart (1982)
- JANSEN, W.: Oxidation und Reduktion im Chemieunterricht; *NiU-Ch*; **2** (1991) 8; 320
- JANSEN, W.: Das Gastmahl des Epikurs - die Lehre von den Atomen. Zusammengestellt nach Epikurs Briefen, Sprüchen und Werkfragmenten; *Chemkon*; **10** (2003) 4; 197-202
- JANSEN, W., BARKEMEYER, W., FICKENFRERICHS, H., PEPER, R.: Zur Ermittlung chemischer Formeln im Anfangsunterricht; *NiU-P/C*; **32** (1984a) 6; 214-220
- JANSEN, W., ULSES, R., MATUSCHEK, C., FICKENFRERICHS, H., PEPER, R.: Der Weg zum Dalton'schen Atommodell; *PDN-Ch*; **35** (1986) 34-40
- JANSEN, W., KENN, M., FLINTJER, B., PEPER, R.: Elektrochemie, 4. Auflage; Aulis Verlag Deubner & CO KG, Köln (1994)
- JANSEN, W., PEPER, R., FICKENFRERICHS, H.: Die Dalton'sche Atomtheorie und die Entwicklung der chemischen Formel; *chim. did.*; **16** (1990) 3-33

- JANSEN, W., RALLE, B., PEPPER, R.: Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht; AULIS Verlag Deubner & CO KG, Köln (1984b)
- JANZEN, M.: IPN, mündl. Mitteilung;
- JOHANNSMEYER, F., BLEY, L., FRIEDRICH, J., OETKEN, M.: Auf der Suche nach dem atomaren Klebstoff - Vorschlag einer curricularen Neugestaltung des Chemieunterrichtes der Sek. I; *Chemkon*; **8** (2001a) 3; 143-148
- JOHANNSMEYER, F., BLEY, L., FRIEDRICH, J., OETKEN, M.: Die Masse des "Nichts" - der Boyle-Versuch im neuen Lichte; *Chemkon*; **8** (2001b) 3; 156 - 157
- JOHANNSMEYER, F., BLEY, L., FRIEDRICH, J., OETKEN, M.: Was Teilchen zusammenhält - Eine Batterie erklärt die chemische Reaktion (Teil 1); *PdN-ChiS*; **50** (2001c) 8; 42-44
- JOHANNSMEYER, F., BLEY, L., FRIEDRICH, J., OETKEN, M.: Was Teilchen zusammenhält - Eine Batterie erklärt die chemische Reaktion (Teil 2); *PdN-ChiS*; **51** (2002a) 1; 32-34
- JOHANNSMEYER, F., FLINT, A., OETKEN, M.: Thermochromie bei Kupferoxiden; *Chemkon*; **8** (2001d) 4; 183-186
- JOHANNSMEYER, F., SCHNEIDER, J., OETKEN, M.: Schülervorstellungen zum Boyle-Versuch; *Chemkon*; **10** (2003) 2; 73-74
- JOHANNSMEYER, F., WILLUMSOHN, F., FRIEDRICH, J., OETKEN, M.: Die chemische Reaktion im Anfangsunterricht - ein Hammer?; *Chemkon*; **9** (2002b) 3; 141
- JOHNSTONE, A. H.: Teaching of Chemistry - logical or psychological?; *CERPIE*; **1** (2000) 1; 9-15
- JÜRSS, F.: Griechische Atomisten - Texte und Kommentare zum materialistischen Denken der Antike; Verlag Das Europ. Buch, Westberlin (1984)
- KAMINSKI, B., FLINT, A.: Avogadro - einmal anders eingeführt; *NiU-Ch*; **5** (1994a) 25; 25-26
- KAMINSKI, B., FLINT, A., JANSEN, W.: Chemische Formeln im Anfangsunterricht; *Chemkon*; **1** (1994b) 4; 183-188
- KARLSON, P., DOENECKE, D., KOOLMANN, J.: Kurzes Lehrbuch der Biochemie für Mediziner und Naturwissenschaftler; Thieme, Stuttgart, New York (1994) 14. neubearbeitete Auflage
- KEÇKI, Z.: Didaktische Schwierigkeiten mit den Begriffen "Oxidation - Reduktion"; *NiU-Ch*; **2** (1991) 8; 340-341

- KIRCHER, E.: Vorstellungen über Atome; *NiU-P/C*; **34** (1986) 13; 132-135
- KLAUTKE, S.: Stoffkreisläufe; *Unterricht Biologie*; **199** (1994) 4-13
- KRAMB, V., PROSKE, W., WISKAMP, V.: Eisen-, Calcium-und Kupfer-Kreisläufe; *NiU-Ch*; **32** (1996) 7; 59-61
- KRAUTZ, H. W., (Hrsg.): Epikur. Briefe-Sprüche-Werkfragmente (Griechisch/Deutsch); Phillip Reclam Verlag, Stuttgart (1980)
- KÜHMSTEDT, J.: Diiodpentaoxid: Eine neue Alternative zu Quecksilberoxid im einführenden Chemieunterricht; *PdN-Ch.*; **48** (1999) 8; 13-17
- KULLMANN, K.: Was erklärt der "Modellversuch zur Volumenkontraktion" wirklich?; *Chem. Sch.*; **41** (1994) 470
- LANDOLT, H.: Über die Zeitdauer der Reaktion zwischen der Iodsäure und schwefliger Säure; *Berichte der deutschen chemischen Gesellschaft*; **19** (1886) 1317-1365
- LANGENSIEPEN, F.: Zwei Standardversuche in neuer Versuchstechnik; *PdN-Ph*; **38** (1989) 4; 6-8
- LEERHOFF, G., MÖLLERING, J. EILKS, I.: Lernzirkel zur Behandlung der Stoffeigenschaften; *MNU*; **53** (2000) 4; 231-234
- LIDE, D. R.: CRC Handbook of Chemistry and Physics, 78. Auflage; CRC Press, New York (1997-98)
- LIENING, B., QUANTE, U., THOMAS, W., WITKE, G.: Lehrbuch der Chemie - Naturstoffe, Kunststoffe; Verlag Moritz Diesterweg GmbH und Co., Frankfurt am Main (1993)
- LÜTTGE, U. K., M./ BAUER, G.: Botanik; VCH, Weinheim; New York; Basel; Cambridge; Tokyo (1994) 2. Aufl.
- MAHL, D.: Atommodelle im Chemieunterricht der Realschule; *NiU-P/C/B*; **23** (1975) 2; 63-67
- MANDL, H., GRUBER, H., RENKL, A.: Situiertes Lernen in multimedialen Lernumgebungen; *in*: ISSING, L. J., KLIMSA, P. (Hrsg.), Information und Lernen mit Multimedia; Beltz, Weinheim (1997) 166-178
- MARX, R.: Kleinste Teilchen! Wortklauberei oder Notwendigkeit?; *NiU-Ch*; **13** (2002) 67; 47

- MATUSCHEK, C.: Chemische Formel "light"! Erfahrungsbericht über eine neue Art, die chemische Formel einzuführen; *NiU-Ch*; **5** (1994) 25; 231-233
- MCDONNEL, J.: The concept of an atom from Democritus to John Dalton; The Edwin Mellen Press, New York (1991)
- MÖLLERING, J., FLINT, A.: Magnesium und Kohlenstoffdioxid - (k)eine einfache Reaktion?; *Chemkon*; **1** (1999) 6; 11-14
- MÜLLER, M.: Der "Modellversuch zur Volumenkontraktion" - ein untaugliches Hilfsmittel; *Chem. Sch.*; **42** (1995) 115
- MÜLLER, U.: Anorganische Strukturchemie, 3. überarb. und erw. Auflage; Teubner, Stuttgart (1996)
- NAUMER, H., FABIAN, U.: Atommodelle in der Sekundarstufe I; *NiU-P/C*; **27** (1979) 9; 276-285
- NOYES, A. A., SAMMETT, G. V.: Lecture Experiments illustrating various types of catalytic action; *J. Am. Chem. Soc.*; **24** (1902) 498-515
- OKAMIYA, J.: Volumenänderung bei Mischungen und Lösungen; *Chim. Did.*; **8** (1982) 1; 33-42
- PABST, B.: Atomtheorien des Lateinischen Mittelalters; Wissenschaftliche Buchgesellschaft, Darmstadt (1994)
- PARSONS, L. B.: The influence of water on certain chemical reactions III. The reactions between certain Metals and iodine; *J. Am. Chem. Soc.*; **47** (1925) 1830-1835
- PATENT: US Patent Nr. US5772328 vom 30. Juni, 1998; (1998)
- PFEIFER, P.: Vorschläge zur Klassifikation chemischer Vorgänge im einführenden Unterricht; *NiU-P/C*; **26** (1978) 12; 375-380
- PFEIFER, P., LUTZ, B., BADER, H. J.: Konkrete Fachdidaktik Chemie; Oldenbourg Schulbuchverlag GmbH, München (2002)
- PFUNDT, H.: Ursprüngliche Erklärungen der Schüler für chemische Vorgänge; *MNU*; **28** (1975) 3; 157-162
- PFUNDT, H.: Das Atom - Letztes Teilungsstück oder erster Aufbaustein? Zu den Vorstellungen, die sich Schüler vom Aufbau der Stoffe machen; *Chim. Did.*; **7** (1981) 2; 75-94

- PFUNDT, H.: Vorunterrichtliche Vorstellungen von stofflicher Veränderung; *Chim. Did.*; **8** (1982) 161-180
- PIAGET, J., INHELDER, B.: Die Psychologie des Kindes, 2. Auflage; Walter-Verlag, Olten - Freiburg (Breisgau) (1973)
- PIAGET, J., INHELDER, B.: Die Entwicklung des physikalischen Mengenbegriffs beim Kinde; Klett Verlag, Stuttgart (1969)
- PIOSIK, R.: Die Reaktion von Schwefel und Eisen ist kein "Unversuch"; *Chem. Sch.*; **40** (1993) 10; 379-380
- RALLE, B., BODE, U.: Die These von Avogadro und noch ein Vorschlag zur Einführung der zweiatomigkeit von Wasserstoff; *NiU-Ch*; **5** (1994) 25; 246-252
- REMY, H.: Lehrbuch der Anorganischen Chemie; 11. Auflage; Akademische Verlagsgesellschaft Geest & Portig K.-G., Leipzig (1961) 449
- RIEDEL, E.: Anorganische Chemie, 3. Auflage; de Gruyter, Berlin - New York (1994)
- ROESKY, H. W., MÖCKEL, K.: Chemische Kabinettstücke: spektakuläre Experimente und geistreiche Zitate, 1., korrigierter Nachdruck; VCH, Weinheim - New York - Basel - Cambridge - Tokyo (1996)
- ROTH: Gesamtkatalog der Firma Carl Roth, Laborbedarf_Life Sciences_Chemikalien 2001/2002, S. 218; (2001)
- RRL-BIO: Niedersächsischen Kultusministerium (Hrsg.): Rahmenrichtlinien für das Gymnasium, Schuljahrgänge 7-10- Biologie für Niedersachsen; Schroedel, Hannover (1994)
- RRL-CHE: Ministerium für Schule, Wissenschaft und Forschung des Landes Nordrhein-Westfalen (Hrsg.): Richtlinien und Lehrpläne für das Gymnasium - Sekundarstufe I - in Nordrhein-Westfalen. Chemie; Ritterbach Verlag, Frechen (1993)
- RRL-CHE: Niedersächsischen Kultusministerium (Hrsg.): Rahmenrichtlinien für das Gymnasium, Schuljahrgänge 7-10 - Chemie für Niedersachsen; Schroedel Schulbuchverlag, Hannover (1994)
- SCHLEICHER&SCHUELL: Warenkatalog der Firma Schleicher und Schuell, Filtration; (2000)

- SCHMIDKUNZ, H.: Die Entwicklung und die Erörterung von Kreisprozessen- ein didaktisches Prinzip einer Umwelterziehung im Chemieunterricht; *NiU-Ch*; **16** (1993) 1; 233-237
- SCHMIDKUNZ, H.: Kreisprozesse und Unterricht; *NiU-Ch*; **32** (1996) 7; 54-58
- SCHMIDT, H.-J.: Der Oxidationsbegriff in Wissenschaft und Unterricht; *Chem. Sch.*; **41** (1994) 1; 6-10
- SCHMIDT, S., PARCHMANN, I.: Von "erwünschten Verbrennungen und unerwünschten Folgen" zum Konzept der Atome- Eine Unterrichtseinheit aus der Konzeption Chemie im Kontext; *MNU*; **56** (2003) 4; 214-221
- SCHMOLDT, S.: Der Rutherford'sche Streuversuch. Ein Schülerversuch am Modell; *NiU-Ch*; **8** (1997) 42; 300-301
- SCHNEIDER, J.: Stationen und Problemfelder auf dem Weg ins Diskontinuum unter Berücksichtigung von Schülervorstellungen im Chemieanfangsunterricht; Carl von Ossietzky-Universität Oldenburg, (2003)
- SCHNOTZ, W.: Psychologische Aspekte des Wissenserwerbs und der Wissensveränderung; in: DUIT, R., RHÖNECH, CH. V. (Hrsg.), Lernen in den Naturwissenschaften; IPN, Kiel (1996)
- SEEGER, K.: Semiconductor physics: an introduction; 8. Aufl.; Springer Verlag, Berlin - Heidelberg - New York - Barcelona - Hong Kong - London - Milan - Paris - Tokyo (2002) 324 ff.
- SHANNON, R. D.: Revised Effective Ionic Radii and Systematic Studies of Interatomic Distances in Halides and Chalcogenides; *Acta Crystallographica*; **A32** (1976) 751-767
- SONE, K., FUKUDA, Y.: Inorganic Thermochemistry; Springer-Verlag, Berlin - Heidelberg - New York - London - Paris - Tokyo (1987)
- STACHOKIAK, H.: Allgemeine Modelltheorie; Springer, Wien - New York (1973) 131 ff.
- STÄUDEL, L.: Stationenlernen im Chemieunterricht; *NiU-Ch*; **11** (2000) 58/59; 2-5
- STEINBUCH, K.: Denken in Modellen; in: SCHÄFER, G., TROMMER, G., WENK, K. (Hrsg.), Denken in Modellen; Westermann, Braunschweig (1977)
- STORK, H.: Was bedeuten die aktuellen Forderungen "Schülervorstellungen berücksichtigen, konstruktivistisch lehren!" für den Chemieunterricht in der Sekundarstufe I?; *ZfDN*; **1** (1995) 15-28

- STRUBE, I.: Aristoteles und die Krise in den Lehren über chemische Vorgänge; *in*: WELSKOPF, E. C. (Hrsg.), Hellenische Poleis. Band.4; Akademie-Verlag, Berlin (1974a)
- STRUBE, W.: Erfahrungen und Theorien über chemische Vorgänge in der Zeit von Thales bis Platon.; *in*: WELSKOPF, E. C. (Hrsg.), Hellenische Poleis. Band.4; Akademie-Verlag, Berlin (1974b)
- STRUBE, W.: Der historische Weg der Chemie: von der Urzeit bis zur wissenschaftlichen-technischen Revolution; Aulis-Verlag Deubner, Köln (1989)
- STRUBE, W.: Die Bedeutung des Antiken Atomismus für die Entwicklung der Experimentalchemie; *Chemkon*; **4** (1997) 2; 62-64
- STRUBE, W.: Geschichte der Chemie. Band 1. Das empirische Zeitalter der Chemie; Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart (1999)
- SUMFLETH, E.: Schülervorstellungen im Chemieunterricht; *MNU*; **45** (1992) 7; 410-414
- SUMFLETH, E., STACHELSCHIED, K., TODTENHAUPT, S.: Redoxreaktionen in der Sekundarstufe I; *NiU-Ch*; **2** (1991) 8; 321
- SUMFLETH, E., TODTENHAUPT, S.: Zum Redox-Verständnis der Schüler beim Übergang von der Sekundarstufe I zur Sekundarstufe II; *Chim. Did.*; **14** (1988) 1/2; 43-68
- SUMFLETH, E., TODTENHAUPT, S.: Redox-Prozesse - Zur Entwicklung des Verständnisses von Schülern im Laufe der Schulzeit; *Chemkon*; **1** (1994) 3; 126-132
- SUMFLETH, E., TODTENHAUPT, S.: Redoxreaktionen aus Sicht der Schüler; *Chim. Did.*; **21** (1995) 20-41
- TAUSCH, M. W., WACHTENDONK, M. V. (HRSG.): Stoff - Formel - Umwelt. Chemie 1; C. C. Buchners Verlag, Bamberg (1996)
- TOUCHÉ, W.: Atommodelle im Chemie- und Physikunterricht der gymnasialen Mittelstufe - Versuch einer Koordination - Ergebnis einer gemeinsamen Fortbildungsveranstaltung der Fachleiter der Fächer Physik und Chemie des Landes Schleswig-Holstein; *PdN-Ph*; **38** (1989) 4; 2-6
- TOUMIN, S., GOODFIELD, J.: Materie und Leben; Wilhelm Goldmann Verlag, München (1970)

- VOLLHARDT, K. P. C., SCHORE, N.E.: Organische Chemie; VCH, Weinheim; New York; Basel; Cambridge; Tokyo (1995) 2. Aufl.
- WELLS, A. F.: Structural inorganic chemistry, 5. Ed.; Clarendon Press, Oxford (1984) 539
- WENCK, H., DIEMANN, E., LOHRIE, R.: Erkenntnistheoretische Probleme in Forschung und Unterricht am Beispiel der Raster-Tunnel-Mikroskopie; *Zur Didaktik der Physik und Chemie*; (1993) 235-237
- WENINGER, J.: Das Denken im Kontinuum und im Diskontinuum. Teil 1; *MNU*; **35** (1982a) 4; 193-200
- WENINGER, J.: Das Denken im Kontinuum und im Diskontinuum. Teil 2; *MNU*; **35** (1982b) 5; 268-273
- WEINERT, F. E. (HRSG.): Leistungsmessungen in Schulen; Beltz, Weinheim (2001)
- WILD, A.: Pflanzenphysiologische Versuche in der Schule; Quelle und Meyer, Wiebelsheim (1999)
- WÖHRMANN, H.: Einführung und Behandlung des Oxidations- und Reduktionsbegriffs im Chemieunterricht der Sekundarstufe I; *NiU-P/C*; **26** (1978) 4; 119-122

A Anhänge

A.1 Aktivierung chemischer Reaktionen durch Hammerschlag

A.1.1 Aktivierung der Reaktionen verschiedener Metalle mit Schwefel durch Hammerschlag

A.1.2 Aktivierung der Reaktion von Aluminium mit Iod durch Hammerschlag

A.2 Detaillierte Umfrageergebnisse zur Massenerhaltung bei der Verbrennung von Kohle im geschlossenen Kolben

A.2.1 Begleitender Text zum Umfragebogen

A.2.2 Übersicht über die Angaben der Lehrer

A.2.3 Zuordnung der Schüler zu den Antwortkategorien

A.3 Stationen des Lernzirkels mit Lehrer- und Schülerarbeitsblättern

A.4 Weitere Arbeits-, Informations- und Übersichtsblätter

A.1 Aktivierung chemischer Reaktionen durch Hammerschlag

Die chemische Reaktion und ihre Kennzeichen sind wesentlicher Bestandteil des Chemieunterrichtes der Sekundarstufe I. Häufig eingesetzte Reaktionen sind z.B. die Synthese von Eisensulfid, Kupfersulfid und Zinksulfid aus den entsprechenden Elementen. Bei diesen Reaktionen wird die für den freiwilligen Ablauf erforderliche Aktivierungsenergie in Form von Wärmeenergie zugeführt (Brenner, Wunderkerze etc.).

Bei den Schülern treten häufig Verständnisschwierigkeiten auf, da ein nicht unerheblicher Energiebetrag in Form von Wärmeenergie zugeführt werden muss, der die Wahrnehmung des exothermen Verlaufes erschwert. Insofern stellen durch Hammerschlag ausgelöste chemische Reaktionen in zweierlei Hinsicht eine sinnvolle Alternative dar: Zum einen wird die zum freiwilligen Ablauf notwendige Aktivierungsenergie nicht in Form von Wärmeenergie, sondern in Form von mechanischer Energie zugeführt. Weiterhin bietet sich durch diese Vorgehensweise im Sinne eines fächerübergreifenden Ansatzes die Möglichkeit, aus dem Physikunterricht bekannte Inhalte zur Energieumwandlung auf ein anderes naturwissenschaftliches Fach zu übertragen und auf einen neuen Sachzusammenhang anzuwenden.

A.1.1 Aktivierung der Reaktionen verschiedener Metalle mit Schwefel durch Hammerschlag

Geräte und Chemikalien:

Schlagfeste Unterlage (z.B. kleiner Amboss, Eisenbahnschiene oder Fäustel), schwerer Handhammer, Waage, Mörser mit Pistill, Schwefel, Magnesiumpulver, Aluminiumpulver, Zinkpulver, Kupferpulver

Versuchsdurchführung:

Eines der Metallpulver (Aluminium, Kupfer, Magnesium oder Zink) wird in stöchiometrischem Verhältnis mit gemörsertem Schwefel intensiv gemischt. 1 g dieses Gemisches wird auf die feste Schlagunterlage gegeben. Mit einem Handhammer wird nun kräftig auf den Pulverhaufen geschlagen.

Beobachtungen:

a) Die Reaktion von Aluminium und Schwefel:

Das Gemisch reagiert bei treffsicherem Hammerschlag unter lautem Knallen und heller Flammerscheinung. Hierfür ist ein relativ geringer Kraftaufwand notwendig. Das Reaktionsprodukt kann häufig nicht erhalten werden, da durch das Schlagen und die heftige Reaktion das Reaktionsprodukt zu den Seiten versprengt wird (vgl. Abb. A.1).

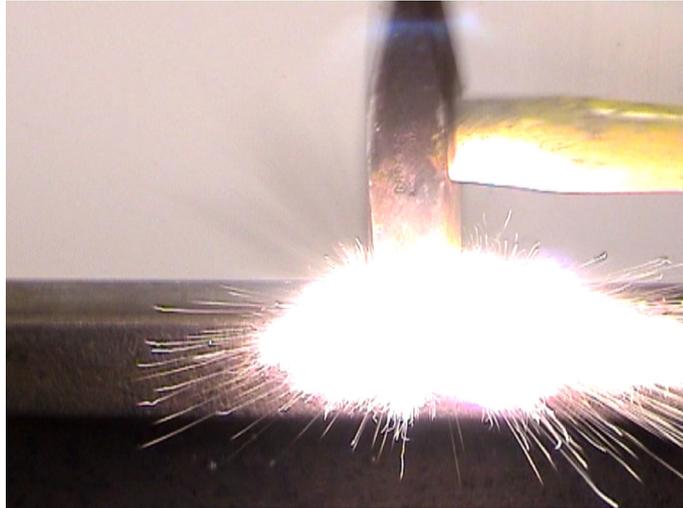


Abb. A.1: Entzündung eines Aluminium-Schwefel-Gemisches durch Hammerschlag

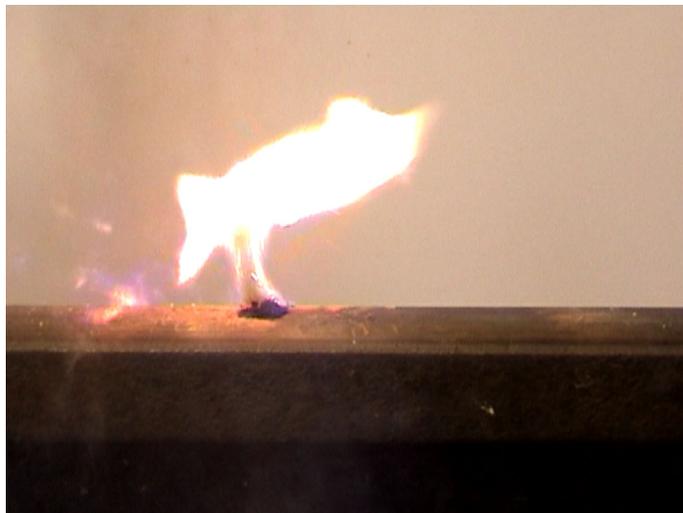


Abb. A.2: Reaktion eines Kupfer-Schwefel-Gemisches nach dem Hammerschlag

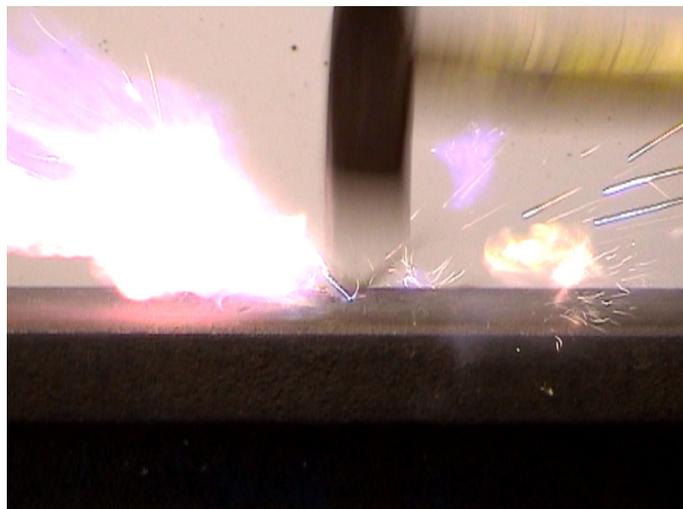


Abb. A.3: Entzündung eines Magnesium-Schwefel-Gemisches durch Hammerschlag

b) Die Reaktion von Kupfer mit Schwefel

Sofort nach dem Hammerschlag reagiert auch hier das Reaktionsgemisch. Die Reaktion von Kupfer und Schwefel verläuft weniger heftig als die Reaktion von Aluminium mit Schwefel. Deutlich ist zu erkennen, dass das Kupfer-Schwefel-Gemisch auch nach dem Reaktionsstart weiterreagiert (vgl. Abb. A.2). Um das Reaktionsprodukt Kupfersulfid zu erhalten, kann das Reaktionsgemisch auch in ein Stück Papier eingeschlagen werden. Nach dem Hammerschlag ist dann eine Wärmeentwicklung festzustellen und es steigen u.U. Schwefeldämpfe auf. Selten beginnt das Papier auch zu brennen. Nach der Reaktion befindet sich das blauschwarze Kupfersulfid im Papierbriefchen.

c) Die Reaktion von Zink mit Schwefel

Für diese Reaktion ist ein sehr kräftiger Hammerschlag notwendig. Das Gemisch reagiert dann unter heller Flammenerscheinung und z.T. auch mit lautem Knall.

d) Die Reaktion von Magnesium mit Schwefel

Unter lautem Knall reagiert das Gemisch heftig mit heller Flamme (Abb. A.3). Im Vergleich zu den oben beschriebenen Reaktionen ist hier der geringste Kraftaufwand notwendig.

A.1.2 Aktivierung der Reaktion von Aluminium mit Iod durch Hammerschlag

Geräte und Chemikalien:

analog Versuch A.1.1 ; zusätzlich Aluminiumfolie, Iod

Durchführung:

In mehrere Lagen Aluminiumfolie wird 1 g Iod eingeschlagen. Im Abzug wird mit dem Hammer kräftig auf das Aluminiumbriefchen geschlagen. Es empfiehlt sich, das Briefchen mit etwas Klebeband auf der Schlagunterlage zu fixieren.

Beobachtung/Auswertung:

Unmittelbar nach dem Schlag steigen violette Dämpfe aus dem Briefchen auf, das Reaktionsprodukt ist allerdings schwierig zu identifizieren. Durch den Hammerschlag kann die Aluminiumfolie reißen und nicht abreagiertes Iod wird freigesetzt.

A.2 Detaillierte Umfrageergebnisse zur Massenerhaltung bei der Verbrennung von Kohle im geschlossenen Kolben

A.2.1 Begleitender Text zum Fragebogen

Sehr geehrte Lehrende

Wir führen derzeit in der Arbeitsgruppe Didaktik der Chemie an der Universität in Oldenburg eine Untersuchung zu Schülervorstellungen bei Aspekten chemischer Reaktionen durch. Hierbei gilt unser besonderes Augenmerk der Betrachtung des Massenerhaltes bei Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff in einem geschlossenen System („Boyle Versuch“ mit Kohlenstoff).

Ziel ist es, ein Bild der Schülerkonzepte bezüglich der Massenerhaltung zu erhalten, wobei Schüler zwischen der 8. bis 13. Klasse befragt werden sollen. Um repräsentative Aussagen zu erhalten ist es notwendig eine möglichst große Anzahl an Testpersonen zu befragen, so dass wir auf die Mitarbeit möglichst vieler Lehrerinnen und Lehrer sowie möglichst vieler Klassen angewiesen sind. Sie können uns daher sehr helfen, wenn Sie den beiliegenden Fragebogen in Ihrer (oder Ihren) Klasse(n) bearbeiten lassen würden. Die Auswertung der Fragebögen erfolgt absolut anonym. Der auf den Fragebögen angegebene Code dient lediglich einer bei eventuellen Folgeuntersuchungen notwendigen internen Zuordnung, um Entwicklungen dokumentieren zu können.

Als Bearbeitungszeit für den Fragebogen sind etwa 10 - 15 min Zeit vorgesehen. Der Fragebogen enthält eine kurze Beschreibung des Versuchs. Auch wird bereits im Fragebogen darauf hingewiesen, dass die Kohle rückstandslos verbrennt. Es ist daher nicht zwingend erforderlich, den Versuch vorzuführen, würde jedoch gerade in den unteren Jahrgangsstufen dazu beitragen Missverständnissen vorzubeugen und eine größere Motivation für die Beantwortung zu schaffen. Sollten Sie sich entscheiden, den Versuch der Klasse vorzuführen, ist es selbstverständlich erforderlich, den Fragebogen vor der Überprüfung der Massenkonstanz ausfüllen zu lassen.

Für eine möglichst exakte Zuordnung der einzelnen Erhebungsergebnisse, sind einige Angaben zu den bis dahin behandelten Unterrichtsinhalten nötig. Daher möchten wir sie bitten, die folgenden Fragen kurz zu beantworten:

Wurde den Schülern der Versuch, der Gegenstand des Fragebogens ist, vor der Bearbeitung des Fragebogens vorgeführt?

Nein Ja incl. Wägung Ja ohne Wägung

Wurde die chemische Reaktion bereits im Unterricht behandelt?

Nein Ja

Ist der Balkenwaagenversuch durchgeführt worden?

Nein Ja

Wie lange ist das etwa her? _____

Wurde die Massenerhaltung bei chemischen Reaktionen bereits im Unterricht behandelt?

Nein Ja

Wenn ja, an welchem Beispiel?

Welche Bearbeitungszeit hatten die Schüler für den Fragebogen?

_____ min.

In welchem Jahrgang wurde der Fragebogen bearbeitet?

8. Jg. 9. Jg. 10. Jg. 11. Jg. 12. Jg. 13. Jg.

Die Fragebögen können sie kostenfrei an folgende Adresse senden

Universität Oldenburg
Carl von Ossietzky Str. 9-11
Didaktik der Chemie
z.Hd. Falko Johannsmeyer
26129 Oldenburg

Wir möchten Ihnen bereits im Voraus für Ihre Mithilfe danken. Sollten noch Fragen offen bleiben, so erreichen sie uns unter

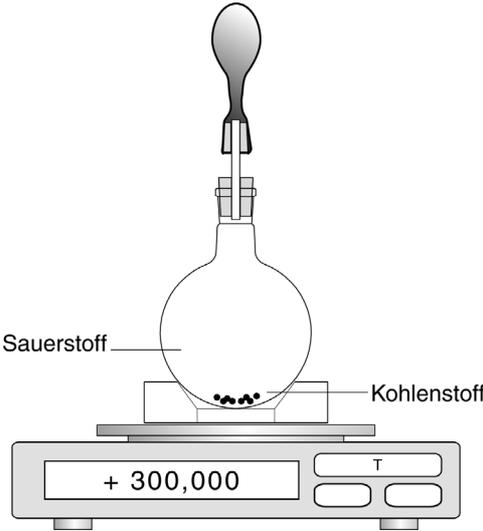
Tel: 0441 / 798 - 3720 (Falko Johannsmeyer)

Fax: 0441 / 798 - 3691

E-Mail: Falko.Johannsmeyer@informatik.uni-oldenburg.de

Dein Code: _____ <small>Der Code besteht aus den Initialen Deines Vaters und dem Tag Deines eigenen Geburtstags Vater: Johannes Mustermann; DEIN Geburtstag z.B. 16.06.1989 Code: JM 16</small>	Dein Geschlecht: <input type="checkbox"/> männlich <input type="checkbox"/> weiblich	Klasse:	Datum:
--	--	---------	--------

In dem verschlossenen, mit Sauerstoff gefüllten Rundkolben wird Holzkohle (Kohlenstoff) verbrannt. Die gesamte Versuchsapparatur wiegt 300 g. Nach der Reaktion ist kein Kohlenstoff mehr zu sehen. Wie wird sich die Masse der Versuchsapparatur verändern?



Kreuze bitte an:

- Die Masse nimmt zu
- Die Masse bleibt gleich
- Die Masse nimmt ab

Begründe bitte Deine Antwort:

A.2.2 Übersicht über die Angaben der Lehrer

Die Tabelle bezieht sich auf die Angaben der Lehrer zum Begleittext des Umfragebogens (vgl. A.2.1)

Jg.	Wurde den Schülern der Versuch vor Bearbeitung des Fragebogens vorgeführt?		Wurde die chemische Reaktion bereits im Unterricht behandelt ?		Ist der Balkenwaagenversuch durchgeführt worden?			Massenerhaltung bei chemischer Reaktion behandelt?			Zeit [min]	
	Nein	Ja		Nein	Ja	Nein	Ja	Wie lange ist das etwa her?	Nein	Ja		Beispiel
		mit Wägung	ohne Wägung									
8.1	x			x		x			x			12
8.2	x			x		x			x			15
8.3	x			x		x			x			10
8.4	x			x		x			x			5
8.5	x				x	x			x			10
8.6	x			x		x			x			10
9.1												
9.2												
9.3	x			x		x			x			13
9.4	x				x		x	¼-1 Jahr		x	Eisenwolle	
9.5	x				x	x			x			10
9.6	x			x		x			x			10
9.7	x				x	x			x			10
10.1	x				x		x	½ Jahr		x		12
10.2	x				x		x	1½ - 1 ¼ Jahre		x	Boyle mit Eisenwolle	5-10
10.3	x				x		x	1 Jahr		x	Verbrennen von Streichholz im geschlossenen RG	
10.4	x				x	x				x		
11.1	x				x		x	8.Kl.		x		10
11.2			x		x		x	2 Jahre		x	?	5
11.3	x				x	x			x			10
11.4	x				x		x	2 Jahre		x	Metalloxide	5
11.5	x				x	x				x	?	10
12.1												
12.2	x				x		x	? 4 Jahre		x	?	15
12/13	x				x			4-5 Jahre		x		5
13.1	x				x		x	4 Jahre		x	u.a. eingeschmolzene Streichholzköpfe	10
13.2	x				x		x	4 Jahre		x	?	
13.3	x				x		x	4 Jahre		x		10
13.4	x				x		x	4 Jahre		x		10

A.2.3 Zuordnung der Schüler zu den Antwortkategorien

Im Folgenden finden sich die Zuordnungen der Umfragebögen der verschiedenen Jahrgänge zu den Kategorien. In den Tabellen sind dabei die Codes der Schüler angegeben, die aus den Initialen des Vaters und dem Tag des Geburtstages bestehen sollten. Auch Angaben von Schülern, die nicht diesem Muster entsprechen, sind hier aufgeführt. Bögen von Schülern, die keinen Code angegeben hatten, wurden mit OC (ohne Code) und einer zweistelligen fortlaufenden Zahl gekennzeichnet. Diese Codes sind in kursiv abgedruckt.

Zur Einordnung ist hier nochmals die Gesamtübersicht der Ergebnisse angegeben:

	Anzahl an Schülern, darunter %-Angaben, bezogen auf den jeweiligen Jahrgang					Gesamt
	Jg. 8	Jg. 9	Jg. 10	Jg. 11	Jg. 12/13	
Gesamtzahl Bögen	144 <i>100 %</i>	190 <i>100 %</i>	86 <i>100 %</i>	106 <i>100 %</i>	121 <i>100 %</i>	647 <i>100 %</i>
Zunahme der Masse	9 <i>6 %</i>	18 <i>9 %</i>	9 <i>10 %</i>	3 <i>3 %</i>	0 <i>0 %</i>	39 <i>6 %</i>
Massenerhalt	54 <i>38 %</i>	100 <i>53 %</i>	68 <i>80 %</i>	88 <i>83 %</i>	108 <i>89 %</i>	418 <i>65 %</i>
Abnahme der Masse	81 <i>56 %</i>	72 <i>38 %</i>	9 <i>10 %</i>	15 <i>14 %</i>	13 <i>13 %</i>	190 <i>29 %</i>
Richtige Begründung	49 <i>34 %</i>	85 <i>45 %</i>	65 <i>76 %</i>	87 <i>82 %</i>	102 <i>84 %</i>	388 <i>60 %</i>

Tabelle A.1: Verteilung der Antworten in den Jahrgängen 8 bis 13

A.2.3.2 Begründungen einer Massenabnahme

Antwortkategorie	Jahrgang 8		Jahrgang 9		Jahrgang 10		Jahrgang 11		Jahrgang 12/13	
	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen
6	Entstehende Gase sind leichter als der Kohlenstoff bzw. wiegen nichts.									
6a	LS28, EB19, GJ19, JB25, LD14, AU06, PB16, UW26, MR27, WS29, PM18, NN10, HL20	JH08, EI12, MN4, FB05, AR03, ST22, CS23, RR04, RS7	EK27, TS15, OC09, FF27, VH29	AH18, KS19, UB12, GW88, FT10, WS08, BV04, PB23	RD07	GL11		AS31	WK30	
6b	PS07, ML14, MK20, FK14, JP1, GW14, RZ1	JW23, AVT18, BW11, KD22, JM13, AW20, GP20, TL04	SMB12	WP1, WB22	MB28	PL05	HDG5	LB04	JB13, RP08, JGM18	
6c		US25, JS17, HW16, DB28	MV16, FS14, PL19, ED23, AR17, MW007	HJA22, BW8, JD03, WS24, LK08	WR09, HB19		AF27, AF04, FR5	BS24	MS2, PH02	
7	Entstehende Gase sind wegen ihrer geringeren Dichte leichter als der Kohlenstoff.									
7a	LFWHB2, FW22, JO21, JB21		L9	HH01						
7b		HH28	RW26, WUP15							
8	Die Masse nimmt ab, da Holzkohle (zum Teil) verschwindet.									
8a	UE09, MT22, TS28, JW16	MS25, MK01	HV17, MMM10, PK7, OC11, GA25	EJ04				GL27	BD02	
8b		HI27	OWR25, VJ19, AB23	KB14, FB28	MG10					
9	JS19, JW16, RJ01	HD14	LL25	DS28, JH19, OT01					AA08	
10	WN17, AB27, HB2, HH26, AJ10	WDB26, GUT17, BH24	JR10, AA21, OC07, KT007	AR04, WW5			OC12	AD16		
11		AK24, GS5, CT10	HW5, LT23, UK26, RN18, EL30, DS27	RR14, OG05, KH24, EL04				PH09, KE27, AL31		
12	HJKM2, WJT26, AE09, RM06, HW23, WW02, TS31	HG17, MP10, EW04	RS7, JF2588, OC10, WB15, INC	JS13, HS19, PB23, MZ5, KB08	EB24, MA10			GM08, AB25	MG11, AL30, LK11	HPJ8

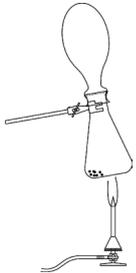
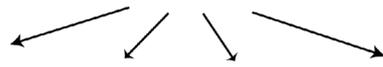
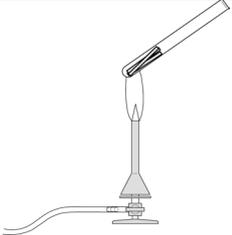
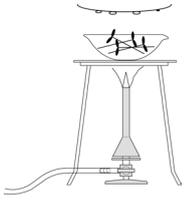
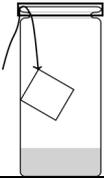
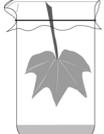
Tabelle A.3: Verteilung der Fragebögen mit Begründung einer Massenabnahme

A.2.3.3 Begründungen einer Massenzunahme

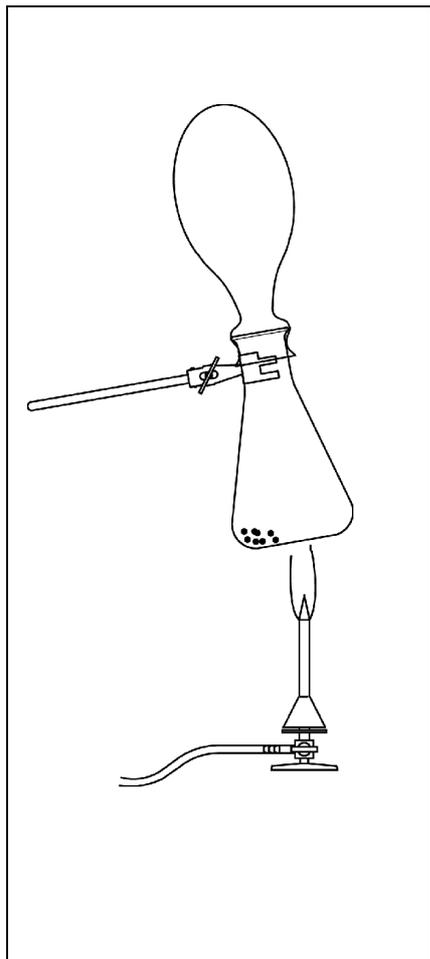
Antwortkategorie	Jahrgang 8		Jahrgang 9		Jahrgang 10		Jahrgang 11		Jahrgang 12/13	
	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen	Mädchen	Jungen
13 Es entsteht Gas; dadurch nimmt die Masse zu.	HB30		VEB11	FHD28, VS31, BM16						
14 Das Verbrennungsprodukt (Kohlenstoffdioxid) ist schwerer als einzelne Ausgangsstoffe.										
14a Das Verbrennungsprodukt ist schwerer als der Kohlenstoff.		GM06, PM19, NAC15 JB7	WK11	PG27, HL05						
14b Das Verbrennungsprodukt ist schwerer als Sauerstoff/ „Luft“.	LB04		DK7, HB09							
15 Das Verbrennungsprodukt hat eine höhere Dichte als der Sauerstoff.		JJ29			GJ18					
16 Es findet eine Ausdehnung des Ballons statt und mit zunehmendem Volumen nimmt die Masse zu.	HGB3	HH04, CE19, SK26		RR22, GT15		GR14				
17 Nicht zuzuordnen/ keine Begründung.		AVH26, UB7	RN10, HH18, MR22	LS2?, GL11	MH09, EH26, OC20, JS01	JK01	WT23, HVD24	JV20		

Tabelle A.4: Verteilung der Fragebögen mit Begründung einer Massenzunahme

A.3 Stationen des Lernzirkels mit Lehrer- und Schülerarbeitsblättern

Station	zentrale Inhalte der Station	
Kohle im Kolben		<ul style="list-style-type: none"> • Verbrennen von Kohlenstoff im geschlossenen Kolben • Aufstellen der Wortgleichung: <i>Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid</i> • Nachweis des Massenerhalts
Pflanzenwachstum A	<ul style="list-style-type: none"> • Lesen eines Informationstextes über die Fotosynthese und den Stoffwechsel von Pflanzen • Aufstellen der Wortgleichung der Fotosynthese und des Stoffwechsels: <p style="text-align: center;"> $\text{Kohlenstoffdioxid} + \text{Wasser} \longrightarrow \text{Traubenzucker} + \text{Sauerstoff}$  </p>	<ul style="list-style-type: none"> • Erklären der Massenzunahme einer Erbsenpflanze beim Wachsen • Erklären des Massenerhalts beim Wachstum von Kresse im geschlossenen Kolben
Pflanzenwachstum B		<ul style="list-style-type: none"> • Erklären der Massenzunahme einer Erbsenpflanze beim Wachsen • Erklären des Massenerhalts beim Wachstum von Kresse im geschlossenen Kolben
Verkohlen A		<ul style="list-style-type: none"> • Verkohlen von Streichhölzern im Reagenzglas • Aufstellen der Wortgleichung: <i>Holz → Kohlenstoff + Wasser</i>
Verkohlen B		<ul style="list-style-type: none"> • Verkohlen von Kresse in einer Abdampfschale • Aufstellen der Wortgleichung: <i>Kresse → Kohlenstoff + Wasser</i>
Verkohlen C		<ul style="list-style-type: none"> • Verkohlen von Rohrzucker mit konzentrierter Schwefelsäure • Nachweis des Massenerhalts
Zusatzstation		<ul style="list-style-type: none"> • Verfolgung der Kohlenstoffdioxidaufnahme von Pflanzen mittels Indikator

Station Kohle im Kolben



Geräte und Chemikalien:

Erlenmeyerkolben 300 mL, Luftballon, Waage, Wägeschälchen, Brenner, Stativklemme, gekörnte Aktivkohle (oder selbst verkohltes Material), Sauerstoff, Kalkwasser

Vorbereitung:

Der Luftballon sollte vor Beginn des Versuches einmal aufgeblasen werden, damit er vorgedehnt ist.

Durchführung:

0,07-0,08 g Aktivkohle (oder selbst verkohltes Material) werden abgewogen und in den Erlenmeyerkolben gegeben. Anschließend wird der Erlenmeyerkolben vom Lehrer mit Sauerstoff gefüllt und mit dem Luftballon verschlossen. Der so vorbereitete Erlenmeyerkolben wird gewogen und sein Gewicht notiert.

Der Erlenmeyerkolben wird in die Stativklemme eingespannt und über der Brennerflamme erhitzt.

Sobald die Kohle zu glühen beginnt, wird der Kolbeninhalt hin und her geschüttelt. Sollten einzelne Kohlestückchen noch nicht brennen, müssen sie erneut über dem Brenner zum Glühen gebracht werden, bevor der Kolben geschüttelt wird. Nach der Reaktion wird der Kolben nach etwa 1 Minute unter dem Wasserhahn auf Raumtemperatur abgekühlt, sorgfältig abgetrocknet und gewogen.

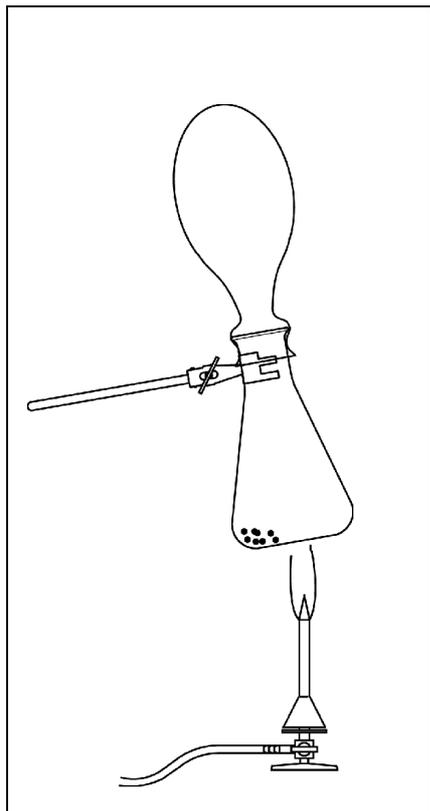
Masse des Erlenmeyerkolbens vor der Reaktion: _____

Masse des Erlenmeyerkolbens nach der Reaktion: _____

Aufgaben:

- Gib etwas Kalkwasser in den Kolben und schwenke ihn etwas. Beschreibe, was passiert und welchen Stoff du mit Kalkwasser nachweisen kannst.**
Das Kalkwasser trübt sich. Mit der Trübung des Kalkwasser wird Kohlenstoffdioxid nachgewiesen.
- Formuliere eine Wortgleichung für die Reaktion.**
Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid
- Deute das Versuchsergebnis. Beziehe dich dabei auch auf das Gewicht des Kolbens vor und nach der Reaktion.**
Bei diesem Versuch reagiert der Kohlenstoff mit dem Sauerstoff zu farblosem Kohlenstoffdioxid. Die Masse verändert sich nicht, da bei chemischen Reaktionen die Masse gleich bleibt. Da der Kolben verschlossen ist, kann kein Kohlenstoffdioxid entweichen.

Station Kohle im Kolben



Durchführung:

0,07-0,08 g Aktivkohle (oder selbst verkohltes Material) werden abgewogen und in den Erlenmeyerkolben gegeben. Anschließend wird der Erlenmeyerkolben vom Lehrer mit Sauerstoff gefüllt und mit dem Luftballon verschlossen. Der so vorbereitete Erlenmeyerkolben wird gewogen und sein Gewicht notiert.

Der Erlenmeyerkolben wird in die Stativklemme eingespannt und über der Brennerflamme erhitzt.

Sobald die Kohle zu glühen beginnt, wird der Kolbeninhalt hin und her geschüttelt. Sollten einzelne Kohlestückchen noch nicht brennen, müssen sie erneut über dem Brenner zum Glühen gebracht werden, bevor der Kolben geschüttelt wird. Nach der Reaktion wird der Kolben nach etwa 1 Minute unter dem Wasserhahn auf Raumtemperatur abgekühlt, sorgfältig abgetrocknet und gewogen.

Masse des Erlenmeyerkolbens *vor* der Reaktion:

Masse des Erlenmeyerkolbens *nach* der Reaktion:

Aufgaben:

1. *Gib etwas Kalkwasser in den Kolben und schwenke ihn etwas. Beschreibe, was passiert und welchen Stoff du mit Kalkwasser nachweisen kannst.*
2. *Formuliere eine Wortgleichung für die Reaktion.*
3. *Deute das Versuchsergebnis. Beziehe dich dabei auch auf das Gewicht des Kolbens vor und nach der Reaktion.*

Station Pflanzenwachstum A

Grüne Pflanzen bilden bei Belichtung Traubenzucker in ihren Blättern. Als Ausgangsstoffe für den Aufbau des Traubenzuckers müssen in den Blättern der Pflanze Kohlenstoffdioxid und Wasser vorhanden sein. Das Wasser wird bei Landpflanzen durch die Gefäße aus der Wurzel herangeleitet. Das Kohlenstoffdioxid ist in geringen Mengen in der Luft enthalten und tritt durch die Spaltöffnungen in das Blatt ein. Der beim Aufbau des Traubenzuckers freigesetzte Sauerstoff verlässt das Blatt durch Spaltöffnungen.

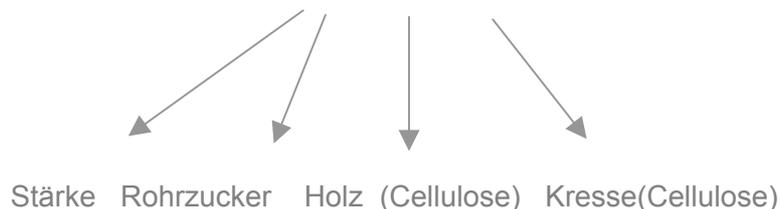
Der Aufbau von Traubenzucker aus Kohlenstoffdioxid und Wasser unter Freisetzung von Sauerstoff wird Fotosynthese genannt. Der Traubenzucker wird im Blatt rasch zu Stärke umgebaut, die von der Pflanze gespeichert werden kann. Sie ist aber nicht wasserlöslich und kann deshalb in der Pflanze nicht transportiert werden. Stärke wird je nach Bedarf der Pflanze wieder in einen wasserlöslichen Zucker umgebaut, der in der Pflanze verteilt werden kann.

Normalerweise können die Pflanzen durch die Fotosynthese mehr Traubenzucker herstellen als sie für ihren eigenen Energiebedarf wieder verbrauchen. Den Überschuss können sie in viele verschiedene Stoffe umwandeln, wie beispielsweise Traubenzucker und Fruchtzucker, die sich im Fruchtfleisch des Apfels finden. Die Zuckerrübe enthält einen anderen Zucker, den Rohrzucker, aus dem der normale Haushaltszucker besteht. Ein wichtiger Baustoff in den pflanzlichen Zellwänden ist die Cellulose, die auch zu einem großen Teil in Holz vorhanden ist.

Aufgaben:

1. Lies den Text.
2. *Auf dem Tisch befinden sich verschiedene Gegenstände (Gefäße mit Kohlenstoffdioxid, Sauerstoff, Wasser, Stärke, Zucker, Kresse, Holz (Streichhölzer), Kärtchen mit Reaktionspfeilen). Ordne sie sinnvoll an.*
3. Schreibe die in Aufgabe 2 aufgestellte Anordnung auf.

Kohlenstoffdioxid + Wasser \longrightarrow Traubenzucker + Sauerstoff



Station Pflanzenwachstum A

Grüne Pflanzen bilden bei Belichtung Traubenzucker in ihren Blättern. Als Ausgangsstoffe für den Aufbau des Traubenzuckers müssen in den Blättern der Pflanze Kohlenstoffdioxid und Wasser vorhanden sein. Das Wasser wird bei Landpflanzen durch die Gefäße aus der Wurzel herangeleitet. Das Kohlenstoffdioxid ist in geringen Mengen in der Luft enthalten und tritt durch die Spaltöffnungen in das Blatt ein. Der beim Aufbau des Traubenzuckers freigesetzte Sauerstoff verlässt das Blatt durch Spaltöffnungen.

Der Aufbau von Traubenzucker aus Kohlenstoffdioxid und Wasser unter Freisetzung von Sauerstoff wird Fotosynthese genannt. Der Traubenzucker wird im Blatt rasch zu Stärke umgebaut, die von der Pflanze gespeichert werden kann. Sie ist aber nicht wasserlöslich und kann deshalb in der Pflanze nicht transportiert werden. Stärke wird je nach Bedarf der Pflanze wieder in einen wasserlöslichen Zucker umgebaut, der in der Pflanze verteilt werden kann.

Normalerweise können die Pflanzen durch die Fotosynthese mehr Traubenzucker herstellen als sie für ihren eigenen Energiebedarf wieder verbrauchen. Den Überschuss können sie in viele verschiedene Stoffe umwandeln, wie beispielsweise Traubenzucker und Fruchtzucker, die sich im Fruchtfleisch des Apfels finden. Die Zuckerrübe enthält einen anderen Zucker, den Rohrzucker, aus dem der normale Haushaltszucker besteht. Ein wichtiger Baustoff in den pflanzlichen Zellwänden ist die Cellulose, die auch zu einem großen Teil in Holz vorhanden ist.

Aufgaben:

1. Lies den Text.
2. *Auf dem Tisch befinden sich verschiedene Gegenstände (Gefäße mit Kohlenstoffdioxid, Sauerstoff, Wasser, Stärke, Zucker, Kresse, Holz (Streichhölzer), Kärtchen mit Reaktionspfeilen). Ordne sie sinnvoll an.*
3. Schreibe die in Aufgabe 2 aufgestellte Anordnung auf.

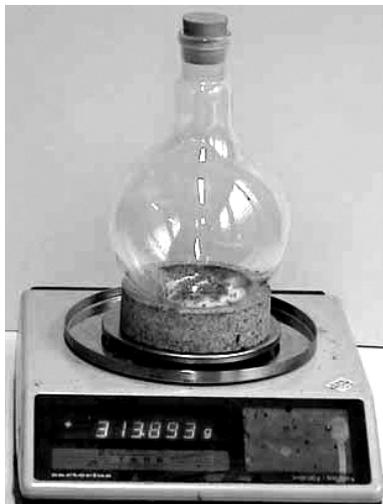
Station Pflanzenwachstum B

Versuch 1

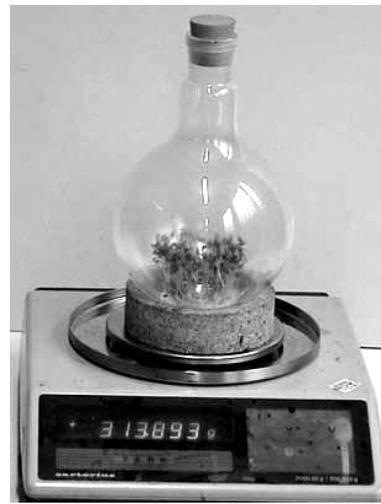
Der französische Wissenschaftler DE SAUSSURE stellte am Anfang des 19. Jahrhunderts Untersuchungen zum Wachstum von Pflanzen an. In einem Versuch gab er drei junge Erbsenpflanzen von etwa 10 cm Höhe in ein Glas mit Wasser, so dass nur die Wurzeln der Pflanzen in das Wasser eintauchten. Vor Beginn des Versuches wog jede der Pflanzen 1 g. Nach 10 Tagen bestimmte DE SAUSSURE die Masse der Pflanzen erneut und stellte fest, dass sie im Durchschnitt bei jeder Pflanze um ca. 0,4 g zugenommen hatte.

Versuch 2

In einem anderen Experiment wurden Kressesamen angefeuchtet und auf etwas Watte in einen Rundkolben gegeben. Dieser wurde verschlossen und auf eine Waage gestellt. Nach fünf Tagen sind die Kressepflanzen zu einer Höhe von ca. 5 cm herangewachsen.



Tag 1



Tag 5

Aufgaben:

1. **Erkläre, wodurch die Masse in Versuch 1 zunimmt.**
Die Masse der Pflanzen nimmt zu, da sie Fotosynthese betreibt und dabei aus dem Wasser, in das ihre Wurzeln reichen, und dem in der Luft vorhandenen Kohlenstoffdioxid Glucose aufbaut.
2. **In Versuch 2 bleibt die Masse dagegen gleich. Erkläre dies.**
Auch die Kressepflanzen in Versuch 2 betreiben Fotosynthese. Da der Kolben jedoch verschlossen ist, kann sie hierzu nur Stoffe verwenden, die im Kolben vorhanden sind. Da keine Stoffe den Kolben verlassen können und keine hinzukommen, gilt auch hier die Massenerhaltung.

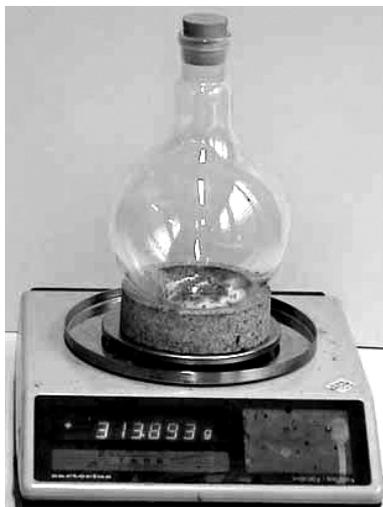
Station Pflanzenwachstum B

Versuch 1

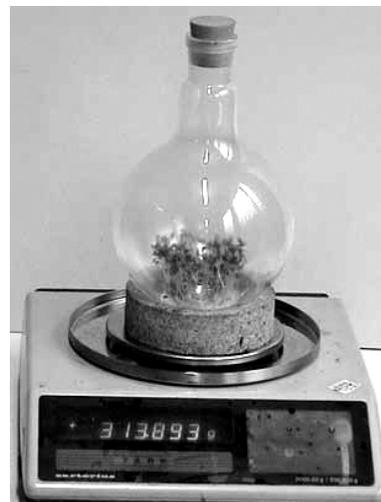
Der französische Wissenschaftler DE SAUSSURE stellte am Anfang des 19. Jahrhunderts Untersuchungen zum Wachstum von Pflanzen an. In einem Versuch gab er drei junge Erbsenpflanzen von etwa 10 cm Höhe in ein Glas mit Wasser, so dass nur die Wurzeln der Pflanzen in das Wasser eintauchten. Vor Beginn des Versuches wog jede der Pflanzen 1 g. Nach 10 Tagen bestimmte DE SAUSSURE die Masse der Pflanzen erneut und stellte fest, dass sie im Durchschnitt bei jeder Pflanze um ca. 0,4 g zugenommen hatte.

Versuch 2

In einem anderen Experiment wurden Kressesamen angefeuchtet und auf etwas Watte in einen Rundkolben gegeben. Dieser wurde verschlossen und auf eine Waage gestellt. Nach fünf Tagen sind die Kressepflanzen zu einer Höhe von ca. 5 cm herangewachsen.



Tag 1



Tag 5

Aufgaben:

1. *Erkläre, wodurch die Masse in Versuch 1 zunimmt.*

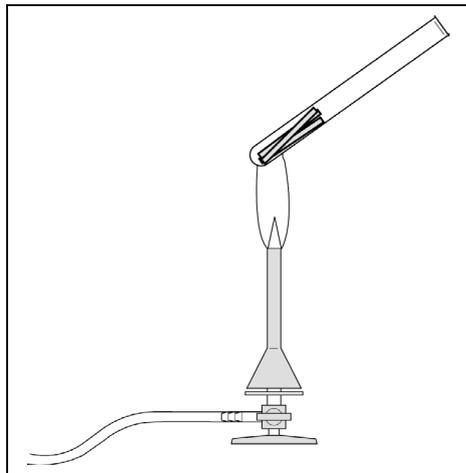
2. *In Versuch 2 bleibt die Masse dagegen gleich. Erkläre dies.*

Station Verkohlen A

Geräte und Chemikalien:

Streichhölzer, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen für den Wassernachweis, (kleine) Reagenzgläser, Reagenzglasklammer, Bunsenbrenner

Die weißen Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen verfärben sich bei Kontakt mit Wasser blau.



Durchführung:

Der Versuch sollte wegen der Geruchsentwicklung durch entstehende Gase nach Möglichkeit unter dem Abzug aufgebaut werden.

4-5 Streichhölzer ohne Kopf werden in das Reagenzglas gegeben und zunächst vorsichtig über der leuchtenden Flamme des Bunsenbrenners erhitzt. Die im oberen Teil des Reagenzglases entstehenden Tröpfchen können mit den Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen untersucht werden. Anschließend wird kräftiger erhitzt bis die Hölzer vollständig verkohlt sind.

Aufgaben:

1. Beschreibe deine Beobachtungen.

Bei Erhitzen im Reagenzglas werden die Streichhölzer schwarz, es steigen gelbe Gase auf, und an der Wand des Reagenzglases schlägt sich gelbliche, ölige Flüssigkeit nieder. Bei Kontakt mit den Tröpfchen im oberen Teil des Reagenzglases verfärben sich die Kupfer(II)-sulfat-Stäbchen blau, daher handelt es sich um Wasser.

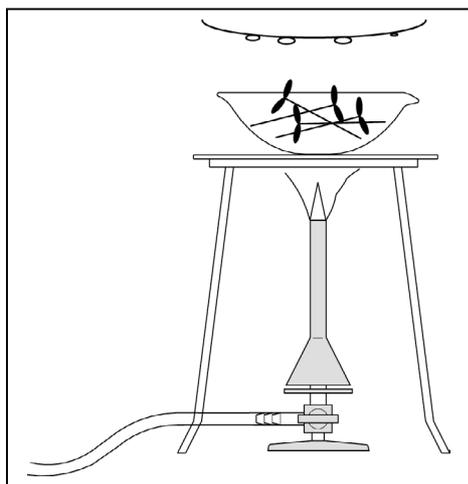
2. Formuliere eine Wortgleichung für die Verkohlung des Holzes.

Holz → Kohlenstoff + Wasser

Station Verkohlen B

Geräte und Chemikalien:

Kresse, Abdampfschale, Tondreieck, Bunsenbrenner, Uhrglas, selbst hergestellte Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen für den Wassernachweis



Durchführung:

Bis zu 5 g Kresse wird in die Abdampfschale gelegt und mit dem Brenner erhitzt, bis sie vollständig verkohlt ist. Dabei wird ein Uhrglas mit Hilfe der Tiegelzange über die Abdampfschale gehalten. Hieran kondensierende Tropfen können mit den Teststäbchen nachgewiesen werden.

Aufgaben:

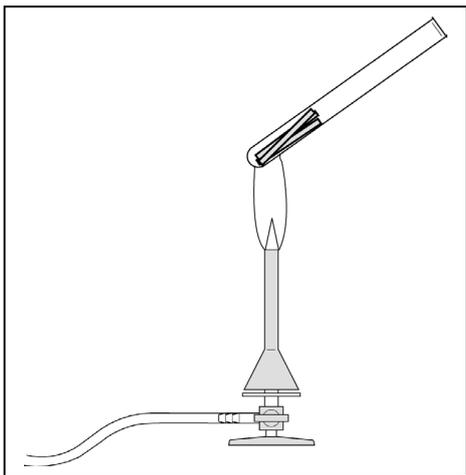
1. Beschreibe deine Beobachtungen.

Die Kresse wird schwarz und schrumpft zusammen. Am Uhrglas kann Wasser nachgewiesen werden.

2. Stelle eine Wortgleichung auf.

Kresse → Kohlenstoff + Wasser

Station Verkohlen A



Die weißen Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen verfärben sich bei Kontakt mit Wasser blau.

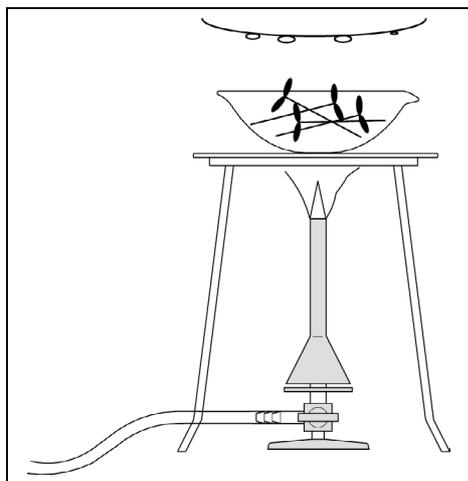
Durchführung:

4-5 Streichhölzer ohne Kopf werden in das Reagenzglas gegeben und zunächst vorsichtig über der leuchtenden Flamme des Bunsenbrenners erhitzt. Die im oberen Teil des Reagenzglases entstehenden Tröpfchen können mit den Kupfer(II)-sulfat-Teststäbchen untersucht werden. Anschließend wird kräftiger erhitzt bis die Hölzer vollständig verkohlt sind.

Aufgaben:

1. Beschreibe deine Beobachtungen.
2. Formuliere eine Wortgleichung für die Verkohlung des Holzes.

Station Verkohlen B



Durchführung:

Bis zu 5 g Kresse wird in die Abdampfschale gelegt und mit dem Brenner erhitzt, bis sie vollständig verkohlt ist. Dabei wird ein Uhrglas mit Hilfe der Tiegelzange über die Abdampfschale gehalten. Hieran kondensierende Tropfen können mit den Teststäbchen nachgewiesen werden.

Aufgaben:

1. Beschreibe deine Beobachtungen.
2. Stelle eine Wortgleichung auf.

Station Verkohlen C

Konzentrierte Schwefelsäure entzieht Pflanzenprodukten das Wasser und zersetzt sie dabei.

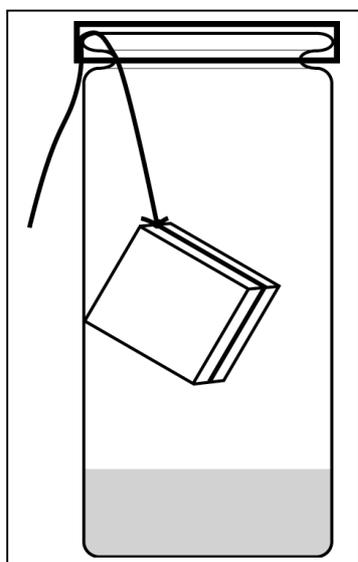
*Sei bitte sehr vorsichtig und verhindere jeden Kontakt mit der konzentrierten Schwefelsäure, da diese auch die Haut zersetzt! **Setze eine Schutzbrille auf!***

Geräte und Chemikalien:

Würfelzucker, konzentrierte Schwefelsäure, Rollrandgläschen mit Deckel, Bindfaden, Waage, Schutzbrille

Vorbereitung:

Damit die Schüler nicht in Kontakt mit der konzentrierten Schwefelsäure kommen, sollte der Lehrer für jede Gruppe ein Rollrandgläschen vorbereiten, das etwa 1 cm hoch mit Schwefelsäure gefüllt ist.



Durchführung:

Das Rollrandgläschen wurde bereits etwa 1 cm hoch mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt. Ein Stück Würfelzucker wird nun an einem Bindfaden befestigt und so in das Gläschen gehängt, dass das Zuckerstück nicht in die Säure eintaucht. Der Deckel wird geschlossen und das Gläschen gewogen. Dann wird der Deckel vorsichtig abgehoben, das Zuckerstück wird in die Säure gegeben und der Deckel wieder verschlossen. Nach 2-3 Minuten wird erneut gewogen.

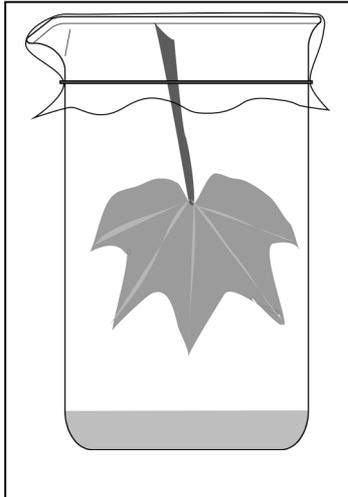
Masse des Gläschens mit Inhalt und Deckel

- vor der Reaktion: _____
- nach der Reaktion: _____

Aufgaben:

1. Beschreibe, was mit dem Zuckerstückchen passiert.
Das Zuckerstückchen verfärbt sich zunächst gelblich und wird innerhalb von zwei bis drei Minuten schwarz.
2. Beschreibe, wie sich die Masse während des Experimentes verhält. Erläutere dies.
Die Masse ändert sich während der Reaktion nicht. Da das Rollrandgläschen verschlossen ist, können keine Stoffe entweichen. Daher gilt das Gesetz von der Erhaltung der Masse.

Zusatzstation Pflanzenversuch



Geräte und Chemikalien:

2 Efeu-Blätter (oder ein Bund frisch geschnittene Kresse), 2 Bechergläser 100 mL, Standzylinder 10 mL, Glühbirne mit Fassung, Frischhaltefolie, Faden, Gummibänder, Plastikspritze, Stativmaterial, Natriumhydrogencarbonat-Lösung, Kresolrot-Lösung (0,2 %ig), Kohlenstoffdioxid

Vorbereitung:

Die Stiele der Efeu-Blätter oder der Kresse werden mit einem Faden zusammengebunden.

Jeweils 10 ml Reaktionslösung werden in zwei Bechergläser gefüllt und mit 5 Tropfen Kresolrot-Lösung versetzt und umgerührt. Danach wird in die Flüssigkeit der beiden Bechergläser jeweils 1 mL Kohlenstoffdioxid mit der Plastikspritze gespritzt. Die Lösungen werden umgerührt, woraufhin sich die Flüssigkeit gelb färbt.

Die mit dem Farbstoff Kresolrot versetzte Reaktionslösung kann als Anzeiger für den Gehalt an Kohlenstoffdioxid im Becherglas verwendet werden. Vor der Zugabe von Kohlenstoffdioxid ist die Lösung orange-rot gefärbt, danach gelb.

Durchführung:

Die beiden Efeublätter werden mit einem Faden wie auf der Abbildung in eines der Bechergläser gehängt. Die Bechergläser werden mit Folie luftdicht verschlossen. Mit einer Glühbirne, die in einer Entfernung von etwa 10 cm aufgestellt wird, werden die Bechergläser von der Seite her beleuchtet. Alle 10 Minuten werden die Bechergläser leicht hin und her bewegt und ihre Farbe notiert.

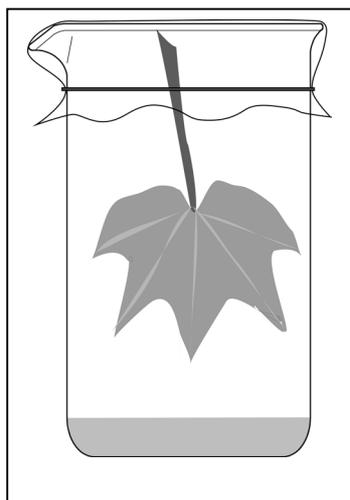
Beobachtung:

Zeit	Farbe der Lösung im Becherglas mit Pflanze	Farbe der Lösung im Becherglas ohne Pflanze
0 min	gelb	gelb
10 min	gelb	gelb
20 min	gelb-orange	gelb
30 min	orange-rot	gelb
40 min	hellrot	gelb

Auswertung:

Die Lösung im Becherglas mit Pflanze ist nach der Zugabe von Kohlenstoffdioxid gelb gefärbt. Im Laufe des Versuches verfärbt sich die Lösung rot. Dies zeigt an, dass der Gehalt an Kohlenstoffdioxid im Becherglas abnimmt. Die Ursache für die Abnahme des Kohlenstoffdioxid-Gehalts ist, dass die Pflanze Fotosynthese betreibt und sie dabei Kohlenstoffdioxid aufnimmt. Im Becherglas ohne Pflanze bleibt der Gehalt an Kohlenstoffdioxid gleich, weshalb sich die Farbe der Lösung nach der Kohlenstoffdioxid-Zugabe nicht mehr ändert.

Zusatzstation Pflanzenversuch



Vorbereitung:

Die Stiele der Efeu-Blätter oder der Kresse werden mit einem Faden zusammengebunden.

Jeweils 10 ml Reaktionslösung werden in zwei Bechergläser gefüllt und mit 5 Tropfen Kresolrot-Lösung versetzt und umgerührt. Danach wird in die Flüssigkeit der beiden Bechergläser jeweils 1 mL Kohlenstoffdioxid mit der Plastikspritze gespritzt. Die Lösungen werden umgerührt, woraufhin sich die Flüssigkeit gelb färbt.

Die mit dem Farbstoff Kresolrot versetzte Reaktionslösung kann als Anzeiger für den Gehalt an Kohlenstoffdioxid im Becherglas verwendet werden. Vor der Zugabe von Kohlenstoffdioxid ist die Lösung orange-rot gefärbt, danach gelb.

Durchführung:

Die beiden Efeublätter werden mit einem Faden wie auf der Abbildung in eines der Bechergläser gehängt. Die Bechergläser werden mit Folie luftdicht verschlossen. Mit einer Glühbirne, die in einer Entfernung von etwa 10 cm aufgestellt wird, werden die Bechergläser von der Seite her beleuchtet. Alle 10 Minuten werden die Bechergläser leicht hin und her bewegt und ihre Farbe notiert.

Beobachtung:

Zeit	Farbe der Lösung im Becherglas mit Pflanze	Farbe der Lösung im Becherglas ohne Pflanze
0 min		
10 min		
20 min		
30 min		
40 min		

Auswertung:

A.4 Weitere Arbeits-, Informations- und Übersichtsblätter

- Arbeitsblatt zur Durchführung der Reaktion von Zink mit Iod im Schülerversuch (2 Seiten)
- Übersichtsblatt für die Durchführung der Reaktion von Zink mit Iod als galvanisches Element
- Arbeitsblatt zur Ermittlung der Herkunft der Elektronen bei der Zink-Iod-Batterie
- Informationsblatt für eine auf dem Kern-Hülle-Modell basierenden Oktettregel
- Zusammenstellung ausgewählter Elemente des Periodensystems

Arbeitsblatt

Name:
Klasse:

Datum:
Seite:

Versuchsreihe: Untersuchungen zur Reaktion von Zink mit Iod

Hinweise



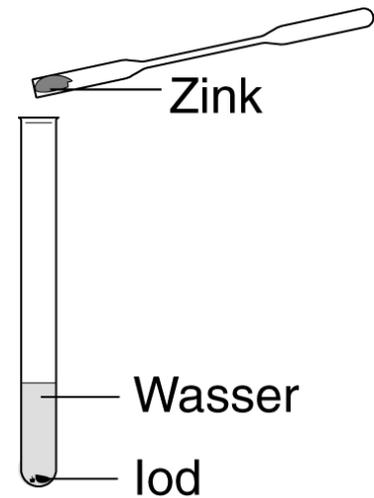
V Versuch 1: Die Reaktion von Zink mit Iod

Geräte und Chemikalien:

Reagenzglas, Reagenzglasklammer, Stopfen, Heizplatte, 2 x 20 mL Bechergläser, Filterpapier, Spatel, Trichter, Stativmaterial, Zinkpulver, Iod

Versuchsdurchführung:

In ein Reagenzglas wird eine Spatelspitze Iod (etwa 1 g) gegeben und zu etwa einem Drittel mit Leitungswasser gefüllt und kurz geschüttelt. Dann wird ein Überschuss an Zinkpulver (etwa 0,5 g) zugegeben und wieder kräftig geschüttelt. Nachdem sich das Zinkpulver abgesetzt hat, wird die Lösung vollständig klar. Mit nochmaligem Umschütteln wird der gesamte Reagenzglasinhalt in einen Trichter mit Filter gegeben und die Lösung abfiltriert. Das Filtrat wird in einem Becherglas eingedampft.



Versuchsskizze: Reaktion von Zink mit Iod

Versuch 2: Überprüfung der elektrischen Leitfähigkeit

Geräte und Chemikalien:

Spannungsquelle, Kabelmaterial, Glühlampe oder Strommessgerät, Zinkgranalien, Iod, trockenes Zinkiodid

Versuchsdurchführung:

Eine Glühlampe wird an einem Anschluss mit der Spannungsquelle verbunden, während der andere Anschluss lediglich mit einem Kabel versehen wird. An den zweiten Pol der Spannungsquelle wird nun ebenfalls ein Kabel angeschlossen, und es wird eine für die Glühlampe geeignete Spannung eingestellt. Zum Testen der Leitfähigkeiten werden jeweils ein zusammenhängendes Stück Zink, Iod oder Zinkiodid an zwei Stellen mit den Kabelenden berührt, so dass der Stromkreis über die Substanz geschlossen wird.

Arbeitsblatt

Versuch 3: Überprüfung der Löslichkeit in Wasser und in Alkohol

Geräte und Chemikalien:

Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Ethanol, Wasser, Zinkpulver, Iod, Zinkiodid

Versuchsdurchführung:

Eine Spatelspitze Zink, Iod und Zinkiodid werden jeweils in ein Reagenzglas mit Wasser und ein Reagenzglas mit Ethanol gegeben.

Versuch 4: Nachweis von Iod mit Iod-StärkeLösung

Geräte und Chemikalien:

Pasteurpipette mit Hütchen, wässrige Iod- und Zinkiodidlösung aus Versuch 3, StärkeLösung

Versuchsdurchführung:

Zu der wässrigen Iodlösung und der wässrigen Zinkiodidlösung werden einige Tropfen StärkeLösung zugetropft.

A Aufgaben

1. Trage die Versuchsergebnisse in folgender Tabelle zusammen:

	Farbe	Elektrische Leitfähigkeit	Löslichkeit in Wasser	Löslichkeit in Alkohol	Iod-Stärke-Reaktion in wässriger Lsg.
Zink					
Iod					
Zinkiodid					

Übersichtsblatt

V

Versuch: Die Reaktion von Zink und Iod (2. Möglichkeit)

Hinweise

Geräte und Chemikalien:

Kleinelektromotor, U-Rohr, Watte, Kohlelektrode, Krokodilklemme, Kabel, Stativmaterial, Zinkblech, Iod, Kaliumiodidlösung ($c_{\text{KCl}} = \text{ca. } 0,5 \text{ mol/L}$), Amperemeter.

Vorbereitung:

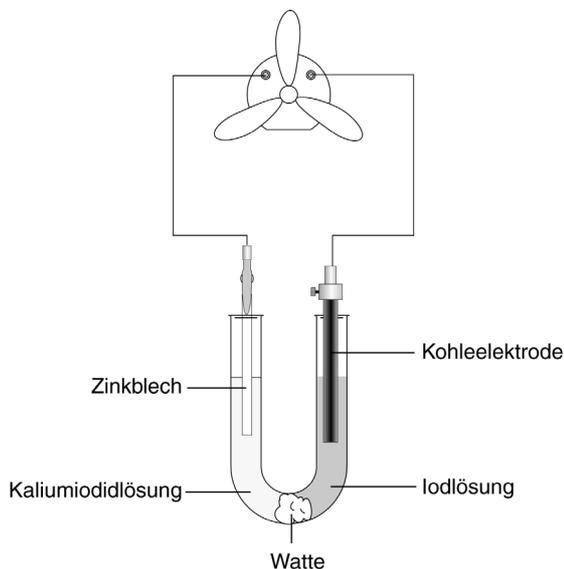
Iodlösung: In 100 mL der Kaliumiodidlösung werden etwa 0,1 g Iod gelöst.

Zinkblech: Das Zinkblech sollte vor der Versuchsdurchführung blank geschmirgelt werden.

Durchführung:

Zunächst wird in das U-Rohr ein Wattebausch gegeben, um die beiden Schenkel voneinander zu trennen.

Die Verwendung eines U-Rohres mit Fritte ist nicht zu empfehlen, da dadurch der elektrische Widerstand so stark steigt, dass u.U. der Motor nicht betrieben werden kann. Aus dem gleichen Grunde sollte die Watte nicht zu fest gestopft werden.



Versuchsskizze: Reaktion von Zink und Iod im U-Rohr

Nun wird in einen Schenkel Kaliumiodidlösung gegeben. Dabei empfiehlt es sich, das U-Rohr schräg zu halten, um ein Hinauslaufen der Kaliumiodidlösung über den Wattebausch zu verhindern. Anschließend wird die Iodlösung in den anderen Schenkel gegeben und dabei das U-Rohr wieder in die Normalposition gebracht. In die Iodlösung wird die Kohlelektrode und das Zinkblech in die Kochsalzlösung eingetaucht. Um einen möglichst großen Stoffumsatz zu erreichen, sollten die Elektroden tief eingetaucht werden. Zwischen die Elektroden wird ein Elektromotor angeschlossen.

Weiteres Vorgehen:

Mit einem Amperemeter kann nun die Elektronenflussrichtung überprüft werden. Dabei ist zu beachten, dass die Elektronen in den negativen Eingang (-, COM) eintreten müssen, damit ein positiver Wert auf dem Messgerät dargestellt wird. Das kann vorher mit einer Spannungsquelle bewiesen werden. Um eine Entfärbung der Iodlösung schneller voranzutreiben, ist es günstig das Amperemeter statt des Elektromotors zwischen den Elektroden eingeschaltet zu lassen, wegen seines geringeren Innenwiderstandes.

Beobachtungen:

Man kann beobachten, dass sich der Motor dreht und mit dem Amperemeter feststellen, dass die Elektronen vom Zink zum Iod wandern. Nach etwa einer halben Stunde kann eine Aufhellung der Iodlösung ausgemacht werden. Um einen Vergleichswert zur Verfügung zu stellen, empfiehlt es sich, eine Probe der Iodlösung in einem Reagenzglas ähnlichen Durchmessers zum Vergleich bereitzustellen.

E

Entsorgung

Etwas anfallende Iodreste können mit Natriumthiosulfat reduziert und dann kanalisiert werden.

Arbeitsblatt

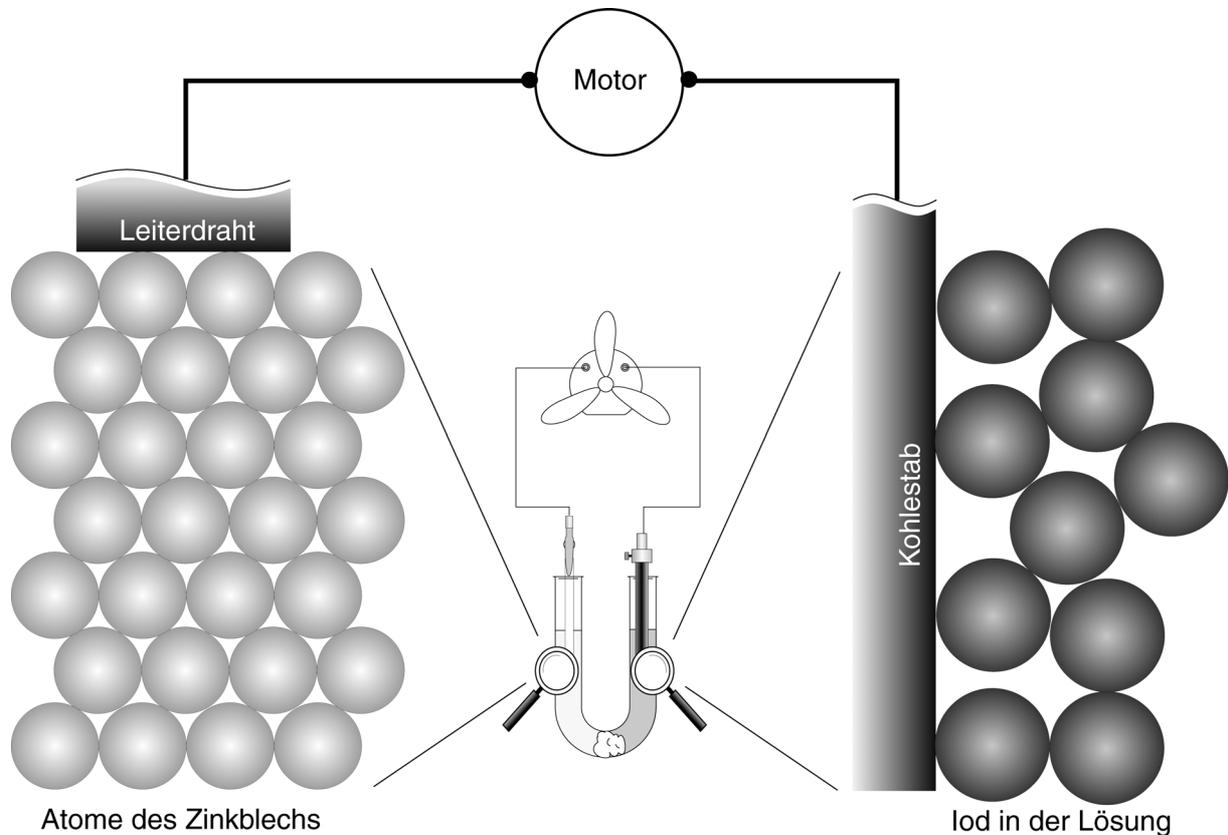
Name:

Klasse:

Datum:

Schuljahr:

Was passiert bei der Reaktion von Zink mit Iod auf der Teilchenebene?



In der zweiten Versuchsvariante der Reaktion von Zink mit Iod habt Ihr den abgebildeten Aufbau kennen gelernt. Hier sind noch einmal die beiden Reaktionspartner, das Zinkblech und das Iod, stark vergrößert dargestellt.

A

Aufgaben

1. Zeichne in der Abbildung die Bewegungsrichtung der Elektronen im Stromkreis ein.
2. Versuche beispielhaft den Weg eines Elektrons in der Abbildung darzustellen.
3. Schreibe Vermutungen auf, von wo genau die Elektronen kommen und wo genau sie hingehen.

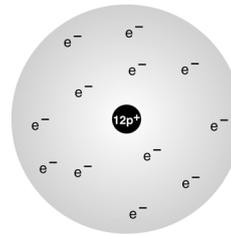
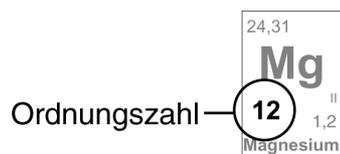
Infoblatt

Name:	Klasse Schuljahr	Datum
-------	---------------------	-------

I „Bedienungsanleitung“ zur Nutzung des Periodensystems für das Aufstellen von Reaktionsgleichungen

1. Allgemeine Hinweise zu den Angaben im Periodensystem

- Die **Anzahl der Protonen** gibt an, um welches Element es sich bei einem Atom handelt. Anders gesagt: Zwei Atome gehören immer zu demselben Element, wenn die Anzahl der Protonen bei beiden gleich ist.
- Die **Ordnungszahl** gibt an, wie viele Protonen im Atom des Elementes vorhanden sind. In einem neutralen Atom ist dieses auch gleichzeitig die Anzahl der Elektronen.
Ordnungszahl = Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen.



Das Element Magnesium im Kern Hülle Modell

2. Regeln zum Einrichten von Reaktionsgleichungen

- Wenn ein Atom 2, 10, 18, 36, 54 oder 86 Elektronen enthält, besitzt das Atom einen (energetisch) besonders günstigen/ stabilen Zustand, d.h. dann ist das Atom besonders reaktionsträge.
- Atome sind bestrebt möglichst wenige Elektronen zu übertragen.
- Bei Elementen der *Nebengruppen* richtet man sich beim Übertragen der Elektronen nach dem Reaktionspartner.

Die Edelgasregel:

Die Punkte 2a.) und 2b.) können zur Edelgasregel zusammengefasst werden:

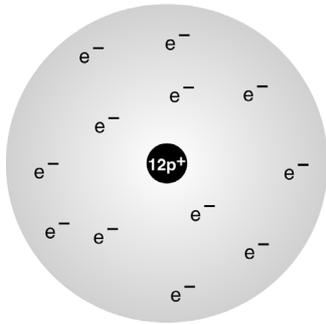
Ein Atom versucht immer genau so viele Elektronen zu besitzen, wie das ihm am nächsten stehende Edelgas.

Infoblatt

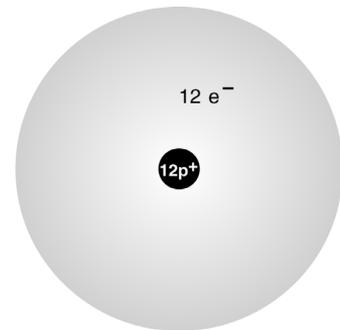
Name:	Klasse:	Datum:
	Schuljahr:	

I Der Aufbau von Atomen ausgewählter Elemente

1.: Das Atom Magnesium im Kern Hülle Modell



Vereinfachte Darstellung:



Anmerkung: Die Größenverhältnisse von Hülle und Kern stimmen in der Darstellung nicht mit den tatsächlichen Verhältnissen überein. Da der Kern in einer korrekteren Darstellung aber nur einige zehntausendstel mm groß wäre, muss er zur Sichtbarmachung größer gezeichnet werden.

2.: Protonen- und Elektronenzahlen von Atomen verschiedener Elemente:

Atom des Elementes:	Protonenzahl (p^+)	Elektronenzahl (e^-)
Aluminium	13	13
Argon	18	18
Brom	35	35
Chlor	17	17
Eisen	26	26
Iod	53	53
Kohlenstoff	6	6
Kupfer	29	29
Magnesium	12	12
Sauerstoff	8	8
Schwefel	16	16
Stickstoff	7	7
Wasserstoff	1	1
Zink	30	30

FALKO JOHANNSMEYER

Persönliche Angaben:

Geburtsdatum: 15.07.1974
Geburtsort: Osnabrück
Staatsangehörigkeit: Deutsch
Eltern: Manfred Johannsmeyer
Lieselotte Johannsmeyer, geb.: Bühning

Schulischer Werdegang:

Aug. 1981 – Aug. 1985: Grundschule Fruchteburg in Emden.
Aug. 1985 – Aug. 1987: Orientierungsstufe Wallschule Emden.
Aug. 1987 – Aug. 1994: Gymnasium am Treckfahrtstief Emden.
Abschluss mit der allgemeinen Hochschulreife.

Studium:

Okt.1994: Beginn des Studiums für das Lehramt an Gymnasien in den Fächern Physik und Chemie mit dem Erweiterungsfach Informatik an der Carl von Ossietzky Universität Oldenburg
Aug. 1996: Zwischenprüfung im Fach Chemie und Physik.
Dez. 1999: Abschluss des Lehramtsstudiums mit dem 1. Staatsexamen in den beiden Hauptfächern.
Jun. 2000: Abschluss der Erweiterungsprüfung im Fach Informatik für das Lehramt an Gymnasien.
Mai 2000: Promotionsstudiengang im Fach Chemie.

Sonstiges:

Mai 2000 – Okt. 2003: Ausübung einer Tätigkeit als Ausbilder der Auszubildenden im Fach Chemielaborant bei der Carl von Ossietzky Universität Oldenburg im Angestelltenverhältnis.
Seit Nov.2003: Studienreferendar am Seminar Wilhelmshaven

Erklärung:

Hiermit bestätige ich, dass diese Arbeit mit dem Titel
„Stationen auf dem Weg ins Diskontinuum im Chemieunterricht der Sekundarstufe I“
von mir selbständig angefertigt wurde und dass die Stellen der Arbeit, die in wesentlichen Teilen
anderen Werken entnommen sind, mit genauer Angabe der Quelle gekennzeichnet sind.
Weiterhin bestätige ich, dass benutzte Hilfsmittel an entsprechender Stelle von mir angegeben
wurden. Die Dissertation ist weder in Teilen noch in ihrer Gesamtheit einer anderen wissen-
schaftlichen Hochschule zur Begutachtung in einem Promotionsverfahren vorgelegt worden.
Über die Teile der Arbeit, die bereits in Zeitschriften veröffentlicht wurden, wurde eine Liste
dieser sowie die entsprechenden Publikationen in Kopie der Arbeit beigelegt.

Oldenburg, 29.02.2004