

Didaktik der Chemie der Universität Dortmund

**Problemorientierte Lernumgebungen
im Eingangsstudium des Faches Chemie
- Entwicklung und Fallstudienevaluation
am Beispiel der Lehrveranstaltung
„Allgemeine und Experimentelle Chemie“
an der Ruhr-Universität Bochum -**

Matthias Ruttert

Dissertation zur Erlangung des akademischen Grades eines

Doktors der Pädagogik

der Fakultät für Chemie an der Universität Dortmund.

Dortmund 2001

Didaktik der Chemie der Universität Dortmund

**Problemorientierte Lernumgebungen
im Eingangsstudium des Faches Chemie
- Entwicklung und Fallstudienevaluation
am Beispiel der Lehrveranstaltung
„Allgemeine und Experimentelle Chemie“
an der Ruhr-Universität Bochum -**

Matthias Ruttert

Dissertation zur Erlangung des akademischen Grades eines

Doktors der Pädagogik

der Fakultät für Chemie an der Universität Dortmund.

Prüfer der Dissertation: 1. Univ.-Prof. Dr. B. Ralle
2. Univ.-Prof. Dr. R. A. Fischer
(Ruhr-Universität Bochum)

Dortmund 2001

Die vorliegende Arbeit entstand in der Zeit von Juli 1999 bis August 2001 am Anorganisch-Chemischen Institut der Ruhr-Universität Bochum.

Mein besonderer Dank gilt

Herrn Prof. Dr. Bernd Ralle

für sein Vertrauen in meine Arbeit, die großzügige Unterstützung und seinen persönlichen Einsatz, ohne den diese Arbeit nicht möglich gewesen wäre.

Mein ganz spezieller Dank gilt

Herrn Prof. Dr. Roland A. Fischer

für das mir entgegengebrachte Vertrauen, Wohlwollen und die großzügige Unterstützung meiner Arbeit in einer Atmosphäre größtmöglicher wissenschaftlicher Freiheit.

Die vorliegende Untersuchung wurde mit Mitteln aus dem Hochschulsonderprogramm III des Ministeriums für Schule und Weiterbildung, Wissenschaft und Forschung des Landes Nordrhein-Westfalen gefördert. Ich danke dem Ministerium für die finanzielle Unterstützung.

Darüber hinaus gilt mein besonderer Dank dem Rektor der Ruhr-Universität Bochum, Herrn Prof. Dr. Petzina, für die Förderung dieser Arbeit.

Im Besonderen danke ich der Alfried Krupp von Bohlen und Halbach-Stiftung, die diese Arbeit mit einem Promotionsstipendium gefördert hat.

Danksagung

An der Planung, Vorbereitung und Durchführung der einzelnen Teile der Lehrveranstaltung „Allgemeine und Experimentelle Chemie“ an der Ruhr-Universität Bochum war eine Vielzahl von Mitgliedern der Fakultät Chemie beteiligt: Vom Professor, der Professorin bis hin zum Studenten. Das Konzept der Lehrveranstaltung wurde federführend von Prof. Fischer in Abstimmung mit Prof. Driess, Prof. Havenith-Newen, Prof. Schumann, Prof. Sheldrick und Prof. Wöll entwickelt. Für die konkrete Umsetzung der Lehrkonzeption im ersten Teil der Lehrveranstaltung danke ich besonders Herrn Dr. Engels und Herrn Dr. Schwaab aus der Physikalischen Chemie, Herrn Dr. Zinn aus der Analytischen Chemie sowie Herrn Dr. Kiltz aus der Biochemie. Ihre Vorschläge und Anregungen haben die Entwicklung des vorlesungsbegleitenden Praktikums maßgeblich beeinflusst und vorangetrieben.

In den Übungsgruppen und verschiedenen Praktika wurden die Lernenden von Doktorandinnen und Doktoranden aus den Arbeitskreisen der Anorganischen Chemie und der Physikalischen Chemie betreut. Den Doktoranden Rainer Barmeyer, Ralf Becker, Gunda Bernink, Stefanie Gil Gerol, Guido Gimmler, Julia Hambrock, Frank Hipler, Achim Huntrieser, Arno Niklewski, Nicola Oberbeckmann, Oliver Segnitz, Sandra Söhnchen, Drazen Tadic und Ulrike Weckenmann sowie Herrn Dr. Engels danke ich sehr für ihr hohes Engagement. Die Praktikumsversuche und Projektaufgaben wurden im Vorhinein sorgfältig auf ihre Durchführbarkeit hin untersucht. Ich danke den drei Studenten Katrin Bartels, Ullrich Bartsch und Sven Bienick sowie Herrn Deibert für ihren kreativen Einsatz. Neu an der Lehrveranstaltung ist das vorlesungsbegleitende Praktikum. Frau Bossek, Herr Deibert und Herr Klußmann haben hier eine Meisterleistung vollbracht. Sie haben eine Fülle von Geräten und Materialien für die Praktikumsversuche bereitge-

stellt - in Kisten verstaut nimmt das Material ein Gesamtvolumen von etwa 3500 l ein. Ihre Arbeit machte es erst möglich, dass die Praktika reibungslos stattfinden konnten. Frau Bossek danke ich zudem für die Teilnahme an den Gruppendiskussionen sowie für ihre Auswertungen der Protokolle. Frau Dr. Anjana Devi und Herrn Dr. Jurij Weiss danke ich für ihre stete Diskussionsbereitschaft und Hilfsbereitschaft in allen praktischen Fragen.

Schließlich danke ich den Mitarbeiterinnen und Mitarbeitern des Lehrerfortbildungsinstituts der Ruhr-Universität Bochum, insbesondere Frau Wiemann und Frau Zinn für die Durchführung der schriftlichen Befragungen und der Fortbildungsveranstaltungen für die Tutoren.

Inhaltsverzeichnis

Prolog	1
1 Einleitung	2
I Theoretischer Teil	6
2 Neuentwurf der Lehrveranstaltung „Allgemeine und Experimentelle Chemie an der Ruhr-Universität Bochum“	7
2.1 Ausgangssituation	7
2.2 Ansätze des Situierten Lernens	14
2.2.1 Radikaler Konstruktivismus	15
2.2.2 Gemäßigter Konstruktivismus und Ansätze des situierten Lernens	16
2.2.3 Instruktionale Umsetzungen von Theorien situierten Lernens	17
2.3 Domänenspezifische Strategien beim problemorientierten Lernen in der Chemie	20
2.4 Kontrollstrategien	22
2.4.1 Einteilung der Kontrollstrategien beim problemorientierten Lernen	22
2.4.2 Anwendung von Kontrollstrategien beim problemorientierten Lernen	25
2.5 Die Rolle der Lehrenden im Curriculum	27

2.5.1	Der Dozent in der Vorlesung	28
2.5.2	Die Tutoren in den problemorientierten Lern- umgebungen	29
2.6	Struktur der neu konzipierten Lehrveranstaltung	31
2.6.1	Organisatorische Struktur der Lehrveranstaltung . . .	31
2.6.2	Didaktischer Aufbau der Lehrveranstaltung	32
2.6.3	Inhalte der Lehrveranstaltung	42
2.7	Fragestellungen der Untersuchung	59
3	Methoden der Evaluation	63
3.1	Methoden der Evaluation	63
3.2	Teilnehmer an den Erhebungen	65
3.3	Untersuchung des 1. Teils der Lehrveranstaltung: Gruppen- diskussion am Experiment	66
3.3.1	Beschreibung der Methode	66
3.3.2	Untersuchungsdesign	69
3.3.3	Darstellung und Auswertung der Erhebung	74
3.4	Untersuchung des 2. Teils der Lehrveranstaltung: Problem- orientiertes Interview	77
3.4.1	Beschreibung der Methode	77
3.4.2	Untersuchungsdesign	80
3.4.3	Darstellung und Auswertung der Erhebung	81
3.5	Untersuchung des 3. Teils der Lehrveranstaltung: Verbale Da- ten aus Laut-Denk-Protokollen und Concept Maps	85
3.5.1	Beschreibung der Methode „Verbale Daten“	86
3.5.2	Beschreibung der Methode „Concept Maps“	87
3.5.3	Untersuchungsdesign	89
3.5.4	Darstellung und Auswertung der Erhebung	99
3.6	Darstellung und Auswertung der metakognitiven Kontroll- strategien	100

II	Empirische Studie	104
4	Beschreibung und Diskussion der Ergebnisse der Klausuren	105
4.1	Aufbau der Teilklausuren	105
4.2	Darstellung der Ergebnisse der Teilklausuren	108
4.2.1	1. Teilklausur	109
4.2.2	2. Teilklausur	110
4.3	Diskussion der Ergebnisse der Teilklausuren	111
5	Beschreibung und Diskussion der Ergebnisse der Gruppendiskussionen am Experiment	113
5.1	Treatmentgruppe 1	113
5.1.1	Beschreibung der Gruppendiskussion	113
5.1.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie 1	117
5.2	Treatmentgruppe 2	121
5.2.1	Beschreibung der Gruppendiskussion	121
5.2.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie 2	124
5.3	Treatmentgruppe 3	126
5.3.1	Beschreibung der Gruppendiskussion	126
5.3.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie 3	132
5.4	Zusammenfassung und Diskussion der Ergebnisse der Einzelfallstudien	134
6	Beschreibung und Diskussion der Ergebnisse der Problemzentrierten Interviews	137
6.1	Einzelfallstudie I	137
6.1.1	Darstellung des Interviews	138

6.1.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie I	141
6.2	Einzelfallstudie II	142
6.2.1	Darstellung des Interviews	142
6.2.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie II	146
6.3	Einzelfallstudie III	146
6.3.1	Darstellung des Interviews	146
6.3.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie III	151
6.4	Zusammenfassung und Diskussion der Ergebnisse der Einzelfallstudien	152
7	Beschreibung, Analyse und Diskussion der Ergebnisse der Projektarbeit	156
7.1	Einzelfallstudie A: Konkrete Vernetzung	156
7.1.1	Bearbeitung des Projektthemas	157
7.1.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie A	159
7.2	Einzelfallstudie B: Metakonkrete Vernetzung/Transfer auf eine einfache Problemstellung	161
7.2.1	Bearbeitung des Projektthemas	162
7.2.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie B	166
7.3	Einzelfallstudie C: Metakonkrete Vernetzung/Transfer auf eine komplexe Problemstellung	169
7.3.1	Bearbeitung des Projektthemas	169
7.3.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie C	177
7.4	Einzelfallstudie D: Abstrakte Vernetzung	180

7.4.1	Bearbeitung des Projektthemas	181
7.4.2	Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudien D	184
7.5	Zusammenfassung und Diskussion der Ergebnisse der Einzelfallstudien	186
8	Auswertung der Schriftlichen Befragungen	190
8.1	Schriftliche Befragung der Studierenden	190
8.2	Zwischenbefragung der Studierenden	191
8.2.1	Fragen zur Vorlesung	192
8.2.2	Fragen zur Übung	192
8.2.3	Fragen zum vorlesungsbegleitenden Praktikum	195
8.2.4	Vorlesungs-, übungs- und praktikumsübergreifende Fragen	199
8.3	Abschlussbefragung der Studierenden	203
9	Gesamtdiskussion	207
9.1	Zusammenfassung der Ergebnisse	207
9.2	Ausblick: Gestaltung problemorientierter Lernumgebungen in der Chemie	215
	Epilog	218
	Literatur	219
	Anhang	230
A	Skript zum vorlesungsbegleitenden Praktikum	230
B	Klausuren	292
B.1	1. Teilklausur	292
B.2	2. Teilklausur	298

C Projekte	300
C.1 Themen der Projekte	300
C.1.1 Projektthema 1 - Silber und Gold	300
C.1.2 Projektthema 2 - Das Metall aus aller Munde	301
C.1.3 Projektthema 3 - Metalle mit „Gedächtnis“	301
C.1.4 Projektthema 4 - Isolierung von Citronensäure aus Zitronen	302
C.1.5 Projektthema 5 - CuCl und CuCl ₂ : So ähnlich und doch so anders!	302
C.1.6 Projektthema 6 - „Thermochromie“	303
C.1.7 Projektthema 7 - Marmor	303
C.1.8 Projektthema 8 - Ein Ei gleicht dem anderen!?.	304
C.1.9 Projektthema 9 - Synthese und Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes	304
C.1.10 Projektthema 10 - Bestimmung von Löslichkeitspro- dukten	305
C.1.11 Projektthema 11 - Der Wert einer 1 DM - Münze	305
C.1.12 Projektthema 12 - Viel kostet viel?	306
C.1.13 Projektthema 13 - Die Atomeigenschaft „Valenz“	306
C.1.14 Projektthema 14 - Darstellung von Metallen	306
C.1.15 Projektthema 15 - Oxalsäure, Citronensäure, Ma- leinsäure, Fumarsäure oder Äpfelsäure - das ist hier die Frage!	307
C.1.16 Projektthema 16 - „Diamonds are forever“	307
C.1.17 Projektthema 17 - Ein 9000-jähriger Baustoff	308
C.1.18 Projektthema 18 - Von der Idee zum Produkt	308
C.1.19 Projektthema 19 - Farbpigmente	309
C.1.20 Projektthema 20 - Weißpigmente	309
C.1.21 Projektthema 21 - Chromalaun	310

C.2	Fallgruppe A	311
C.2.1	Projektthema 11 - Der Wert einer 1 DM - Münze . .	311
C.2.2	Poster der Fallgruppe A	312
C.2.3	Tafel 1: Concept-Map der Fallgruppe A	313
C.3	Fallgruppe B	314
C.3.1	Projektthema 15 - Oxalsäure, Citronensäure, Maleinsäure, Fumarsäure oder Äpfelsäure - das ist hier die Frage!	314
C.3.2	Poster der Fallgruppe B	315
C.3.3	Tafel 2: Concept-Map der Fallgruppe B	316
C.4	Fallgruppe C	317
C.4.1	Projektthema 9 - Synthese und Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes	317
C.4.2	Poster der Fallgruppe C	318
C.4.3	Tafel 3: Concept-Map der Fallgruppe C	319
C.5	Fallgruppe D	320
C.5.1	Projektthema 1 - Silber und Gold	320
C.5.2	Poster der Fallgruppe D	321
C.5.3	Tafel 4: Concept-Map der Fallgruppe D	322
D	Schriftliche Befragung der Studierenden	323
D.1	Fragebogen zum 1. Teil der Lehrveranstaltung	324
D.2	Auswertung des Fragebogens zum 1. Teil der Lehrveranstaltung	333
D.3	Abschlussbefragung der Studierenden	336
D.4	Auswertung des Fragebogens zur Abschlussbefragung	337
D.4.1	Auswertung der geschlossenen Fragen	337
D.4.2	Antworten auf die offenen Fragen	337
E	Synopse der Arbeit	340

Prolog

Aufbauend auf Theorien und Ansätzen des „situierten Lernens“ wurde für das Eingangsstudium im Fach Chemie an der Ruhr-Universität Bochum ein Curriculum konzipiert, in dem die Studierenden in problemorientierten Lernumgebungen flexibel anwendbares Wissen erwerben sollen, das sie zu einem kompetenten Handeln befähigt. Kernidee dieses problemorientierten Curriculums ist, dass die Lernenden schon zu Beginn des Studiums - und nicht erst in der Abschlussphase ihres Studiums - lernen, komplexe und authentische Problemstellungen zu bearbeiten. Die Problemstellungen zeichnen sich dadurch aus, dass ihre Komplexität im Laufe der Lehrveranstaltung zunimmt und nicht bereits im Vorfeld durch den Lehrenden reduziert wurde - auf diese Weise bieten die Problemstellungen mehrere alternative Lösungswege.

Authentizität bedeutet, dass die kognitiven Prozesse, die die Lernenden bei der Lösung der Problemstellungen anwenden, denen bei der Lösung realer Probleme entsprechen. Die Lernenden müssen das Problem in sinnvolle Teilprobleme zerlegen, mit anderen Studierenden über Schwierigkeiten diskutieren, Ergebnisse aus- und bewerten und veröffentlichen.

Den Erwerb solchen „intelligenten Wissens“ zu unterstützen, ist nicht trivial: Es gilt, eine Balance zwischen der notwendigen (Lerner-)Konstruktion und der wohlorganisierten (Lehrer-)Instruktion zu finden. Mit Hilfe prozessorientierter Evaluationsmethoden soll untersucht werden, inwieweit durch dieses Curriculum der Erwerb flexibel anwendbaren chemischen Wissens und chemischer Strategien tatsächlich gefördert werden kann und inwieweit die Lernenden ihr Handeln durch metakognitive Strategien kontrollieren.

Kapitel 1

Einleitung

Die fehlende Anwendung von Wissen - kaum ein Thema wurde in den letzten Jahren innerhalb der Instruktionsforschung so intensiv diskutiert. In Unterrichtssituationen gelingt es nur in geringem Ausmaß, Wissen zu vermitteln, das zur Lösung von Problemstellungen verwendet werden kann. Obwohl die Lernenden Wissen erwerben, haben sie Schwierigkeiten, es für Aufgaben und Problemstellungen zu nutzen. Im Rahmen dieser Diskussion wird problemorientiertes Lernen häufig als Möglichkeit genannt, diesem Problem des „trägen Wissens“ zu begegnen.

In der vorliegenden Arbeit wurde eine Chemie-Lehrveranstaltung für Studienbeginner ¹ im Fach Chemie an der Ruhr-Universität Bochum konzipiert, in der die Lernenden in problemorientierten Lernumgebungen anwendbares Wissen und flexibel anwendbare Strategien erwerben sollen. Die Lehrveranstaltung besteht aus drei aufeinander aufbauenden Teilen: 1. Teil: Vorlesung, Übung und vorlesungsbegleitendes Praktikum; 2. Teil: Qualitativ-analytisches Praktikum und 3. Teil: Projektaufgaben. Auf einer ausklappbaren Tafel im Anhang E ist die Struktur der Lehrveranstaltung schematisch dargestellt. Die Neukonzeption der Lehrveranstaltung umfasste sowohl die Festlegung von Inhalten in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung sowie ihre kritische und effiziente Abstimmung aufeinander als auch die or-

¹Wenn im Text allgemein von Studenten die Rede ist, sind immer auch Studentinnen gemeint. Solange sich der Text nicht auf bestimmte Personen bezieht, wird aus Gründen der besseren Lesbarkeit auf die separate Angabe der weiblichen und männlichen Form verzichtet.

organisatorische Abstimmung der einzelnen Veranstaltungsteile. Für das vorlesungsbegleitende Praktikum und die Projektaufgaben wurden Versuche ausgearbeitet und entwickelt, z. B. Rückgewinnung der Metalle Silber und Gold aus der Reflexionsschicht von beschreibbaren CDs.

In diesen Lernumgebungen sind Problemstellungen Ausgangspunkt und zentraler Bestandteil des Wissenserwerbs. Bereitstehendes Wissen soll auf die Lernprobleme angewandt und vernetzt, neues Wissen im Kontext des Problems erworben werden. Die Lernprobleme werden, wie reale Probleme auch, in einem bedeutungshaltigen Kontext präsentiert. Die Forderung nach Problemorientierung des Lernens wurde vor allem im Rahmen von Instruktionsansätzen des situierten Lernens erhoben. Begründet wird diese Forderung mit der Annahme, dass Lernen immer situations- und kontextgebunden und die Anwendung von Wissen nicht unabhängig von der Lernsituation ist.

Beim Lernen anhand chemischer Probleme müssen die Lernenden domänenspezifische Strategien anwenden, z. B. Beobachtungen sammeln, auf dieser Grundlage Hypothesen bilden und diese Hypothesen anhand chemischer Konzepte prüfen. Daneben erfordert problemorientiertes Lernen von den Lernenden die Fähigkeit, ihren Lernprozess zu beobachten und zu steuern. Die selbstgesteuerte Bearbeitung erfordert die Anwendung metakognitiver Strategien, speziell das Erkennen und Beheben eigener Schwierigkeiten. Die Studierenden erhalten dabei Unterstützung durch die Tutoren, deren Aufgabe darin besteht, bewusst ablaufende kognitive Prozesse bei der Problembearbeitung in Diskussionen offen zu legen - und zwar sowohl chemiespezifische als auch metakognitive Strategien.

Die vorliegende Arbeit hat folgende Struktur:

Kapitel 2 enthält eine Darstellung von Ansätzen, die sich mit der Gestaltung von problemorientierten Lernumgebungen aus konstruktivistischer Sicht befassen. Im Rahmen dieser Ansätze wurde eine Lehrveranstaltung konzipiert. Die Struktur, Inhalte und Zielsetzungen der einzelnen Lehrveranstaltungsteile werden ausführlich dargestellt. Neben der Anwendung von Wissen wird auch das Anwenden metakognitiver Kontrollstrategien berücksichtigt. Unter Rückgriff auf die Metakognitionsforschung werden zentrale Kontrollstrategien des problemlösen-

den Lernens herausgearbeitet: Die Überwachung des eigenen Lernprozesses, die Selbst-Diagnose und die Selbst-Regulation des eigenen Handelns. Das Kapitel schließt mit der Darstellung der Fragestellungen, die in dieser Arbeit untersucht werden sollen:

1. Kann die problemorientierte Struktur des Curriculums den Erwerb flexibel anwendbaren Wissens und chemischer Strategien fördern?
2. Inwieweit wenden die Studierenden in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung metakognitive Kontrollstrategien an?

Kapitel 3 geht auf die spezifischen Formen der Untersuchungen ein. Die Konzeption der Lehrveranstaltung erforderte den Einsatz unterschiedlicher Methoden zur Erhebung. Zur Beantwortung der Fragestellungen wurden in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung die folgenden Methoden eingesetzt:

Teil 1: Gruppendiskussion am Experiment

Teil 2: Problemorientiertes Interview

Teil 3: Erhebung verbaler Daten aus Laut-Denk-Protokollen in Verbindung mit Concept Maps

Es werden die Methoden der Evaluation, das Versuchsdesign und die Darstellung der Ergebnisse vorgestellt.

Im zweiten Teil der Arbeit, der die Kapitel 4 bis 8 umfasst, wird die empirische Studie vorgestellt.

Kapitel 4 enthält die Ergebnisse der beiden Teilklausuren zum ersten Teil der Lehrveranstaltung.

Kapitel 5 bis **Kapitel 7** befassen sich mit der Darstellung und Auswertung der empirischen Ergebnisse für jeden einzelnen Teil der Lehrveranstaltung.

Kapitel 8 stellt die Ergebnisse der schriftlichen Befragungen der Studierenden zur Akzeptanz der neu konzipierten Lehrveranstaltung vor.

Kapitel 9 enthält eine zusammenfassende Diskussion der Ergebnisse und einen Ausblick. Der Ausblick beschäftigt sich mit der Frage, welche Konsequenzen aus den Ergebnissen dieser Arbeit für die Gestaltung und Untersuchung problemorientierter Lernumgebungen in der Chemie folgen.

Teil I

Theoretischer Teil

Kapitel 2

Neuentwurf der Lehrveranstaltung „Allgemeine und Experimentelle Chemie an der Ruhr-Universität Bochum“

2.1 Ausgangssituation

Im Rahmen der Studienreformatarbeit wurde im Wintersemester 1998/99 an der Ruhr-Universität Bochum erstmals die Vorlesung „Einführung in die Allgemeine und Experimentelle Chemie“ gehalten. Die Lehrveranstaltung richtet sich vor allem an die Studierenden der Fächer Chemie (Diplom), Biochemie, Geowissenschaften und an Lehramtskandidaten. Die Lehrveranstaltung löst die Vorlesung „Anorganische Chemie I“ ab. Die Konzeption der alten Vorlesung, die bis zum Wintersemester 1997/98 gehalten wurde, bestand im Wesentlichen in dem Versuch der quantitativen Steigerung von enzyklopädischem Wissen beim Lernenden, das möglichst langfristig und abrufbereit gespeichert werden sollte. Lernen wurde hier eher als eine mnemotechnische Leistung verstanden. Dieses Lehr-Lernmodell reicht jedoch nicht mehr aus, weil die menschliche Aufnahmefähigkeit und Behaltensleistung bei dieser Vermittlungsform eher gering sind und damit die Nachhaltigkeit des Lernens kaum gegeben ist. Im Informationszeitalter ist

mit dieser bloßen Vermittlung theoretischen Fachwissens keine besondere Qualität mehr verbunden. Vielmehr geht es darum, den wissenschaftlichen Erkenntnisprozess verstehen zu lernen. Für die Vorlesung im Wintersemester 1998/99 wurde von Prof. Dr. R. A. Fischer ein neues Vorlesungskonzept entwickelt. Wie aus der Abbildung 2.1 hervorgeht, besteht es aus einer Vorlesung und einer Übung. Im Anschluss an die Vorlesung findet während des gesamten Sommersemesters das qualitativ-analytische Praktikum statt. Für die Studenten war dies das erste Praktikum. Parallel zum Praktikum wird ein Seminar angeboten.

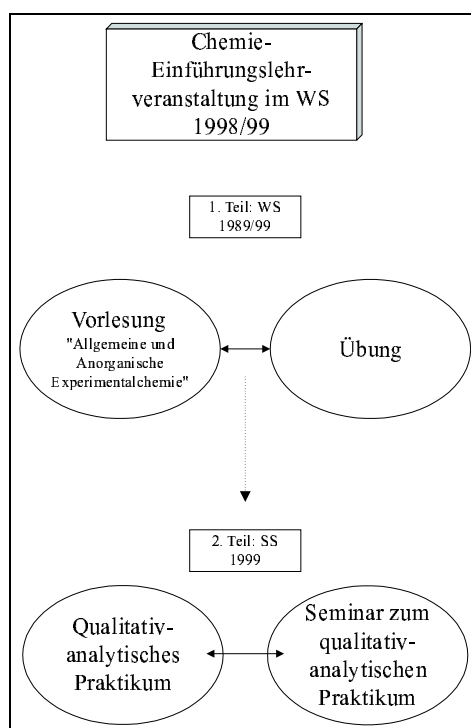


Abbildung 2.1: Struktur der Chemie-Lehrveranstaltungen im WS 1998/99 und SS 1999. Der gestrichelte Pfeil in der Abbildung symbolisiert die geringe inhaltliche Verknüpfung zwischen den beiden Teilen der Lehrveranstaltung. Zur didaktischen Struktur der Vorlesung siehe Text.

Die Neuerungen setzen vor allem an der Konzeption der Vorlesung an. Der Stofffülle steht in der neuen Lehrkonzeption das exemplarische Lehren entgegen. Den Grundgedanken des exemplarischen Lernens formuliert Klafki [45] folgendermaßen: „Bildendes Lernen, das die Selbständigkeit des Lernenden fördert, also zu weiterentwickelnden Erkenntnissen, Fähigkeiten,

Einstellungen führt ..., wird nicht durch reproduktive Übernahme möglichst vieler Einzelkenntnisse, -fähigkeiten und -fertigkeiten gewonnen, sondern dadurch, daß sich der Lernende an einer begrenzten Zahl von ausgewählten Beispielen [Exempeln] aktiv allgemeine, genauer: mehr oder minder weitreichend verallgemeinerbare Kenntnisse, Fähigkeiten, Einstellungen erarbeitet, m. a. W.: Wesentliches, Strukturelles, Prinzipielles, Typisches, Gesetzmäßigkeiten, übergreifende Zusammenhänge. Mit Hilfe solcher allgemeinen Einsichten, Fähigkeiten, Einstellungen können jeweils mehr oder minder große Gruppen strukturgleicher oder ähnlich strukturierter Einzelphänomene und -probleme zugänglich bzw. lösbar werden.“ Bruner [12] schreibt dazu: „Wenn das Allgemeine erfaßt worden ist, dann sind wir in der Lage, neue Probleme, denen wir begegnen, als Beispiele alter Prinzipien, die wir bereits gemeistert haben, zu erkennen.“

Neben dem exemplarischen Lernen sollte vor allem der integrative Charakter des Faches Chemie herausgestellt werden. In der Vorlesung wurden daher Inhalte behandelt, die für die chemischen Fächer Anorganische Chemie, Organische Chemie, Biochemie, Physikalische Chemie und Technische Chemie in gleicher Weise bedeutend sind. Dazu gehört z. B. der Aufbau des Atoms, allgemeine Tendenzen im Periodensystem, Struktur von Festkörpern, Molekülen und chemische Reaktionstypen. Ziel der Vorlesung war der Entwurf einer „Landkarte“ des Faches Chemie, die sich im Laufe des Studiums fortwährend in kleinere vertiefende Teilgebiete strukturiert. Die Vorlesung „Allgemeine und Experimentelle Chemie“ gibt den Studenten damit das Orientierungswissen, das sie später befähigen soll, differenzierte Fakten, Theorien in diese „Landkarte“ einzuordnen und dadurch Übersicht zu behalten. In den einzelnen Fachveranstaltungen des zweiten und dritten Semesters werden die hier behandelten Sachaspekte unter speziellen Betrachtungsweisen des einzelnen Faches differenziert betrachtet. In diesem Zusammenhang soll auch die integrierende Rolle der Chemie als Vermittler zwischen der Physik und der Biologie aufgezeigt werden. Neben der Verknüpfung der Inhalte zwischen den einzelnen Fächern wird stets der Bezug dieser fundamentalen Prinzipien zur aktuellen Forschung hergestellt.

Chemie ist eine empirische Wissenschaft (griechisch: empeiros = erfahren, kundig), in der das Experiment als Methode zur Erkenntnisgewinnung zen-

trale Bedeutung hat. Aus diesem Grund werden in den didaktischen Gang der Vorlesung Demonstrationsexperimente integriert. Mit Hilfe einer Kamera werden sie auf eine Leinwand projiziert, so dass sie von einem großen Auditorium nachvollzogen werden können. Wagenschein [91] betont in seinem berühmt gewordenen Aufsatz „Rettet die Phänomene!“: *„Denn abstrakte Begriffe, die nicht in ihrer Herkunft aus den Phänomenen („genetisch“) zustandegekommen sind, werden mißverstanden: als nicht von uns konstruierte, sondern als vorgefundene, grob materielle oder magische Wesenheiten, von denen man dann glaubt, daß sie als letzte Ursachen hinter allem stecken, was es gibt, und die Phänomene verursachen: das ontologische Mißverständnis der Physik.“* Für Wagenschein [91] gilt: *„Zum Verstehen gehört: Stehen auf den Phänomenen.“* Aus den experimentellen Beobachtungen werden im Wege strenger Deduktion die chemischen Grundbegriffe wie „Reinstoff“, „Element“, „Verbindung“ entwickelt. Wagenschein [91] bezeichnet diese Form des Lehrens als sokratisch.

Parallel zur Vorlesung wurden Übungsgruppen angeboten. Sie hatten zwei Funktionen. Zum einen sollte ein Forum geschaffen werden, in dem die Studierenden Gelegenheit haben, mit anderen Studenten die Lösungen der Aufgaben, die in der Vorlesung gestellt wurden, zu diskutieren. Zum anderen sollte den Studenten Gelegenheit haben, Fragen zur Vorlesung zu stellen und mit anderen Studenten zu diskutieren.

Der Prozess der Umstrukturierung wurde von Beginn an von den Mitarbeiterinnen und Mitarbeitern des Weiterbildungszentrums der Ruhr-Universität Bochum im Rahmen des Projektes „Teamberatung“ hochschuldidaktisch betreut. Im November 1998 nahmen an einer schriftlichen Befragung des Weiterbildungszentrums 120 Studenten teil. Diese Befragung umfasste Aspekte der Vorlesung und der Übung. In Tabelle 2.1 und 2.2 sind die Fragen aufgeführt, die die Konzeption der Vorlesung und Übung betreffen. 86 % der Befragten stimmten der Aussage, die Vorlesung vermittele eine allgemeine Einführung in die Chemie, voll oder teilweise zu. Eine ähnlich hohe Zustimmung zeigte sich auch bei allen anderen Fragen zur Konzeption der Vorlesung. Allein der Zusammenhang der Vorlesungsinhalte mit anderen Fächern wurde für nur 50 % der Studierenden voll oder teilweise aufgezeigt. Der Aussage, dass das Verstehen der Grundideen durch

vorgeführte Experimente verbessert wird, stimmten 40 % der Befragten voll zu. Die Neuerung, Demonstrationsversuche in die Vorlesung zu integrieren, wurde von den Studenten somit positiv bewertet. Zusammenfassend kann man sagen, dass das Konzept der Vorlesung bei den Studierenden auf hohe Akzeptanz stößt. Tabelle 2.2 zeigt die Ergebnisse der Befragung der Studie-

Frage	keine Angabe	stimme gar nicht zu	stimme eher nicht zu	teils-teils	stimme eher zu	stimme voll zu
1. Diese Vorlesung vermittelt mir eine allgemeine Einführung in die Chemie.	2	2	9	15	60	11
2. Die Lernziele der Vorlesung werden klar definiert.	2	2	21	36	32	8
3. Diese Vorlesung hat einen gut nachvollziehbaren Aufbau.	2	8	11	21	45	13
4. Diese Vorlesung hat einen deutlichen Praxisbezug.	2	2	11	32	43	9
5. Der Zusammenhang der Vorlesungsinhalte mit anderen Fächern wird aufgezeigt.	2	10	38	29	19	2
6. Der Dozent verdeutlicht die der allgemeinen Chemie zugrunde liegenden Prinzipien.	2	0	9	32	49	8
7. Die Vorlesung ist nicht nur für die Klausur gewinnbringend.	2	6	23	21	43	6
8. Das Verstehen der Grundideen kann durch vorgeführte Experimente verbessert werden.	6	21	8	13	13	40

Tabelle 2.1: Ergebnisse der Befragung zu der Vorlesung „Einführung in die Allgemeine und Experimentelle Chemie“ im WS 98/99. Es wurden 120 Studierende befragt. Die Angaben erfolgen in %.

renden zu den Übungen. Von über 90 % der Befragten wurde es als hilfreich empfunden, dass zur Vertiefung der Vorlesungsinhalte eine Übung angeboten wird. Die Struktur der Übung bot für 70 % der Befragten Anknüpfungspunkte an die Vorlesungsinhalte. Die Übungsaufgaben wurden von gut der Hälfte der Studierenden als motivierend empfunden, wobei aber 90 % der Befragten die Aufgaben entweder gar nicht oder nur teilweise bearbeitet haben. Dementsprechend befürwortet ein ebenso großer Anteil der Studie-

renden eine ausführliche Besprechung der Aufgaben in der Übungsgruppe. Die Möglichkeit, sich aktiv in den Übungsgruppen zu beteiligen, halten hingegen über 90 % der Befragten für wichtig. Erstaunlich ist, dass eine genau so große Gruppe von Studierenden angab, nicht vom Übungsgruppenleiter zur Mitarbeit angeregt zu werden. Die Befragungen der Studierenden konn-

Frage	keine Angabe	stimme gar nicht zu	stimme eher nicht zu	teils-teils	stimme eher zu	stimme voll zu
9. Ich finde es hilfreich, dass zusätzlich zur Vorlesung eine Übungsgruppe angeboten wird.	4	2	2	4	28	60
10. Die Übung ist so strukturiert, dass ich an die Inhalte der Vorlesung anknüpfen kann.	2	11	17	23	40	8
11. Die Fragen auf den Aufgabenblättern sind motivierend.	2	21	30	28	17	2
12. Ich habe regelmäßig die Übungsblätter bearbeitet.	2	36	23	21	15	4
13. Die Übungsaufgaben werden zu ausführlich besprochen.	2	26	30	23	13	6
14. Übungsgruppen mit aktiver Beteiligung der Studenten sind geeigneter.	4	4	2	13	21	57
15. Der Übungsgruppenleiter versucht, alle Studierenden zur Mitarbeit anzuregen.	4	60	17	13	6	0

Tabelle 2.2: Ergebnisse der Befragung zu der Übungsgruppe im WS 98/99. Es wurden 120 Studierende befragt. Die Angaben erfolgen in %.

te nur Auskunft über die Akzeptanz der Lehrveranstaltungen geben, jedoch nicht über die Qualität des erworbenen Wissens. Hospitationen der Mitarbeiter des Weiterbildungszentrums der Ruhr-Universität Bochum in den Übungen und im qualitativ-analytischen Praktikum sowie Gespräche mit den betreuenden Tutoren zeigten hingegen erhebliche Defizite in der Lehre auf:

1. Studierende, die unmittelbar nach dem Bestehen der Klausuren zur Vorlesung umfangreiches theoretisches Wissen besaßen, konnten ihr theoretisches Wissen im qualitativ-analytischen Praktikum (s. Abb. 2.1) nicht in effektives Handeln umsetzen. Sie waren damit überfor-

dert, ihr theoretisches Wissen für die Lösung komplexer, realitätsnaher Probleme, wie der qualitativen Analyse einer Probe, zu nutzen. Dieses Phänomen ist in der Hochschullehre ein virulentes Problem und weit verbreitet. Mandl [52] schreibt dazu: *„Das gewissermaßen „in vitro“ erworbene Wissen kann zwar im universitätsanalogen Kontext, in dem es erworben wurde, genutzt werden, etwa bei Prüfungen; in komplexen, alltagsnahen Problemsituationen gelingt die Wissensanwendung jedoch oft nur unvollständig oder überhaupt nicht. Damit kommt es zu einer Kluft zwischen „Wissen und Handeln“.“*

2. Den Studierenden fehlen Strategien zum Lösen von Problemen. Dies führt zu einer Überforderung der Studierenden, wenn sie eine Problemstellung selbständig bearbeiten sollen. Demgegenüber werden Problemlösestrategien aber auch nur wenig trainiert.
3. Die Studierenden verfügen nicht über die notwendigen Techniken zum selbständigen Arbeiten im Labor.

In ihrem Zwischenbericht [27] bestätigte das Team des Weiterbildungszentrums die didaktischen Ansätze der Lehrveranstaltung im Wintersemester 1998/99, zeigte jedoch auch Weiterentwicklungsmöglichkeiten auf. Die hochschuldidaktischen Berater schreiben in ihrem Bericht [27]: *„Für das Projekt Teamberatung kann akademische Lehre dann als gute Lehre bezeichnet werden, wenn der Lehralltag nachhaltig attraktiver, effektiver und zukunftsfähiger im Sinne einer Professionalisierung wissenschaftlicher Lehre gestaltet wurde.“* Unter „attraktiv“ wird hier eine Lehre verstanden, *„die das Engagement und die Eigeninitiative der Studierenden fördert, methodisch und abwechslungsreich ist und im Dialog und nicht im Monolog stattfindet.“* Eine „effektive“ Lehre *„knüpft an das Vorwissen der Studierenden an und fördert studentische Lernprozesse“.* „Professionelle“ Lehre zeichnet sich dadurch aus, dass sie *„qualitativ hoch angesiedelt ist. Lehr-/Lernziele werden im Vorhinein festgelegt und die Methodenwahl ist zielangemessen“.* Eine „zukunftsfähige“ Lehre *„befähigt zu einem verantwortlichen Handeln in der Gesellschaft und befähigt zum eigenständigen Bewältigen von Problemen“.*

Mit dem Problem der Anwendungsfähigkeit von Wissen befassen sich konstruktivistische Theorien zum Lehren und Lernen. Der Aufbau von Wissen

wird nach solchen Konzepten der Lehr-Lern-Forschung als situierte Wissenskonstruktion verstanden (vgl. Gruber, Mandl & Renkl [34]). Konstruktivistische Theorien „situierten Lernens und Lehrens“ stellen einige Modelle für die Gestaltung von Lernumgebungen bereit, die auf Verstehen und Anwenden von aufgebautem Wissen abzielen. Es lässt sich eine große Übereinstimmung mit dem feststellen, was in der Chemie durch problemorientiertes Lehren und Lernen intendiert ist. In dem folgenden Abschnitt werden konstruktivistische Ansätze für eine Pädagogik und Psychologie des Wissenserwerbs vorgestellt.

2.2 Ansätze des Situierten Lernens

*„Über das Unsichtbare wie über
das Irdische haben Gewissheit
die Götter, uns aber als Menschen
ist nur das Erschließen gestattet.“*

Alkmaion von Kroton, letztes Drittel des 6. Jh. v. u. Z.

Ausgangspunkt für die Entwicklung der Ansätze des situierten Lernens war das Problem, dass viele Lernende bereits erworbenes Wissen nicht für die Lösung praktischer Problemstellungen einsetzen können. Die Theorien zur situierten Kognition basieren weitgehend auf lernpsychologischen Annahmen des Konstruktivismus. Es lassen sich unterschiedliche Konstruktivismus-Positionen identifizieren. In der Psychologie und empirischen Pädagogik werden vor allem der ursprünglich der Biologie entstammende „radikale Konstruktivismus“ und der „gemäßigte Konstruktivismus“, der eine moderate und pragmatisch durchführbare Umsetzung in problemorientierten Lernumgebungen zulässt, diskutiert (vgl. Gruber [33]). Wegen der Bedeutung, die der gemäßigte Konstruktivismus in der Psychologie und Pädagogik einnimmt, wird auf den radikalen Konstruktivismus nur kurz und zur Abgrenzung eingegangen.

2.2.1 Radikaler Konstruktivismus

Beim radikalen Konstruktivismus handelt es sich um eine Erkenntnistheorie, die nach Schmidt [80] darin besteht, dass Wahrnehmung Konstruktion und Interpretation ist und Objektivität, subjektunabhängiges Denken und Verstehen unmöglich sind. Wirklichkeit ist aus dieser Sicht immer kognitiv konstruierte Wirklichkeit, die für Individuen dann verbindlich wird, wenn sie von anderen geteilt wird. Die Folgerungen und Begründungen, die mit dieser Kernannahme zusammenhängen, lassen sich in zwei Argumentationslinien ausdrücken: (1) gehirnpsychologische und (2) kognitionswissenschaftliche Annahmen. Nach der Auffassung von Schmidt [81] liefern die Sinnesorgane zwar die zur Wahrnehmung notwendigen Reize, die eigentliche Wahrnehmung findet jedoch in den Hirnregionen statt. Menschliche Erkenntnis ist danach ein selbstreferentieller, operational geschlossener Prozess unseres Gehirns: *„Das Gehirn ist ein selbstreferentielles kognitives System, dessen Zustände wesentlich durch die Integration seiner Komponenten (also durch seine Organisation) und nicht wesentlich (aber nicht etwa in keiner Weise!) durch die Umwelt bestimmt werden. Das Gehirn ist der Umwelt gegenüber autonom, selbstbestimmt, da operational geschlossen.“* [82] Nach der Darstellung von Roth ist die möglichst exakte Nachbildung der Realität gar nicht Aufgabe des Gehirns. Statt dessen stellt Roth [75] fest, *„daß das Gehirn, statt weltoffen zu sein, ein kognitiv in sich abgeschlossenes System ist, das nach eigenentwickelten Kriterien neuronale Signale deutet und bewertet, von deren wahren Herkunft und Bedeutung es nichts absolut Verlässliches weiß“*. Dieser Auffassung entspricht auch die kognitionswissenschaftliche Annahme Maturanas [53]. Die sich uns zeigende Welt scheint letztlich das Ergebnis von kognitiven Selbstdifferenzierungsprozessen des Gehirns zu sein, die in irgendeiner Weise mit Erfahrungs- und Lernprozessen zusammenhängen. Nach Maturana [53] bestimmen nicht irgendwelche Umweltreize das Verhalten des Organismus, sondern die kognitive Struktur, da sie selbst Informationen erzeugt, die sie verarbeitet (Autopoiesis). Wissen entsteht nicht durch Enkodierung und Repräsentationen, sondern emergiert im Augenblick des Handelns. Anschaulich ausgedrückt bedeutet das, dass wir nur das verarbeiten, was „hereingelassen“ wird, viabel (d. h. passend) ist und dem Strukturerhalt dient. In diesem Sinne weist Varela [90] darauf

hin, „daß kognitive Fähigkeiten untrennbar mit einer Lebensgeschichte verflochten sind, wie ein Weg, der als solcher nicht existiert, sondern durch den Prozeß des Gehens erst entsteht. Daraus folgt, daß meine Auffassung der Kognition nicht darin besteht, daß diese mit Hilfe von Repräsentationen Probleme löst, sondern daß sie vielmehr in kreativer Weise eine Welt hervorbringt, für die die einzige geforderte Bedingung die ist, daß sie erfolgreiche Handlungen ermöglicht.“

2.2.2 Gemäßigter Konstruktivismus und Ansätze des situierten Lernens

Im Rahmen von Ansätzen des situierten Lernens wurde das Konzept des radikalen Konstruktivismus aufgegriffen, dass Wissen im Lernprozess vom Lernenden konstruiert werden muss. Clancey [14] und Greeno [32] haben die konstruktivistische Perspektive auf Kognitionen verallgemeinert. Greeno [32] beschreibt die Grundzüge seiner „situated theory of cognition“ durch die folgenden drei Prinzipien:

1. *Situierte Kognition*: Eine zentrale Grundannahme, die den Ansätzen auch ihren Namen gab, ist, dass das Denken in physikalischen und sozialen Kontexten situiert und deshalb nicht als Repräsentation abbildbar ist. Diese Annahme steht im Gegensatz zu einer „objektivistischen“ Auffassung, wonach Wissen unabhängig von der Lernsituation in Repräsentationen gespeichert wird, die in beliebigen Situationen abgerufen werden können (vgl. Gruber [33]).

Wissen kann demnach nicht unabhängig vom Kontext erworben werden. Das Wissen bleibt allerdings oft an diesen Kontext gebunden und wird in entsprechenden „Schubladen“ abgelegt („Kompartimentalisierung“, vgl. Renkl [71]). Diese Verknüpfung kann dazu führen, dass das Wissen, das der Lernende in einem bestimmten Kontext aufgebaut hat, nur in einem gleichen oder ähnlichen Kontext wieder angewendet werden kann.

2. *Persönliche und soziale Epistemologien*: Denken und Lernen sind in

Kontexten von Überzeugungen und Bedeutungen situiert, die zwischen Individuen und sozialen Gruppen differieren.

3. *Konzeptuelle Kompetenz*: Individuen besitzen die Fähigkeiten für kognitives Wachstum und sind zu komplexen und subtilen Prozessen der Wissens- und Bedeutungskonstruktion und der Denkfähigkeit imstande. Denken, Lernen und kognitives Wachstum sind die Aktivitäten, mit denen Menschen ihr Wissen und Verstehen ausdrücken und neu organisieren.

Aus diesen Prinzipien folgt für Clancey [14] und Greeno [32] die für die Instruktion weitreichende Konsequenz, dass die Lernsituation bereits die Bedingung dafür determiniert, in welchen Situationen die Lernenden ihr Wissen später anwenden können. Wird Wissen in Kontexten von künstlichen Aufgabenstellungen erworben, so kann es später kaum in realen, komplexen Situationen angewandt werden. Mit dieser Situations- und Kontextgebundenheit des Wissens wird die Forderung nach problemorientiertem Lernen begründet: Zielt Instruktion auf den Erwerb von Wissen ab, das zur Lösung realer Probleme angewandt werden kann, dann muss die Lernsituation realen Problemsituationen möglichst ähnlich sein.

2.2.3 Instruktionale Umsetzungen von Theorien situier- ten Lernens

Innerhalb des Konstruktivismus gibt es eine recht große Bandbreite von Vorstellungen über den Stellenwert von Instruktion und ihren Einfluss auf den Lernprozess. Häufig wird an diesem Punkt die Unterscheidung zwischen „moderaten“ und „radikalen“ Konstruktivisten festgemacht, wobei letztere ausschließlich selbstgesteuertes Lernen für sinnvoll halten (vgl. Dubs [21]). Wenn Lernen primär durch das Individuum bestimmt wird und Wissen als individuelle Konstruktion aufgefasst wird, dann ist es nicht möglich, eine bestimmte Instruktion zu schaffen, die direkt dafür sorgt, dass die Lernenden nach einer gewissen Zeit einen bestimmten erwünschten Wissenszuwachs aufweisen. Die Lernprozesse sind individuell und nicht vorhersagbar.

Für die Entwicklung der in dieser Arbeit vorgestellten Lehrveranstaltung wurde die Sichtweise des moderaten, pragmatischen Konstruktivismus, so wie er von Gerstenmaier und Mandl [28] vorgeschlagen wird, zugrunde gelegt. Wissenserwerb wird von den beiden Autoren als aktive Konstruktion auf der Basis der vorhandenen Vorstellungen gesehen. Der aktive, selbstgesteuerte und selbstreflektive Lerner steht hier im Mittelpunkt und die idiosynkratischen Konstruktionsprozesse sind immer eingebunden in einen bestimmten sozialen Kontext. Diese dargestellten Erkenntnisse hatten weitreichende Konsequenzen für die Instruktionspsychologie:

- Lernende konstruieren ihr Wissen, indem sie wahrnehmungsbedingte Erfahrungen interpretieren, und zwar in Abhängigkeit von ihrem Vorwissen, von gegenwärtigen mentalen Strukturen und bestehenden Überzeugungen.
- Was wir wissen, stammt nicht aus irgendeiner externen Quelle, sondern ist vom Individuum selbst generiert. Um elaborative Wissensstrukturen aufzubauen, müssen die neuen Informationen mit dem schon vorhandenen Wissen verknüpft werden.
- Zentral für den Wissenserwerb ist das soziale Aushandeln von Bedeutungen. Gestalter von Lernumgebungen müssen berücksichtigen, dass jeder Lernende das selbe Objekt oder Ergebnis etwas anders interpretiert. Dies impliziert auch unterschiedliche Lernergebnisse.
- Wenn Lernenden der Bezug zu einem relevanten Kontext fehlt, dann ist für sie die Instruktion nur wenig bedeutsam.
- Zur Reflexion bzw. Kontrolle des eigenen Lernhandelns ist der Einsatz metakognitiver Fertigkeiten wichtig.
- Die Aufgabe des Lehrers besteht darin, die individuellen Konstruktionsprozesse beim Lernenden anzuregen und zu unterstützen. Er ist verantwortlich für die Aktivierung der Lernenden, die Anregung des Lernprozesses sowie die Förderung von Metakognition. Damit besteht seine Funktion eher in der Bereitstellung einer herausfordernden Lernumgebung für den Lernenden, welche sie dazu anregt, Probleme selbständig und in Zusammenarbeit mit anderen zu lösen.

Auf der Grundlage dieser Annahmen wurden in erster Linie für den Schulunterricht Instruktionsansätze zur Gestaltung von Lernumgebungen entwickelt, die eine aktive Auseinandersetzung der Lernenden mit Problemen anregen und die Anwendungsqualität des Wissens erhöhen sollen. Die drei prominentesten Ansätze sind der „Anchored Instruction-Ansatz“ (Bransford et al. [8, 9, 10]), der „Cognitiv Flexibility-Ansatz“ (Spiro et al. [86]) und der „Cognitive Apprenticeship-Ansatz“ (Collins, Brown & Newman [16]). Die Frage der Übertragbarkeit dieser Ansätze auf den Universitätsbereich wurde erst in neuester Zeit forschungsrelevant, z. B. in der Medizin (Gräsel [31]).

Im Folgenden sollen diese Ansätze nicht explizit dargestellt werden sondern nur die ihnen gemeinsam zugrunde liegenden Prinzipien:

Authentizität und Situiertheit: Das zentrale Prinzip der Lehre nach diesen Modellen ist die Situierung des Lernens in einem authentischen, problemorientierten Kontext. Berliner [5] fordert die Einbettung des Lernens in authentische Kontexte. Er betont die Notwendigkeit, den Erwerb von Wissen in dem Kontext zu verankern, der ihm seine Bedeutung verleiht. Wenn dieser Kontext einer späteren Anwendungssituation im weiteren Studium oder Beruf möglichst ähnlich ist, verfügen die Studierenden zumindest über einen echten Anwendungskontext, in dem sie ihr Wissen anwenden können. Die Lernsituationen sollen realen Situationen möglichst ähneln, d. h. sie sollen die zentralen Merkmale der Anwendungssituation enthalten. Dies betrifft die Inhalte der Lernumgebungen ebenso wie deren Form. Inhaltlich sollten sie in ihrer Komplexität nicht reduziert sein. Die Probleme sollten so gestaltet sein, dass die kognitiven Prozesse bei ihrer Lösung der Lösung realer Probleme möglichst nahe kommen.

Multiple Kontexte: Damit das Wissen nicht auf einen Kontext fixiert bleibt, sondern flexibel auf andere Problemstellungen übertragen werden kann, bieten die Lernumgebungen den Lernenden multiple Kontexte an.

Multiple Perspektiven: Die flexible Anwendung von Wissen wird auch dadurch gefördert, indem man den Lernenden zusätzlich zu den multi-

plen Kontexten die Möglichkeit gibt, Probleme aus multiplen Perspektiven und unter verschiedenen Zielperspektiven zu betrachten. Dadurch lernen sie, Inhalte unter variierenden Aspekten bzw. von verschiedenen Standpunkten aus zu sehen.

Sozialer Kontext: Die Lernumgebung fördert kooperatives Lernen und Problemlösen in Lerngruppen ebenso wie gemeinsames Lernen und Arbeiten zwischen Lernenden und Experten im Rahmen einer situierten Problemstellung.

Auf Grundlage dieser Ansätze entwickeln Parchmann, Demuth und Ralle [59] sowie Parchmann et al. [60] zur Zeit das Chemiecurriculum „Chemie im Kontext“ für die Schule.

2.3 Domänenspezifische Strategien beim problemorientierten Lernen in der Chemie

In den Ansätzen der situierten Instruktion wird gefordert, dass die Lernenden erfahren sollen, mit welchen Strategien Experten Probleme bearbeiten und dass sie selbst dazu angeregt werden sollen, diese Expertenstrategien anzuwenden. Es stellt sich daher die Frage, welche domänenspezifischen Strategien sich bei der Bearbeitung chemischer Probleme identifizieren lassen.

Bislang wurden in der Hochschuldidaktik keine Untersuchungen durchgeführt, ob sich für das Fach Chemie allgemeine Strategien beschreiben lassen, die bei der Lösung von Problemen angewendet werden. In der Experten-/Novizen-Forschung wird das Problemlöseverhalten von Anfängern und Experten, die in einem Fachgebiet dauerhaft hervorragende Leistungen erbringen können, verglichen. Dabei zeigt sich, dass sich Experten von Anfängern in einem Leistungsbereich nicht durch allgemeine Fähigkeiten (z. B. logisches Denken), sondern durch die Menge und Beschaffenheit (Elaboration) an fachspezifischem Wissen unterscheiden (Glaser & Chi [30] und

Alexander & Judy [3]). Experten verfügen über eine hochdifferenzierte und sehr flexible Organisation ihrer Wissensbestände. Die Vermittlung von allgemeinen Denkfähigkeiten mit breiten Transfermöglichkeiten ist jedoch nicht möglich (vgl. Perkins & Salomon [63] und Larkin [47]). „*Experte sein im Problemlösen bedeutet demnach immer, Experte für einen Problembereich mit bereichsspezifischen Anforderungen zu sein*“ (vgl. Lass und Lüer [48]). Der gute Strategienutzer (good strategy-user) verfügt nach Pressley, Borkowski & Schneider [69] über die folgenden Kompetenzen:

1. Umfangreiches Repertoire an Lernstrategien
2. Allgemeines und bereichsspezifisches Strategiewissen, wann und unter welchen Bedingungen Strategien effektiv eingesetzt werden können
3. Umfangreiche, gut organisierte und elaborierte bereichsspezifische Wissensbasis
4. Glaube an den Erfolg des strategischen Vorgehens in einer spezifischen Situation und Bereitschaft, die Anstrengung der Strategiegenerierung und -anwendung auf sich zu nehmen

Sieht sich der gute Strategieanwender mit einer Aufgabe konfrontiert, aktiviert er allgemeine Strategien, etwa solche zum Aufbau von Konzentration und Vermeiden von Ablenkung. An der anstehenden Aufgabe sucht er nach Elementen, um sie von ihrem Typ her einzuordnen, zu schon bekannten Elementen in Beziehung zu setzen und dadurch relevante spezifische Strategien aktivieren zu können. Der gute Strategieanwender unterteilt komplexere Aufgaben nach Einzelschritten mit je eigenen Teilzielen. Er bearbeitet und koordiniert die Einzelschritte im Hinblick auf die Gesamtlösung. Unterstützt wird der Strategieeinsatz durch bereichsspezifisches Wissen, in dem Beziehungen zwischen Wissens-elementen und komplexeren Bedeutungseinheiten bestehen, die ohne Rückgriff auf spezifische Strategien erklärungs-haltige Komponenten zur Lösung der Aufgabe bereitstellen können. Dieser Umgang mit der Aufgabe setzt entsprechende Attribuierungsmuster voraus. Experten zeichnen sich dadurch aus, dass sie diese kognitiven Aktivitäten automatisiert haben. Sie können sich aber jederzeit diese automatisierten Vorgänge bewusst und somit kontrollierbar und modifizierbar machen.

Die Überwachung des eigenen Strategieneinsatzes, d. h. die Überprüfung, inwieweit die ausgewählten Strategien für die entsprechende Lernaufgabe erfolgreich sind, erfolgt durch metakognitive Strategien, die im folgenden Abschnitt vorgestellt werden.

2.4 Kontrollstrategien

2.4.1 Einteilung der Kontrollstrategien beim problemorientierten Lernen

Die Forderung nach problemorientierten Lernumgebungen impliziert ein bestimmtes Verständnis vom Lernenden und seiner Tätigkeit. Lernen ist demnach ein aktiver und konstruktiver Prozess. Die hier entwickelte Lehrveranstaltung ist so konzipiert, dass das in der Vorlesung bereitgestellte Wissen auf neue Lernprobleme angewendet und vernetzt, neues Wissen im Kontext des Problems erworben wird. Damit dies geschieht, ist es notwendig, dass die Lernenden die Lernprobleme mit geeigneten Strategien bearbeiten. Zum einen müssen domänenspezifische Strategien verwendet werden. Beim Lernen anhand eines chemischen Problems müssen z. B. Beobachtungen interpretiert, auf dieser Grundlage Hypothesen gebildet und diese Hypothesen systematisch eventuell auch experimentell überprüft werden. Zum anderen erfordert problemorientiertes Lernen eine angemessene Anwendung von Kontrollstrategien, die dazu dienen, Schwierigkeiten zu erkennen und zu beheben. Denn in problemorientierten Lernumgebungen wird den Lernenden Material zur Bearbeitung einer Problemstellung zur Verfügung gestellt. Dabei bleibt ihnen weitgehend selbst überlassen, wie sie dieses Material bearbeiten und wie sie ihr Wissen auf die Aufgabenstellung beziehen. Die Lernenden übernehmen damit selbst die Verantwortung für den Verlauf und das Ergebnis des Lernprozesses. Die Kontrolle des eigenen Vorgehens ist vor allem dann von Bedeutung, wenn die Lernenden auf Widersprüche und Schwierigkeiten treffen, wenn sie Teilprobleme aufgrund ihres bisherigen Wissens nicht lösen können. Diese vom Lernenden wahrgenommenen Schwierigkeiten stellen für ihn den Ausgangspunkt für den Erwerb neuen Wissens dar, indem er zum Beispiel Konzepte neu mit-

einander verknüpfen oder eine neue, bessere Strategie für die Lösung eines Problems erarbeiten. Prawat [67] bezeichnet das Lernen anhand von Problemen als „*impasse driven learning*“, d. h. das Lernen, das deshalb stattfindet, weil der Lernende mit seinem bisherigen Wissen zunächst in eine Sackgasse geraten ist und Wissen bzw. Strategien benötigt, um aus dieser Sackgasse herauszukommen. Daraus folgt, dass die Kontrolle des eigenen Lernens als wichtiges Prozessmerkmal des Lernprozesses gelten muss. Denn nur, wenn ein Lernender die eigenen Schwierigkeiten bei der Problembearbeitung bemerkt und darauf reagiert, erwirbt er neues Wissen und neue Strategien. Collins & Brown [15], Collins, Brown & Newman [16], Jonassen, Mayes & McAleese [43], Knuth & Cunningham [46] formulieren die Fähigkeit zur Kontrolle des eigenen Lernens als Ziel der Instruktion. In der dieser Arbeit zugrunde liegenden Lehrkonzeption sollen die Studierenden durch die Bearbeitung authentischer und komplexer Probleme in Übung, vorlesungsbegleitendem Praktikum, qualitativ-analytischem Praktikum und der Projektaufgabe nicht nur domänenspezifisches Wissen und domänenspezifische Strategien, sondern auch Strategien der Kontrolle des eigenen Vorgehens erwerben. Collins, Brown & Newman [16] arbeiteten drei zentrale Kontrollstrategien bei der Bearbeitung authentischer Probleme heraus. Sie unterscheiden zwischen (1) Monitoring, (2) Selbst-Diagnose und (3) Selbst-Regulation. Was unter diesen Begriffen zu verstehen ist, wird im Folgenden dargestellt.

2.4.1.1 Monitoring

„Monitoring“ bezeichnet die Überwachung bzw. Prüfung der eigenen kognitiven Prozesse bei der Bearbeitung der Aufgaben. Der Lernende blickt sich sozusagen selbst über die Schulter, bemerkt, wie er bei der Aufgabebearbeitung vorgeht und bewertet seine Vorgehensweise in Bezug auf das angestrebte Ziel. In der Metakognitionsforschung (vgl. Pressley, Borkowski & Schneider [69], Schneider & Pressley [83]) spielt die prozessbegleitende Überwachung des eigenen Vorgehens eine zentrale Rolle. Die Autoren unterscheiden zwischen „comprehension monitoring“, also der Überwachung und Einschätzung des eigenen Verständnisses und „memory strategy utility monitoring“, d. h. der Kontrolle der eigenen strategischen Vorgehens-

weise, und zwar sowohl bezüglich der Auswahl als auch der erfolgreichen Anwendung der Strategien. Monitoring wird als Voraussetzung für weitere metakognitive Kontrollprozesse gesehen - wie etwa die Planung des weiteren Vorgehens oder die Veränderung der bisherigen Vorgehensweise. Ohne Monitoring kann z. B. das eigene Vorgehen nicht bewertet werden, kann ein folgender Schritt aufgrund der bisherigen Ergebnisse nicht geplant werden oder bisherige Strategien nicht verändert werden. Die Überwachung ist damit ein erster und zentraler Schritt der metakognitiven Kontrolle des eigenen Vorgehens beim Lernen.

2.4.1.2 Selbst-Diagnose

Die zweite Kontrollstrategie, die Collins, Brown & Newman [16] für das Lernen anhand von authentischen Problemen als zentral herausheben, ist die Selbst-Diagnose. Mit diesem Begriff werden jene Prozesse bezeichnet, mit denen der Lernende zu klären versucht, warum er etwas weiß oder nicht weiß bzw. warum er eine Teilaufgabe gelöst oder nicht gelöst hat. Für das Lernen ist Selbst-Diagnose vor allem dann wichtig, wenn durch die Kontrolle des eigenen Lernprozesses Fehler und Schwierigkeiten erkannt werden. Wird hingegen durch die Überwachung ein Erfolg oder ein Verstehen angezeigt, so ist es für den Lernenden weniger notwendig, nach den Ursachen dafür zu fragen. Das Auftreten einer Schwierigkeit, eines Widerspruches oder eines Fehlers kann verschiedene Ursachen haben: Das Faktenwissen ist unvollständig oder gar fehlerhaft, die Anwendung einer Strategie problematisch oder falsch und schließlich auch das Lernmaterial selber widersprüchlich oder fehlerhaft. Durch die Selbst-Diagnose soll eine differenzierte Analyse erfolgen, worin die Ursache für die erkannte Schwierigkeit besteht. Diese Spezifizierung ist notwendig, um Maßnahmen einzuleiten, die die erkannten Schwierigkeiten beheben, die das eigene Lernverhalten also regulieren. Diese Selbst-Regulation ist die dritte von Collins, Brown & Newman [16] genannte Kontrollstrategie.

2.4.1.3 Selbst-Regulation

Damit aus Fehlern und Schwierigkeiten gelernt werden kann, genügt es nicht, sie festzustellen und ihre Ursachen zu beschreiben, sie müssen auch behoben werden. Problemorientierte Lernumgebungen zeichnen sich dadurch aus, dass dem Lernenden eine Vielzahl von Möglichkeiten der Selbst-Regulation des eigenen Lernverhaltens zur Verfügung steht. Für Collins, Brown & Newman [16] besteht die Selbst-Regulation nicht nur in der Planung des weiteren Vorgehens, d. h. in der Festlegung eines bestimmten Lernweges und der Auswahl einer Strategie, sondern in der tatsächlichen Umsetzung, d. h. in der Veränderung der eigenen Lernaktivität. Die Autoren sehen Selbst-Regulation als Teil der (metakognitiven) Kontrollstrategien an. Genau genommen ist Selbst-Regulation aber keine metakognitive Aktivität sondern eine kognitive. Sie ist die Folge der metakognitiven Überwachung und der metakognitiven Strategie der Selbst-Diagnose. Die Überwachung und die Regulation der eigenen Lernaktivität kann andererseits auch dazu führen, dass der Lernende besser versteht, unter welchen Bedingungen welche Strategien erfolgreich eingesetzt werden können. Die Anwendung von Kontrollstrategien führt damit dazu, dass Strategien und strategisches Wissen (z. B. Wissen über Anwendungsbedingungen) erworben werden. Dies entspricht dem Prinzip „Lernen aus Fehlern“, wie es von Collins, Brown & Newman [16] beschrieben wird: *„Durch das Bemerkten und die Korrektur eigener Fehler werden neues Wissen und neue Strategien erworben.“*

2.4.2 Anwendung von Kontrollstrategien beim problemorientierten Lernen

Die Analyse der Kontrollstrategien in problemorientierten Lernumgebungen nach Collins, Brown & Newman [16] hat verdeutlicht, dass die Strategien des Monitoring, der Selbst-Diagnose und der Selbst-Regulation nicht unabhängig voneinander sind, sondern deren Anwendung sequentiell aufeinander folgt. Das Zusammenspiel der einzelnen Kontrollstrategien ist in der Abbildung 2.2 dargestellt. Beim Lösen eines chemischen Problems überprüft der Lernende seine eigenen Aktivitäten (Monitoring) daraufhin, ob sie für die gestellten Aufgaben angemessen sind, sie zum gewünschten Er-

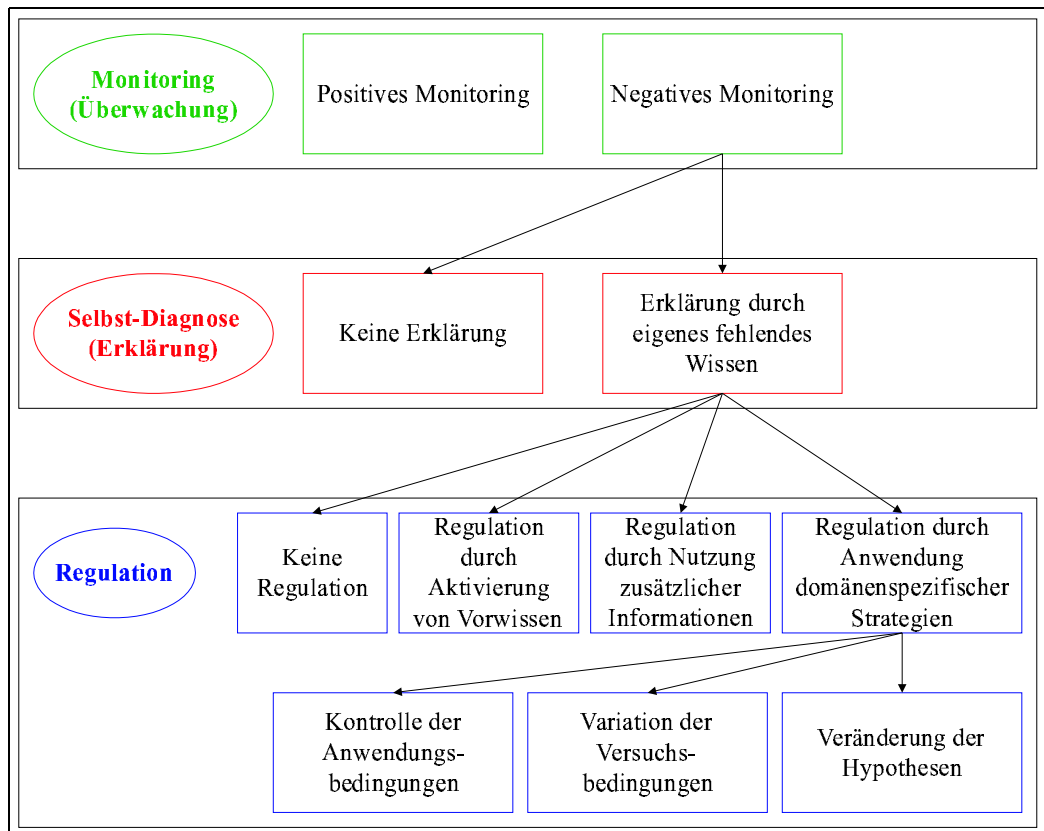


Abbildung 2.2: Kontrollstrategien bei der Bearbeitung eines chemischen Problems.

folg führen, usw. Diese Überwachung kann zum Ergebnis führen, dass der eigene Lernprozess ohne Schwierigkeiten verläuft - also positives Monitoring vorliegt. Es ist für den Lernenden nicht notwendig, dass er in seine Lernaktivität eingreift bzw. sein eigenes Lernen überdenkt. Anders, wenn durch die Überwachung Fehler oder Schwierigkeiten entdeckt werden, also „negatives Monitoring“ vorliegt. Für den Erwerb neuen Wissens und neuer Strategien ist das Erkennen von Fehlern und Schwierigkeiten von zentraler Bedeutung. Damit diese „comprehensive failures“ für das Lernen genutzt werden können, muss der Lernende die festgestellten Schwierigkeiten spezifizieren und versuchen, eine Diagnose dafür anzugeben (Selbst-Diagnose). Wichtig für die Regulation der eigenen Lernaktivität ist die Diagnose eigener Wissens- oder Strategiedefizite. Liegt die Ursache des Nicht-Verstehens im eigenen, fehlenden Wissen oder in der falschen und fehlerhaften Strategieranwendung, so sollte der Lernende regulierend in seine Lernaktivität

eingreifen. Wissensdefizite können durch aktive Suche im eigenen Gedächtnis oder durch Rekonstruktion des Wissens oder durch Benutzung externer Hilfen - wie z. B. Literatur, Expertenbefragung - behoben werden. Defizite in der Strategieranwendung können durch Suche nach und Anwendung von geeigneten domänenspezifischen Strategien behoben werden. Der Lernende muss die Anwendungsbedingungen der von ihm eingesetzten Konzepte und experimentellen Methoden prüfen, Bedingungen, auf denen seine Hypothese basierte, systematisch variieren (Variation der Versuchsbedingungen) oder seine bisher in Betracht gezogenen Hypothesen ändern (Veränderung der Hypothesen).

Mündet das Erkennen von Fehlern weder in deren genauerer Erklärung (Selbst-Diagnose) noch in einer Regulation des eigenen Lernens, wird das eigene Wissen bzw. die eigene Strategieranwendung nicht erweitert. Dieses Verhalten wird im Folgenden vereinfachend als fehlerignorierende Anwendung von Kontrollstrategien bezeichnet.

2.5 Die Rolle der Lehrenden im Curriculum

Das eingangs beschriebene Problem des „trägen Wissens“ wirft die Frage auf, welche instruktionalen Maßnahmen dagegen unternommen werden können. Die Kernidee konstruktivistischer Ansätze besteht darin, dass an komplexen authentischen Problemstellungen gelernt werden soll. Vertreter einer extrem konstruktivistischen Auffassung vom Wissenserwerb plädieren für selbstgesteuertes, von außen wenig beschränktes Lernen. Problemorientiertes Lernen anhand authentischer Probleme ist jedoch eine unter Umständen schwierige und komplexe Aufgabe, die hohe Anforderungen an die metakognitiven Strategien der Lernenden stellt. Cates [13] formuliert daher pessimistisch, dass derartige Lernumgebungen die Lernenden so überlasten können, dass sie orientierungslos werden und das Ziel und den Zweck ihrer eigenen Lernhandlungen nicht mehr überblicken können. Prawat [67] befürchtet, dass problemorientiertes Lernen häufig wenig effizient ist, weil die Lernenden ihre Fehler nicht erkennen oder ihre Fehler nicht als Ausgangspunkt für weiteres Lernen nutzen. Die Ergebnisse zahlreicher Arbeiten (vgl. Borkowski, Carr & Pressley [7], Derry [17] und Symons et al. [89])

zeigen, dass die Lernenden bei der Anwendung metakognitiver Strategien in problemorientierten Lernumgebungen auf zusätzliche Hilfen angewiesen sind. Somit ist es fraglich, ob den Lernenden die Kontrolle des eigenen Lernens ohne Aufforderung bzw. Unterstützung gelingt. Die Bereitstellung von Problemsituationen genügt offensichtlich nicht, um Lernende dazu anzuregen, domänenspezifisches Wissen und angemessene Kontrollstrategien anzuwenden. Damit die Lernenden durch derartige komplexe Anforderungen in problemorientierten Lernumgebungen nicht überfordert werden, benötigen sie instruktionale Unterstützung (Gruber, Mandl & Renkl [34]). Die Autoren [34] fordern daher eine Balance zwischen Konstruktion und Instruktion. Wie dieser Forderung in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung Rechnung getragen wird, wird im Folgenden aufgezeigt.

2.5.1 Der Dozent in der Vorlesung

Ziel der Vorlesung ist es, dass die Lernenden in die Denkweisen von Chemikern und in deren Denkkultur eingeführt werden. Deshalb zeigt (modelliert) ihnen der Dozent in der Vorlesung, wie er bei der Lösung eines Problems vorgeht und legt die kognitiven Prozesse offen, die seiner Vorgehensweise zugrunde liegen. Die kognitiven Prozesse werden so für die Lernenden zugänglich gemacht. Der Lehrende artikuliert in der Vorlesung, wie er sein chemisches Wissen auf die Lösung eines Problems anwendet, welche chemiespezifischen Strategien und welche Lern- und Kontrollstrategien er verwendet. Dieses Grundprinzip scheint weitaus banaler und einfacher zu sein, als es tatsächlich ist. In vielen gängigen Instruktionssituationen werden die Lernenden mit fertigen Lösungen konfrontiert, aber das Vorgehen, der Prozess bleibt ihnen dadurch häufig verschlossen. Ganz anders in dieser Vorlesung: Der Lehrende beschreibt nicht das „Produkt“ der Problemstellung, sondern den Prozess des Problemlösens. Ein besonderes Augenmerk legt er darauf, wie er Fehler und Schwierigkeiten bemerkt und mit diesen umgeht.

2.5.2 Die Tutoren in den problemorientierten Lernumgebungen

Wissen, das in verschiedenen Situationen jeweils vom Lernenden neu konstruiert wird, kann nicht einfach vom Lehrenden auf den Lernenden transportiert werden. Kognition wird in konstruktivistischen Ansätzen nicht als Prozess gesehen, der ausschließlich im Kopf der Lernenden stattfindet, sondern vor allem im sozialen Austausch (Law & Wong [49]). Danach können Lernen und Kompetenzerwerb nicht nur als individueller Fortschritt beschrieben werden, sondern zugleich als das Hineinwachsen in eine „community of practise“ (Law & Wong [49]). Damit ein Transfer von einer Lernsituation in die Expertengemeinde stattfinden kann, ist vor allem der Erwerb der in dieser Gruppe gültigen Denkweisen und Problemlösemechanismen notwendig, die sich z. B. aus dem Umgang mit Experten entwickeln, die als Modell für die eigene Kompetenzentwicklung dienen können.

In den problemorientierten Lernumgebungen der Lehrveranstaltung sollen die Studenten in Interaktion mit anderen Lernenden und mit einem Experten anwendbares Wissen, chemische Methoden, Strategien der Selbstkontrolle und domänenspezifische Strategien erlernen. Die Aufgabe des Experten übernehmen wissenschaftliche Mitarbeiter vom Lehrstuhl für Anorganische Chemie sowie wissenschaftliche Mitarbeiter aus der Physikalischen Chemie der Ruhr-Universität Bochum. Die Aufgabe der Tutoren in problemorientierten Lernumgebungen ist es, den Lernprozess der Studenten zu kontrollieren und falls es erforderlich ist, einzugreifen, um die Lernenden auf Widersprüche und Fehler aufmerksam zu machen. Diese äußere Kontrolle dient dazu, dass die Studenten ihre Schwierigkeiten angemessen spezifizieren und adäquat regulieren.

Im Cognitive Apprenticeship-Ansatz (vgl. Collins, Brown & Newman [16]) wird gefordert, dass die Lernenden Techniken und Tricks, die Experten bei der Lösung von Problemen verwenden, erlernen. Die Studenten erhalten deshalb Gelegenheit, unter Anleitung des Tutors domänenspezifische Strategien zu trainieren - z. B. das spezielle Problem der Aufgabe, des Experiments auf allgemeine und bekannte Prinzipien zurückzuführen und Analogien zu suchen. Die Lernumgebungen sind so konzipiert, dass die Studenten ihr Wis-

sen in unterschiedlich situierten Kontexten anwenden können. Die Tutoren regeln und steuern diesen Lernprozess, wobei sie bestrebt sind, die Aktivitäten auf Seiten der Lernenden zu verlagern und selbst zurückzutreten. Die Rolle des Tutors ist damit nicht die eines Vermittlers, Präsentators von Wissen, sondern die eines Unterstützers von Lernprozessen.

Um die Eigenständigkeit der Lernenden zu fördern, wird die instruktionale Unterstützung im Laufe der Lehrveranstaltung immer weiter zurückgenommen. Die Studenten sollen im zunehmenden Maß ihre eigene Arbeit durch Selbst-Kontrolle überprüfen. Im qualitativ-analytischen Praktikum und vor allem bei der Bearbeitung der Forschungsprojekte durch die Studierenden stehen die Tutoren jedoch weiter als Helfer bei Schwierigkeiten und als Diskussionspartner zur Verfügung.

„*Chemie ist ein intellektuelles Handwerk*“ (vgl. Herrmann [37]). Zu diesem Handwerk gehört sowohl das Erlernen des sachgerechten Umgangs mit dem „Handwerksgerät“, den Glasgeräten, Analysenwaage, elektronischen Geräten wie pH-Meter, Computer, als auch das Überprüfen der eigenen experimentellen Arbeit. Da es für die Studenten das erste Praktikum in ihrem Studium ist, zeigen ihnen die Tutoren den sachgerechten Umgang mit den einzelnen Laborgeräten, wie man sie reinigt und pflegt. Die Selbst-Kontrolle der eigenen experimentellen Arbeit ist eine wichtige Voraussetzung für die erfolgreiche Bearbeitung von komplexen authentischen Problemstellungen wie den qualitativen Analysen und den Projektthemen. Die Tutoren zeigen den Studenten daher im zweiten Teil der Lehrveranstaltung Techniken zur Überprüfung der Reaktionsbedingungen, der Vollständigkeit der Fällungen bzw. der Kontrolle von Mitfällungen.

Der Tutor muss für seine Gruppe die Balance zwischen Konstruktion und Instruktion finden. Einerseits soll die Unterstützung die Anwendung domänenspezifischer und metakognitiver Kontrollstrategien fördern. Andererseits sollen die zentralen Kennzeichen problemorientierter Lernumgebungen möglichst wenig verletzt werden und die Studenten durch die Aufgabe nicht überfordert werden. Zusätzlich muss berücksichtigt werden, dass die Lernenden in der Lerngruppe aufgrund ihrer individuellen schulischen Vorbildung unterschiedliches Vorwissen besitzen. Dies bedeutet wiederum, dass die Betreuung sehr individuell sein muss und der Tutor die Studenten ken-

nen muss. Aus diesem Grund wurden die Übungsgruppen in Kleingruppen von etwa zwanzig Studenten durchgeführt; im Praktikum sogar mit nur zehn Studenten. Der Tutor betreut die Lerngruppe sowohl in der Übung als auch im Praktikum, damit er das Vorwissen der Studenten kennt. Diese Art der Lehre fordert von den Lehrenden ein anderes Rollenverständnis und andere didaktische Kenntnisse als die Durchführung herkömmlicher Kurse. Umfassende Verbesserungen von Lehrkonzeptionen sind ohne die Tutoren nicht umzusetzen. Um den Anforderungen des problemorientierten Curriculums gerecht zu werden, wurden die Tutoren in Fort- und Weiterbildungsveranstaltungen im Rahmen des Projektes Teambesprechung von Mitarbeiterinnen der Ruhr-Universität-Bochum vorbereitet.

2.6 Struktur der neu konzipierten Lehrveranstaltung

Die Struktur des neu konzipierten problemorientierten Curriculums für die Chemie-Einführungsveranstaltung im ersten Semester an der Ruhr-Universität Bochum ist auf einer Tafel im Anhang E dargestellt. Es besteht aus drei aufeinander folgenden Teilen. Im Folgenden wird die organisatorische und Lern- und Lehr-Struktur der Lehrveranstaltung dargestellt. Zum Abschluss dieses Abschnittes werden die Inhalte der einzelnen Teile der Lehrveranstaltung detailliert vorgestellt.

2.6.1 Organisatorische Struktur der Lehrveranstaltung

Der erste Teil der Lehrveranstaltung besteht aus der Vorlesung „Allgemeine und Experimentelle Chemie“, einer Übung und einem vorlesungsbegleitenden Praktikum. Die Konzeption der Vorlesung wurde aus dem Wintersemester 1998/99 übernommen und weiterentwickelt. Sie wurde bereits in Abschnitt 2.1 vorgestellt. Neu ist das parallel zur Vorlesung stattfindende vorlesungsbegleitende Praktikum. An dem ersten Teil der Lehrveranstaltung nehmen Studierende der Chemie (Diplom), Biochemie, Lehramtskandidaten

und Studenten angrenzender Disziplinen, vor allem der Geowissenschaften teil. Beim problemorientierten Lernen handelt es sich um eine anspruchsvollere und zeitintensivere Lernstufe als bei der bloßen Wissensproduktion. Damit der höhere Qualitätsanspruch nicht zulasten der Quantität geht, wurden die Vorlesung und Übung um jeweils eine Stunde ergänzt. Die Vorlesung umfasst nun vier und die Übung zwei Semesterwochenstunden über einen Zeitraum von 16 Wochen. Das neu eingeführte vorlesungsbegleitende Praktikum umfasst vier Semesterwochenstunden. Die Versuche finden an zehn Versuchstagen statt. Zum ersten Veranstaltungsteil schreiben die Studenten zwei Teilklausuren, deren Bestehen für die weitere Teilnahme am zweiten und dritten Veranstaltungsteil Voraussetzung ist.

Der zweite Teil der Lehrveranstaltung, das qualitativ-analytische Praktikum, und der dritte Teil, die Projektarbeit, bilden eine organisatorische Einheit. Diese beiden Teile der Veranstaltung finden als Blockpraktikum im unmittelbaren Anschluss an den ersten Teil der Lehrveranstaltung in den Semesterferien statt. Für Biochemiker und Lehramtskandidaten ist dieser Veranstaltungsteil nicht mehr verpflichtend; Studierende der Geowissenschaften führen nur den qualitativ-analytischen Teil durch. Praktikumsbegleitend wird ein Seminar zur qualitativen Analytik angeboten. Der zweite und dritte Teil der Lehrveranstaltung umfasst einen Zeitraum von vier Wochen und ist im Lehrplan der Studenten mit vier Semesterwochenstunden ausgewiesen. Um den Studierenden die Möglichkeit zu geben, sich durch Literaturrecherche auf ihr Projektthema vorzubereiten, werden die Themen der Projekte schon zu Beginn des qualitativ-analytischen Praktikums teils vergeben. Nach Beendigung ihrer qualitativen Analysen können die Studenten mit der Bearbeitung ihrer Projektarbeit beginnen. Im folgenden Abschnitt wird der didaktische Aufbau der Lehrveranstaltung dargestellt.

2.6.2 Didaktischer Aufbau der Lehrveranstaltung

Aufbauend auf den Prinzipien des situierten Lernens und des pragmatischen Konstruktivismus - wie in Abschnitt 2.2 dargestellt - wurde unter Berücksichtigung der Rahmenbedingungen universitärer Lehre eine Chemie-Lehrveranstaltung für Studienbeginner an der Fakultät Chemie der Ruhr-

Universität Bochum konzipiert. Unter universitären Rahmenbedingungen wird hier die Maßgabe verstanden, dass die Studenten in einem relativ geringen Zeitraum effektiv eine Fülle von Lerninhalten erwerben müssen.

2.6.2.1 Der erste Teil der Lehrveranstaltung

Innerhalb der gesamten Lehrveranstaltung nimmt die Vorlesung „Allgemeine und Experimentelle Chemie“ eine zentrale Position ein. Die wesentlichen Konzepte (exemplarisches Lernen, Lernzielorientierung und Durchführung von Experimenten) der Vorlesung wurden aus dem Wintersemester 1998/99 übernommen und konsequent umgesetzt, z. B. wurde eine inhaltliche Struktur für die Vorlesung ausgearbeitet (s. Abb. 2.3 auf S. 46 und 2.4 auf S. 47).

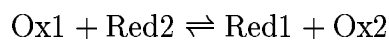
Dadurch, dass die Vorlesung anders als vor zwei Jahren vierstündig gelesen wird, besteht nun die Möglichkeit, nicht nur die einzelnen Inhalte ausführlicher zu behandeln sondern auch das Verständnis für naturwissenschaftliche Denk- und Arbeitsweisen stärker zu thematisieren. In konstruktivistischen Lehr- und Lernansätzen (vgl. Gruber, Mandl & Renkl [34]) wird Wissen als das Produkt eines Erkenntnisprozesses betrachtet - als Resultat eines Such- und Entdeckungsprozesses. Der Prozess, der zur Entstehung des betreffenden Wissens geführt hat, wird als notwendiger Bestandteil der Wissensvermittlung betrachtet und damit in die Lehrveranstaltung integriert. An ausgewählten Beispielen soll in der Vorlesung daher gezeigt werden, was es in der exakten Naturwissenschaft heißt, „zu verstehen“, „zu erklären“, „die Ursachen zu finden“ und wie man Experimente „ausdenkt“. An die Stelle komplizierter Verfahren und Black Box-Apparaturen werden einfache Versuchsaufbauten für das Prinzip der Lösung gesetzt. Eine Frage in eine Black Box einzuspeisen und am anderen Ende die Antwort geliefert zu bekommen, bereichert das Wissen, aber nicht das Verstehen. Die Vorlesung soll nicht nur Fragen auf eine Reihe von Problemstellungen beantworten, sondern auch einen Begriff davon bieten, warum die Antwort so lautet, wie sie lautet. Die Studenten sollen so erfahren, wie der chemische Forschungsweg selbst zum Gegenstand der Betrachtung wird. Kerschensteiner [44] führt dazu aus: *„Der einzige Irrtum ... ist, daß die Erkenntnisse mit bloßen Kenntnissen verwechselt werden. Erkenntnisse haben immer einen*

Wert, weil ihre Erwerbung mit schwerer geistiger Arbeit verbunden ist.“

Grundvoraussetzung für das Lösen von Problemen ist ein gut strukturiertes und fundiertes Basiswissen, das die Studierenden auch befähigt, weiteres Wissen anzueignen. In der Vorlesung wird Wissen in einer sehr allgemeinen und abstrahierten Form präsentiert. Abstrahiertes Wissen in diesem Sinne unterscheidet sich von abstraktem Wissen darin, dass es im Gegensatz zu letzterem mit Situationsbezügen verknüpft und damit anwendbar ist.

„Träges“ Wissen ist für Bransford et al. [8] *„Wissen, das nicht zur Anwendung kommt, das in bestehendes Vorwissen nicht integriert wird und zu wenig vernetzt und damit zusammenhanglos ist“*. Zur Indizierung flexiblen Wissens wird daher das in der Vorlesung bereitgestellte abstrahierte Wissen in Übung und vorlesungsbegleitendem Praktikum in verschiedenen authentischen Problemsituationen kontextualisiert.

Das Anwenden eines chemischen Prinzips in multiplen Kontexten soll am Beispiel der Konzentrationsabhängigkeit des Redoxpotentials exemplarisch veranschaulicht werden. In der Vorlesung wird anhand eines Demonstrationsexperimentes gezeigt, dass zwischen zwei gleichartigen Halbelementen, bei denen nur die Konzentrationen der Elektrolytlösungen verschieden sind, eine Zellspannung gemessen werden kann. Dieses klassische Experiment zeigt, dass das Redoxpotential eines Redoxpaares von der Konzentration der Ionen abhängig ist. Quantitativ wird dieser Zusammenhang durch die Nernst-Gleichung beschrieben. Zur Indizierung einer flexiblen Anwendbarkeit dieses chemischen Prinzips werden in der Übung und im Praktikum Redoxreaktionen des Typs

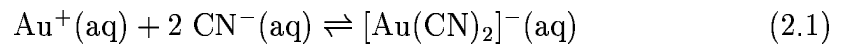


(Ox: Oxidationsmittel; Red: Reduktionsmittel)

betrachtet, bei denen durch eine parallel ablaufende Reaktion die Konzentration eines der Reaktionspartner so beeinflusst wird, dass die Reaktion in die durch die Reaktionsgleichung angegebene Richtung abläuft bzw. nicht abläuft. In der Übung bearbeiten die Studenten die folgende Aufgabenstellung: *Zur Gewinnung von Gold aus Erzen wird in eine Suspension des feingemahlenden Erzes Kaliumcyanid gelöst und unter lebhafter Durchmischung*

Sauerstoff eingeblasen. Bei diesem Verfahren geht das sehr edle Gold als komplexes Cyanid $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ in Lösung. Erläutern Sie dieses Verfahren!

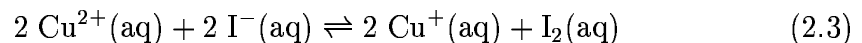
Bei Standardbedingungen ist aufgrund der Standardredoxpotentiale $E^\circ(\text{OH}^-/\text{O}_2) = +0,40 \text{ V}$ und $E^\circ(\text{Au}/\text{Au}^+) = 1,69 \text{ V}$ bzw. $E^\circ(\text{Au}/\text{Au}^{3+}) = 1,36 \text{ V}$ eine Oxidation von Gold durch Sauerstoff bei Standardbedingungen in wässriger Lösung nicht möglich. Gold kann jedoch in Gegenwart von Cyanid-Ionen durch Sauerstoff aus der Luft oxidiert werden, da die Cyanid-Ionen mit Au^+ -Ionen einen stabilen Komplex bilden:



Durch die Bildung des Komplexes wird die Konzentration der Gold-Ionen so gering, dass sich das Redoxpotential des Redoxpaares Au/Au^+ so stark verringert, dass Gold durch Sauerstoff oxidiert werden kann.



Im vorlesungsbegleitenden Praktikum (Versuchstag 9, Versuch 5) wird die Nernst-Gleichung in zwei weiteren Kontexten zur Deutung experimenteller Beobachtungen eingesetzt. Der erste Versuch ist ein Beispiel für die Beeinflussung des Redoxpotentials durch Bildung einer schwerlöslichen Verbindung. Das Redoxpotential des Redoxpaares $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ wird in Anwesenheit von Iodid durch die Bildung von schwerlöslichem Kupferiodid so stark positiv, dass die Cu^{2+} -Ionen durch Iodid zu Cu^+ reduziert werden können.



Im zweiten Versuch wird zusätzlich zu der Lösung Ammoniak hinzugegeben. Bei gleichzeitiger Anwesenheit von Ammoniak findet die Reduktion von Cu^{2+} -Ionen durch Iodid nicht statt, da sich der stabile Kupfertetraammin-Komplex bildet und die Konzentration an Cu^{2+} -Ionen dadurch stark verringert wird, so dass das Redoxpotential $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ sehr klein positiv wird. Kupfer(II)-Ionen können nicht mehr von Iodid reduziert werden. Dieses zweite Experiment beinhaltet zwei Aspekte der Beeinflussung des Redoxpotentials: (1) Durch Komplexbildung (Kontext der Übung) und (2) durch

Bildung einer schwerlöslichen Substanz (Kontext des ersten Versuchsteils). Das Modell des situierten Lernens geht davon aus, dass Wissen grundsätzlich situations- und kontextgebunden ist. Die oben angeführten Beispiele zeigen, wie eng die Inhalte aus Vorlesung, Übung und Praktikum miteinander verknüpft wurden, um den Studierenden Gelegenheit zu geben, Gelerntes in neuen Kontexten zum Lösen von Problemstellungen einzusetzen. Durch diese inhaltliche Vernetzung von Lerninhalten soll bei den Studenten aktives und selbstreguliertes Lernen in authentischen Kontexten gefördert werden.

Die Lernkontexte und Lernumgebungen sind in dem Sinne authentisch, dass sie sich an den Aufgaben und Zielen der Fachwissenschaft Chemie orientieren und weniger in dem Sinne, dass sie sich auf den Erfahrungsbereich der Studierenden beziehen, wie z. B. der „Anchored Instruction-Ansatz“ (vgl. Bransford et al. [9]). Kennzeichen authentischer Probleme ist ihre Komplexität, durch die die Lernenden angeleitet werden, Sachzusammenhänge zu analysieren, Lösungsansätze durch Kombination erlernter Begriffe und Prinzipien zu konstruieren und sie im Hinblick auf ihre Stimmigkeit zu beurteilen. Die Komplexität der Problemstellungen besteht darin, dass sie den Lernenden Freiheitsgrade zur Wissenskonstruktion bieten, so dass die Studierenden zur Lösung der Problemstellungen eigene Wissenskonstruktionen und Interpretationen vornehmen müssen.

2.6.2.2 Der zweite Teil der Lehrveranstaltung: Qualitativ-analytisches Praktikum

Der Grundgedanke problemorientierten Lernens in der Chemie besteht darin, dass Studierende bestehendes Wissen zur Lösung eines Problems anwenden und neues Wissen im Kontext des Problems erworben wird. Das Prinzip des sogenannten nasschemischen Trennungsgangs beruht auf den chemischen Prinzipien, Reaktionstypen, die die Studenten im ersten Teil der Lehrveranstaltung kennen gelernt haben - die einzelnen Kationen werden durch spezifische Lösungs- und Fällungsreaktionen so voneinander isoliert, dass sie störungsfrei in nachfolgenden Einzelreaktionen nachgewiesen werden können. Die Studenten erhalten so die Gelegenheit, das im ersten

Lehrveranstaltungsteil erworbene Wissen in einem neuen Kontext unter einer neuen Zielperspektive anzuwenden. Die Studierenden sollen im Kontext der Problemstellung die Eigenschaften der Stoffe - bzw. der gelösten Ionen - kennen lernen, mit denen sie arbeiten, z. B. in welchem Lösungsmittel lösen sich bestimmte Stoffe, welche stabilen Oxidationsstufen können einem Element in Verbindungen zugeordnet werden oder welche Metallkationen bilden schwerlösliche Sulfide oder Carbonate.

Das Verfahren wurde in seinen Grundzügen bereits 1840 von R. Fresenius aufgestellt. Obwohl diese Methode der qualitativen Kat- und Anionenbestimmung heute in der beruflichen Praxis eines Chemikers nicht mehr angewandt wird, ist das Problem dennoch aus den folgenden Gründen authentisch:

- Das Problem, Stoffe aufgrund spezifischer (Gruppen-) Eigenschaften voneinander zu trennen, ist für das Fach Chemie typisch.
- Die Studenten lernen typische Arbeitsweisen in der Chemie kennen. Sie müssen anhand von Fachliteratur, Internet, etc. Lösungsvorschläge zur Trennung und zum Nachweis der Kationen erstellen und durchführen. Für die qualitative Analyse gibt es eine Reihe von Lehrbüchern (Häfner [35], Hahn & Haubold [36], Jander & Blasius [41, 42] und Werner [92]) mit einem ausgearbeiteten Algorithmus. Die Studenten erhalten dabei Gelegenheit zum eigenständigen Planen, Durchführen und Beurteilen von Problemlöseversuchen.
- Die Studierenden werden mit Störungen konfrontiert, die aus der Unvollkommenheit ihres eigenen Wissens und des entsprechenden Handelns herrühren. Solche Schwierigkeiten und Probleme sind für die Wissenschaft typisch.
- Die Lernenden bearbeiten selbständig eine Aufgabe unter den Rahmenbedingungen Zeit, Material und Zielvorgabe.

Neben dem Anwenden von Wissen, dem Kennenlernen stoffspezifischer Eigenschaften stellt die qualitative Analyse besondere Anforderungen an die Studenten, ihr experimentelles Handeln zu kontrollieren und zu überprüfen (vgl. Abschnitt 2.3).

2.6.2.3 Der dritte Teil der Lehrveranstaltung: Forschungsprojekte

Eine Analyse der Anorganischen-, Organischen-, Physikalischen-, Analytischen Grund- und Fortgeschrittenenpraktika sowie des Physikalischen und Biochemischen Praktikums für Studierende des Faches Chemie (Diplom) an der Ruhr-Universität Bochum anhand von Praktikums-skripten ergab, dass alle Praktika bislang die gleiche organisatorische und didaktische Struktur aufweisen. Die Studierenden erhalten ausgearbeitete und optimierte Versuchsvorschriften - teilweise sogar fertig installierte Versuchsaufbauten - mit der Aufgabe, Präparate nach diesen Vorschriften darzustellen bzw. Messungen oder Analysen nach dem vorgegebenen Algorithmus durchzuführen. Ziel dieser Praktika ist das Erlernen allgemeiner und spezieller experimenteller Fertigkeiten und das exemplarische Kennenlernen und Vertiefen chemischer Grundlagen, auf denen der jeweilige Versuch basiert. Bei einer solchen Organisationsstruktur, bei der es vorrangig um die direkte Präsentation des Lernstoffes geht, wurden bereits im Vorfeld vom Autor des Praktikums-skripts alle „Probleme“ weitgehend eliminiert. Diese Herangehensweise an ein Problem ist für die Wissenschaft Chemie nicht typisch, aber eine Konsequenz der curricularen Vorgaben und des damit verbundenen Zeitdrucks.

Der in dieser Arbeit untersuchten problemorientierten Lehrveranstaltung wurde ein qualitativ geändertes Verständnis von universitärer Lehre und studentischem Lernen zugrunde gelegt. Im Mittelpunkt des Lernprozesses steht der aktive, selbstgesteuerte und selbstreflexive Lerner. Piaget [64, 65, 66] und Aebli [1, 2] weisen auf den großen Einfluss der Aktivität bei Lernprozessen hin. Selbständigkeit bezieht sich dabei auf alle Phasen des Problemlöseprozesses: Auf die Analyse des Problems, Hypothesenbildung, Durchführung eines Experimentes zur Überprüfung der Hypothese und die Beurteilung der Ergebnisse im Hinblick auf die Zielsetzung des Projektthemas.

Im dritten Teil der Lehrveranstaltung wird für die Studierenden deshalb bewusst ein Freiraum geschaffen, der ihnen Gelegenheit gibt, ihre kreativen Anlagen frei zu entfalten. Dieser Freiraum bedeutet auch, dass unterschiedliche Lösungswege und damit verbunden mögliche Fehler und Irrwege zuge-

lassen werden. Das sich daraus ergebene Problem der notwendigen Balance zwischen (Lerner-)Konstruktion und (Lehrer-)Instruktion wurde bereits in Abschnitt 2.5 diskutiert.

Die Auswahl der 21 Themen erfolgte so, dass alle Themen breiten Raum für chemisches Denken und Handeln, gedankliches Kombinieren und handwerkliches Probieren bieten. Die Struktur der Lehrveranstaltung ermöglicht den Studierenden nicht nur, das in den beiden vorangegangenen Lehrveranstaltungsteilen erworbene Wissen auf neue Kontexte zu übertragen, sondern auch einen Sachverhalt aus verschiedenen Perspektiven zu betrachten. Die Projekte stellen aus der didaktischen Sicht damit für die Studenten einen Lern- und Forschungsprozess dar. Unter „Forschen“ wird im didaktischen Sinn der Prozess verstanden, bei dem Studierende mit dem bereits vorhandenen Wissen weitgehend selbständig mit den ihnen angemessenen und zur Verfügung stehenden Methoden neue Erkenntnisse gewinnen (vgl. Schmidkuntz und Lindemann [78]). Die Bearbeitung des Projektes bedeutet, die Lösung für eine Fülle von Fragen zu finden. Die Inhalte der Projekte wurden auf die Inhalte der vorangegangenen Teile der Lehrveranstaltung abgestimmt und im Vorfeld auf ihre Durchführbarkeit überprüft. Anders als in den vorhergehenden Teilen der Lehrveranstaltung ist die Problemstellung jedoch komplexer, da ein Thema oft multiple Perspektiven erforderlich macht.

Was das bedeutet, soll am Beispiel von Projektthema 9 erläutert werden, das drei verschiedene Perspektiven besitzt. Das Projektthema 9 wird in Abschnitt 7.3 ausführlich vorgestellt. Gegenstand des Projektes ist das Kupfertetraammin-Komplexion. Die erste Perspektive beinhaltet die Darstellung von Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat, das den Komplex als Kation enthält. Die zweite Perspektive beinhaltet eine neue Perspektive, die analytische Identifizierung des Komplexes. Dazu muss die quantitative Zusammensetzung an Kupfer und Ammoniak im Kupfertetraammin-Komplex bestimmt werden. Als dritte Perspektive beinhaltet dieses Projekt die Bestimmung der Dissoziationskonstanten des Komplexes. Die Problematik bei dieser Projektaufgabe besteht darin, die geeigneten analytischen Methoden (Volumetrie, Gravimetrie bzw. Potentiometrie) für die einzelnen Perspektiven auszuwählen und adäquat anzuwenden, d. h. die Studenten

müssen sich mit den einzelnen Anwendungsbedingungen der jeweiligen Methode auseinandersetzen und sie situationsgerecht einsetzen. Zur Bestimmung von Ionenkonzentrationen im Gleichgewicht muss eine andere Methode gewählt werden - nämlich eine, die die Lage des Gleichgewichtes nicht beeinflusst - als bei der quantitativen Bestimmung eines Ions.

Dadurch, dass chemische Konzepte zu verschiedenen Zeiten, in veränderten Kontexten, unter diversen Zielsetzungen und in unterschiedlichen Perspektiven in den drei einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung beleuchtet werden, erfährt Wissen einen Facettenreichtum, der es in einer Vielzahl von Kontexten anwendbar machen soll.

In Tabelle 2.4 auf S. 58 und Tabelle 2.5 auf S. 59 sind die multiplen Perspektiven aufgezeigt, die die einzelnen Themen beinhalten. Man erkennt, dass anders als in den vorangegangenen Veranstaltungsteilen nicht nur ein Aspekt - z. B. die Bestimmung einer Gleichgewichtskonstanten, die gravimetrische Bestimmung von Nickelionen in einer Probe, die Bestimmung der qualitativen Zusammensetzung einer Probe - im Vordergrund steht, sondern meistens eine weitere Perspektive. Es sind dies: (1) Synthese eines Stoffes, (2) qualitative Analyse eines Stoffes/eines Stoffgemisches, (3) quantitative Analyse eines Stoffes/eines Stoffgemisches, (4) Deuten der Eigenschaften eines Stoffes, (5) Bestimmung von Größen.

Die Betrachtung eines Problems aus multiplen Perspektiven ist ein Wesenszug der Chemie: Die Synthese des Stoffes ist untrennbar mit der (charakterisierenden) Analyse des Stoffes verbunden. In diesem Praktikumsteil wie auch schon in den vorangegangenen Praktikumsteilen geschieht dies bewusst durch Verzicht auf eine hochentwickelte und undurchschaubare instrumentelle Analytik. Die Studierenden sollen mit den einfachen Methoden, die sie bereits kennen gelernt haben und die sie bis ins Detail hinein verstehen können, an die Problemstellung herangehen und dabei ihr Wissen ordnen und Strategien einsetzen lernen.

Gerstenmaier und Mandl [28] fordern: *„Um das Problem des trägen Wissens zu vermeiden, sollten sich Lernende nicht als passive Rezipienten von Wissen verstehen, sondern als aktive, selbstgesteuerte Lernende. Sie sollten zunehmend in der Lage sein, ihr Lernen selbst zu planen, zu organisieren, durchzuführen und zu bewerten.“* Ein Strukturmerkmal dieser Lehrveran-

staltung ist, dass die Komplexität der Problemstellungen im Verlauf der Lehrveranstaltung zunimmt. Dies bildet gewissermaßen ein Propädeutikum für das gesamte Studium, in dem die Komplexität der Problemstellungen ebenfalls zunimmt. Aus der Beschreibung der didaktischen Konzeption der Lehrveranstaltung wird deutlich, dass im Verlauf der Lehrveranstaltung die Komplexität der Probleme zunimmt und die Studenten im zunehmenden Maße gefordert sind, ihr Lernen selbst zu planen, zu organisieren, durchzuführen und zu bewerten. Im ersten Teil der Lehrveranstaltung deuten sie die Phänomene der von ihnen durchgeführten Experimente, im zweiten Teil führen sie qualitative Analysen nach einem bekannten Schema durch und im dritten Teil bearbeiten sie selbständig eine komplexe authentische Problemstellung.

Zum Abschluss der Projektarbeit stellen die Studierenden den Teilnehmern und Tutoren des Praktikums die Ergebnisse ihrer Arbeit auf einem Poster und in einem Vortrag vor. Durch die Vorbereitung ihres Vortrages und ihres Posters sollen sie veranlasst werden, ihre Wissensinhalte zu artikulieren und im sozialen Austausch mit anderen Studenten und Tutoren zu diskutieren. Die Artikulation von Konstruktionsprozessen fördert einerseits die Bildung eines vertieften und dekontextualisierten Wissens, da die eigene Sichtweise vorgetragen und ggf. mit anderen verglichen und diskutiert wird. Andererseits wird damit auch der Prozess der Metakognition unterstützt, d. h. das Nachdenken über das eigene Handeln.

Lernprozesse sind keine individuellen Vorgänge, sondern beziehen immer soziale Prozesse mit ein (vgl. Resnick [74]). Die Studierenden sollen in den problemorientierten Lernumgebungen durch Kooperation mit Partnern dazu veranlasst werden, ihre individuellen Konstruktionen mit denen der Mitwirkenden und der Lehrenden in Übereinstimmung zu bringen. Durch die sich im sozialen Austausch mit dem Partner ergebende Notwendigkeit der Koordination der einzelnen Standpunkte und Sichtweisen werden die Lösungsvorschläge artikuliert und es wird über sie reflektiert. Dies erfordert Offenheit und Flexibilität bei den Studenten, da sie veränderte Situationen zulassen müssen und auf einseitig-rigide Deutungen von neuen Situationen im Lichte des bereits vertrauten Wissens verzichten müssen.

2.6.3 Inhalte der Lehrveranstaltung

2.6.3.1 Inhalte des ersten Teils der Lehrveranstaltung

2.6.3.1.1 Vorlesung und Übung Die Chemie ist eine naturwissenschaftliche Disziplin, die sich mit den stofflichen Eigenschaften und Veränderungen der Materie befasst. Nach Pauling [62] ist die Chemie „*die Lehre von den Stoffen, von ihrem Aufbau, ihren Eigenschaften und von den Umsetzungen, die andere Stoffe aus ihnen entstehen lassen*“. Sie lässt sich nach Schmidt [79] auch auffassen als die Wissenschaft von den „*Kombinationsmöglichkeiten zwischen den chemischen Elementen*“ und den Eigenschaften dieser Kombinationen. Zur Behandlung dieser beiden Aspekte ist die Vorlesung in zwei Teile strukturiert. Der erste Teil der Vorlesung behandelt allgemein-chemische Grundlagen, der zweite Teil eine Auswahl von Elementen und ihren Verbindungen. Die Betrachtung ist hier aus Zeitgründen auf einige wenige ausgesuchte Elemente beschränkt. Die Hauptgruppenelemente und ihre Verbindungen werden systematisch und ausführlich in der im Anschluss an diese Veranstaltung im Sommersemester stattfindenden Vorlesung „Anorganische Chemie I“ und die Nebengruppenelemente in der Vorlesung „Anorganische Chemie IV“ behandelt.

Zum systematischen Aufbau von Grundlagenwissen werden der Vorlesung drei Basiskonzepte zugrunde gelegt, die im ersten, allgemein-chemischen Teil der Vorlesung vorgestellt werden. Parchmann, Demuth und Ralle [59] sowie Parchmann et al. [60] entwickeln auf der Basis des situierten Lernens ein Curriculum für das Fach Chemie in der Schule, dem sie ebenfalls Basiskonzepte zugrunde legen. Genau wie in der vorliegenden Arbeit stellen bei Parchmann, Demuth und Ralle [59] sowie bei Parchmann et al. [60] die Basiskonzepte vernetzende, kontextunabhängige Prinzipien dar. Die Basiskonzepte der hier vorgestellten Lehrveranstaltung haben folgende weitere Eigenschaften: (1) Sie werden in der Vorlesung stetig weiterentwickelt und ausdifferenziert und (2) Theorien und Modelle lassen sich in diese Basiskonzepte einordnen und prägen sie in unterschiedlicher Weise.

Im Folgenden sollen die drei Basiskonzepte, die der Vorlesung zugrunde liegen, vorgestellt werden.

1. *Energiebegriff*: Der allgemeine Energiebegriff ist das zentrale Konzept der Vorlesung. Er ist für die Statik (Aufbau der Materie, Konstitution und Aufbau von Stoffen) und die Kinetik (stoffliche Veränderungen bei chemischen Reaktionen) gleichermaßen bedeutend. Die Struktur, Konstitution und Reaktivität eines Stoffes wird als die Summe attraktiver und repulsiver energetischer Beiträge sowie intramolekularer und intermolekularer Wechselwirkungen interpretiert. So werden „Faustregeln“ zur Vorhersage von Strukturen und chemischem Verhalten aufgezeigt. Die Studenten sollen lernen, anhand von thermodynamischen Daten, Atomeigenschaften (Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität), Bindungsenthalpien, Standardredoxpotentialen Voraussagen über mögliche chemische Reaktionen und stabile Verbindungen, z. B. Ionenverbindungen zu treffen. Solche Regeln treffen jedoch nur auf dominante Effekte zu. Die Komplexität von Stoffen und ihrem chemischen Verhalten ist eine Folge „feinerer“ energetischer Betrachtungen. Zum Verständnis des zweiten Basiskonzeptes, des chemischen Gleichgewichtes, ist der thermodynamische Energiebegriff von zentraler Bedeutung. Der thermodynamische Energiebegriff beinhaltet zusätzlich zum allgemeinen Energiebegriff den Entropiebegriff und die Unterscheidung von System und Umgebung.
2. *Chemisches Gleichgewicht/Reaktionstypen*: Das chemische Gleichgewicht ist unter anderem das grundlegende Beschreibungsprinzip für die Ionenchemie in wässriger Lösung. Hinsichtlich der „Gruppen“, die bei chemischen Ionenreaktionen übertragen werden, lassen sich folgende Reaktionstypen bei homogenen Gleichgewichten im wässrigen Medium klassifizieren:
 - (a) Säure-Base-Reaktionen nach Brønstedt: Protonen-Übertragung
 - (b) Redox-Reaktionen: Elektronen-Übertragung
 - (c) Komplexbildungen (Lewis-Säure-Base-Reaktionen): Liganden, Ionen

Als Beispiel für heterogene Gleichgewichte werden Fällungsreaktionen betrachtet.

Die allgemein-chemischen Inhalte der Vorlesung sind in Abb. 2.3 in der Reihenfolge dargestellt, in der sie auch in der Vorlesung behandelt wurden. Die unterstrichenen Begriffe stellen einzelne Kapitel der Vorlesung dar.

3. *Stoffklassen-Systematik*: Das dritte Basiskonzept der Vorlesung ist die Stoffklassen-Systematik. Die Chemie ist immer an Stoffe gebunden. In dieser Vorlesung wurden schwerpunktmäßig anorganische Stoffe betrachtet. Die systematische Betrachtung von Elementen und ihren Verbindungen baut auf die im ersten Teil der Vorlesung behandelten chemischen Konzepte auf. Die in der Vorlesung behandelten Elemente und Verbindungen sind in Abb. 2.4 dargestellt. Ziel ist es, Trends bei der Reaktivität, bei den Strukturen und bei den Eigenschaften der Elemente und ihren Verbindungen systematisch aufzuzeigen.

(a) *Systematik durch Homologien und Analogien*

Beispiel für Homologien: Gruppen im Periodensystem der Elemente, z. B. Halogene.

Beispiel für Analogien: Trends der Acidität der Sauerstoffsäuren der Halogene.

(b) *Systematik nach Element-Kombinatorik*

Beispiel: Binäre Element-Verbindungen (Element-Hydride, Element-Oxide).

(c) *Systematik nach Reaktionstypen (Gruppenübertragung)*

Beispiel: Säure-Base-Reaktionen, Redoxreaktionen.

(d) *Systematik nach Struktur und Bindung*

Anorganische Verbindungen reichen von ionischen Festkörpern, zu deren Beschreibung oft die klassische Elektrostatik ausreicht, bis zu den kovalenten Verbindungen und Metallen, die am besten mit Hilfe von Modellen beschrieben werden können, die ihren Ursprung in der Quantenmechanik haben. Hinsichtlich ihrer Struktur wurde zwischen Molekülen und Festkörpern (metallisch, kovalent und ionisch) unterschieden. Beispiel: metallische, kovalente und ionische Hydride.

(e) *Systematik nach der (technischen, lebensweltlichen) Bedeutung von Stoffen*

Der Studierende soll erfahren, dass die in der Vorlesung behandelten Prinzipien und Stoffe von so grundlegender Bedeutung sind, dass sie auch in der aktuellen Forschung von großer Bedeutung sind und stetig verfeinert und verbessert werden. So wird exemplarisch gezeigt, wie Reaktionen aus der klassischen qualitativen Kationenanalyse in der anorganischen Nanochemie (Halbleiterkolloide) ausgenutzt werden oder welche Bedeutung die Ausbildung heterogener Gleichgewichte bei anorganischen Naturstoffen wie Knochen und Zähnen bei der Biomineralisation besitzt.

Ein weiteres Ziel der Vorlesung ist es, die Bedeutung ausgewählter Stoffe aufzuzeigen. Acht der zehn wichtigsten Industriechemikalien sind anorganischer Natur. Sie finden Anwendung bei der Herstellung und Optimierung von Katalysatoren, Halbleitern, Supraleitern und modernen Werkstoffen. In der Umwelt haben Metallionen für Pflanzen und Tiere weitreichende Bedeutung. Hier wird die integrierende Rolle des Faches Chemie für die Nachbardisziplinen Biologie, Physik und Medizin aufgezeigt.

Einige Stoffe, wie zum Beispiel Ammoniak und Schwefelsäure, besitzen große technische Bedeutung. Hier wird die Darstellung und Verwendung dieser Grundchemikalien ausführlich dargestellt.

In der parallel zur Vorlesung angebotenen Übung erhalten die Studenten Gelegenheit, das in der Vorlesung präsentierte Wissen in neuen Kontexten anzuwenden. Die Inhalte der Übung orientieren sich daher an denen der Vorlesung.

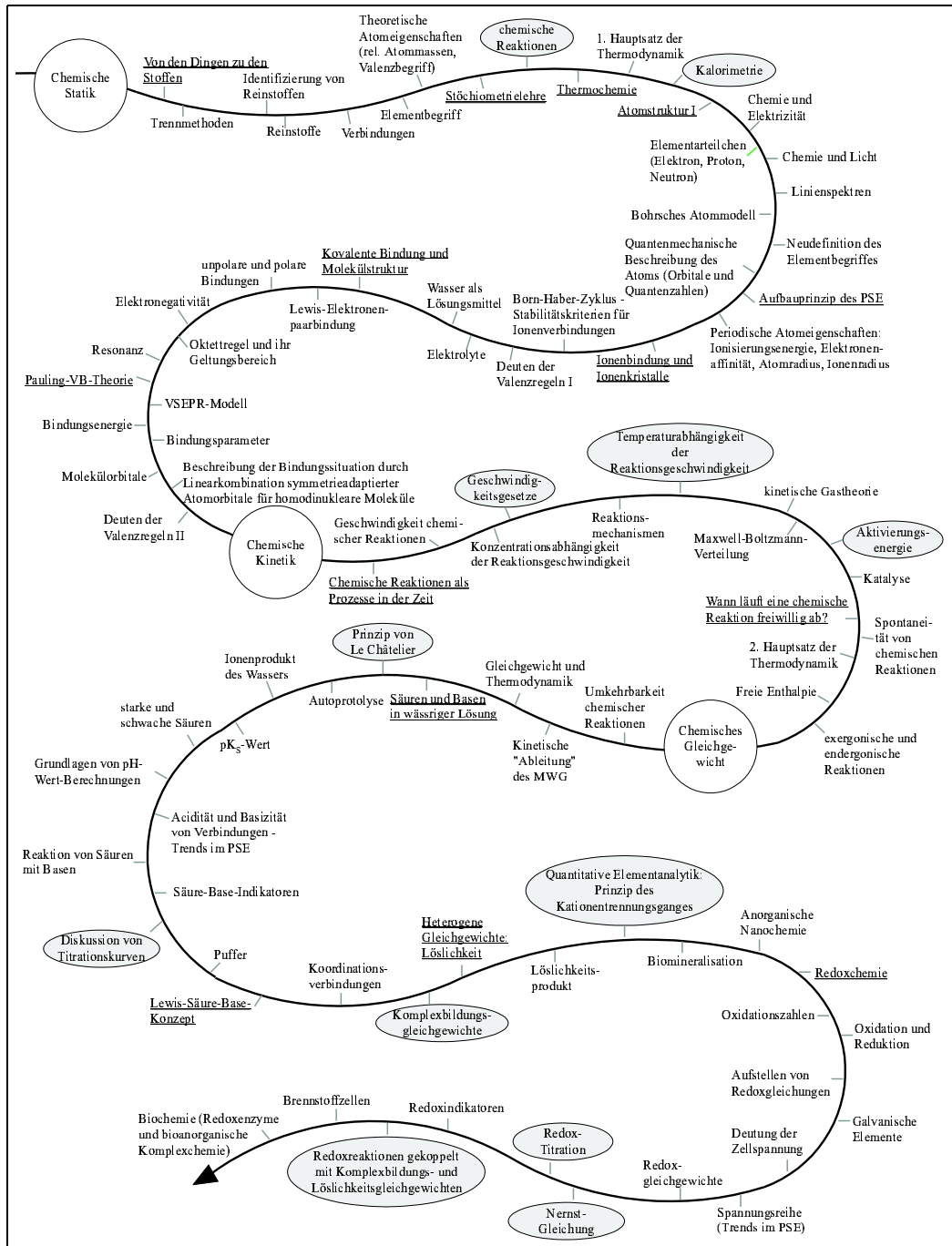


Abbildung 2.3: Gegenstände des allgemein-chemischen Teils der Vorlesung.

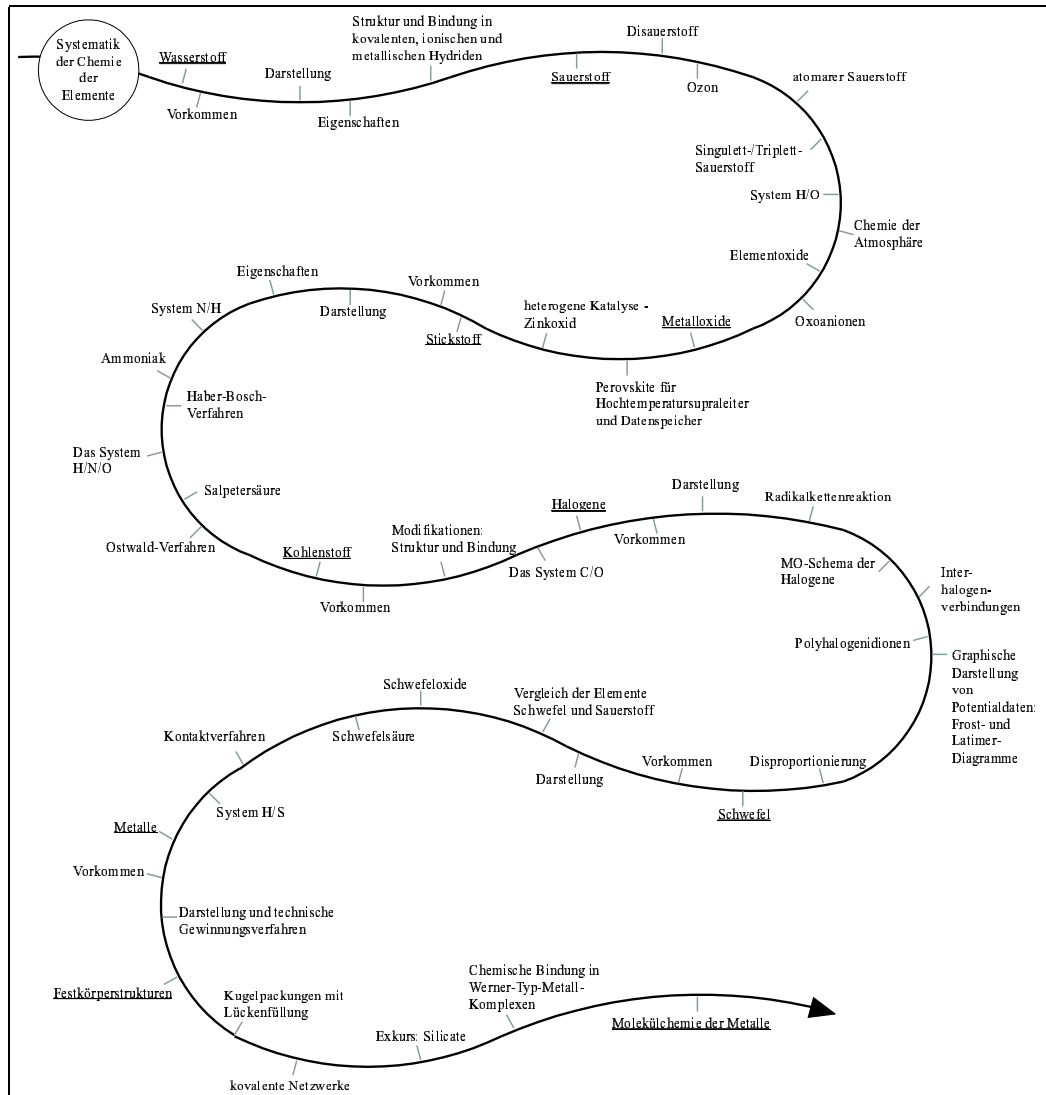


Abbildung 2.4: Gegenstände des zweiten Teils der Vorlesung: Stoffchemie.

2.6.3.1.2 Vorlesungsbegleitendes Praktikum Um Theorie und Praxis miteinander zu verknüpfen, findet parallel zur Vorlesung das vorlesungsbegleitende Praktikum statt. Die in Abbildung 2.3 grau hervorgehobenen Lehrinhalte der Vorlesung werden im vorlesungsbegleitenden Praktikum in problemorientierten Kontexten behandelt. Das Praktikum beginnt mit einer allgemeinen Sicherheitsbelehrung und einer Feuerlöschübung. Im Anschluss daran werden an zehn darauf folgenden Versuchstagen Versuche zu unterschiedlichen Themen behandelt. Die Zusammensetzung der Übungs- und Praktikumsgruppen mit Studenten ist identisch. Damit die

Inhalte von Übungsgruppe und Praktikum optimal miteinander verknüpft werden können, werden die Studierenden auch im Praktikum von ihrem Übungsgruppentutor betreut, der durch einen zweiten Tutor im Praktikum unterstützt wird. Das Praktikum findet somit in Kleingruppen mit maximal zehn Studenten statt. Der Ablauf jedes Praktikumstages ist in drei Phasen untergliedert:

- 1. Phase:** In der Eröffnungsphase wird die Zielsetzung des Versuches herausgestellt und der Versuch in den inhaltlichen Gesamtkontext eingeordnet. Ein Student stellt die Durchführung des Versuches vor - evtl. werden Hypothesen über mögliche Ergebnisse des Versuches aufgestellt. Damit die Studierenden mit den Arbeitsgeräten sachgerecht umgehen, wird der Umgang mit Geräten wie z. B. dem pH-Meter, Leitfähigkeitselektrode, Vollpipette, etc. vorgeführt. Die Eröffnungsphase schließt mit dem Hinweis auf mögliche Gefahrenquellen und die Entsorgung der Chemikalien.
- 2. Phase:** Durchführung der Versuche. Die Praktikumsversuche werden in Partnerarbeit, zeitlich aufwendige Versuche, wie z. B. die Untersuchung der Esterbildung und Esterhydrolyse von mehreren Gruppen parallel bearbeitet.
- 3. Phase:** Der Praktikumstag endet mit der Integrations- und Sammlungsphase. Hier werden die Messwerte der Studierenden gesammelt und miteinander verglichen. Im Anschluss daran findet eine Diskussion der Ergebnisse statt. Hier können die Studenten Vermutungen aufstellen und verschiedene Lösungsansätze diskutieren. Zusätzlich erstellen die Studenten ein Protokoll zu den im Praktikum durchgeführten Versuchen.

Die Praktikumsversuche wurden so ausgewählt, dass die Beobachtungen eindeutig (Farbänderungen, Niederschlagsbildung) und die eingesetzten Chemikalien so weit wie möglich ungefährlich sind. Abbildung 2.5 zeigt die im vorlesungsbegleitenden Praktikum durchgeführten Versuche und deren Inhalt.

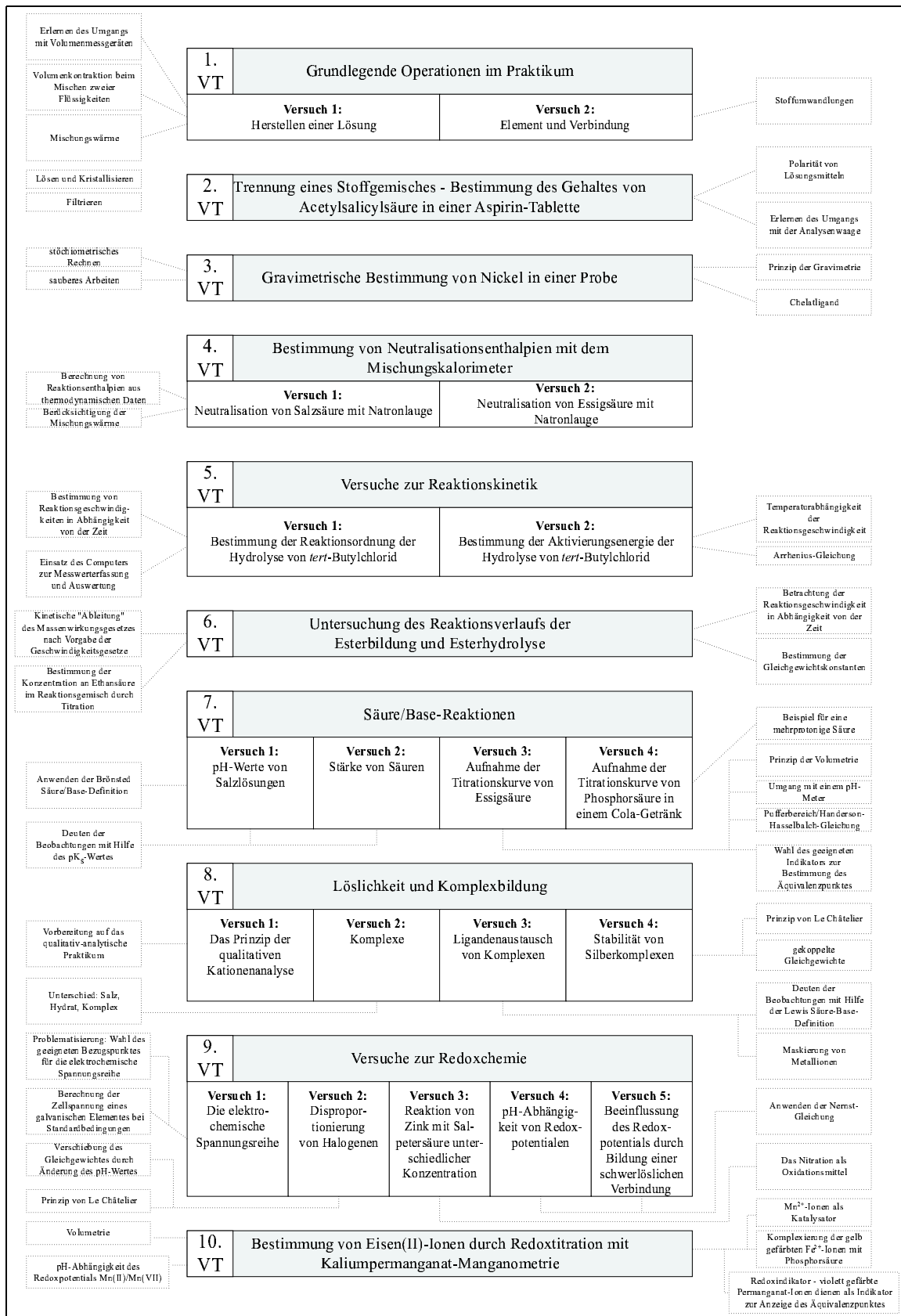


Abbildung 2.5: Versuche des vorlesungsbegleitenden Praktikums.

Hinsichtlich ihrer Inhalte lassen sich die Versuche in drei Gruppen unterteilen: Qualitative Versuche, quantitativ-analytische Versuche und Versuche, in denen Messungen durchgeführt werden. Die Inhalte des Praktikums sollen kurz vorgestellt werden. Das Skript zum vorlesungsbegleitenden Praktikum befindet sich im Anhang A.

Qualitative Versuche Diese Versuche dienen zur Festigung grundlegender Lerninhalte aus Vorlesung und Übung, indem die Studierenden Gelegenheit haben, ihr Wissen in neu situierten Kontexten zur Deutung einer experimentellen Beobachtung einzusetzen. Beispiele hierfür sind:

- VT 1, Versuch 2: Element und Verbindung
- VT 7, Versuch 1: pH-Werte von Salzlösungen
Versuch 2: Stärke von Säuren
- VT 8, Versuch 2: Komplexe
Versuch 3: Ligandenaustausch und Dissoziationsgleichgewichte von Komplexen
Versuch 4: Dissoziationsgleichgewichte von Silber-Komplexen
- VT 9, Versuch 2: Disproportionierung der Halogene
Versuch 3: Reaktion von Zink mit Salpetersäure unterschiedlicher Konzentration
Versuch 4: pH-Abhängigkeit von Redoxpotentialen
Versuch 5: Beeinflussung des Redoxpotentials durch Bildung einer schwerlöslichen Verbindung

Quantitativ-analytische Versuche Am 2. Versuchstag bestimmen die Studierenden den Gehalt an Acetylsalicylsäure in einer Aspirin-Tablette durch Abtrennen des Bindemittels in einem geeigneten Lösungsmittel und anschließendes Auskristallisieren des Wirkstoffes. Dieser Versuch dient dem Erlernen wichtiger Handgriffe im Labor wie dem Lösen, Kristallisieren, Erwärmen und dem sachgerechten Umgang mit der Analysenwaage.

Die Studierenden lernen im Praktikum am Beispiel der Bestimmung von Nickel mit Dimethylglyoxim eine gravimetrische (Versuchstag 3) und am

Beispiel der Säure-Base-Titration (Versuchstag 7, Versuche 3 und 4) und der manganometrischen Bestimmung von Eisen(II)-Ionen (Versuchstag 10) zwei volumetrische maßanalytische Methoden kennen. Bei diesen quantitativ-analytischen Versuchen sollen die Studenten u. a. sauberes und sorgfältiges Arbeiten im Labor erlernen.

Messungen Die Autoren des Lehrbuches „Anorganische Chemie“, Shriver, Atkins und Langford [85], schreiben in ihrem Vorwort an die Studenten: *„Dennoch sollte man nie vergessen, daß die Anorganische Chemie - analog der Organischen Chemie und der Biochemie - in erster Linie eine experimentelle Wissenschaft ist. Den höchsten wissenschaftlichen Stellenwert haben daher Beobachtungen und Messungen, beispielsweise die Charakterisierung von Reaktionsprodukten und Strukturen, die Identifizierung von thermodynamischen Eigenschaften und spektroskopischen Daten sowie die Messung von Reaktionsgeschwindigkeiten.“* Die dritte Gruppe von Versuchen im vorlesungsbegleitenden Praktikum bildet im Sinne einer Wissenschaftsgenese eine logische Fortführung der soeben beschriebenen qualitativen Experimente und quantitativen Analysen. Bei den folgenden Versuchen nehmen die Studierenden Versuchsdaten auf, verarbeiten und interpretieren sie im Rahmen der in der Vorlesung bereitgestellten Theorien und Modelle:

- VT 4: Bestimmung der Neutralisationsenthalpie von Salzsäure und Essigsäure (Temperaturmessung).
- VT 5: Bestimmung der Reaktionsordnung und der Aktivierungsenergie der Hydrolyse von *tert*-Butylchlorid (Leitfähigkeitsmessung).
- VT 6: Bestimmung der Gleichgewichtskonstanten des Ethansäure-ethylester-Gleichgewichtes (Volumetrie).
- VT 9: Bestimmung der Redoxpotentiale von Metallen (Spannungsmessung).

Die Versuche beziehen sich sowohl auf die Inhalte der Vorlesung als auch aufeinander. Dies soll an zwei Beispielen veranschaulicht werden. Um den Umgang mit Volumenmessgeräten zu trainieren, stellen die Studenten im

ersten Versuch des Praktikums eine ethanolische Lösung her. Bei diesem Versuch lernen sie auch das Phänomen der Volumenkontraktion und der Lösungsenthalpie kennen. Bei der Bestimmung der Neutralisationsenthalpie von Salzsäure und Essigsäure (Versuchstag 4) stellen die Studenten fest, dass der experimentell bestimmte Wert für die Neutralisationsenthalpie der Salzsäure größer ist als der für die Essigsäure. Grund für diesen Unterschied ist die im Vergleich zur Essigsäure größere Lösungsenthalpie der Salzsäure, die zusätzlich zur Neutralisationsenthalpie frei wird. Hier schließt sich die weiterführende Problemstellung an, wie man die Neutralisationsenthalpie von Salzsäure exakt bestimmen kann.

Bei der Bestimmung von Eisen(II)-Ionen durch Oxidation mit Kaliumpermanganat am Versuchstag 10 wenden die Studenten eine Reihe von Prinzipien, die sie in den vorangegangenen Versuchen kennen gelernt haben, in einem neuen Kontext und unter neuen Zielperspektiven an. Das sind im Einzelnen:

1. Abhängigkeit eines Redoxpaares vom pH-Wert.
2. Wahl einer geeigneten Säure zum Ansäuern der Lösung: Salzsäure ist ungeeignet, da Chlorid-Ionen durch Permanganat-Ionen oxidiert werden.
3. Maskierung von Eisen(III)-Ionen durch Phosphorsäure, damit der Farbumschlag am Äquivalenzpunkt deutlich zu erkennen ist.
4. Einsatz eines Katalysators bei einer quantitativen Analyse zur Beschleunigung der Gleichgewichtseinstellung.

2.6.3.2 Inhalt des zweiten Teils der Lehrveranstaltung - Qualitativ-analytisches Praktikum

Die Studierenden erhalten insgesamt drei Proben zur Analyse, die Kationen der folgenden Gruppen des Kationentrennungsgangs enthalten können:

- 1. Probe:** Salzsäure-Gruppe und Schwefelwasserstoff-Gruppe,
- 2. Probe:** Ammoniumsulfid-Gruppe und

3. Probe: Ammoniumcarbonat-Gruppe und Lösliche Gruppe.

Die Aufgabe für die Studenten besteht darin, die in der Probe enthaltenen Anionen und Kationen bzw. Metalle zu identifizieren. Es wäre denkbar, die Ionen alle nebeneinander nachzuweisen. Dies käme jedoch dem Suchen einer Nadel im Heuhaufen gleich. Im vorlesungsbegleitenden Praktikum haben die Studenten am Versuchstag 8 beim Versuch „Löslichkeit und Komplexbildung“ bereits Prinzipien der qualitativen Analytik kennen gelernt. Die Studierenden haben hier gelernt, wie sich Metallionen aufgrund der Selektivität von Fällungsreaktionen in Gruppen einteilen lassen. Die Methode der qualitativen Analyse beruht auf elementaren chemischen Reaktionen, die in Vorlesung und vorlesungsbegleitendem Praktikum behandelt wurden: Säure-Base-Reaktionen, Redoxreaktionen, Fällungsreaktionen, Komplexbildungsreaktionen. Tabelle 2.3 zeigt, wie die verschiedenen Reaktionstypen zur Trennung und zum Nachweis der Kationen miteinander kombiniert werden. Durch spezifische Lösungs- und Fällungsreaktionen können die einzelnen Gruppen weiter in Untergruppen aufgeteilt werden, bis ein störungsfreier Einzelnachweis möglich ist.

	Säure/Base-Reaktion	Fällung	Komplexbildung	Redoxreaktion
Säure/Base-Reaktion	Neutralisation, Puffer			
Fällung	Einteilung von Metallionen in Gruppen hinsichtlich ihrer Eigenschaft, mit bestimmten Fällungsreagenzien bei einem bestimmten pH-Wert einen Niederschlag zu bilden.	Nachweis von Metallionen; Fällung von Metallionen als Carbonate und Hydroxide im Sodaauszug, um Anionen aus schwerlöslichen Verbindungen in Lösung zu bringen.		
Komplexbildung	Protonierung bzw. Deprotonierung von Liganden.	Auflösen von Niederschlägen; Maskierung von Metallionen zur Verhinderung von Fällungen.	Nachweis von Metallionen durch charakteristisch gefärbte Komplexe.	
Redoxreaktion	An Redoxreaktionen in wässriger Lsg. sind häufig H^+ bzw. OH^- -Ionen beteiligt.	Lösen eines schwerlöslichen Stoffes durch eine oxidierende Säure; Überführung eines Metallions in eine höhere Oxidationsstufe, in der es schwerlösliche Verbindungen bildet; Unterteilung der Kationen der H_2S -Gruppe in die Cu- und As-Gruppe mit Ammoniumpolysulfid.	Stabilisierung einer Oxidationsstufe durch Komplexbildung des Produktes.	Reduktion von Metallionen zum elementaren Metall; Überführung von Metallionen in eine Oxidationsstufe mit typischer Färbung.

Tabelle 2.3: Kombination verschiedener Reaktionstypen zur Trennung und zum Nachweis von Kationen im Schultrennungsgang.

Für die Studenten ist die Aufgabe mit ihrem Vorwissen somit vollkommen durchschaubar. Dadurch eröffnet sich für die Studenten die Chance, ihr Wis-

sen aus dem ersten Veranstaltungsteil in neu situierten Kontexten und unter neuen Zielperspektiven auf vielfältige Art und Weise kreativ einzusetzen. Dies ist die Grundforderung konstruktivistischer Lern- und Lehr-Ansätze für die Bildung eines kontextunabhängigen Wissens. Um die Studenten mit der Problemstellung nicht zu überfordern, wird parallel zum Praktikum ein Seminar angeboten, in dem das Basiswissen der Kationenanalyse, mögliche Schwierigkeiten bei der praktischen Durchführung und Strategien zur Kontrolle der experimentellen Vorgehensweise vorgestellt werden. Zusätzlich wird den Studenten geeignete Literatur im Praktikumssaal zur Verfügung gestellt. Da die Proben ein Stoffgemisch aus verschiedenen Stoffen mit oft ähnlichen Eigenschaften sind, können Störungen auftreten, wenn nicht ordentlich gearbeitet wurde. Es kann z. B. sein, dass ein Kation ausfällt, da die Reaktionsbedingungen nicht präzise eingehalten wurden. Um den Studenten die Möglichkeit zu geben, die Eigenschaften der einzelnen Stoffe und die Reaktionsbedingungen für eine spezielle Reaktion kennen zu lernen, wurden alle Stoffe, die in den Proben enthalten sein können, auch als Reinstoff im Labor ausgestellt. Die Studierenden sollen erforschen, welche Eigenschaft die Stoffe haben, worin sie sich unterscheiden und wie sie sich gegenseitig beeinflussen. Das Erlernen dieser domänenspezifischen Strategie ist für das weiterführende Studium und die Bearbeitung komplexerer Problemstellungen von großer Bedeutung. Bruner [11] schreibt zu so einem entdeckenden Lernen: *„Wenn man das Entdecken beim Lernen betont, so wirkt sich das auf den Lernenden gerade so aus, daß aus ihm ein Konstrukteur wird. Was er antrifft, wird nicht nur so organisiert, daß er Ordnungen und Beziehungen entdeckt, es wird auch ein solcher Informationsfluß vermieden, der an den möglichen Verwendungszwecken dieser Information vorbeigeht ... Die Übung im Selbstentdecken lehrt einen, Information so zu erwerben, daß sie für das Problemlösen weitaus fruchtbarer wird.“*

2.6.3.3 Inhalte des dritten Teils der Lehrveranstaltung - Projektaufgaben

Im Anschluss an den qualitativ-analytischen Teil der Lehrveranstaltung führen die Studenten im dritten und letzten Veranstaltungsteil Projektaufgaben durch. Die Themen wurden von jeweils zwei Studenten bearbeitet und

zu Beginn des zweiten Praktikumsteils ausgelöst. Im Anhang C.1 befinden sich die Themenstellungen. Die Vielfalt der Themen spiegelt den interdisziplinären Charakter des Faches Chemie wieder. Sie berühren die Medizin (Amalgam-Kapseln¹, Memory-Metalle für Zahnspangen), die Anorganische Biochemie (Bestimmung des Kalkgehaltes in den Eierschalen von Vögeln und Reptilien) und Biologie (Isolierung von Citronensäure aus Zitronen) ebenso wie die Materialwissenschaften (Beschichtung eines Festkörpers mit Gold bzw. Silber), Physikalische Chemie (Bestimmung von Löslichkeitsprodukten), Analytische Chemie (Analyse einer 1 DM-Münze), Anorganische Chemie (Darstellung von Alaunen, Komplexen) und die Organische Chemie (Charakterisierung von organischen Säuren).

Bei der Auswahl der Projekte wurde versucht, dem Kriterium der Komplexität der Lernumgebungen gerecht zu werden. Diese Forderung legt nahe, die Inhalte eines Projektes nicht künstlich zusammenzustellen, z. B. durch Vereinfachungen. Aus diesem Grund besteht die Aufgabe des Projektthemas 1 darin, die Dicke der Reflexionsschicht einer CD-R zu bestimmen bzw. die Edelmetalle Gold und Silber von der Trägerschicht zurückzugewinnen und nicht einfach darin, den Gold- bzw. Silbergehalt in einer vorbereiteten „künstlichen“ wässrigen Lösung quantitativ zu bestimmen. Beim letzteren Aspekt wäre die Komplexität reduziert worden, da bereits ein Teilproblem - das Lösen der metallischen Reflexionsschicht - gelöst worden wäre. Das Lernen anhand solch vereinfachter Probleme kann zu Übervereinfachungen und in deren Folge zu Schwierigkeiten bei der Lösung realer Probleme führen. Eine detaillierte Behandlung quantitativer Methoden zur exakten Bestimmung des Ionengehaltes in Lösungen folgt in den Lehrveranstaltungen der Analytischen Chemie des zweiten und dritten Semesters. Eine hohe Komplexität der Problemstellung bedeutet auch, dass ein Sachverhalt aus verschiedenen Perspektiven betrachtet wird bzw. betrachtet werden muss. Typisch für die Chemie ist die Darstellung eines Stoffes und seine charakterisierende Analyse. Die 21 Projektthemen beinhalten eine oder mehrere der folgenden

¹Amalgam-Kapseln werden umgangssprachlich als Amalgam-Füllungen bezeichnet. Das von den Studenten untersuchte Material besteht aus einer Mischung von Metallpulvern und einer in Plastik eingeschweißten Portion Quecksilber. Laut Angabe des Herstellers [19] besitzt das Metallpulver die folgende Zusammensetzung: 69,3 % Silber, 19,4 % Zinn, 10,9 % Kupfer und 0,4 % Zink.

Perspektiven:

- (1) Synthese eines Stoffes (z. B. Kaliumalaun, Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat, Herstellen von Metallschäumen)
- (2) Qualitative Analyse eines Stoffes/eines Stoffgemisches (qualitative Bestimmung der Legierungsbestandteile in einer Amalgam-Kapsel oder einer 1 DM-Münze)
- (3) Quantitative Analyse eines Stoffes/eines Stoffgemisches (quantitative Bestimmung der Legierungsbestandteile in einer Amalgam-Kapsel, einer 1 DM-Münze oder des Gehaltes an Citronensäure in einer Zitrone)
- (4) Deuten der Eigenschaften eines Stoffes (z. B. Memory-Effekt, Thermochromie)
- (5) Bestimmung von charakteristischen Größen (z. B. Löslichkeitsprodukt, Komplexbildungskonstante)

In den Tabellen 2.4 und 2.5 sind die Perspektiven der Themen dargestellt. Übereinstimmend wird in den Ansätzen des situierten Lernens betont, dass die Lernprobleme ein möglichst hohes Maß an Authentizität aufweisen sollen. Authentizität bedeutet, dass die kognitiven Prozesse bei der Bearbeitung der Lernprobleme möglichst denjenigen bei der Lösung realer Probleme entsprechen. Allen Themen ist gemein, dass zu ihrer Bearbeitung Wissen aus den beiden vorangegangenen Veranstaltungsteilen zu neuen Lösungen konstruiert werden muss und vorhandenes Wissen ergänzt bzw. erweitert werden muss, um auftretende Probleme und Schwierigkeiten adäquat zu bewältigen. Was das bedeutet, soll anhand eines Beispiels erläutert werden. In den Projektthemen 7 und 8 sollen die Studenten untersuchen, worin sich Marmorsorten bzw. Eierschalen von Vögeln und Reptilien unterscheiden. Dazu sollten sie den Kalkgehalt verschiedener Marmorsorten bzw. Eierschalen untersuchen. In der Lehrveranstaltung haben die Studenten bislang kein analytisches Verfahren zur quantitativen Bestimmung von Calciumcarbonat kennen gelernt. Das Problem besteht darin, eine geeignete Methode zu entwickeln, um Calciumcarbonat zu bestimmen. Das zur Lösung des Problems notwendige Grundwissen wurde in der Lehrveranstaltung bereits bereitgestellt: (1) Calciumcarbonat reagiert basisch, es löst sich in Säuren und

(2) Bestimmung der Konzentration einer Säure durch Säure-Base-Titration. Aus diesen beiden Aspekten müssen die Studenten eine neue Lösung konstruieren. Sie besteht darin, dass der Marmor bzw. die Eierschalen in einer Säure bekannter Konzentration und bekannten Volumens gelöst und anschließend der Restgehalt an Oxonium-Ionen durch Säure-Base-Titration bestimmt wird. Die Projekte wurden so ausgewählt, dass es alternative Lösungen gibt. So kann der Kalkgehalt des Marmors bzw. der Eierschalen auch durch kompleximetrische Titration des Calciums mit Ethylendiamintetraacetat (EDTA) bestimmt werden.

Die Themen unterscheiden sich hinsichtlich des Grades ihrer inhaltlichen Vernetzung zu den beiden vorangegangenen Lehrveranstaltungsteilen. In Abschnitt 3.5.3 werden vier Projekte mit einem unterschiedlichen Grad an Vernetzung ausführlich vorgestellt. Alle 21 Projekte wurden im Vorfeld daraufhin überprüft, ob sie mit den einfachen Methoden und Geräten bearbeitet werden lassen. Für die Projektarbeit wurden im Praktikumssaal Chemikalien und Geräte zur Verfügung gestellt, die von den Studenten entliehen werden konnten. Dadurch, dass nicht nur Materialien für die Bearbeitung eines speziellen Themas angeboten wurden, mussten die Studenten selber die Wahl der geeigneten Materialien treffen.

Zum Abschluss der Lehrveranstaltung werden von den jeweiligen Studenten die Ergebnisse der einzelnen Arbeiten in einem Kurzvortrag vorgestellt und zur Diskussion gestellt. Zusätzlich werden die Projekte mit ihren Ergebnissen auf einem DIN A0 Poster, das die Studierenden selbst erstellen, präsentiert. In jeder Wissenschaft - so auch in der Chemie - ist es selbstverständlich, die Ergebnisse der eigenen wissenschaftlichen Arbeit zu veröffentlichen. In diesem Sinne ist das Handeln der Studenten wiederum authentisch.

Thema	(multiple) Perspektiven des Forschungsprojektes
1. Silber und Gold auf CD-Rs	(1) Herstellung der Reflexionsschicht auf einem Polycarbonatträger, (2) Rückgewinnung der Edelmetalle von einer CD-R und (3) Ermittlung der Schichtdicke der Reflexionsschicht.
2. Amalgam-Kapseln	(1) Qualitative und (2) quantitative Analyse der Zusammensetzung einer Amalgam-Kapsel.
3. Nitinol-Legierung	(1) Qualitative, (2) quantitative Analyse der Nitinol-Legierung und (3) Deuten des Memory-Effektes.
4. Isolierung von Citronensäure aus Zitronen	(1) Quantitative Isolierung von Citronensäure aus Zitronen und (2) Charakterisierung der Citronensäure.
5. Darstellung und Untersuchung von CuCl und CuCl ₂	(1) Synthese von CuCl und CuCl ₂ und (2) Vergleich der chemischen Eigenschaften der beiden Stoffe.
6. „Thermochromie“	(1) Synthese der beiden Komplexe Cu ₂ [HgI ₄] und Ag ₂ [HgI ₄] und (2) Bestimmung der Umwandlungstemperatur der beiden Stoffe.
7. Marmor	(1) Quantitative Bestimmung des Kalkgehaltes in verschiedenen Marmorsorten und (2) qualitative Bestimmung von Begleitstoffen im Marmor.
8. Untersuchung der Eierschalen von Vögeln und Reptilien	(1) Quantitative Bestimmung des Kalkgehaltes in den Eierschalen von Strauß, Huhn, Gans, Waran und Tokkee.
9. Synthese und Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes	(1) Synthese von Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat, (2) Quantitative Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes und (3) Bestimmung der Komplexbildungskonstanten des Kupfertetraammin-Komplexes.
10. Bestimmung von Löslichkeitsprodukten	(1) Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von Silberhalogeniden und (2) von Gips.

Tabelle 2.4: Perspektiven der Forschungsprojekte 1 bis 10.

Thema	(multiple) Perspektiven des Forschungsprojektes
11. Analyse einer 1 DM-Münze	(1) Qualitative und (2) quantitative Analyse der Münzlegierung einer 1 DM-Münze.
12. Magnesiumpräparate (wurde nicht vergeben)	(1) Quantitative Analyse des Magnesiumgehaltes in verschiedenen Magnesiumpräparaten.
13. Die Atomeigenschaft „Valenz“	(1) Qualitative Analyse von Cu_2O und CuO und (2) Bestimmung des Stoffmengenanteils an Kupfer in beiden Verbindungen.
14. Darstellung von Metallen	(1) Darstellung von Kupfer aus Kupfersulfid (Vergleich verschiedener Verfahren).
15. Identifizierung einer organischen Carbonsäure	(1) Identifizierung einer organischen Carbonsäure.
16. Kaliumalaun	(1) Züchten von Kaliumalaunkristallen und (2) quantitative Analyse der Zusammensetzung der Kristalle.
17. Lehm und Ton	(1) Qualitative und (2) quantitative Analyse der Kationen und Anionen in Lehm und Ton.
18. „Metallschaum“	(1) Qualitative, (2) quantitative Analyse eines Werkstoffes und (3) Darstellung von aufgeschäumten Werkstoffen.
19. Farbpigmente	(1) Qualitative Analyse von anorganischen Pigmenten in Autolacken.
20. Weißpigmente	(1) Qualitative Analyse von Kationen und Anionen in Malerfarben.
21. Chromalaun	(1) Züchten von Chromalaunkristallen und (2) quantitative Analyse der Zusammensetzung der Kristalle.

Tabelle 2.5: Perspektiven der Forschungsprojekte 11 bis 21.

2.7 Fragestellungen der Untersuchung

Das neu konzipierte problemorientierte Chemie-Curriculum für die Studienanfänger an der Ruhr-Universität Bochum besteht aus drei aufeinander folgenden Lehrveranstaltungsteilen. Die Struktur der Lehrveranstaltung ist auf einer ausklappbaren Tafel im Anhang E auf S. 340 der Arbeit dargestellt. Die einzelnen problemorientierten Lernumgebungen des Curriculums sind so konzipiert, dass die Lernenden Wissen aus der Vorlesung und den

vorangegangenen Lehrveranstaltungsteilen in neuen Kontexten unter neuen Zielvorstellungen anwenden sollen. Dadurch sollen sie kontextunabhängiges und flexibel anwendbares Wissen erwerben. Die Komplexität der einzelnen Problemstellungen nimmt im Verlauf der gesamten Lehrveranstaltung zu.

Bislang wurde kaum untersucht, welche spezifischen Merkmale von problemorientierten Lernumgebungen sich auf universitärer Ebene im Fach Chemie positiv bzw. negativ auf den Lernerfolg, die Fähigkeit zum selbstgesteuerten Lernen oder die Lernmotivation auswirken. Es wurde auch kaum analysiert, wodurch sich der Prozess des problemorientierten Lernens auszeichnet, welche Lernaktivitäten also in den Kursen stattfinden. Um erste Einblicke in den komplexen Sachverhalt des problemorientierten Lernens in der universitären Lehre zu gewinnen, wurden in der vorliegenden Arbeit Fallstudienuntersuchungen durchgeführt, die zwei Fragen nachgehen:

1. Kann die problemorientierte Struktur des Curriculums den Erwerb flexibel anwendbaren chemischen Wissens und chemischer Strategien fördern?
2. Inwieweit kontrollieren die Studierenden in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung ihr Handeln durch metakognitive Kontrollstrategien?

Aufgrund der geringen Probandenzahl sind in einer solchen Arbeit prinzipiell nur tendenzielle Antworten auf diese beiden Fragestellungen zu erzielen, die jedoch Ansätze für weiterführende detaillierte Untersuchungen bieten. In der empirischen Studie wurden in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung verschiedene Erhebungsmethoden eingesetzt. Die Synopse der vorliegenden Arbeit im Anhang E zeigt die für den jeweiligen Teil der Lehrveranstaltung benutzten Methoden.

1. Teil: Gruppendiskussion am Experiment
2. Teil: Problemorientiertes Interview
3. Teil: Verbale Daten aus Laut-Denk-Protokollen in Verbindung mit Concept Maps

Im folgenden Kapitel werden diese Methoden ausführlich dargestellt. Bei all den Erhebungsmethoden bearbeiteten die Studierenden eine komplexe Problemstellung. Die sich aus diesen Erhebungen ergebenden Informationen wurden unter dem Gesichtspunkt analysiert, welches chemische und experimentelle Wissen die Studierenden in den einzelnen Lehrveranstaltungsteilen anwenden und wie dieses Wissen charakterisiert ist.

Die zweite Fragestellung beinhaltet die Untersuchung metakognitiver Kontrollstrategien. Neben dem Erlernen domänenspezifischen Wissens und fachwissenschaftlicher Strategien sollten die Studierenden auch Kontrollstrategien erlernen. Die Tutoren zeigten den Studierenden in den einzelnen problemorientierten Lernumgebungen, wie fehlerregulierende Kontrollstrategien angewendet werden. Es wurde den Studierenden gezeigt, wie das eigene Vorgehen beim Lernen überwacht wird und mit auftretenden Schwierigkeiten und eigenen Fehlern umzugehen ist. Die Unterstützung wurde im Laufe der Lehrveranstaltung immer weiter zurückgenommen, um die Eigenständigkeit der Lernenden zu fördern.

Die Beziehungen zwischen der Anwendung domänenspezifischer Strategien und metakognitiver Kontrollstrategien bei der Bearbeitung eines Problems lässt sich durch quantitative Untersuchungen nur oberflächlich analysieren. Anhand der Einzelfallstudien kann dargestellt werden, wie Lernende in konkreten Situationen domänenspezifische Strategien und metakognitive Kontrollstrategien aufeinander beziehen. Es kann analysiert werden, an welchen Stellen des Problemlöseprozesses die Lernenden bei der Anwendung chemiespezifischer Strategien Schwierigkeiten haben und wie sie in konkreten Situationen mit diesen Schwierigkeiten umgehen. Des Weiteren kann beispielhaft gezeigt werden, wie das Zusammenspiel domänenspezifischer Strategien mit metakognitiven Kontrollstrategien in den unterschiedlichen Teilen der Lehrveranstaltung charakterisiert ist.

Im ersten Teil der Lehrveranstaltung schreiben die Studierenden des Faches Chemie (Diplom) zwei Klausuren. Für Studierende des Faches Biochemie war die Teilnahme an den Klausuren nicht verbindlich. Die Ergebnisse der Klausuren werden hinsichtlich der Frage ausgewertet, inwieweit die Studenten Grundlagenwissen besitzen und inwieweit sie dieses zur Lösung von Problemen in den Klausuren einsetzen können.

Im ersten Teil der Lehrveranstaltung wurden durch die hochschuldidaktischen Experten des Weiterbildungsinstituts der Ruhr-Universität Bochum schriftliche Befragungen der Studierenden zur Untersuchung der Akzeptanz der neuen Lehrkonzeption durch die Lernenden durchgeführt. Am Ende des dritten Teils der Lehrveranstaltung fand eine Abschlussbefragung der Studierenden zur gesamten Lehrveranstaltung statt. Die Akzeptanz der Lehrveranstaltung durch die Lernenden ist für die Weiterentwicklung der Lehrkonzeption von großer Bedeutung.

Die Studierenden der Geowissenschaften konnten aus organisatorischen Gründen (Raum- und Zeitrestriktionen) nicht am vorlesungsbegleitenden Praktikum teilnehmen. Diese Studenten hatten somit andere Wissensvoraussetzungen als die Studierenden der Fächer Chemie, Biochemie und die Lehramtskandidaten. Aus diesem Grunde wurden für die vorliegende Evaluation die Ergebnisse der Geowissenschaftler in den beiden Teilklausuren nicht berücksichtigt. An den schriftlichen Befragungen haben die Geowissenschaftler nicht teilgenommen.

Kapitel 3

Methoden der Evaluation

3.1 Methoden der Evaluation

Greeno [32] und Clancey [14] fordern für die Untersuchung von kognitiven Lernprozessen beim problemorientierten Lernen eine stärkere Hinwendung zu qualitativen Untersuchungsmethoden, insbesondere der Analyse von Laut-Denk-Protokollen. In den einzelnen Lehrveranstaltungsteilen werden unterschiedliche qualitative Evaluationsmethoden eingesetzt. Es sind dies die Gruppendiskussion am Experiment, das problemzentrierte Interview und Verbale Daten aus Laut-Denk-Protokollen in Verbindung mit Concept Maps. Es handelt sich hierbei um Methoden, die auf sprachlicher Basis arbeiten und bei denen die Studenten im Gespräch miteinander oder mit dem Interviewer ihre Lösungsvorschläge, Begründungen, Intentionen äußern (vgl. Mayring [54]). Der Einsatz dieser Methoden zur Erhebung des angewendeten Wissens und der metakognitiven Methoden in der universitären Lehre sind in der Fachdidaktik Chemie neu. Eybe [23] hat Schülervorstellungen zu chemischen Grundbegriffen mit Hilfe der Methode der Gruppendiskussion untersucht. Aufgrund der Ergebnisse seiner Untersuchung schlägt Eybe [23] vor, die Gruppendiskussion als eine vollwertige und systematische Forschungsmethode in der Chemiedidaktik zu betrachten.

Anders als Tests oder Fragebögen, bei denen lediglich die Qualität der Ergebnisse untersucht werden soll, bieten die hier eingesetzten Methoden die Möglichkeit, den Prozess der Problemlösung zu verfolgen. Nach Mayring

[54] vermitteln diese Methoden eine „Nähe zum Subjekt“, die es ermöglicht, Sachverhalte und Äußerungen durch direktes und konkretes Nachfragen zu klären.

Aufgrund der organisatorischen Bedingungen an der Ruhr-Universität Bochum war es nicht möglich, Vergleichsstudien durchzuführen, in denen der Wissenstransfer und metakognitive Strategieranwendung von Studenten herkömmlicher mit denen problemorientierter Curricula verglichen wird. Die in Abschnitt 2.7 formulierten Fragen werden qualitativ anhand von Fallstudien untersucht, die im Folgenden vorgestellt werden:

Gruppendiskussion am Experiment: Es wurde die Bearbeitung eines Experimentes durch drei Gruppen mit jeweils drei bis fünf Studenten untersucht. Die Gruppen unterschieden sich hinsichtlich ihres Vorwissens aus dem vorlesungsbegleitenden Praktikum.

Problemzentrierte Interviews: Es wurden insgesamt drei Gruppen untersucht, die aus jeweils zwei Studenten bestanden. Die drei Gruppen unterschieden sich hinsichtlich der von den Studenten im qualitativ-analytischen Praktikum erzielten Leistungen voneinander. Gegenstand des Interviews war die theoretische Entwicklung eines Schemas zur Trennung und zum Nachweis von Kationen in einer Probe.

Verbale Daten: Untersucht wurden vier Fallgruppen bei der Bearbeitung ihrer Projektaufgabe. Die Projektthemen besaßen einen qualitativ unterschiedlichen Grad der Vernetzung zu den vorangegangenen Lehrveranstaltungsteilen.

In den folgenden Abschnitten werden die einzelnen drei Methoden ausführlich vorgestellt. Gegenstand der Darstellung sind das Erhebungsverfahren, das Untersuchungsdesign, die Darstellung der Ergebnisse und das Kategoriensystem zur Auswertung. Die beiden Teilklausuren werden in Kapitel 4 und die schriftlichen Befragungen in Kapitel 8 vorgestellt und ausgewertet.

3.2 Teilnehmer an den Erhebungen

Tabelle 3.1 zeigt, welche Studenten an den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung „Allgemeine und Experimentelle Chemie“ und an den Fallstudien-evaluationen teilgenommen haben.

	1. Teil der Lehrveranstaltung	2. Teil der Lehrveranstaltung	3. Teil der Lehrveranstaltung
Teilnehmer an der Lehrveranstaltung	Chemie (Diplom) (58) Biochemie (50) Lehramtskandidaten (5) Geowissenschaftler (12)	Chemie (Diplom) (39) Geowissenschaftler (12)	Chemie (Diplom) (39)
Teilnehmer an den Erhebungen	Chemie (Diplom) und Biochemie 12 Studenten in drei Treatmentgruppen	Chemie (Diplom) 6 Studenten in drei Interviews	Chemie (Diplom) 8 Studenten in vier Fallgruppen
Kennzeichnung der Fallgruppen	arabische Ziffern: 1, 2, 3	römische Ziffern: I, II, III	Großbuchstaben: A, B, C, D

Tabelle 3.1: Teilnehmer an den Lehrveranstaltungen und den Erhebungen zu den drei Teilen der Lehrveranstaltung. Die Gesamtzahl der Teilnehmer an den einzelnen Lehrveranstaltungsteilen ist in Klammern angegeben.

An der Untersuchung nahmen insgesamt 26 Studierende der Chemie (Diplom) bzw. Biochemie der Ruhr-Universität Bochum teil. Alle Teilnehmer an den Erhebungen befanden sich im ersten Semester. Die Teilnahme an den Erhebungen war für die Teilnehmer freiwillig. Von den fünf Lehramtskandidaten hat sich kein Student für die freiwillige Teilnahme an der Erhebung bereit erklärt. Aus organisatorischen Gründen konnte für die Studierenden der Geowissenschaften das vorlesungsbegleitende Praktikum nicht parallel zur Vorlesung stattfinden, sondern musste im Anschluss an die Vorlesung durchgeführt werden. Aus diesem Grund wurden die Geowissenschaftler auch nicht mit in die Fallstudien-evaluation zum ersten Teil der Lehrveranstaltung einbezogen. Da die Studierenden der Geowissenschaften darüber hinaus nicht alle Versuche des vorlesungsbegleitenden Praktikums durchführten, z. B. die Versuche zur Reaktionskinetik, verfügten sie nicht über die

gleichen Wissensvoraussetzungen wie die Studierenden der Chemie. Sie nahmen deshalb auch nicht an den Erhebungen zum zweiten Teil der Lehrveranstaltung teil. Die Projektaufgaben wurden nur von den Studierenden der Chemie (Diplom) bearbeitet. Die Auswahl der einzelnen Versuchspersonen für die Fallstudien wird für jede Untersuchungsmethode einzeln dargestellt. Die Studenten, die an den einzelnen Erhebungen teilnahmen, werden hinsichtlich der Punkte, die sie in den beiden Teilklausuren erreicht haben, und den „Credits“, die sie in den Übungen erreicht haben, Leistungsgruppen zugeordnet:

Leistungsgruppe 1: 100 - 120 Punkte

Leistungsgruppe 2: 121 - 140 Punkte

Leistungsgruppe 3: 141 - 160 Punkte

Leistungsgruppe 4: 161 - 180 Punkte

Leistungsgruppe 5: 181 - 200 Punkte

Die durchschnittliche Gesamtpunktzahl in der Klausur (inkl. „Credits“) beträgt 134 Punkte, was der Leistungsgruppe 2 entspricht. Diese Einteilung der Lernenden in Leistungsgruppen dient lediglich der groben Klassifizierung ihres domänenspezifischen Wissens.

3.3 Untersuchung des 1. Teils der Lehrveranstaltung: Gruppendiskussion am Experiment

3.3.1 Beschreibung der Methode

Die didaktische Funktion des vorlesungsbegleitenden Praktikums bestand darin, den Studenten die Gelegenheit zu geben, das in der Vorlesung bereitgestellte Wissen in neuen Problemsituationen anzuwenden. Um zu untersuchen, inwieweit Studenten dabei tatsächlich Wissen anwenden und inwieweit sie ihr Handeln dabei selbst kontrollieren, wurden kleine Gruppen von Studenten bei der Bearbeitung eines Versuches beobachtet. Der Versuch

besteht aus drei Teilschritten, die jeder für sich zu unterschiedlichen Themengebieten und an verschiedenen Praktikumstagen durchgeführt wurden. Um zu untersuchen, inwieweit die Behandlung der einzelnen Teilschritte im Praktikum Auswirkung auf die Anwendung des Wissens hat, wurden drei Gruppen mit unterschiedlichem Vorwissen aus dem Praktikum untersucht. Bis auf die Aufzeichnung der Gruppendiskussion mit einer Videokamera sind die Rahmenbedingungen, unter denen die Erhebungen stattfinden, mit denen im vorlesungsbegleitenden Praktikum identisch (s. dazu Abschnitt 2.6.3.1.2, S. 47). Die Studenten führen ein Experiment nach vorgegebener Versuchsvorschrift aus, sammeln die Ergebnisse und suchen in der Gruppendiskussion eine Lösung für die experimentellen Befunde.

An der Untersuchung nahmen drei Gruppen von Studierenden, die jeweils aus der gleichen Übungs- bzw. Praktikumsgruppe stammten, teil. So wurde gewährleistet, dass sich die Studierenden untereinander bereits kannten und frei und ungehemmt miteinander diskutieren. Da die Übungs- und Praktikumsgruppen sich aus Studierenden der Fächer Chemie (Diplom) und Biochemie zusammensetzten, bestanden auch die drei Fallgruppen aus Studierenden dieser beiden Fächer. Drei bis fünf Studierende, die freiwillig an der Untersuchung teilnahmen, bildeten jeweils eine Fallgruppe. Zunächst wurde den Versuchspersonen der Zweck der Untersuchung erklärt:

Wir interessieren uns dafür, inwieweit Studenten in problemorientierten Lehrveranstaltungen Wissen erwerben, das sie zur Lösung von Problemen in anderen Situationen anwenden können. Daher bitten wir Sie, alle Gedanken und Überlegungen, die Ihnen bei der Problembearbeitung durch den Kopf gehen, laut auszusprechen. Bitte äußern Sie auch die Überlegungen, die Ihnen weniger wichtig erscheinen. Auch Gedanken, die Ihnen sinnlos oder falsch erscheinen, sind für uns wichtig. Vielleicht finden Sie das laute Aussprechen von Gedanken etwas eigenartig, aber Sie werden sich schon nach kurzer Zeit daran gewöhnt haben. Sollten Sie eine Weile nichts gesagt haben, werde ich Sie einfach daran erinnern, Ihre Gedanken laut zu äußern. Falls Sie Schwierigkeiten haben, für ein Teilproblem selber eine Lösung zu finden, so können Sie von mir zusätzliche Informationen fordern. Am Ende der Diskussion bitte ich Sie, die von Ihnen erarbeitete Problemlösung auf dem bereitgestellten Flipchart vorzustellen.

Nach dieser Einleitung erhielten die Teilnehmer das in Abb. 3.1 dargestellte

Versuchsdurchführung: Das Experiment besteht aus drei Teilen.

- Geben Sie in ein Reagenzglas die folgenden Substanzen:
 - 10 ml Wasser
 - 0,5 ml Kupfersulfat-Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$)
 - 0,5 ml Kaliumiodid-Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$)
 - 5 ml Hexan
 Verschließen Sie das Reagenzglas mit einem Stopfen und schütteln Sie kräftig.
- Geben Sie zu der Reaktionsmischung 1,4 ml Ammoniak-Lösung und schütteln Sie erneut.
- Tropfen Sie konz. Schwefelsäure zu der Lösung.

Arbeitsauftrag: Deuten Sie Ihre Beobachtungen.

Hinweise:

- Cu^+ -Ionen bilden mit I^- -Ionen die schwerlösliche gelb-ockerfarbene Verbindung CuI .
- Ammoniak, NH_3 , bildet mit Cu^{2+} -Ionen den tiefblau gefärbten Komplex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.
- Redoxpotentiale:

Red.M	\rightleftharpoons	Ox.M	+	$n \cdot e^-$	Standardpotential
2I^-	\rightleftharpoons	I_2	+	$2e^-$	$E^\circ = +0,52 \text{ V}$
(farblos)		(violett)			
Cu^+	\rightleftharpoons	Cu^{2+}	+	e^-	$E^\circ = +0,16 \text{ V}$
(farblos)		(bläulich)			

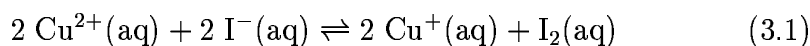
Abbildung 3.1: Arbeitsblatt für die Gruppendiskussion am Experiment.

Arbeitsblatt mit der Versuchsbeschreibung. Die Studierenden führten den Versuch mit den bereitgestellten Materialien selber durch. Die Erhebung fand im Praktikumsaal statt, den die Studierenden bereits aus dem vorlesungsbegleitenden Praktikum kannten. Im Unterschied zu den Tutoren im Praktikum griff der Autor von sich aus nur dann in die Diskussion ein, wenn die Gruppe durch falsche Ansätze nicht weiterkam und dies nicht erkannte. Hierdurch sollte den Studierenden die Gelegenheit gegeben werden, ihr Handeln selbst zu regulieren. Für die Studierenden bestand jedoch die Möglichkeit, bei Bedarf zusätzliche Informationen vom Leiter der Erhebung zu fordern. Zum Abschluss der Gruppendiskussion wurde das Ergebnis von einem von der Gruppe selbst bestimmten Sprecher auf einem Flipchart vorgestellt. An die Ergebnispräsentation schloss sich ein Interview zur Klärung eventuell offener Fragen an. Die Gruppendiskussion, die Präsentation der Ergebnisse und das abschließende Interview wurden videodokumentiert. Zusätzlich wurde die Untersuchung von einer unabhängigen Beobachterin, Frau Ursula Bossek, die als Chemielaborantin am Lehrstuhl für Anorganische Chemie II arbeitet, begleitet.

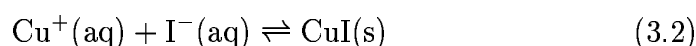
3.3.2 Untersuchungsdesign

Das Prinzip des chemischen Gleichgewichtes und die Beeinflussung der Gleichgewichtslage durch Kopplung zweier Gleichgewichte in wässriger Lösung sind zentraler Gegenstand der Vorlesung, der Übung und des vorlesungsbegleitenden Praktikums (siehe dazu Abschnitt 2.6.3.1). Es wurde ein Experiment ausgewählt, in dem diese zentralen Aspekte diskutiert werden mussten - in dem Versuch ist ein Redoxgleichgewicht mit einem Löslichkeits- bzw. Komplexbildungsgleichgewicht und Protolysegleichgewicht gekoppelt. Der Versuch bestand aus drei aufeinander folgenden Teilschritten. Im Folgenden sollen die Teilversuche und die Deutungen der Beobachtungen, so wie sie auch im vorlesungsbegleitenden Praktikum durchgeführt wurden, dargestellt werden:

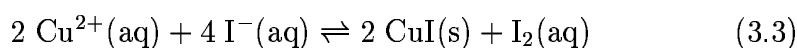
Teilschritt 1: Bei der Zugabe einer Kaliumiodid-Lösung zu einer Kupfer(II)sulfat-Lösung werden Kupfer(II)-Ionen durch Iodid reduziert, wobei Kupfer(I)-Ionen und elementares Iod entstehen ¹:



Aufgrund der geringen Löslichkeit von Kupfer(I)iodid fallen die Kupfer(I)-Ionen mit überschüssigem Iodid augenblicklich als Kupfer(I)iodid aus:



Das Redoxgleichgewicht 3.1 und das Löslichkeitsgleichgewicht 3.2 sind über die Cu^{+} -Ionen miteinander gekoppelt. Das gekoppelte Gleichgewicht lässt sich zusammenfassen zu:



Das gebildete Iod färbt den weißen Niederschlag von Kupfer(I)iodid gelb-ockerfarben. Um das Iod sichtbar zu machen, wird die wässrige

¹Die Kupfer(II)- und Kupfer(I)-Ionen sowie das Iodid liegen als Aqua-Ionen vor: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Cu}^{+}(\text{aq})$ bzw. $\text{I}^{-}(\text{aq})$

Lösung mit Hexan überschichtet, in der sich das Iod gut löst. Die organische Phase wird nach dem Schütteln der Probe durch das Iod violett gefärbt.

Dieser 1. Versuchsteil enthält noch eine weiterführende Problemstellung. Die Frage lautet: Warum läuft die Redoxreaktion 3.1 überhaupt ab? Sollten die Teilnehmer an der Erhebung diese weiterführende Problemstellung nicht erkennen, so können sie die Teilschritte 2 und 3 des Versuches dennoch bearbeiten.

Standardredoxpotentiale und Freie Standardreaktionsenthalpien ermöglichen Aussagen über die Gleichgewichtslage und damit über die stoffliche Zusammensetzung des Reaktionsgemisches im Gleichgewicht. Sie geben einen Hinweis darauf, welche Reaktionen unter Standardbedingungen „freiwillig“ ablaufen können. Um zu beurteilen, ob eine Reaktion unter Nichtstandardbedingungen in einer bestimmten Richtung abläuft oder nicht, muss man das Vorzeichen und den Wert der Freien Reaktionsenthalpie ΔG unter diesen Bedingungen kennen:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \cdot \ln Q \quad (3.4)$$

wobei ΔG° die Freie Standardreaktionsenthalpie und Q der Reaktionsquotient ist. Für eine allgemeine Reaktion gilt:



$$Q = \frac{c_{\text{Red}_A}^{a'} \cdot c_{\text{O}_{\text{X}_B}}^{b'}}{c_{\text{O}_{\text{X}_A}}^a \cdot c_{\text{Red}_B}^b} \quad (3.6)$$

Die Reaktion verläuft unter den vorliegenden Bedingungen freiwillig, wenn ΔG negativ ist. Dieses Kriterium kann auch durch Potentiale ausgedrückt werden; man erhält dann die sogenannte Nernstsche Gleichung:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad (3.7)$$

Die Reaktion ist spontan, wenn $\Delta E > 0$ (entsprechend $\Delta G < 0$) ist. Für Standardbedingungen hat die Nernst-Gleichung für die Reaktion

3.1 die folgende Form:

$$\Delta E = \Delta E^\circ = 0,16\text{V} - 0,52\text{V} = -0,36\text{V}$$

In der Reaktion 3.1 werden Cu^{2+} -Ionen von I^- -Ionen reduziert, obwohl das Standardpotential I^-/I_2 ($E^\circ = +0,52\text{ V}$) positiver ist als das von $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ ($E^\circ = +0,16\text{ V}$). Um zu erklären, warum die Reaktion dennoch gemäß Gleichung 3.3 abläuft, betrachtet man den Reaktionsquotienten für die Reaktionsgleichung 3.1:

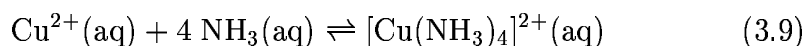
$$Q = \frac{[\text{Cu}^+]^2 \cdot [\text{I}_2]}{[\text{Cu}^{2+}]^2 \cdot [\text{I}^-]^2} \quad (3.8)$$

Zu Beginn der Reaktion ist die Konzentration an Kupfer(II)-Ionen und an Iodid hoch. Entscheidend ist aber, dass die Konzentration an Kupfer(I)-Ionen durch die Bildung von schwerlöslichem Kupfer(I)iodid, das als Niederschlag gebildet wird, im Vergleich zu den Konzentrationen aller übrigen Reaktionsteilnehmer sehr gering ist. Aufgrund dieser Betrachtung kann man qualitativ annehmen, dass der Reaktionsquotient Q viel kleiner als eins - und die Freie Reaktionsenthalpie nach 3.4 damit negativ bzw. die Differenz der Redoxpotentiale ΔE nach 3.7 positiv ist. Die Reaktion läuft so lange in die durch Gleichung 3.1 beschriebene Richtung ab, bis der Reaktionsquotient den Wert der Gleichgewichtskonstanten angenommen hat. Bei vorgegebener Ausgangskonzentration aller Reaktionspartner (Cu^{2+} -Ionen und I^- -Ionen) könnten mit Hilfe der Gleichgewichtskonstanten bzw. des Löslichkeitsproduktes von Kupferiodid die Gleichgewichtskonzentrationen aller Reaktionsteilnehmer (Cu^{2+} -Ionen, Cu^+ -Ionen, I^- -Ionen und I_2) berechnet werden. Die Betrachtung soll hier jedoch nur auf qualitativer Ebene erfolgen.

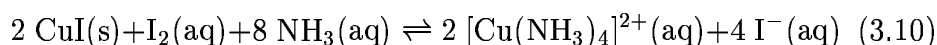
Der Ablauf der Reaktion 3.1 kann nicht anhand des Prinzips von Le Châtelier erklärt werden, da sich durch die Bildung von Kupfer(I)iodid die Konzentration an Kupfer(I)-Ionen auf der Produktseite in gleichem Maße ändert wie die Konzentration an Iodid auf der Eduktseite.

Teilschritt 2: Nach Zugabe von 1,4 ml konzentrierter Ammoniak-Lösung

bildet sich in der wässrigen Phase unter Umständen zunächst ein hellblauer Niederschlag von Kupfer(II)hydroxid, der sich aber wieder auflöst. Nach kräftigem Schütteln verschwindet die violette Farbe der organischen Phase und die wässrige Phase färbt sich durch den entstandenen Kupfer(II)tetraammin-Komplex dunkelblau:

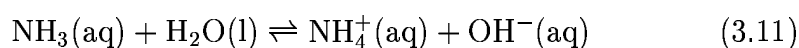


Durch die Bildung des Komplexes wird der größte Teil der Kupfer(II)-Ionen „maskiert“ und das Redoxgleichgewicht 3.3 verschiebt sich nach links (Prinzip von Le Châtelier²). „Maskierung“ bedeutet hier die Kopplung des Komplexbildungsgleichgewichtes 3.9 an die Gesamtsituation 3.3. Die Vorgänge lassen sich durch die folgende Reaktionsgleichung beschreiben:



Aufgrund der hohen Komplexbildungskonstanten des Kupfertetraammin-Komplexes liegt das Gleichgewicht vollständig auf der rechten Seite.

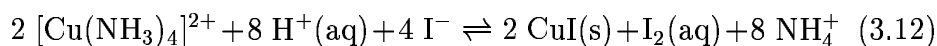
Teilschritt 3: Tropft man konzentrierte Schwefelsäure zu der Lösung, so beobachtet man die erneute Bildung des gelb-ockerfarbenen Niederschlags und nach kräftigem Schütteln eine Violettfärbung der organischen Phase. Durch das Ansäuern wird die Lage des Gleichgewichts der Reaktion von Ammoniak mit Wasser zu Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen auf die Seite der Ammonium-Ionen verschoben, da die dabei entstandenen Hydroxid-Ionen mit den Oxonium-Ionen aus der Schwefelsäure wieder zu Wasser reagieren.



Die Konzentration an Ammoniak wird dadurch so gering, dass das

²Das Prinzip von Le Châtelier besagt [38]: Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System einen Zwang (Veränderung der Konzentration, Veränderung des Reaktionsdrucks oder Veränderung der Reaktionstemperatur) aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht derart, dass es dem äußeren Zwang ausweicht.

Gleichgewicht 3.9 auf die Seite der Edukte verschoben wird, wobei die Konzentration an Kupfer(II)-Ionen erhöht wird. Das ursprüngliche Gleichgewicht 3.3 wird zur Seite der Produkte verschoben wobei wieder Kupfer(I)iodid ausfällt und Iod entsteht:



Alle zur Interpretation notwendigen Konzepte (Verschiebung des chemischen Gleichgewichtes durch Konzentrationsänderungen, Kopplung von chemischen Gleichgewichten, Redoxreaktionen, etc.) waren zum Zeitpunkt der Untersuchung in der Vorlesung behandelt. Die zur Bearbeitung des Problems notwendigen Daten und Informationen waren zusätzlich unter dem Stichwort „Hinweise“ auf dem Arbeitsblatt angegeben. Zur Untersuchung der Frage, inwieweit Studierende das in der Vorlesung erworbene Wissen zur Lösung von Problemstellungen anwenden können und inwieweit das vorlesungsbegleitende Praktikum dazu beiträgt, dass das Wissen aus der Vorlesung vertieft wird, wurden die Erhebungen mit drei Gruppen durchgeführt, die sich hinsichtlich ihres Treatments im Praktikum unterschieden. Jeder der drei Teilschritte war für sich allein genommen Gegenstand des vorlesungsbegleitenden Praktikums (vgl. dazu Abb. 2.5):

Teilschritt 1: Versuchstag 9, Versuch 5:

Reaktionen von Kupfer(II)-Ionen mit Iodid; Deuten der Redoxreaktion durch Betrachtung der Freien Reaktionsenthalpie bzw. der Nernst-Gleichung in Abhängigkeit vom Reaktionsquotienten Q .

Teilschritt 2: Versuchstag 8, Versuch 2:

Komplexbildung von Kupfer(II)-Ionen mit Ammoniak, Kopplung von Komplexbildungsreaktionen miteinander.

Teilschritt 3: Versuchstag 7, Versuch 3:

Betrachtung der Verschiebung des Dissoziationsgleichgewichtes einer schwachen Säure bei der Neutralisation mit einer starken Base.

Diese drei Teilaspekte des Versuchs wurden zum Zeitpunkt der Untersuchung noch nicht von allen drei Treatmentgruppen im vorlesungsbegleiten-

den Praktikum bearbeitet. Dies wurde dadurch erreicht, dass die Erhebungen zu unterschiedlichen Zeiten durchgeführt wurden. Die Erhebungen wurden jeweils sechs Tage nach dem jeweils letzten Versuchstag durchgeführt. Die Teilnehmer an der Erhebung lassen sich hinsichtlich ihres Vorwissens aus dem vorlesungsbegleitenden Praktikum in drei Gruppen aufteilen: (1) geringes Vorwissen, (2) mittleres Vorwissen und (3) hohes Vorwissen. Tabelle 3.2 gibt Auskunft über die unterschiedlichen Voraussetzungen der Studierenden bei der Erhebung.

Vorwissen	Treatmentgruppe 1 geringes Vorwissen 17.01.2001	Treatmentgruppe 2 mittleres Vorwissen 24.01.2001	Treatmentgruppe 3 hohes Vorwissen 31.01.2001
<u>Vorlesung</u>	Das chemische Gleichgewicht als Grundprinzip chem. Reaktionen, Verschiebung der Gleichgewichtslage durch Konzentrationsänderungen (Prinzip von Le Châtelier), Redoxreaktionen, Konzentrationsabhängigkeit des Redox-Potentials (Nernst-Gleichung), Bedingung dafür, dass Reaktionen spontan ablaufen (Freie Reaktionsenthalpie), Löslichkeit und Komplexbildung, Ammoniak als Base, Ammoniak als Ligand.		
<u>vorl. begl. Praktikum</u>	VT 7: Säure-Base-Reaktionen	VT 7: Säure-Base-Reaktionen VT 8, Versuch 2: Bildung des Kupfer-tetraammin-Komplexes	VT 7: Säure-Base-Reaktionen VT 8, Versuch 2: Bildung des Kupfer-tetraammin-Komplexes VT 9, Versuch 5: Reduktion von Kupfer(II)-Ionen durch Iodid

Tabelle 3.2: Vorwissen der Studenten zur Bearbeitung des Experimentes.

3.3.3 Darstellung und Auswertung der Erhebung

Die Gruppendiskussionen der drei Treatmentgruppen wurden videodokumentiert und anschließend ein transkribiertes Protokoll erstellt. Vor dem Hintergrund des Kategoriesystems, das im Folgenden dargestellt wird, wurden aus den Protokollen von Frau Bossek, die an den Gruppendiskussionen als Beobachterin teilgenommen hat, und dem Autor getrennt voneinander die zentralen Aussagen der Studenten herausgearbeitet. Die Ergebnisse der beiden Beurteiler wurden verglichen, d. h. die Übereinstimmung der bedeutungsvollen Aussagen überprüft. Für die Auswahl der Aussagen ergab sich zwischen den beiden Beobachtern eine hohe Übereinstimmung. Bei Abwei-

chungen zwischen den Beurteilern wurde nachträglich Konsens hergestellt. Die Darstellung der Gruppendiskussionen erfolgt in Phasen strukturiert, die sich an den Teilschritten des Versuches orientieren. Der Übersicht halber werden die ausgewählten Äußerungen der Studenten wiedergeben. Die Studierenden beziehen sich in ihren Diskussionen häufig auf die von ihnen aufgestellten Reaktionsgleichungen, indem sie auf die betreffenden Gleichungen oft nur mit dem Finger verweisen. Zum besseren Verständnis der Diskussionen wurden diese Gleichungen nummeriert und die Zitate der Studierenden durch Verweise auf die betreffenden Gleichungen ergänzt.

Die Analyse des von den Studierenden angewandten Wissens erfolgt mit Hilfe eines Kategoriensystems, das die Identifizierung der Reaktionsprodukte und die Interpretation der Beobachtungen durch Reaktionsgleichungen und die dazugehörigen Erläuterungen erfasst. Die Kategorien wurden für jeden Teilschritt T des Versuches formuliert.

1. Teilschritt:

T1.1 Identifizierung des ockerfarbenen Niederschlages als Kupfer(I)iodid.

T1.2 Identifizierung der Violettfärbung der organischen Phase als in Hexan gelöstes Iod.

T1.3 Reduktion von Kupfer(II)-Ionen durch Iodid zu Kupfer(I)-Ionen.

T1.4 Erklären, dass Cu(I)-Ionen mit dem in der Lösung überschüssigen Iodid schwerlösliches Kupfer(I)iodid bilden.

T1.5 Erkennen, dass aufgrund der Stellung der Reaktionspartner in der elektrochemischen Spannungsreihe eine Reduktion von Kupfer(II)-Ionen durch Iodid unter Standardbedingungen nicht möglich ist.

T1.6 Diskussion der Redoxreaktion anhand der Nernst-Gleichung bzw. der Freien Reaktionsenthalpie.

T1.7 Formulierung der Reaktionsgleichung:

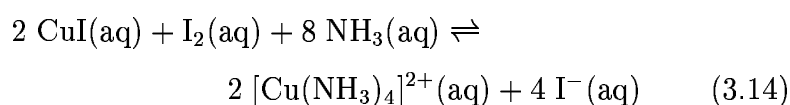


2. Teilschritt:

T2.1 Identifizierung der tiefblauen Färbung der Lösung als Kupfertetraammin-Komplex.

T2.2 Deuten der Entfärbung der organischen Phase und das Auflösen des Niederschlages mit Hilfe des Prinzips von Le Châtelier als Verschiebung der Gleichgewichtslage in Reaktion 3.13 auf die Seite der Edukte durch Verringerung der Konzentration an Kupfer(II)-Ionen durch Komplexbildung.

T2.3 Formulierung der Reaktionsgleichung:



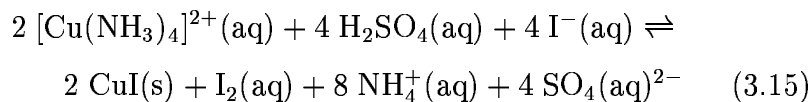
T2.4 Angabe der Lage des chemischen Gleichgewichtes von Reaktion 3.14. Das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Produkte.

3. Teilschritt:

T3.1 Erklären, dass das im Gleichgewicht 3.14 vorliegende Ammoniak durch Oxonium-Ionen aus der Schwefelsäure protoniert wird.

T3.2 Deuten der Bildung des Niederschlages und der Violett-färbung der organischen Phase als Verschiebung der Gleichgewichtslage in Reaktion 3.13 auf die Seite der Produkte durch Erhöhung der Konzentration an Kupfer(II)-Ionen.

T3.3 Formulierung der Reaktionsgleichung:



3.4 Untersuchung des 2. Teils der Lehrveranstaltung: Problemorientiertes Interview

3.4.1 Beschreibung der Methode

Im zweiten Teil der Lehrveranstaltung führten die Studenten drei Gruppenanalysen durch. Zur Bestimmung der Kationen mussten sie den Kationentrennungsgang durchführen, bei dem bestimmte Gruppen von Kationen aufgrund bestimmter chemischer Eigenschaften in einer bestimmten Reihenfolge voneinander getrennt werden. Der Kationentrennungsgang basiert auf allgemeinen Reaktionstypen (Säure-Base-Reaktionen, Redoxreaktionen, Komplexbildungsreaktionen und Fällungsreaktionen) in wässriger Lösung, die im vorlesungsbegleitenden Praktikum bereits im Hinblick auf die qualitativen Analysen behandelt wurden. Die Studenten sollen die im ersten Teil der Lehrveranstaltung gelernten Prinzipien in neuen Kontexten anwenden und im Kontext der Problemstellung Wissen über die Eigenschaften der Stoffe erwerben, mit denen sie arbeiten, und lernen, ihr experimentelles Arbeiten kritisch zu kontrollieren.

Anhand von problemzentrierten Interviews wurden drei Fragen untersucht:

1. Inwieweit wenden die Studierenden das im ersten Teil der Lehrveranstaltung bereitgestellte Wissen über Reaktionstypen und deren Koppelung zur Bearbeitung der qualitativen Elementanalysen an?
2. Inwieweit erwerben die Studierenden bei der Bearbeitung der Analysen Wissen über die Eigenschaften von Stoffen?
3. Wie kontrollieren die Studenten ihr experimentelles Handeln?

Merkmal problemzentrierter Interviews ist, dass sie auf eine Problemstellung bezogen sind. Die Problemstellung der Interviews lautete für alle drei Gruppen: „Entwickeln Sie ein Verfahren und erläutern Sie es, um die Kationen der folgenden acht Stoffe AgNO_3 , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, As_2O_3 , CuCl_2 , FeCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, BaCl_2 und NaCl in möglichst wenigen Schritten voneinander

zu trennen und nachzuweisen.“ Die Problemstellung ist damit der Anlass dafür, dass Studenten erlernte Konzepte in einer neuen Situation anwenden. Gleichzeitig werden die Studenten nach dem theoretischen Hintergrund für ihre Handlungsoperationen befragt.

Im qualitativ-analytischen Praktikum haben die Studenten solche Problemstellungen bereits bearbeitet. Anders als hier kannten sie jedoch nicht die Zusammensetzung der Probe. In den Interviews sollen die Studenten eine Problemlösestrategie zur Analyse der Probe entwerfen, ohne sie jedoch experimentell umzusetzen. Die praktische Durchführung der Analyse ist aus Zeitgründen nicht möglich. Abbildung 3.2 zeigt die Lösung der Problemstellung. Die Interviews wurden mit drei Gruppen mit jeweils zwei Studenten am Ende des qualitativ-analytischen Praktikums durchgeführt. Die Methode des problemorientierten Interviews wurde gewählt, da sie für die Befragten die Möglichkeit eröffnet, ihre eigenen Zielvorstellungen, Ideen, Konzepte zu artikulieren. Der Interviewer kann, falls notwendig, unklare Sachverhalte durch Nachfragen klären.

Die Interviews orientierten sich an den folgenden neun Leitfragen:

1. Welches Lösungsmittel ist geeignet, um die Probe zu lösen?
2. In welche „Gruppen“ kann man die Kationen trennen?
3. Wie kann man Cadmium, Kupfer und Arsen voneinander trennen?
4. Warum muss man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid in konzentrierter Salpetersäure lösen?
5. Wie kann man Kupfer- und Cadmium-Ionen nebeneinander nachweisen?
6. Wie lassen sich Eisensulfid und Aluminiumhydroxid voneinander trennen und nachweisen?
7. Warum muss man bei der Fällung von Bariumcarbonat den pH-Wert von 9 genau einhalten?
8. Warum säuert man zum Nachweis von Barium als Bariumchromat die

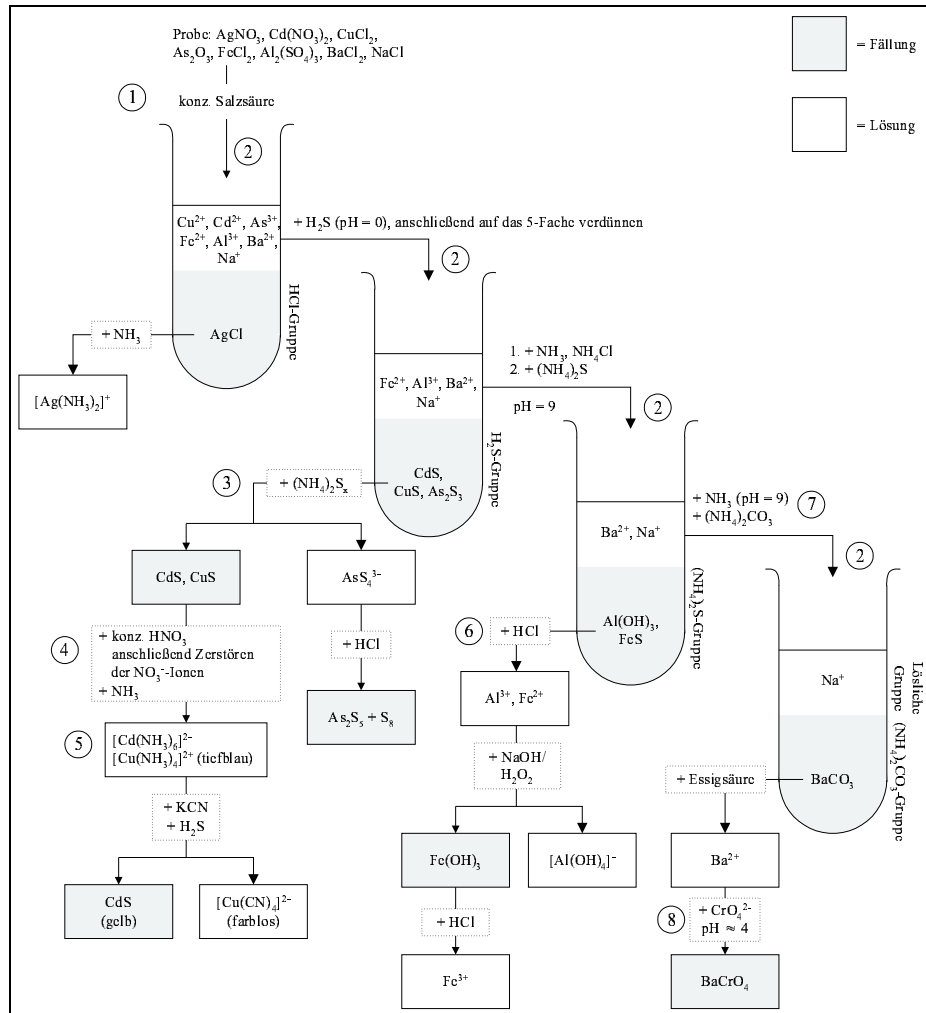


Abbildung 3.2: Schematische Darstellung zur Trennung der acht Kationen Ag^+ , Cu^{2+} , Cd^{2+} , As^{3+} , Fe^{2+} , Al^{3+} , Ba^{2+} und Na^+ voneinander. Die Zahlen in der Abbildung beziehen sich auf die Leitfragen des Interviews.

Lösung mit Essigsäure und nicht mit Salzsäure an?

9. Wie würden Sie bei der experimentellen Durchführung ihres Problemlösevorschlages ihr experimentelles Handeln kontrollieren?

Die Fragen eins bis acht spannen sich wie ein „Netz“ über die gesamte Lösung des Problems. Sie beziehen sich auf einzelne Operationen zur Trennung und zum Nachweis der Kationen in der Probe (s. Abb. 3.2) und auf die Eigenschaften der Stoffe. Frage neun erfasst die von den Studenten im

Praktikum angewandten Methoden zur Kontrolle ihrer Arbeit. Die Protokollierung des Interviews erfolgt während des Gespräches.

3.4.2 Untersuchungsdesign

In Abbildung 3.2 ist die Trennung der acht Kationen schematisch dargestellt. Die Probe enthält Kationen, die schwerlösliche Chloride, Sulfide, Hydroxide bzw. Carbonate bilden. Die Probe enthält damit Kationen nicht nur einer, sondern aller Gruppen des Kationentrennungsgangs. Im Praktikum haben die Studenten bislang nur Proben untersucht, die Kationen einer einzigen Gruppe enthielten. Dementsprechend beinhaltet das Interview Aspekte aus allen Gruppen des klassischen nasschemischen Kationentrennungsgangs: Salzsäure-Gruppe, Schwefelwasserstoff-Gruppe, Ammoniumsulfid-Gruppe, Ammoniumcarbonat-Gruppe und Lösliche Gruppe.

Für die Einzelfallstudien wurden Studenten ausgewählt, die sich hinsichtlich ihrer Leistungen im qualitativ-analytischen Praktikum voneinander unterscheiden (Fallgruppe I bis III).

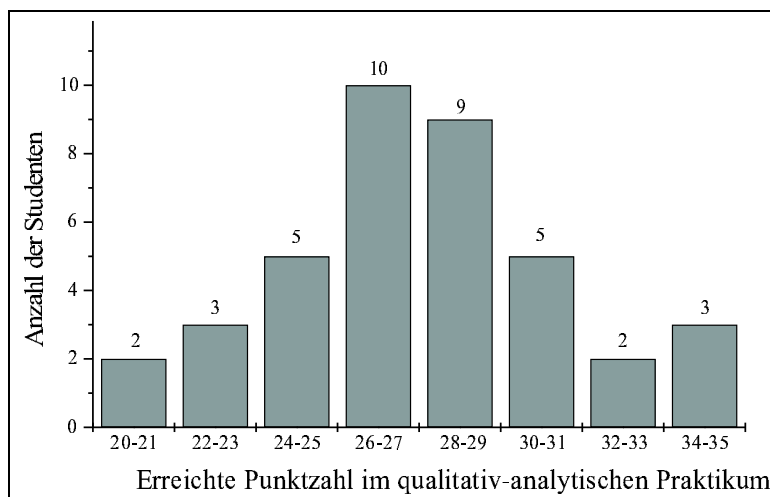


Abbildung 3.3: Erreichte Punktzahlen im qualitativ-analytischen Praktikum. Es konnten maximal 36 Punkte erreicht werden.

Es schien interessant, zu untersuchen, worin sich die Vorgehensweisen der Teilnehmer voneinander unterscheiden. Die Ergebnisse der Analysen im zweiten Teil der Lehrveranstaltung wurden bewertet. Am Ende jeder der

drei Analysen gaben die Studenten die von ihnen in der Analysesubstanz nachgewiesenen Kationen und Anionen an. Jedes nicht oder falsch angegebene Ion führte zu einem Punktabzug von den maximal möglichen 36 Punkten. Abbildung 3.3 zeigt die Ergebnisse der Studenten. Die durchschnittliche Punktzahl lag bei 27,5 Punkten. Die beiden Studentinnen der Fallgruppe I hatten beide mit 20 Punkte ein unterdurchschnittliches Resultat, die Studenten der Fallgruppe II mit 28 bzw. 29 Punkte ein leicht überdurchschnittliches Ergebnis und die Studentinnen der Fallgruppe III mit 33 bzw. 34 Punkte ein überdurchschnittliches Ergebnis.

3.4.3 Darstellung und Auswertung der Erhebung

Die Protokolle der Interviews bildeten die Grundlage für die Auswertung der von den Studenten angewandten Konzepte und des erworbenen Stoffwissens. Die von den Studierenden vorgeschlagenen Lösungen werden in einem Ablaufschema, so wie es Abbildung 3.2 zeigt, graphisch dargestellt. Die Auswertung der Protokolle erfolgte im Hinblick auf das im Anschluss dargestellte Categoriesystem. Für jedes Interview werden die bedeutenden Aussagen der Studenten dargestellt.

Die Auswertung der Interviews erfolgte anhand des folgenden Categoriesystems, in dem zwischen prozeduralem Wissen (P) und theoretischen Begründungen (T) unterschieden wird .

1. Welches Lösungsmittel ist geeignet, um die Probe zu lösen?

1.P Die Probe löst sich in keinem Lösungsmittel vollständig, da die Analysesubstanz Chlorid-Ionen enthält, die mit den Silber-Ionen der Probe schwerlösliches Silberchlorid bilden. Bis auf Arsen trioxid (As_2O_3) sind alle Salze der Probe gut in Wasser löslich. Arsen trioxid löst sich in konzentrierter Salzsäure oder Salpetersäure. Zum Lösen der Probe verwendet man eine konzentrierte Salzsäure-Lösung. Das ausgefallene Silberchlorid trennt man anschließend von der Lösung durch Filtration ab und löst es gegebenenfalls für weitere Nachweise in konzentrierter Ammoniak-Lösung.

2. In welche „Gruppen“ kann man die Kationen trennen?

2.P Die Kationen werden in der folgenden Reihenfolge durch Fällung und anschließende Filtration voneinander getrennt:

- (a) Salzsäure-Gruppe: Silber fällt bereits beim Lösen als Silberchlorid aus
- (b) Schwefelwasserstoff-Gruppe: Cadmium, Kupfer und Arsen werden bei $\text{pH} = 0$ als Sulfide gefällt
- (c) Ammoniumsulfid-Gruppe: Nickel und Eisen werden bei $\text{pH} = 9$ als Sulfide gefällt; bei $\text{pH} = 9$ wird auch Aluminium als Hydroxid gefällt
- (d) Ammoniumcarbonat-Gruppe: Barium wird als Carbonat bei $\text{pH} = 9$ gefällt
- (e) Natrium bildet keine schwerlöslichen Verbindungen

2.T Ein Stoff fällt aus, wenn sein Löslichkeitsprodukt überschritten wird. Im Falle von Kupfersulfid ($\text{pK}_L = 35,1$), Cadmiumsulfid ($\text{pK}_L = 26,1$) und Arsentrisulfid ($\text{pK}_L = 28,4$) wird das Löslichkeitsprodukt schon bei $\text{pH} = 0$ überschritten. Die Gleichgewichtskonzentration der für die Fällung notwendigen S^{2-} -Ionen steigt mit zunehmendem pH-Wert, so dass das Löslichkeitsprodukt von FeS ($\text{pK}_L \approx 18$) bei $\text{pH} \approx 4,5$ überschritten ist.

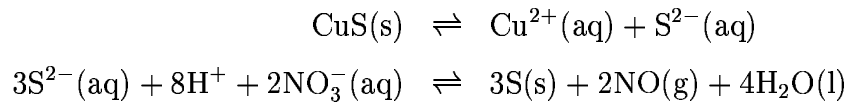
3. Wie kann man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid von Arsentrisulfid trennen?

3.P Arsentrisulfid löst sich im Gegensatz zu Cadmiumsulfid und Kupfersulfid in gelbem Ammoniumpolysulfid ($(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$) als Thioarsenat.

4. Warum muss man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid in konzentrierter Salpetersäure lösen?

4.P Konzentrierte Salpetersäure oxidiert Sulfid-Ionen zu elementarem Schwefel.

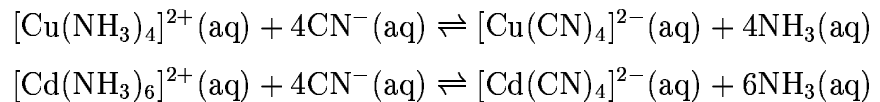
4.T Durch die Oxidation der Sulfid-Ionen verschiebt sich das Löslichkeitsgleichgewicht von Kupfersulfid auf die Seite der Produkte:



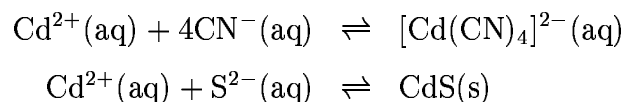
5. Wie kann man Kupfer- und Cadmium-Ionen nebeneinander nachweisen?

5.P Kupfer(II)- und Cadmium(II)-Ionen bilden mit Ammoniak Komplexe. Kupfer kann anhand der charakteristischen tiefblauen Farbe des Kupfertetraammin-Komplexes identifiziert werden. Der Cadmiumhexaammin-Komplex ist farblos. Bei Zugabe von Kaliumcyanid bilden sich der Tetracyanocuprat- bzw. der Tetracyanocadmat-Komplex. Die Lösung entfärbt sich. Bei Zugabe von Schwefelwasserstoff bildet sich Cadmiumsulfid, das als gelber Niederschlag ausfällt. Eine Fällung von Kupfersulfid bleibt aus.

5.T Bei der Bildung des Tetracyanocuprat- und Tetracyanocadmat-Komplexes handelt es sich um Ligandenaustauschreaktionen:



Der Tetracyanocadmat-Komplex besitzt im Vergleich zum Tetracyanocuprat-Komplex eine viel kleinere Komplexbildungskonstante, so dass die Konzentration an Cadmium(II)-Ionen in der Lösung zur Fällung von Cadmiumsulfid ausreicht.



Die Bildung eines gelben Niederschlages ist der Nachweis für Cadmium. Die Konzentration an Kupfer(II)-Ionen ist so gering, dass eine Fällung von Kupfersulfid ausbleibt.

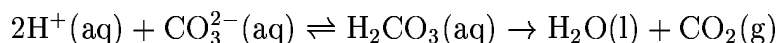
6. Wie lassen sich Eisensulfid und Aluminiumhydroxid voneinander trennen?

6.P Eisen(II)sulfid und Aluminiumhydroxid werden in verdünnter Salzsäure gelöst. Gibt man die Lösung anschließend in eine konzentrierte Natronlauge-Lösung, die Wasserstoffperoxid enthält, so fällt Eisen(III)hydroxid aus und Aluminium bleibt als Tetrahydroxoaluminat in Lösung. Der Niederschlag lässt sich durch Filtration von der Lösung trennen. Eisen wird in der Probe als Eisentrithiocyanat oder als Berliner-Blau nachgewiesen. Aluminium lässt sich als Thénards-Blau mit Alizarin S-Farblack und Morin nachweisen.

6.T Eisen(II)-Ionen werden durch Wasserstoffperoxid zu Eisen(III)-Ionen oxidiert. Eisen(III)hydroxid besitzt im Vergleich zum Eisen(II)hydroxid ein viel größeres Löslichkeitsprodukt, so dass es ausfällt. Da Aluminiumhydroxid amphoter ist, geht es als Hydroxokomplex in Lösung.

7. Warum muss man bei der Fällung von Bariumcarbonat den pH-Wert von 9 genau einhalten?

7.P Im stark basischen Milieu fällt Barium als Bariumhydroxid aus. Im sauren Milieu ist das Carbonat-Ion instabil. Das Carbonat-Ion ist eine starke Base, im sauren Milieu entsteht Kohlenstoffdioxid und Wasser:

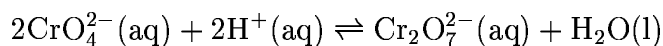


8. Warum säuert man zum Nachweis von Barium als Bariumchromat die Lösung mit Essigsäure und nicht mit Salzsäure an?

8.P In stark saurer Lösung reicht die Konzentration an Chromat-Ionen für eine zuverlässige Fällung des Bariumchromats nicht aus.

8.T In wässriger Lösung bildet sich das Chromat/Dichromat-

Gleichgewicht aus:



Durch Erhöhung des pH-Wertes verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite des Dichromats, wobei die Konzentration an Chromat-Ionen abnimmt. Damit dies nicht geschieht, darf die Lösung nur schwach sauer sein. Es ist praktischer, den pH-Wert mit der schwachen Säure Essigsäure einzustellen als mit der starken Säure Salzsäure. Der Nachweis von Barium als Bariumchromat wird in saurer Lösung durchgeführt, um sicherzustellen, dass das Barium nicht als Bariumhydroxid ausfällt.

9. Wie würden Sie bei der experimentellen Durchführung ihres Problemlösevorschlages ihr experimentelles Handeln kontrollieren?

Die qualitativen Analysen stellen hohe Anforderungen an die Studenten, ihre experimentellen Handlungen sorgfältig durchzuführen und zu kontrollieren. Das bedeutet im Einzelnen, dass

- Fällungen auf Vollständigkeit überprüft werden,
- Blindversuche durchgeführt werden, um das positive Ergebnis einer Nachweisreaktion kennen zu lernen
- Reaktionsbedingungen durch Vergleichsproben überprüft werden.

3.5 Untersuchung des 3. Teils der Lehrveranstaltung: Verbale Daten aus Laut-Denk-Protokollen und Concept Maps

Im dritten Teil der Lehrveranstaltung bearbeiteten die Studenten in Gruppen von jeweils zwei Studenten Projektthemen. Wie die Studenten ihre Projekte bearbeitet haben, wurde in der vorliegenden Studie mit verbalen Daten, im Wesentlichen durch Protokolle Lauten Denkens und Concept

Maps erfasst. In den folgenden beiden Abschnitten werden die Methode der Verbalen Daten und der Concept Maps beschrieben.

3.5.1 Beschreibung der Methode „Verbale Daten“

Bei der Methode Lauten Denkens sollen die Studierenden in einer bestimmten Situation aussprechen, welche Gedanken ihnen durch den Kopf gehen. Dies ist eine vor allem in der Kognitionspsychologie angewandte Methode. Da die Studenten jeweils zu zweit ein Projekt bearbeiten, können die Äußerungen auch an den Partner gerichtet sein und zu einer Diskussion zwischen den beiden Studenten führen. Der Übergang zwischen der Methode des Lauten Denkens und einer Diskussion ist hier fließend. Entscheidend bei der hier durchgeführten Untersuchung ist nur, dass Studenten ihre momentanen Gedanken und Ziele artikulieren. Ericsson und Simon [22] beschreiben Bedingungen, unter denen Daten Lauten Denkens valide sind. Folgende Bedingungen sind demnach zentral: (1) Bei der Verbalisierung müssen mit der Lösung der inhaltlichen Aufgabe und der Artikulation der Gedanken zwei Aufgaben gleichzeitig bearbeitet werden. Damit sich diese beiden Prozesse gegenseitig nicht behindern, sollte die Aufgabe leicht verbalisierbar und die Verbalisierung der inhaltlichen Aufgabe untergeordnet sein. (2) Begleitende Verbalisierung ist vollständiger und valider als nachträgliche Verbalisierung. (3) Zusätzliche Aufforderungen, bestimmte Informationen zu verbalisieren, beeinträchtigen die Validität der Daten. In der vorliegenden Studie wurde versucht, der ersten und zweiten Bedingung nach Ericsson und Simon [22] gerecht zu werden. Die Bearbeitung des Projektes war zwar komplex, die Beschreibung des Vorgehens, der Hypothesen, etc. jedoch sprachnah. Damit ist die erste Forderung von Ericsson und Simon [22] erfüllt. Des Weiteren wurden die verbalen Daten simultan erhoben. Die Versuchspersonen wurden aufgefordert, während der Bearbeitung des Themas ihre Gedanken zu äußern. Bei der Methode Lauten Denkens besteht grundsätzlich das Problem, dass die Teilnehmer sehr viel mehr denken als sie tatsächlich äußern. Durch Zwischenfragen sollte daher sichergestellt werden, dass relevante Hypothesen, deren experimentelle Überprüfung und die Auswertung der Ergebnisse tatsächlich geäußert werden. Diese Verletzung der dritten Forde-

rung von Ericsson und Simon [22] wurde in der vorliegenden Arbeit in Kauf genommen.

Die Methode „Lautes Denken“ wurde den Teilnehmern an der Erhebung vorher anhand eines einfachen Problems ³ erklärt. Das Beispiel berücksichtigt Fehler und Schwierigkeiten bei der Lösung des Problems und den Umgang damit. Den Teilnehmern an der Erhebung sollte dadurch gezeigt werden, dass auch erste, wenig sinnvolle Lösungswege artikuliert werden sollten. Nach dieser Einführung wurden die Teilnehmer, wie zuvor bei den Gruppendiskussionen am Experiment, mit der folgenden Instruktion aufgefordert, ihre Gedanken laut zu artikulieren:

Wir interessieren uns dafür, wie Sie Ihr Projekt bearbeiten. Daher bitte ich Sie, Ihre Gedanken so ähnlich zu artikulieren, wie ich es gerade bei der Lösung des Problems getan habe. Wichtig ist, dass Sie alle Gedanken und Überlegungen, die Ihnen durch den Kopf gehen, laut aussprechen oder mit Ihrem Partner diskutieren. Bitte äußern Sie auch diejenigen Überlegungen, die Ihnen weniger wichtig erscheinen. Auch Gedanken, die Ihnen sinnlos oder falsch erscheinen, sind für uns wichtig. Vielleicht finden Sie das laute Denken zu Beginn etwas eigenartig, aber Sie werden sich schon nach kurzer Zeit daran gewöhnt haben. Sollten Sie eine Weile nichts gesagt haben, werde ich Sie einfach wieder daran erinnern, laut zu denken. In kurzen Abständen werde ich Sie zusätzlich nach Ihren aktuellen Hypothesen, Intentionen fragen. Alle Äußerungen der Befragten wurden protokolliert.

3.5.2 Beschreibung der Methode „Concept Maps“

Zur vollständigen Erfassung des Handelns der Studenten bei der Bearbeitung der Projektthemen wurde zusätzlich zu der Erhebung der verbalen

³Die obere der beiden Zahlenreihen ist nach einem bestimmten Schema aufgebaut. Die Aufgabe besteht darin, das nächste Glied in der Reihe, das mit einem ? gekennzeichnet ist, herauszufinden.

17	14	7	21	18	9	?
17 - 3	14 : 2	7 · 3	21 - 3	18 : 2	9 · 3	27

Die unten stehende Reihe zeigt den Aufbau der Reihe. Das zu bestimmende Glied lautet $? = 27$.

Daten eine zweite Methode eingesetzt. Die Teilnehmer an den vier Fallgruppen haben nach Beendigung ihrer Projektarbeit ihre Vorgehensweise in einem Concept Map dargestellt. Concept Maps, auch Begriffsnetze genannt, wurden als Methode zur Wissensdiagnostik entwickelt. Bislang haben die Ergebnisse zahlreicher Untersuchungen (vgl. Fischler & Peukert [25], Hucke und Fischer [40], Lawless [50] und Nowak [57]) gezeigt, dass Begriffsnetze ein geeignetes Instrument sind, um Veränderungen im Wissen von Lernenden im Bereich der Naturwissenschaften zu untersuchen. Nach Stoddart et al. [88] sind Concept Maps die adäquate Methode, um Aktivitäten von Lernenden in offenen Lernumgebungen zu ermitteln.

Abbildung 3.4 zeigt ein Concept Map, an dem auch den Studierenden die Methode erläutert wurde. Es handelt sich hierbei um eine Darstellung von Begriffen, den Knotenwörtern, die durch beschriftete Linien, die Propositionen, miteinander verknüpft sind. Wie man sieht, lassen sich Zusammenhänge zwischen Begriffen und Konzepten übersichtlich darstellen. Das Map wurde bewusst so ausgewählt, dass es die von den Studierenden behandelten Themen nicht berührt, um die Teilnehmer nicht zu beeinflussen.

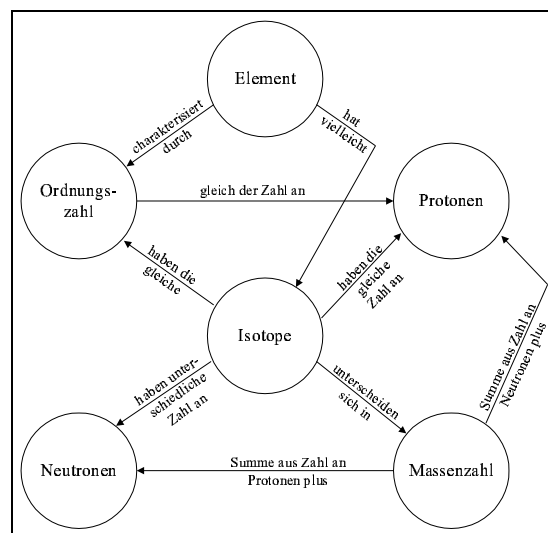


Abbildung 3.4: Beispiel für ein Begriffsnetz, das aus 6 Knotenwörtern und 9 Propositionen besteht.

Die Instruktion an die Studenten lautete:

Stellen Sie bitte die Bearbeitung Ihres Projektes in einem Concept Map dar. Wichtig ist, dass Sie alle Ihre Ideen, Überlegungen, Versuche, Ergebnisse, Er-

gebnisauswertungen und Ergebnisbewertungen darstellen, damit eine lückenloses Bild Ihrer Vorgehensweise entsteht. Bei der Bearbeitung eines komplexen Problems treten Probleme auf. Stellen Sie dar, welche Probleme Sie hatten und wie Sie sie gelöst haben. Geben Sie auch an, welche Literaturquellen Sie bei Ihrer Arbeit benutzt haben, ob Ihnen Experten, Tutoren geholfen haben und wodurch sie es getan haben.

Die Concept Maps sollen nicht nur Aufschluss darüber geben, welche Handlungen die Studierenden durchgeführt haben, sondern auch wie sie dabei vorgegangen sind. Die Concept Maps dienen hier als Methode, den komplexen Prozess der Problemlösung von Studierenden selbst übersichtlich und strukturiert darstellen zu lassen. Da die Vorgehensweise der Studierenden sehr individuell war, erhielten die Teilnehmer an der Untersuchung - anders als bei herkömmlichen Concept Maps üblich - keine Knotenwörter als Vorgabe. Die Studierenden bestimmten die Knotenwörter selber. Damit die Studierenden ihr Vorgehen vollständig dokumentieren konnten, gab es keine Zeitbeschränkung. Sie hatten auch die Möglichkeit, das Map zu Hause anzufertigen. Die Studierenden erhielten für die Erstellung des Maps farbige Stifte und leere DIN A2- und DIN A0-Papierbögen. Aus organisatorischen Gründen wurden die Maps erst zwei Wochen nach Beendigung des Praktikums angefertigt. Nach der Erstellung der Concept Maps fand ein Interview mit den Studierenden statt. Sie erläuterten zunächst mit eigenen Worten das von ihnen erstellte Begriffsnetz. Waren Verbindungen noch nicht eindeutig geklärt, wurde mit Fragen eine genaue Erklärung verlangt.

3.5.3 Untersuchungsdesign

Von den 39 Studierenden wurden 20 unterschiedliche Projekte bearbeitet. Der Schwerpunkt der Untersuchungen im dritten Teil der Lehrveranstaltung liegt auf der Erfassung des domänenspezifischen Wissens, der domänenspezifischen Strategien und der metakognitiven Kontrollstrategien, die die Lernenden bei der Bearbeitung ihrer Projektaufgaben anwenden. Die Projekte unterscheiden sich nicht nur in ihrer Themenstellung sondern auch im Grad der Vernetzung zu den vorangegangenen beiden Lehrveranstaltungsteilen. Für eine detaillierte Analyse der Frage, inwieweit Studierende

ihr Wissen und ihre Methoden in problemorientierten Lernumgebungen mit geringer instruktionaler Unterstützung einsetzen und inwieweit sie ihr eigenes Handeln dabei kontrollieren, schien es interessant zu sein, Projekte zu untersuchen, die sich in ihrer Vernetzung zu den vorangegangenen beiden Teilen der Lehrveranstaltung qualitativ voneinander unterscheiden. In der vorliegenden Arbeit wurden vier Fallgruppen untersucht:

- Fallgruppe A - Konkrete Vernetzung
- Fallgruppe B - Metakonkrete Vernetzung/Transfer auf einfache Problemstellung
- Fallgruppe C - Metakonkrete Vernetzung/Transfer auf komplexe Problemstellung
- Fallgruppe D - Abstrakte Vernetzung

Jedes Projektthema wurde nur an eine Gruppe vergeben, damit sichergestellt wird, dass die Lernenden das Projekt unabhängig voneinander bearbeiten und nicht die Lösung von anderen Gruppen übernehmen. Aus diesem Grund ist ein Vergleich der Bearbeitung eines Projektthemas durch Lernende verschiedener Leistungsgruppen in der vorliegenden Untersuchung nicht möglich. In den folgenden Abschnitten soll dargestellt werden, worin die Vernetzungen der vier Projektthemen zu den vorangegangenen Lehrveranstaltungsteilen besteht. Die vollständige Aufgabenstellung der Projektthemen, so wie sie die Studenten erhalten haben, befindet sich im Anhang C.1.

3.5.3.1 Fallgruppe A - Konkrete Vernetzung

Projektthema 11 - Der Wert einer 1 DM-Münze

Gegenstand von Projektthema 11 ist eine 1 DM-Münze. Die Studierenden sollen den Materialwert der Münze bestimmen und ihn mit dem aufprägten Geldwert vergleichen. Dazu müssen sie die qualitative und quantitative Zusammensetzung der Münzlegierung experimentell bestimmen.

Das Projektthema besitzt damit zwei Perspektiven. Die konkrete Vernetzung besteht darin, dass die Studenten die zur Bearbeitung dieses Projektes erforderlichen Methoden im vorlesungsbegleitenden bzw. im qualitativ-analytischen Praktikum kennen gelernt haben und in diesem Projekt rekontextualisieren müssen.

Die Münze ist eine Legierung aus Kupfer und Nickel, die sich nach dem Lösen der Münze im Kationentrennungsgang nachweisen lassen. Zur quantitativen Bestimmung des Nickels als Bis-[dimethylglyoximato]-nickel(II) müssen die Kupfer-Ionen zuvor durch Fällung mit Schwefelwasserstoff bei $\text{pH} = 0$ als Kupfersulfid abgetrennt werden. Obwohl Dimethylglyoxim ein für die gravimetrische Bestimmung von Nickel selektives Reagenz ist, können Nickel-Ionen nicht neben Kupfer-Ionen bestimmt werden. Als Fällungsreagenz verwendet man eine wässrige Lösung von Natriumdihydroxyacetophenon, die alkalisch reagiert (s. hierzu Jander & Blasius [41]). Bei Zugabe der Natriumdihydroxyacetophenon-Lösung zu der gelösten Münze würde Kupferhydroxid ausfallen. Eine Maskierung der Kupfer-Ionen durch überschüssiges Ammoniak ist nicht möglich, da das Bis-[dimethylglyoximato]-nickel(II) in schwach ammoniakalischer Lösung bei $\text{pH} 8 - 9$ gefällt wird. Der Gehalt an Kupfer in der Münze kann so als Differenz aus der Masse der Münze und der Nickelmasse gravimetrisch bestimmt werden.

Zur quantitativen Bestimmung des Nickelgehaltes in der Münze müssen die Studierenden somit Wissen aus dem vorlesungsbegleitenden und qualitativ-analytischen Praktikum miteinander kombinieren. Alternativ dazu kann der Kupfer-Gehalt auch iodometrisch bestimmt werden (s. Jander & Blasius [42]). Nickel-Ionen wirken dabei nicht störend.

3.5.3.2 Fallgruppe B - Metakongrete Vernetzung/Transfer auf einfache Problemstellung

*Projektthema 15 - Oxalsäure, Citronensäure, Maleinsäure, Fumarsäure
oder Äpfelsäure - das ist hier die Frage!*

Die Studierenden erhielten im Forschungsprojekt 15 die Aufgabe, eine Carbonsäure zu identifizieren, wobei ihnen fünf organischen Säuren zur Auswahl stehen. Mit Ausnahme von Citronensäure, die eine Tricarbonsäure ist,

sind alle anderen organischen Säuren Dicarbonsäuren. Maleinsäure und Fumarsäure sind Diastereomere mit einer C – C-Doppelbindung. Bei der zu identifizierenden Carbonsäure handelt es sich um Maleinsäure.

Bei diesem Projektthema handelt es sich um ein typisches Problem der Analytik: Identifikation eines Stoffes anhand seiner charakteristischen Eigenschaften. Diese Vorgehensweise sollten die Studierenden auf organische Stoffe anwenden. Dazu mussten sie untersuchen, welche Eigenschaften die fünf Stoffe besitzen und diese miteinander vergleichen. Die Carbonsäuren wurden so ausgewählt, dass sie ähnliche Eigenschaften besitzen, sich aber in einer Eigenschaft deutlich von den anderen Säuren unterscheiden.

Tabelle 7.2 Teil A auf S. 162 zeigt die Eigenschaften der Carbonsäure, anhand derer sich Maleinsäure eindeutig identifizieren lässt. Es sind dies: Schmelztemperatur und pK_S -Wert. Aufgrund der zu Maleinsäure unterschiedlichen Schmelztemperatur scheiden Oxalsäure, Citronensäure und Fumarsäure aus. Fumarsäure ist darüber hinaus in Wasser schwer löslich. Die Apparatur zur Bestimmung von Schmelzpunkten haben die Studierenden im vorlesungsbegleitenden Praktikum am 2. Versuchstag zur Bestimmung der Schmelztemperatur von Acetylsalicylsäure kennen gelernt. Zuvor wurde in der Vorlesung der Zusammenhang zwischen der Reinheit eines Stoffes und seiner Schmelztemperatur behandelt. Äpfelsäure und Maleinsäure lassen sich aufgrund ihrer ähnlichen Schmelztemperaturen im Rahmen der Fehlergenauigkeit der Schmelzpunktbestimmungsapparatur, die den Studierenden zur Verfügung steht, nicht eindeutig unterscheiden. Eine Unterscheidung ist beispielsweise durch den pK_S -Wert, der die Säurestärke angibt, möglich. Der pK_S -Wert ist eine stoffspezifische Eigenschaft einer Säure. Die Bestimmung des pK_S -Wertes einer Säure war Gegenstand des 3. Versuches am 7. Praktikumstag, an dem der pK_S -Wert von Essigsäure aus der Titrationskurve bestimmt wurde. Die Vernetzung des Projektes zu den beiden vorangegangenen Teilen der Lehrveranstaltung besteht darin, mit dieser Methode den pK_S -Wert der Carbonsäuren zu bestimmen. Durch Vergleich des pK_S -Wertes der unbekannt Substanz mit den Literaturwerten bzw. den selbst bestimmten Werten der übrigen Säuren lässt sich die Probe eindeutig als Maleinsäure identifizieren. Das Projektthema besitzt damit folgende Perspektive: Bestimmung von Stoffeigenschaften und Größen.

Anders als im qualitativ-analytischen Praktikum handelt es sich bei der zu analysierenden Probe nicht um ein Stoffgemisch sondern um einen Reinstoff. Es wurde bewusst eine Auswahl von fünf Carbonsäuren vorgegeben, um den Studierenden die Möglichkeit zu geben, die Eigenschaften der Säuren nicht nur durch Literaturrecherche zu ermitteln, sondern die charakteristischen Eigenschaften selber experimentell zu bestimmen. Die Studierenden erhielten deshalb zusätzlich zu der Probe auch die fünf Carbonsäuren als Reinstoff.

3.5.3.3 Fallgruppe C - Metakongrete Vernetzung/Transfer auf komplexe Problemstellung

Projektthema 9 - Synthese und Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes

Das Projektthema 9 beinhaltet drei Perspektiven, die im Folgenden einzeln dargestellt werden.

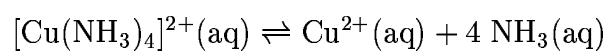
1. Perspektive: Darstellung des Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrats als kristalliner Feststoff. Die Studierenden kennen den Kupfertetraammin-Komplex bereits aus dem vorlesungsbegleitenden und aus dem qualitativ-analytischen Praktikum als Nachweis für Kupfer-Ionen. Das Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat beinhaltet den Kupfertetraammin-Komplex als Kation. Zur quantitativen Analyse des Komplexes geht man vom Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat aus. Da die Studierenden bislang über keine präparativen Erfahrungen verfügen, werden sie die Darstellungsvorschrift aus der Literatur entnehmen, z. B. Jander & Blasius [42].

2. Perspektive: Quantitative Analyse der Zusammensetzung des Kupfertetraammin-Komplexes. In diesem Projekt soll gezeigt werden, dass im Kupfertetraammin-Komplex das Stoffmengenverhältnis von Kupfer zu Ammoniak tatsächlich 1 : 4 ist. Dazu müssen die Studenten den Stoffmengenanteil an Kupfer und Ammoniak in einer Probe bestimmen und zueinander in Beziehung setzen. Die Problemstellung besteht für die Studenten

darin, aus den ihnen bekannten Analysemethoden die geeigneten Methoden zur quantitativen Bestimmung der beiden Komponenten auszuwählen. Für die Analysen geht man vom kristallinen Feststoff Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat aus, da dieser eine definierte Zusammensetzung besitzt. Zur quantitativen Bestimmung des Kupfers in dem Komplex eignet sich die gravimetrische Bestimmung als Kupferoxid. Im vorlesungsbegleitenden Praktikum haben die Studierenden am Beispiel der gravimetrischen Nickelbestimmung mit Dimethylglyoxim das maßanalytische Verfahren der Gravimetrie kennen gelernt. Anders als bei der Nickelbestimmung ist eine Fällung des zu erfassenden Stoffes nicht notwendig. Die Kristalle lassen sich in einem Porzellantiegel durch Glühen in Kupferoxid überführen. Aus der Masse an Kupferoxid kann die Masse an Kupfer in der Probe berechnet werden. Die Studierenden kennen dieses spezielle Verfahren nicht, wohl aber die Prinzipien, auf denen die Gravimetrie basiert: (1) Die Umsetzung muss quantitativ verlaufen und (2) die Wägeform muss eine genau definierte Zusammensetzung besitzen. Im Unterschied zu Fallgruppe B - bei der die Methode der pK_S-Wert-Bestimmung bekannt war und bei einem neuen Stoff angewandt werden musste - mussten die Studierenden hier abstrahierte Prinzipien zu einer für sie neuen Methode entwickeln.

Der Stoffmengenanteil an Ammoniak im Kupfertetraammin-Komplex lässt sich durch Säure-Base-Titration bestimmen. Die Methode der Säure-Base-Titration war Gegenstand des vorlesungsbegleitenden Praktikums. Neu ist hier, dass die Base - in diesem Fall Ammoniak - nicht frei in einer Lösung, sondern im Kupfertetraammin-Komplex gebunden vorliegt.

Zur Bestimmung des Ammoniaks löst man idealerweise eine ausgewogene Portion des Komplexsalzes in einer starken Säure, z. B. Salpetersäure. Aufgrund des Dissoziationsgleichgewichtes



zerfällt der Komplex vollständig, da das Ammoniak durch die Säure vollständig protoniert wird. Das Volumen und die Konzentration der Säure muss bekannt sein, damit der Restgehalt an Säure, der nicht durch das Ammoniak neutralisiert wurde, durch Titration bestimmt werden kann. Die

Säure wird im Überschuss vorgelegt, damit das Ammoniak vollständig protoniert wird. Durch das Lösen des Salzes in der Säure wird sichergestellt, dass die Titration nicht durch die Bildung von Kupferhydroxid gestört wird. Da wässrige Lösungen von Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat basisch reagieren, fällt beim Lösen Kupferhydroxid aus. Der Äquivalenzpunkt der Säure-Base-Titration wird entweder durch den Farbumschlag eines Indikators oder potentiometrisch mit Hilfe eines pH-Meters bestimmt.

3. Perspektive: Bestimmung der Komplexbildungskonstanten des Kupfertetraammin-Komplexes. Die Bildung eines Komplexes ist eine Gleichgewichtsreaktion, auf die sich das Massenwirkungsgesetz anwenden lässt. Die Komplexbildungskonstante für die Bildung des Kupfertetraammin-Komplexes lautet:

$$K_B = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}$$

Zur Bestimmung der Komplexbildungskonstanten K_B benötigt man die Gleichgewichtskonzentrationen aller sich im Gleichgewicht befindlichen Stoffe. Zur Bestimmung der Konzentration von Kupfer-Ionen eignet sich jedoch keines der beiden zuvor beschriebenen maßanalytischen Verfahren. Kennzeichen dieser Analysenmethoden ist ja gerade, dass ein chemisches Gleichgewicht so verschoben wird, dass eine Spezies vollständig bestimmt werden kann. Dies müssen die Studierenden erkennen, um eine geeignete Messmethode zur Lösung des Problems auszuwählen. In der Vorlesung haben die Studierenden die potentiometrische Konzentrationsbestimmung am Beispiel der Bestimmung von Silber-Ionen zur Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von Silberchlorid kennen gelernt. Zur Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von Silberhalogeniden wurde die Konzentration an Silber-Ionen im Gleichgewicht mit Hilfe einer Konzentrationskette in der Vorlesung bestimmt. Diese Methode der Konzentrationsbestimmung müssen die Studierenden auf ihre Aufgabenstellung übertragen und dazu geeignete Elektroden, Elektrolytlösungen und Referenzelektroden auswählen. Grundlage der Potentiometrie ist die Messung der Zellspannung zwischen einer Messelektrode und einer Referenzelektrode. Aufgrund der Konzentrations-

abhängigkeit des Redoxpotentials lässt sich aus der Potentialdifferenz die Konzentration der Probelösung ermitteln.

3.5.3.4 Fallgruppe D - Abstrakte Vernetzung

Projektthema 1 - Silber und Gold

Das Projektthema 1, „Silber und Gold“, beinhaltet drei Perspektiven: (1) Methode zur Beschichtung der CD-R (Herstellung eines Stoffes), (2) Entwicklung eines Rückgewinnungsverfahrens für das Gold und Silber (Darstellung eines Stoffes) und (3) Ermittlung der Schichtdicke der Reflexionsschicht (Bestimmung einer Größe).

Abbildung 3.5 zeigt den Aufbau einer CD-R. Die Abkürzung CD-R steht für Compact Disc Recordable. Die CD-R ist zunächst wie eine normale ge-

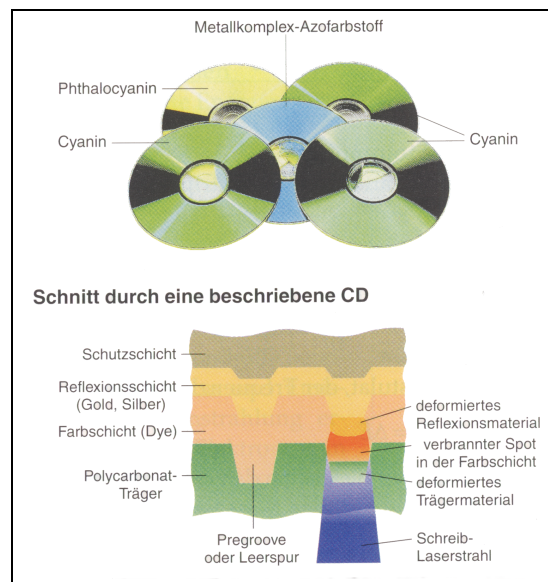


Abbildung 3.5: Aufbau einer beschreibbaren CD.

presste CD aufgebaut. Sie besteht aus einer Polycarbonat-Scheibe, einer Reflexionsschicht aus Silber oder Gold und einem Schutzlack auf der Labelseite. Während bei einer gepressten CD die Informationen als Pits in den Polycarbonat-Träger gepresst werden, befindet sich dort bei der CD-R nur der sogenannte „Pregroove“. Diese durchgehende Leerspur wurde mit einer Frequenz von 22,05 kHz aufmoduliert und dient der Spurführung beim

Schreiben und der Information über die Umdrehungsgeschwindigkeit der Disc. Im Gegensatz zur gepressten CD befindet sich bei der CD-R zwischen dem Polycarbonat-Träger und der Reflexionsschicht noch der Farbstoff. Die hier untersuchten beschreibbaren CD-Rs mit der Reflexionsschicht aus Gold sind mit dem farblosen Farbstoff Phtalocyanin, die silberbeschichteten CD-Rs mit einem grünen Cyaninfarbstoff beschichtet. Beim Beschreiben der CD-R wird die relativ transparente Farbschicht vom Laser punktuell kurzzeitig erhitzt, wodurch sich die Lichtdurchlässigkeit des Farbstoffs verändert und sich eine Art „Bläschen“ bildet, wodurch auch das Reflexionsmetall an der Stelle leicht angehoben wird.

Die Pits der gemasterten CD verringern die Intensität des reflektierten Laserstrahls durch Streuung und eine teilweise Auslöschung infolge von Interferenzen. Die Folge ist, dass die Fotodiode des Lesekopfes an diesen Stellen einen Abfall des von der Disc zurückkehrenden Lichts registriert.

Die drei Perspektiven des Projektes lassen sich wie folgt bearbeiten:

- 1. Perspektive: Beschichtung von CD-Rs mit einer ebenen, reflektierenden Metallschicht aus Gold bzw. Silber.** Die Herstellung der ebenen metallischen Reflexionsschicht mit einer Dicke von 50 bis 100 nm ist nicht durch Reduktion von Silber- bzw. Gold-Ionen auf dem Träger möglich - einem Verfahren, das die Studenten in der Vorlesung am Beispiel des Versilberns einer Glasflasche kennen gelernt haben. Zur Produktion von CD-Rs verwendet man das sogenannte „Sputtering“ (engl. „sputter“ = spritzen). Bei diesem Verfahren werden Metalle aus der Gasphase auf dem Träger abgeschieden. Für die Studenten ist dieses Verfahren der Abscheidung von Metallen aus der Gasphase neu. Das Verfahren des Sputtering soll nur theoretisch erklärt werden.
- 2. Perspektive: Rückgewinnung der Edelmetalle von der CD-R.** Zur Rückgewinnung des Metalls muss die Metallschicht vom Polycarbonat-Träger abgetrennt werden. Dazu zerschneidet man die Disc mit einer Schere und gibt sie in ein Becherglas mit Petrolether unter heftigem Rühren. Nach einiger Zeit lösen sich die Schutzschicht mit der Reflexionsschicht und der Farbstoff vom Polycarbonat-Träger.

Nachdem das Lösungsmittel abdekantiert wurde, löst man das Silber in konzentrierter Salpetersäure bzw. das Gold in Königswasser. Die Edelmetalle in der Reflexionsschicht lassen sich durch elektrolytische Abscheidung an der Kathode quantitativ zurückgewinnen. Ihre Masse kann durch die Gewichtszunahme der Kathode gemessen werden.

3. Perspektive: Bestimmung der Schichtdicke der Reflexionsschicht. Die Dicke d der Reflexionsschicht lässt sich aus der Masse m des an der Kathode abgeschiedenen Metalls und der beschichteten Oberfläche A der CD-R bestimmen.

$$d = \frac{V}{A} = \frac{m}{\rho \cdot A}$$

ρ ist die Dichte des Metalls Silber bzw. Gold.

Im Vergleich zu den drei vorangegangenen Projekten erfordert dieses Projekt das höchste Maß an Problemlösekompetenz der Studierenden. In den zuvor beschriebenen Projekten mussten die Studierenden aus einer Reihe bekannter quantitativer und qualitativer Verfahren für eine bestimmte Problemstellung die geeignete Methode auswählen bzw. variieren. Beispiele dafür sind die Bestimmung von Nickel als Bis-[dimethylglyoximato]-nickel(II) zur Bestimmung des Nickelgehaltes in einer 1 DM-Münze (Projektthema 11), die Bestimmung des pK_S -Wertes von Carbonsäuren zur Identifizierung einer organischen Säure (Projektthema 15) oder das Verfahren der Potentiometrie zur Messung der Gleichgewichtskonzentration an Kupfer-Ionen (Projektthema 9). Bei diesem Thema müssen die Studenten zunächst einmal ein geeignetes Lösungsmittel zum Lösen der Reflexionsschicht vom Polycarbonatträger finden. Grundlage der quantitativen Bestimmung der Metalle Silber und Gold ist die Elektrogravimetrie, die elektrolytische Abscheidung einer Probensubstanz als Metall auf einer Elektrode. Die Bestimmung erfolgt über die Gewichtszunahme der Elektrode nach vollständiger Abscheidung des Metalls aus der Probenlösung. Die Grundlage der Elektrogravimetrie ist das Faraday-Gesetz, das in der Vorlesung unter dem Aspekt des „Gesetzes der konstanten Proportionen“ behandelt wurde. Das Verfahren an sich wurde in den verschiedenen Teilen der Lehrveranstaltung bislang aber nicht behandelt.

3.5.4 Darstellung und Auswertung der Erhebung

In der Literatur wird eine Vielfalt von Methoden zur quantitativen Auswertung von Begriffsnetzen diskutiert. Ruiz-Primo und Shavelson [77] geben drei prinzipielle Vorgehensweisen an:

1. Die Bewertung der Struktur eines Begriffsnetzes mit Hilfe eines Bewertungssystems (scoring scheme). Bei der Auswertung des Probanden-Netzes werden Anzahl und Richtigkeit der Verbindungen und Querverbindungen zwischen Netzbereichen, Hierarchieebenen sowie Beispielen ausgezählt und bewertet.
2. Der Vergleich des vom Probanden erstellten Concept Maps mit einem von Experten erstellten Referenz Map. Dieses Verfahren beruht auf der Annahme, dass es zu dem betreffenden Themengebiet eine ideale Wissensstruktur gibt, die durch das Referenz Map wiedergegeben wird. Die Concept Maps der Lernenden werden danach beurteilt, wie ähnlich sie der Referenzstruktur sind.
3. Eine Kombination beider Methoden.

Die Vielfalt der in der Literatur diskutierten Methoden lässt sich darauf zurückführen, dass das Auswerteverfahren an den Unterrichtsgegenstand angepasst werden muss.

Aufgrund der geringen Probandenzahl bei den Falluntersuchungen in der vorliegenden Arbeit ist eine quantitative Auswertung der Concept Maps allerdings nicht sinnvoll. Die Themen der Projekte wurden bewusst so gewählt, dass sie Freiraum für kreatives Arbeiten und mehrere alternative Lösungen zulassen. Damit die Studierenden ihr Handeln adäquat darstellen können, wurde auf die Vergabe vorgegebener Begriffe verzichtet. Dadurch soll den Studierenden die Möglichkeit gegeben werden, die bei der Bearbeitung des Projektes auftretenden Probleme offen zu legen und gegebenenfalls ihre Lösung darzustellen. Begriffsnetze werden in der vorliegenden Arbeit als ein Hilfsmittel verstanden, um komplexes und vielschichtiges Handeln von Lernenden in problemorientierten Lernumgebungen durch die Lernenden selber offen legen zu lassen.

Zur Erfassung der Reliabilität wurden die Äußerungen der Studenten in den Protokollen und den von ihnen angefertigten Postern mit ihren Concept Maps verglichen. Die Übereinstimmung war in jedem Fall sehr hoch. Bei Abweichungen wurden die Studenten gebeten, den Sachverhalt klarzustellen und auf dem Concept Map gegebenenfalls zu ergänzen bzw. klarzustellen. Die Poster und Concept Maps der Studenten sind im Anhang C.2 bis C.5 wiedergegeben. Die Concept Maps werden auf ausklappbaren Tafeln vorgestellt. Zusätzlich zu den Concept Maps wird die Bearbeitung der Projektarbeit der Einzelfallstudien detailliert dargestellt.

Die Projektarbeit der Studenten soll anhand der folgenden vier offenen Fragen analysiert werden:

1. Ist die Vorgehensweise der Studierenden zielgerichtet?
2. Wurden die Aufgabenstellungen gelöst?
3. Wenden die Studenten Wissen an?
4. Erwerben die Studenten neues Wissen?

3.6 Darstellung und Auswertung der metakognitiven Kontrollstrategien

Die Videodokumentationen, die Protokolle der Problemzentrierten Interviews sowie die Laut-Denk-Protokolle mit den Concept Maps bildeten auch die Grundlage für die Auswertung der von den Studenten verwendeten Kontrollstrategien. Die theoretische Analyse metakognitiver Strategien beim Lernen (s. Abschnitt 2.4.1) zeigte, dass die Überwachung des Lernprozesses kein Prädiktor für den Lernerfolg sein muss. Auftretende Schwierigkeiten müssen nicht nur bemerkt, sondern es muss auch eine Ursache für sie angegeben werden. Vor allem müssen sie durch geeignete regulierende Maßnahmen behoben werden. Die Anwendung von Kontrollstrategien bei der Bearbeitung der Projektthemen wurde entsprechend dem in Abschnitt 2.4.1 dargestellten Modell erfasst (s. Abbildung 2.2, S. 26). Hier werden drei Ebenen von Kontrollstrategien erfasst: Monitoring, Selbst-Diagnose und Regulation

der eigenen Lernaktivität. Wie bereits ausführlich diskutiert, ist die Anwendung dieser Kontrollstrategien nicht unabhängig voneinander. Die Situationen, in denen die Studenten ihr Handeln durch kognitive Kontrollstrategien überprüft haben, werden als graphische Repräsentationen dargestellt. Abbildung 3.6 zeigt den schematischen Aufbau der graphischen Repräsentationen.

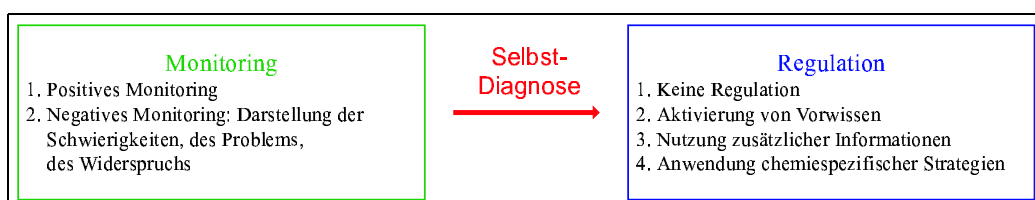


Abbildung 3.6: Graphische Darstellung der Situationen, in denen Studierende ihr Handeln durch metakognitive Kontrollstrategien überprüfen. Erläuterungen im Text.

Die Repräsentationen beinhalten zwei Aspekte: (1) die Kategorisierung der Strategieverwendung in Monitoring und Regulation und (2) die chemisch-inhaltlichen Aussagen der Studenten. Die Anwendung von Kontrollstrategien wurde entsprechend dem in Abschnitt 2.4.1 dargestellten Modell erfasst und kategorisiert:

1. Monitoring Überwachungen des eigenen Lernprozesses sind in den graphischen Repräsentationen grün dargestellt. Es lassen sich zwei Kategorien voneinander unterscheiden:

1. *Positives Monitoring* zeigt an, dass etwas gelernt bzw. verstanden wurde. Bestätigende Überwachungen des eigenen Lernverhaltens werden ausführlich dargestellt, um zu untersuchen, welches Wissen, welche Strategien die Studierenden anwenden.
2. *Negatives Monitoring* zeigt an, dass ein Widerspruch vorliegt, bei dem z. B. eine experimentelle Beobachtung, ein Ergebnis nicht verstanden wurde. Es wird dargestellt, welche Fehler erkannt wurden und worin die Lernenden Schwierigkeiten und Widersprüche sahen. Bei festgestellten Schwierigkeiten oder Wider-

sprüchen wurde weiter untersucht, ob und inwieweit dieser Aussage eine Erklärung oder eine Regulation folgt.

2. Selbst-Diagnose Studenten artikulieren zumeist nicht, worin sie die Ursache für ihr Nichtverstehen sehen. Eine Kategorisierung auf der Ebene der Selbst-Diagnose erfolgt daher nicht. In der graphischen Repräsentation ist die Selbst-Diagnose durch einen roten Pfeil dargestellt, der die beiden Ebenen Monitoring und Regulation verbindet.

3. Regulation des Lernprozesses Die dritte Kategorie ist in den graphischen Repräsentationen blau dargestellt. Auch hier werden wieder Unterkategorien gebildet:

1. *Keine Regulation:* Die Lernenden unternehmen keine Anstrengungen, die Schwierigkeiten bzw. den Fehler zu beheben.
2. *Aktivierung von Vorwissen:* Der Lernende aktiviert Wissen, um das Problem zu lösen.
3. *Nutzung zusätzlicher Informationen:* Der Studierende nutzt zur Lösung des Problems Fachliteratur, das Internet, befragt den Tutor oder einen anderen Experten.
4. *Anwendung domänenspezifischer Strategien:* Neben der Bereitstellung zusätzlicher Informationen können auch durch die Anwendung chemiespezifischer Strategien Widersprüche aufgehoben werden.
 - (a) *Überprüfen des Handelns:* Wurden die in der Anleitung vorgegebenen Reaktionsbedingungen tatsächlich eingehalten? Waren die Reagenzien chemisch rein („sauber“)?
 - (b) *Variation des Handelns:* Variation der Versuchsbedingungen durch Erwärmung, Konzentrationsänderungen, Wahl einer neuen Methode (Bestimmung des Äquivalenzpunktes durch Farbänderung eines Indikators oder als pH-Sprung in einer Titrationskurve).
 - (c) *Verändern der Hypothesen:* Neue Hypothesen werden in Betracht gezogen, bzw. bisher angenommene Hypothesen verändert (eingegrenzt, erweitert oder ausgeschlossen).

Die Auswertung der graphischen Repräsentationen erfolgt im Hinblick auf die Fragestellung, inwieweit „comprehension failures“ von den Studenten erkannt werden und inwieweit eine angemessene Regulation der Schwierigkeiten durch den Lernenden erfolgt.

Teil II

Empirische Studie

Kapitel 4

Beschreibung und Diskussion der Ergebnisse der Klausuren

4.1 Aufbau der Teilklausuren

Die Klausuren waren für Studierende der Chemie (Diplom) und Lehramtskandidaten verpflichtend. Studierende des Faches Biochemie nahmen freiwillig an den Klausuren teil. Die erste Teilklausur wurde von 85, die zweite Teilklausur von 71 Studierenden der Fächer Chemie (Diplom) und Biochemie mitgeschrieben. Da Studenten der Biochemie freiwillig an der Klausur teilnahmen und einige Studenten des Faches Chemie (Diplom) schon in der frühen Phase ihr Chemiestudium abgebrochen haben, ist die Teilnehmerzahl in der zweiten Klausur kleiner als in der ersten Teilklausur. Für Studenten des Faches Chemie (Diplom) ist das Bestehen der Klausur Voraussetzung für die Teilnahme an den weiteren Teilen der Lehrveranstaltung. Die Studierenden mussten in beiden Teilklausuren 100 von maximal 200 möglichen Punkten erreichen. Es bestand für die Studenten die Möglichkeit, durch aktive Mitarbeit in den Übungsgruppen bis zu 20 Credit-Punkte zu erlangen, die zu den Punkten in den beiden Teilklausuren hinzuaddiert wurden. Für die Studenten, die die Klausuren nicht bestanden haben, wurde eine Nachschreibeklausur angeboten.

Für die Bearbeitung der Klausuren standen jeweils 60 Minuten zur Verfügung. Die erste Teilklausur wurde nach Beendigung des ersten Vor-

lesungsteils am 12. Januar 2001 geschrieben, die zweite Klausur nach Ende der Vorlesung am 16. Februar 2001. Gegenstand der ersten Teilklausur waren Inhalte aus dem allgemein-chemischen Teil der Vorlesung und den bis dahin behandelten Versuchen des vorlesungsbegleitenden Praktikums. Gegenstand der zweiten Klausur waren Inhalte aus dem stoffchemische Teil der Vorlesung. Im Anhang B sind die Aufgaben der beiden Teilklausuren wiedergegeben. Die Aufgaben der beiden Klausuren lassen sich den drei folgenden Anforderungsbereichen zuordnen:

Anforderungsbereich I: Der Anforderungsbereich I umfasst die Reorganisation von Sachverhalten. Dazu gehören:

- Wiedergeben von Definition (z. B. Elektronegativität, Ionisierungsenergie)
- Wiedergeben von Regeln (z. B. Änderung der Atomeigenschaft Ionisierungsenergie innerhalb einer Periode und innerhalb einer Gruppe)
- Beschreiben von technisch wichtigen chemischen Verfahren (z. B. Kontaktverfahren)

Anforderungsbereich II: Studierenden müssen Gelerntes auf vergleichbare neue Situationen übertragen, wobei es entweder um veränderte Fragestellungen oder um veränderte Sachzusammenhänge oder um abgewandelte Verfahrensweisen gehen kann. Dazu gehören:

- Erläutern von Zusammenhängen zwischen Begriffen (z. B. Berechnung einer der drei Größen Gitterenthalpie, Solvatationsenergie und Lösungsenthalpie, wenn jeweils zwei Größen vorgegeben wurden)
- Erklären von chemischen Sachverhalten im Rahmen einer Theorie (z. B. Zunahme der Solvatationsenthalpie in der Reihe NaCl, MgCl₂ und AlCl₃, Vorhersage der Verschiebung der Gleichgewichtslage bei Wärmeänderung oder Volumenänderung)
- Anwenden von Regeln (z. B. Aufstellen von Lewis-Strukturformeln)

Anforderungsbereich III: Bei den Aufgaben des Anforderungsbereiches III müssen die Studierenden Sachverhalte bearbeiten, die bis dahin noch nicht unter dieser Fragestellung behandelt wurden. Dazu gehören:

- Verknüpfen von bekannten Daten, Fakten und Gleichungen bei neuartiger Aufgabenstellung (z. B. Deuten des Verfahrens der Hydrometallurgie)
- Aufstellen von begründeten Voraussagen über das Reaktionsverhalten bestimmter Stoffe (z. B. Voraussage aus der elektrochemischen Spannungsreihe, welche Metalle bei $\text{pH} = 7$ mit reinem Wasser unter Wasserstoffentwicklung reagieren)

In den Tabellen 4.1 und 4.2 sind die Aufgaben der beiden Teilklausuren den drei Anforderungsbereichen zugeordnet (vgl. Anhang B). Ein Vergleich der beiden Teilklausuren zeigt, dass in der ersten Teilklausur 61 % der Punkte durch Transferleistung erreicht werden mussten. In der zweiten Teilklausur beträgt dieser Anteil nur 21 %, während 75 % der Punkte durch Reproduktion von Wissen erreicht werden konnten. Der Anteil an problemlösenden Aufgaben ist aufgrund der geringen Zeit von nur 60 Minuten, die den Studierenden zur Bearbeitung zur Verfügung steht, in beiden Teilklausuren nur gering.

	Anforderungsbereich I Reproduktion		Anforderungsbereich II Transfer		Anforderungsbereich III Problemlösen	
	Teilaufgabe	Punkte	Teilaufgabe	Punkte	Teilaufgabe	Punkte
Aufgabe 1	1, 2	16				
Aufgabe 2			1, 2, 3	16		
Aufgabe 3			1 - 5	15		
Aufgabe 4	4	3	1, 2, 3	12		
Aufgabe 5	4	4	1, 2, 3	18		
Aufgabe 6					1, 2	16
Summe		23		61		16

Tabelle 4.1: Verteilung der Aufgaben und Punkte auf die drei Anforderungsbereiche in der ersten Teilklausur. Es konnten maximal 100 Punkte erreicht werden.

	Anforderungsbereich I Reproduktion		Anforderungsbereich II Transfer		Anforderungsbereich III Problemlösen	
	Teilaufgabe	Punkte	Teilaufgabe	Punkte	Teilaufgabe	Punkte
Aufgabe 1			1, 2	8		
Aufgabe 2	1 - 6	18				
Aufgabe 3	1, 2	14	3	4		
Aufgabe 4	1	14			2	4
Aufgabe 5	1, 2	20				
Aufgabe 6	1	9	2	9		
Summe		75		21		4

Tabelle 4.2: Verteilung der Aufgaben und Punkte auf die drei Anforderungsbereiche in der zweiten Teilklausur. Es konnten maximal 100 Punkte erreicht werden.

4.2 Darstellung der Ergebnisse der Teilklausuren

Die Ergebnisse der Teilklausuren werden für die drei Anforderungsbereiche einzeln dargestellt. Zum besseren Vergleich dieser Ergebnisse wurde für jeden Studenten der Anteil (in Prozent) der erreichten Punkte bestimmt, den er in den einzelnen Anforderungsbereichen erzielt hat. Aufgrund der vergleichsweise geringen Anzahl von 85 Studenten in der ersten Teilklausur (50 Chemie (Diplom), 32 Biochemie, 3 Lehramtskandidaten) bzw. 71 Studenten in der zweiten Teilklausur (46 Chemie (Diplom), 22 Biochemie, 3 Lehramtskandidaten) werden die Ergebnisse in fünf Leistungsintervallen (0 - 20 %, 21 - 40 %, 41 - 60 %, 61- 80 %, 81 - 100 %) zusammengefasst. Das Verfahren soll an einem Beispiel erläutert werden. Ein Student erreicht in der ersten Teilklausur im Anforderungsbereich II 47 von 61 möglichen Punkten. Der Student erreichte 77 % der möglichen Punkte und wird damit zum Leistungsintervall 61 - 80 % gezählt. Zusätzlich wurde die durchschnittliche Punktzahl für die Studenten des Faches Chemie und Biochemie für beide Klausuren ermittelt. Bei der Darstellung der Klausurergebnissen wurde nicht zwischen Studenten der Chemie (Diplom) und Biochemie unterschieden.

4.2.1 1. Teilklausur

Abbildung 4.1 zeigt die Ergebnisse der ersten Teilklausur für die drei Anforderungsbereiche der Klausur.

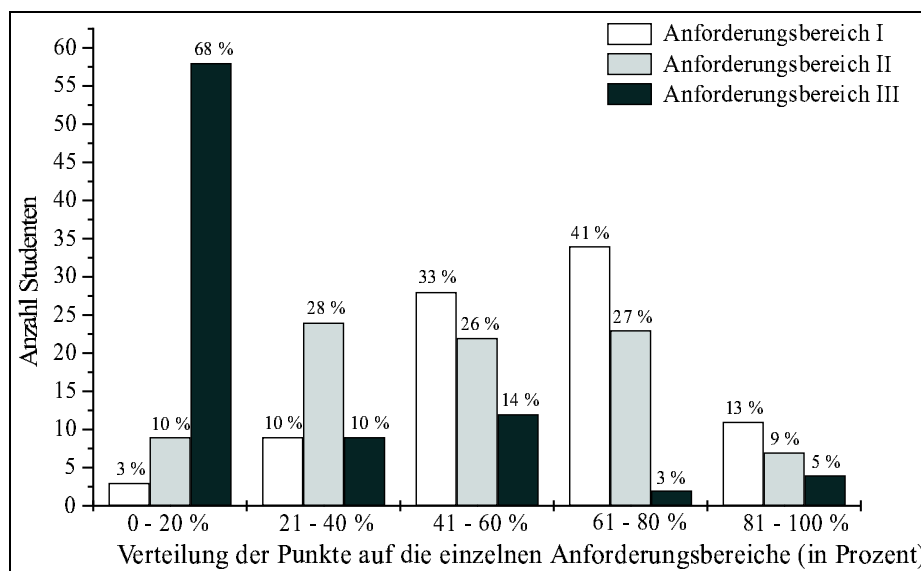


Abbildung 4.1: Ergebnisse der 1. Teilklausur.

Der Anforderungsbereich I beinhaltet Aufgaben zur Reorganisation von Wissen. Aus der Abbildung 4.1 geht hervor, dass nur 11 der insgesamt 81 Studenten mehr als 81 % der 23 möglichen Punkte erhielten. Der größte Teil der Studenten, 62 Studenten, erlangte im Anforderungsbereich I zwischen 41 und 80 % der Punkte. 12 Klausurteilnehmer erhielten weniger als 41 % der Punkte. Bei den Aufgaben zum Anforderungsbereich II handelte es sich um Transferaufgaben. 7 Studenten erhielten mehr als 80 % der 61 möglichen Punkte. Jeweils etwa 23 Studenten haben Punkte im Bereich von 21 - 40 %, 41 - 60 % bzw. 61 - 80 % erreicht. 9 Studenten erhielten weniger als 21 % der Punkte. Der Anforderungsbereich III stellte die höchsten kognitiven Anforderungen an die Studenten. Hier sollte das erworbene Wissen auf eine neue komplexe Problemstellung angewendet werden. Nur 6 von 81 Studenten erhielten mehr als 60 % der möglichen 16 Punkte. Der größte Teil, etwa 60 Studenten, bearbeiteten die Aufgaben im Anforderungsbereich III gar nicht oder erhielt nur bis zu 3 Punkten.

Bemerkenswert ist, dass die Studenten des Fachs Chemie mit einer Durch-

schnittpunktzahl von 27,5 Punkten deutlich unter dem Mittelwert der Klausuren der Biochemiestudenten von 46,7 Punkten liegen.

4.2.2 2. Teilklausur

In Abbildung 4.2 ist das Ergebnis der zweiten Teilklausur graphisch dargestellt.

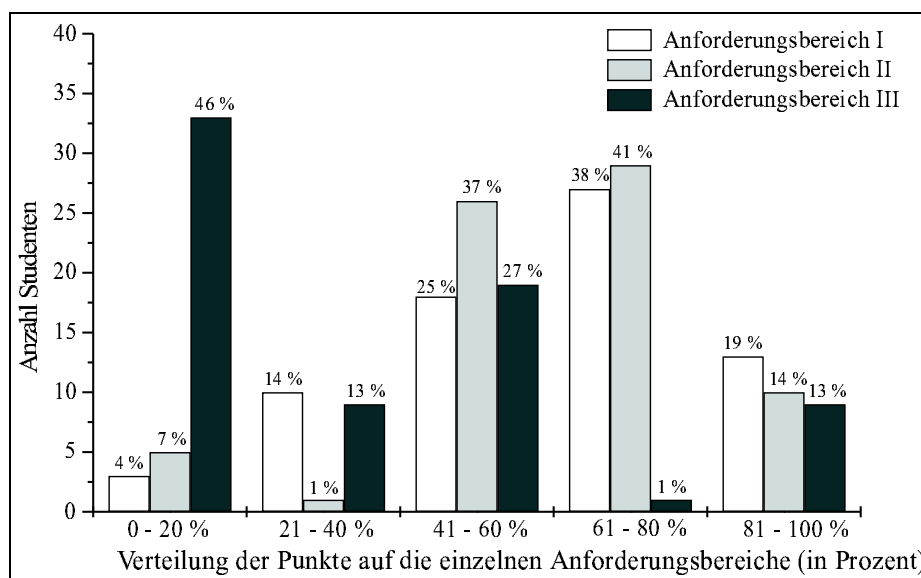


Abbildung 4.2: Ergebnisse der 2. Teilklausur.

Die zweite Teilklausur hatte eine andere Aufgabenstruktur als die erste Teilklausur. Der größte Teil der Aufgaben entfiel in Teilklausur 2 auf Aufgaben zur Reproduktion von Wissen. Während in der ersten Klausur etwa 1/4 der Punkte im Aufgabenbereich I vergeben wurde, entfielen in der zweiten Klausur 3/4 der Punkte auf diesen Bereich. Dementsprechend geringer ist der Anteil an Aufgaben zum Wissenstransfer. Der Anforderungsbereich III bestand nur aus einer einzigen Teilaufgabe, für die 4 Punkte vergeben wurden. Im Anforderungsbereich I erreichten mehr als 82 % der Studenten über 40 % der möglichen 75 Punkte, im Anforderungsbereich II sogar 92 %. Dieses Ergebnis ist erstaunlich, da der Transfer von Wissen höhere kognitive Anforderungen stellt als die Reorganisation von Wissen.

Die Chemie-Studenten (Diplom) erzielten mit einer Durchschnittspunktzahl von 60 Punkten und die Biochemie-Studenten mit 60,7 Punkten deutlich

bessere Ergebnisse als in der ersten Teilklausur.

4.3 Diskussion der Ergebnisse der Teilklausuren

Von den 50 Studenten der Chemie (Diplom), die beide Teilklausuren geschrieben haben, haben 15 die zum Bestehen der Klausur erforderlichen 100 Punkte nicht erreicht. Diese Studenten haben deutlich weniger Punkte als die Mindestpunktzahl erzielt, so dass die durchschnittliche Gesamtpunktzahl bei 87,47 Punkten liegt. Die 35 Studenten der Chemie (Diplom), die die Klausur mit Erfolg bestanden haben, erreichten eine durchschnittliche Punktzahl von 123 Punkten. Durch die aktive Mitarbeit in den Übungen konnten die Studenten „Credits“ erwerben, die zu den Punkten der Klausur hinzuaddiert wurden. Berücksichtigt man diese „Credits“ so haben insgesamt 39 Studenten die Klausur mit Erfolg bestanden und die durchschnittliche Gesamtpunktzahl der 39 Studenten der Chemie (Diplom) erhöht sich damit auf 134 Punkte. Wenn im folgenden Verlauf der Arbeit von Ergebnissen der beiden Teilklausuren die Rede ist, so sind die „Credits“ stets inbegriffen.

Die detailliertere Analyse der Ergebnisse der beiden Teilklausuren liefert ein widersprüchliches Ergebnis. In der ersten Teilklausur schnitten die Studenten bei den Transferaufgaben schlechter ab als bei den Aufgaben zur Reorganisation von Wissen. In der zweiten Klausur zeigt sich ein umgekehrtes Bild. Erfahrungen zeigen jedoch, dass Studenten mit guten Ergebnissen in Klausuren, in denen theoretisches Wissen abgefragt wird, nicht zwangsläufig in der Lage sind, komplexe chemische Probleme zu lösen (vgl. Gruber, Mandl & Renkl [34]). Problemorientiertes Lernen hat das Ziel, Zusammenhangwissen und anwendungsorientiertes Wissen zu vermitteln. Ob dieses Ziel im ersten Teil der Lehrveranstaltung erreicht wurde, kann mit diesen beiden Teilklausuren nicht ausreichend beantwortet werden. Für die detaillierte Untersuchung der beiden Fragestellungen dieser Arbeit wurden daher Untersuchungsmethoden gewählt, die eine prozessorientierte Untersuchung der Vorgehensweise der Studenten bei der Bearbeitung authentischer

Problemstellungen ermöglicht. Mit diesen Methoden sollen nicht nur das Ergebnis einer Problemstellung, sondern auch die im Problemlöseprozess angewandten domänenspezifischen und metakognitiven Strategien erfasst werden.

Kapitel 5

Beschreibung und Diskussion der Ergebnisse der Gruppendiskussionen am Experiment

In jeder Einzelfallstudie wird dargestellt, wie die Versuchspersonen die Beobachtungen des Experiments gedeutet haben. Die Darstellung und Analyse der Gruppendiskussionen orientiert sich an den Kategorien, wie sie in Abschnitt 3.3.3 für die jeweiligen Teilschritte T des Versuches (s. S. 75 ff.) formuliert wurden.

5.1 Treatmentgruppe 1

5.1.1 Beschreibung der Gruppendiskussion

Gruppe 1 bestand aus fünf Studierenden. Sie lassen sich hinsichtlich ihrer Leistungen in den beiden Teilklausuren den in Abschnitt 4.3 dargestellten Leistungsgruppen zuordnen: Darja, Benjamin (Leistungsgruppe 5), Sina, Rudolph (Leistungsgruppe 4) und Stephan (Leistungsgruppe 3). Die Erhebung dauerte etwa 60 Minuten. Die Gruppendiskussion lässt sich in sechs

aufeinander folgende Phase strukturieren, die im Folgenden dargestellt werden.

1. Phase: Durchführung des Experiments und Sammlung der Beobachtungen (16 Minuten) Die Studierenden führten die drei Teilschritte des Experiments nacheinander durch und hielten die jeweiligen Beobachtungen fest.

2. Phase: Erste Deutungsversuche (10 Minuten) Für die Deutung der Beobachtungen des ersten Versuchsteils wurden drei Vorschläge gemacht: Darja ging davon aus, dass sich Iod erst durch Zugabe von Hexan bildete: *„Wenn wir Kupferiodid haben, diesen ockerfarbenen Niederschlag, und wir Hexan dazutun - ich meine ja, dann fällt Iod aus. Das hat ja diese violette Farbe.“* Rudolph: *„Kupfer hat doch ein Elektron aufgenommen, sonst kann es kein Kupferiodid werden. Das ist der braun-ockerfarbene Niederschlag. Dann müsste ja irgendjemand das Elektron abgegeben haben. Was oxidiert wird, ist I^- . Hexan ist Lösungsmittel, in dem sich Iod löst.“* Für Benjamin wurde das Iodid durch Kupfer(II)-Ionen oxidiert, wobei elementares Kupfer entstand. Er führte damit die braune Farbe des Niederschlages nicht nur auf die Bildung von Kupferiodid zurück sondern auch auf die Bildung von Kupfer.

Die Studierenden beschlossen, diese unterschiedlichen Sichtweisen zu klären und den Versuch schrittweise zu wiederholen, um so über die widersprüchlichen Deutungen Klarheit zu erhalten.

3. Phase: Durchführung und Diskussion des ersten Teilschritts des Experiments (8 Minuten) Die Studierenden bereiteten dazu drei Reagenzgläser vor, in die sie jeweils Kupfersulfat-Lösung und Kaliumiodid-Lösung gaben. Sie beschrifteten die Reagenzgläser mit den Zahlen eins bis drei. In zwei der drei Reagenzgläser gaben sie zusätzlich Hexan (Reagenzglas zwei und drei).

Benjamin: Der ockerfarbene Niederschlag in Reagenzglas eins ist Kupferiodid.

Darja: Ja.

Benjamin: Dann haben wir Hexan dazugegeben.

Darja: (Schaut sich Reagenzglas zwei an:) Dieser Niederschlag bleibt ja eigentlich. (Zeigt auf die violett gefärbte Hexanphase:) Das ist doch bestimmt elementares Iod. Aber die Violettfärbung tritt eindeutig erst nach Zugabe von Hexan auf. Hier liegt auf jeden Fall beides vor, Kupferiodid als auch Iod.

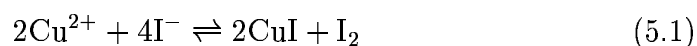
An dieser Stelle erbaten die Studierenden vom Autor dieser Arbeit einen Hinweis zur Klärung der Funktion des Hexans in diesem Experiment. Sie erhielten die folgende Information: „Das Hexan dient allein dazu, das Iod sichtbar zu machen“.

Darja: Dann lag das Iod auch vorher schon darin vor. Wir hatten Cu^{2+} -Ionen; um überhaupt Kupferiodid bilden zu können, müssen wir Cu^+ -Ionen haben, also muss das Iodid oxidiert werden und dabei entsteht Iod.

Benjamin: Oben ist Iod, unten ist Kupferiodid; d. h. Iod löst sich nicht in Wasser.

Darja: Dann ist das jetzt geklärt.

Zur Formulierung der Reaktionsgleichung bestimmten die Studierenden die Oxidationszahlen aller an der Reaktion beteiligten Stoffe. Als Ergebnis erhielten sie die folgende Reaktionsgleichung:



4. Phase: Durchführung und Diskussion des zweiten Teilschritts des Experiments (10 Minuten) Bei Zugabe der Ammoniak-Lösung zu zwei der drei vorbereiteten Reagenzgläser verschwand die Violettfärbung der organischen Phase und die wässrige Lösung färbte sich tiefblau. Stephan erkannte, dass sich eine neue Verbindung gebildet haben musste und vermutete, dass es sich bei der tiefblauen Verbindung um Kupferhydroxid handelte. Er begründete seine Vermutung damit, dass Ammoniak eine Base ist. Da die Studierenden den Hinweis 2 auf dem Arbeitsblatt ignorierten, erhielten sie den folgenden zweiten Hinweis unaufgefordert vom Autor: „Die Lösung wird durch den Kupfertetraammin-Komplex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ tiefblau gefärbt“. Die Studierenden arbeiteten mit dieser Information weiter:

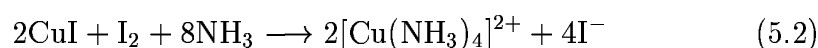
Rudolph: Aus dem Kupfer wird ein Komplex.

Darja: Und was ist mit dem Iod?

Benjamin: Das wird gelöst zu Iodid.

Rudolph: Das Kupfer aus dem Kupferiodid wird wieder oxidiert. Der Komplex bildet sich ja mit den Cu^{2+} -Ionen.

Mit diesen Erkenntnissen formulierten die Studierenden die folgende Reaktionsgleichung:



5. Phase: Durchführung und Diskussion des dritten Teilschritts des Experiments (10 Minuten) In das dritte Reagenzglas gaben die Studierenden konzentrierte Schwefelsäure, bis sich der ockerfarbene Niederschlag bildete. Obwohl die Inhalte des ersten und dritten Reagenzglases identisch aussahen, fragten sich die Studierenden zunächst, um was für einen Feststoff es sich handeln könnte. Sie vermuteten, dass es sich um einen anderen Stoff als Kupferiodid handeln würde. Rudolph hatte erst nach einer Weile die Idee, dass es sich bei dem Feststoff um Kupferiodid handelt und dass die gleiche Situation wie im ersten Versuchsteil vorlag, doch wurde sie bis auf eine Äußerung von Benjamin nicht weiter kommentiert.

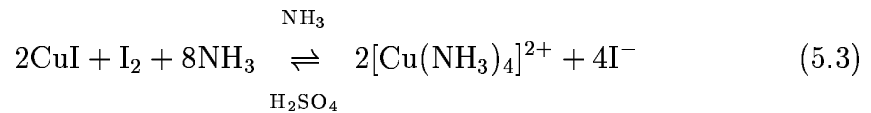
Benjamin: Der Kupferkomplex löst sich bei Schwefelsäurezugabe wieder auf. Und es stehen wieder Kupfer-Ionen zur Verfügung, die mit Iodid reagieren können.

Nach etwa drei Minuten ratlosem Schweigen baten die Studierenden um einen Hinweis. Bislang hatten sie Begriffe wie „chemisches Gleichgewicht“ oder „Gleichgewichtsverschiebung“ nicht verwendet. Sie erhielten deshalb auf einer Karte den Hinweis: „Verschiebung des Gleichgewichtes“. Nach dieser Information interpretierten sie den dritten Versuchsteil wie folgt:

Darja: Das Ammoniak wird durch die starke Schwefelsäure neutralisiert und damit aus dem Gleichgewicht (5.2) herausgezogen. Das Gleichgewicht verschiebt sich auf die Eduktseite.

Rudolph: Das ist das Prinzip von Le Châtelier.

Die Studierenden stellten dazu die folgende Reaktionsgleichung auf:



6. Phase: Vorstellen der Ergebnisse der Gruppendiskussion (6 Minuten) Die Ergebnisse der Gruppendiskussion sind in der Abbildung 5.1 dargestellt.

1. Teilschritt	$(1) \quad 2 \overset{+II}{\text{Cu}^{2+}} + 4 \overset{-I}{\text{I}^-} \xrightleftharpoons[\text{NH}_3]{\text{H}_2\text{SO}_4} 2 \overset{+I}{\text{CuI}} + \overset{0}{\text{I}_2}$	<p>Cu^{2+}-Ionen werden von I^--Ionen zu Cu^+-Ionen reduziert. Die Cu^+-Ionen reagieren mit I^--Ionen zu Kupferiodid.</p>
2. + 3. Teilschritt	$(2) \quad 2 \overset{+II}{\text{CuI}} + \overset{0}{\text{I}_2} + 8 \overset{\text{Base}}{\text{NH}_3} \xrightleftharpoons[\text{H}_2\text{SO}_4]{\text{NH}_3} 2 \overset{+II}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}} + 4 \overset{-I}{\text{I}^-}$ <p style="text-align: center; margin-top: -10px;"> ocker violett tieftblau farblos </p>	<p>Bei Zugabe von Ammoniak bildet sich der Kupfertetraammin-Komplex. Die Hinreaktion bei Reaktion (2) wird begünstigt. Durch Zugabe von Schwefelsäure wird das Gleichgewicht nach links, zur Eduktseite verschoben. Gibt man wieder Ammoniak hinzu, läuft die Reaktion zur Produktseite ab. Bei Zugabe von Schwefelsäure verschiebt sich das Gleichgewicht in Reaktion (1) zur Produktseite und bei Ammoniakzugabe zur Eduktseite.</p>

Abbildung 5.1: Ergebnisse der Gruppendiskussion der Treatmentgruppe 1.

5.1.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzel- fallstudie 1

5.1.2.1 Anwenden von Wissen

Die Identifizierung des Niederschlages [T1.1] als Kupfer(I)iodid erfolgte aufgrund des Hinweises auf dem Arbeitsblatt. Die Identifizierung des Iods [T1.2] war hingegen problematisch. Da die Studierenden die Funktion des Hexans in diesem Experiment nicht erkannten, nahmen sie zunächst an, dass Hexan in diesem Versuch ein Reaktionspartner ist. Die Funktion des

Hexans musste vom Autor dieser Arbeit deshalb durch einen Hinweis klargestellt werden. Aus der Erkenntnis, dass sich als ein Reaktionsprodukt Kupfer(I)iodid bildet, folgerten die Studierenden richtig, dass Kupfer(II)-Ionen durch Iodid reduziert werden, wobei Iodid zu Iod oxidiert wird [T1.3]. Sie bestimmten die Oxidationszahlen aller an der Reaktion beteiligten Stoffe und stellten die Reaktionsgleichung auf [T1.7]. Die Bildung des Niederschlages deuteten sie als Reaktion von Kupfer(I)-Ionen mit überschüssigem Iodid zu Kupfer(I)-Iodid [T1.4]. Die Problematik, dass diese Redoxreaktion aufgrund der Stellung der Reaktionspartner in der elektrochemischen Spannungsreihe nicht möglich sein sollte [T1.5], wurde nicht erkannt und folglich auch nicht diskutiert [T1.6].

Die Studierenden nahmen auf Vorschlag von Stephan entgegen dem Hinweis 2 auf dem Arbeitszettel zunächst an, dass es sich bei der tiefblau gefärbten Lösung [T2.1] um Kupfer(II)hydroxid handeln würde. Der Sachverhalt musste vom Leiter der Untersuchung richtig gestellt werden. Die Studierenden erkannten, dass sich der Kupfertetraammin-Komplex aus Kupfer(II)-Ionen bildet und folgerten daraus, dass das Kupfer im Kupfer(I)iodid wieder oxidiert wird. Die Reaktionsgleichung [T2.2] wurden von ihnen richtig, jedoch zunächst nicht als Gleichgewichtsreaktion formuliert [T2.3]. Die experimentellen Beobachtungen, dass sich das Kupfer(I)iodid wieder auflöst und sich die organische Phase entfärbt, wurden nicht als Verschiebung des chemischen Gleichgewichtes in Reaktion 5.1 gedeutet [T2.2]. Es wurden folglich auch keine Aussagen über die Lage des Gleichgewichtes gemacht [T2.4].

Dass Ammoniak eine Base ist und durch Zugabe von Schwefelsäure protoniert wird, wurde von den Studierenden zunächst nicht erkannt [T3.1], später aber doch richtig gedeutet. Für die Studierenden wurde der Komplex zunächst „aufgelöst“, wodurch wieder Kupfer(II)-Ionen für die Reaktion mit Iodid zur Verfügung standen. Die Beobachtungen [T3.2] wurden nicht als Verschiebung der Gleichgewichtslage von Reaktion 5.2 gedeutet. Dies geschah erst, nachdem sie vom Autor dieser Arbeit einen Hinweis erhalten hatten. Es zeigte sich dann, dass sie den Sachverhalt als Verschiebung des chemischen Gleichgewichtes durch Bildung eines Komplexes richtig interpretieren konnten. In Tabelle 5.1 sind die Ergebnisse der Analyse der Gruppendiskussion zusammengefasst.

Kategorie	Ergebnis der Studierenden
[T1.1] Identifizierung des Niederschlages	richtig
[T1.2] Identifizierung der Violettfärbung	richtig nach zus. Information
[T1.3] Angabe der Redoxpartner	richtig
[T1.4] Erklärung der CuI-Bildung	richtig
[T1.5] Erkennen der Problematik der Redoxreaktion	nicht erkannt
[T1.6] Diskussion der Problematik	keine
[T1.7] Reaktionsgleichung	richtig
[T2.1] Identifizierung der tiefblauen Farbe der Lösung	richtig nach zus. Information
[T2.2] Deuten der Beobachtung	richtig nach zus. Information
[T2.3] Reaktionsgleichung	richtig
[T2.4] Lage des Gleichgewichtes	nicht diskutiert
[T3.1] Protonierung des Ammoniaks	richtig
[T3.2] Deuten der Beobachtung	richtig
[T3.3] Reaktionsgleichung	richtig

Tabelle 5.1: Ergebnisse der Analyse von Treatmentgruppe 1.

Inhaltlicher Schwerpunkt der Diskussion lag auf der Festlegung der Reaktionsedukte und Reaktionsprodukte und der Formulierung der Reaktionsgleichungen. Zur Deutung der Beobachtungen im zweiten und dritten Teilschritt benötigten die Studierenden einen Hinweis auf das „chemisches Gleichgewicht“, um die Beobachtungen in den Teilschritten 2 und 3 widerspruchsfrei als Verschiebung des chemischen Gleichgewichtes durch Komplexbildung zu deuten. Das bedeutet, dass die Studierenden das Konzept der Verschiebung der Gleichgewichtslage durch Konzentrationsänderung an sich verstanden haben, ihre Schwierigkeit aber darin bestand, dass sie es zur Lösung in dieser Situation zunächst nicht nutzen konnten.

Die Studierenden diskutierten ebenso wenig von sich aus die Reaktion 5.1 im Hinblick auf die Standardredoxpotentiale [T1.6]. Dabei waren die Standardredoxpotentiale der für dieses Experiment wichtigen Redoxpaare unter dem Stichwort „Hinweise“ auf dem Arbeitszettel angegeben. Diese Befunde sind bemerkenswert, weil sowohl das chemische Gleichgewicht, als auch die elektrochemische Spannungsreihe intensiv in der Vorlesung behandelt wurden und sogar Gegenstand der ersten Teilklausur waren, die nur fünf Tage vor dieser Erhebung geschrieben wurde (siehe Anhang B.1 Aufgaben 4 und 6).

5.1.2.2 Anwenden von Kontrollstrategien

Neben dem von den Studierenden angewandten Wissen soll in der vorliegenden Arbeit auch untersucht werden, inwieweit die Studierenden bei der Bearbeitung von Problemstellungen Kontrollstrategien anwenden. Während der Diskussion traten drei Situationen auf, in denen durch negatives Monitoring eigene Schwierigkeiten indiziert wurden. Diese Situationen werden im Folgenden als graphische Repräsentationen dargestellt und analysiert.

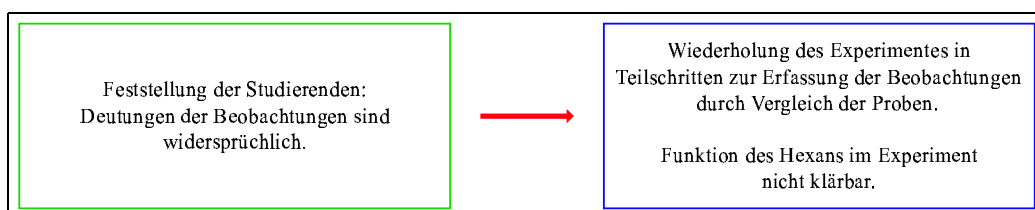


Abbildung 5.2: Regulation des Handelns durch Anwendung chemiespezifischer Strategien.

Abbildung 5.2 zeigt, dass die Studenten in der ersten Phase ihrer Diskussion feststellten, dass ihre Beobachtungen widersprüchlich waren (negatives Monitoring). Sie beschlossen daraufhin, den Versuch zu wiederholen, wobei sie die Durchführung methodisch variierten. Anstelle die Teilreaktionen in einem einzigen Reagenzglas durchzuführen, verwendeten sie nun drei Reagenzgläser, in denen sie den Versuch bis zu Teilschritt 1, 2 bzw. 3 durchführten. Durch Vergleich der Proben ließen sich die stofflichen Veränderungen besser feststellen. Das Problem, dass die Violettfärbung erst nach Zugabe von Hexan auftrat, konnte damit allerdings nicht behoben werden. Sie erkannten dies und forderten vom Leiter der Erhebung eine zusätzliche Information zum Hexan (s. Abb. 5.3). Mit dieser Zusatzinformation konnten sie ihre Schwierigkeiten regulieren. Die Lernenden könnten in einem Praktikumsversuch die Funktion des Hexans selber erklären, indem man ihnen elementares Iod für Vergleichsexperimente zur Verfügung stellt.

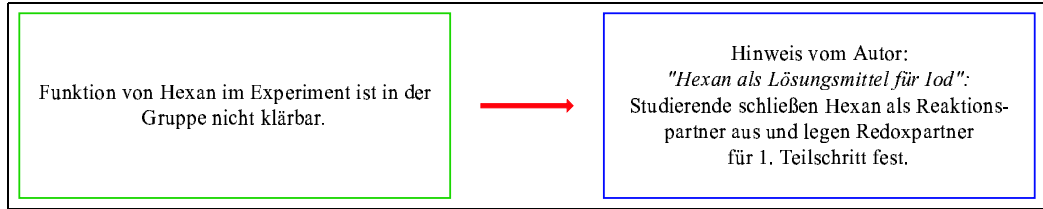


Abbildung 5.3: Regulation des Handelns durch Nutzung zusätzlicher Informationen.

In einem weiteren Fall regulierten die Studierenden ihr Handeln, indem sie zusätzliche Informationen vom Leiter der Erhebung forderten. Sie erkannten, dass sie einen Hinweis zur Deutung der Beobachtungen zum dritten Versuchsteil benötigten.

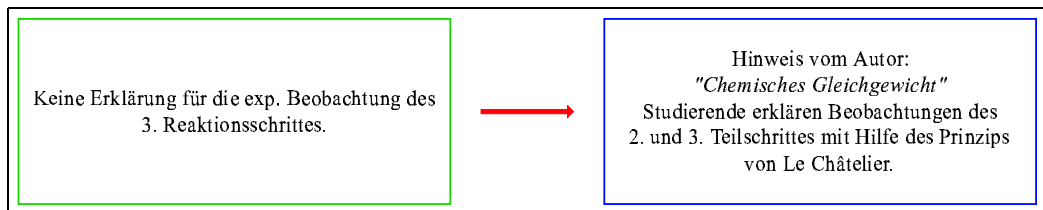


Abbildung 5.4: Regulation des Handelns durch Nutzung zusätzlicher Informationen.

5.2 Treatmentgruppe 2

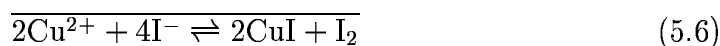
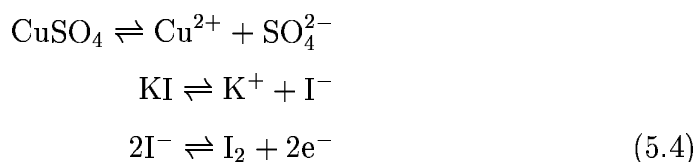
5.2.1 Beschreibung der Gruppendiskussion

Treatmentgruppe 2 bestand aus drei Studierenden. Wibke hatte als Studierende des Faches Biochemie nicht an den Klausuren teilgenommen und kann daher keiner Leistungsgruppe zugeordnet werden. Die beiden übrigen Studierenden lassen sich hinsichtlich ihrer Leistungen in den beiden Teilklausuren den folgenden Gruppen zuordnen: Yvonne (Leistungsgruppe 4), Holger (Leistungsgruppe 3). Die Erhebung hat etwa 48 Minuten gedauert. Die Gruppendiskussion lässt sich in vier aufeinander folgende Phasen unterteilen.

1. Phase: Durchführung des Experiments (16 Minuten) Der Versuch wurde von den Studierenden durchgeführt und die Beobachtungen nach jedem Teilschritt von den Teilnehmern sorgfältig gesammelt.

Im Anschluss daran äußerten die Studierenden spontan ihre Ideen: Yvonne: „Der ockerfarbene Niederschlag ist Kupferiodid, das ist schon einmal klar.“ Holger: „Dass Ammoniak mit Kupfer(II)-Ionen einen Komplex bildet, das hatten wir schon einmal. ... Das sind bestimmt auch Gleichgewichtsreaktionen.“ Wibke: „Die Violettfärbung ist Iod, das sich in dem Hexan gut löst. ... Das ist so ähnlich wie in dem Versuch mit dem Eisen-Komplex, zu dem man Ester gab, damit man seine Farbe erkennen konnte.“ Nach diesen spontanen Äußerungen beschlossen die Studierenden, die einzelnen Teilschritte differenzierter zu betrachten.

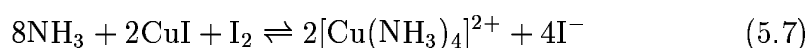
2. Phase: Diskussion des ersten Teilschritts des Experiments (10 Minuten) Aus der Erkenntnis, dass es sich bei dem Niederschlag um Kupfer(I)iodid handelt, schlossen die Studierenden, dass Kupfer(II)-Ionen durch Iodid reduziert werden. Sie formulierten dazu die folgenden Reaktionsgleichungen:



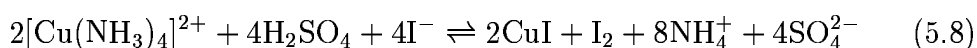
Holger bemerkte in Gleichung 5.6 einen Widerspruch, der jedoch in der Gruppe ignoriert wurde: „Wenn sich die gelb-ockerfarbene Verbindung Kupferiodid bildet, dann werden Kupfer(I)-Ionen und Iodid aus dem Gleichgewicht herausgezogen. In welche Richtung verschiebt sich dann das Gleichgewicht?“

3. Phase: Diskussion des zweiten und dritten Teilschritts des Experiments (12 Minuten) Holger hatte bereits zu Beginn vermutet, dass es sich um Gleichgewichtsreaktionen handelt. Yvonne interpretierte die Be-

obachtung folgendermaßen: „Der Komplex wird normalerweise mit Cu^{2+} -Ionen gebildet - wir haben hier aber Cu^+ -Ionen. Sie müssen also wieder oxidiert werden.“ Holger ergänzte: „Wenn du Ammoniak dazugibst, dann bildet das mit den Cu^{2+} -Ionen einen Komplex. Dann werden die Kupfer(II)-Ionen aus dem Gleichgewicht 5.6 herausgezogen und dann verschiebt sich das Gleichgewicht nach links. Das ist das Prinzip von Le Châtelier. Das haben wir doch im Praktikum gehabt, Versuchstag 8.“ Die Studierenden formulierten die folgende Reaktionsgleichung:



Wibke ergänzte: „Das Gleichgewicht liegt auf der rechten Seite, das Kupfer(I)iodid löst sich nämlich vollständig auf.“ Holger erklärt zu der Reaktionsgleichung: „Und das nächste ist einfach nur eine Umkehrung, dann wird der Komplex durch die Schwefelsäure wieder aufgelöst, da das Ammoniak durch die Schwefelsäure neutralisiert wird. Dann verschiebt sich das Gleichgewicht wieder auf die andere Seite.“ Die im dritten Versuchsteil abgelaufenen Prozesse beschrieben die Studierenden durch die folgende Reaktionsgleichung:



4. Phase: Vorstellen der Ergebnisse der Gruppendiskussion (10 Minuten) Während die Studierenden ihre Ergebnisse sammelten, stellte Wibke fest: „In einem galvanischen Element würden die Reaktionen (5.4) und (5.5) aufgrund der Stellung der Reaktionspartner nicht ablaufen. Iod steht in der Spannungsreihe über dem Kupfer.“ Holger erklärte daraufhin, dass die Reaktion nur deshalb abläuft, weil die Lage des Gleichgewichtes durch die Bildung von Kupferiodid zur Seite der Produkte verschoben wird: „Nach dem Prinzip von Le Châtelier werden die Cu^+ -Ionen aus dem Gleichgewicht entfernt, so dass das Gleichgewicht nach rechts verschoben wird.“

Die Ergebnisse der Gruppendiskussion wurden von Yvonne und Holger vorgestellt. Yvonne schrieb die Reaktionsgleichungen auf das Flipchart und Holger erläuterte diese. Abbildung 5.7 zeigt die Reaktionsgleichungen mit

den dazugehörigen Erläuterungen der Studierenden.

1. Teilschritt	(1a) $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (1b) $\text{KI} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{I}^-$ (2a) $2 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ (2b) $\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$ (2c) $2 \text{Cu}^{2+} + 4 \text{I}^- \rightleftharpoons 2 \text{CuI} + \text{I}_2$	<p>Cu^{2+}-Ionen werden reduziert, I^--Ionen oxidiert. Es bildet sich Kupferiodid als trüber Niederschlag und Iod, das man an der violetten Färbung in der organischen Phase erkennt.</p> <p>In einem galvanischen Element würde die Reaktion aufgrund der Stellung der Reaktionspartner in der Spannungsreihe nicht ablaufen. Die Reaktion läuft nur ab, weil Cu^+-Ionen durch die Bildung von CuI ständig aus dem Gleichgewicht entfernt werden und so das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte verschoben wird.</p>
2. Teilschritt	(3) $8 \text{NH}_3 + 2 \text{CuI} + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 4 \text{I}^-$	<p>Bei Zugabe von Ammoniak zu der Lösung bildet sich der Kupfertetraammin-Komplex. Da sich der Niederschlag auflöst und die Violettfärbung verschwindet, muss der Komplex stabiler sein als das Kupferiodid.</p>
3. Teilschritt	(4) $2 [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 + 4 \text{I}^- \rightleftharpoons 2 \text{CuI} + \text{I}_2 + 8 \text{NH}_4^+ + 4 \text{SO}_4^{2-}$	<p>Bei Zugabe von Schwefelsäure löst sich der Kupfertetraammin-Komplex wieder auf. Die Cu^{2+}-Ionen sind wieder frei und es bildet sich erneut Kupferiodid und Iod. Das Gleichgewicht (3) verschiebt sich auf die Seite der Edukte.</p>

Abbildung 5.5: Ergebnisse der Gruppendiskussion der Treatmentgruppe 2.

5.2.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie 2

5.2.2.1 Anwenden von Wissen

Die Studierenden identifizierten den Niederschlag aufgrund des Hinweises auf dem Arbeitsblatt als Kupfer(I)iodid [T1.1] und die Violettfärbung als in Hexan gelöstes Iod [T1.2]. Wibke erinnerte sich dabei an eine ähnliche Vorgehensweise aus dem vorlesungsbegleitenden Praktikum, bei der ein farbiger Komplex aus der wässrigen Lösung extrahiert und so sichtbar gemacht wurde. Die Studierenden gaben die korrekten Redoxpartner für den ersten

Teilschritt an [T1.3], erklärten die Kupfer(I)iodid-Bildung [T1.4] und beschrieben die Reaktion durch die korrekte Reaktionsgleichung [T1.7]. Wibke erkannte, dass die Redoxreaktion im Standardzustand nicht ablaufen sollte [T1.5]. Holgers Erklärung, warum die Reaktion abläuft, ist falsch. Das Prinzip von Le Châtelier macht Aussagen über die Lage eines Gleichgewichtes infolge eines Zwanges auf ein eingestelltes Gleichgewicht, aber nicht darüber, ob eine Reaktion möglich ist oder nicht. Zur Erklärung, warum die Reaktion dennoch stattfindet [T1.6], ist eine Betrachtung des Reaktionsquotienten und dessen Einfluss auf die Freie Reaktionsenthalpie bzw. auf die Potentialdifferenz (siehe Abschnitt 3.3.2, S. 71) erforderlich.

Holger führte die tiefblaue Färbung auf die Bildung eines Kupfer-Komplexes zurück, den er im letzten Praktikumsversuch kennen gelernt hatte [T2.1]. Die Studierenden deuteten die experimentellen Beobachtungen anhand einer Reaktionsgleichung [T2.3] richtig als Verschiebung der Gleichgewichtslage [T2.2] von Reaktion 5.6. Holger erkannte auch, dass Ammoniak durch Schwefelsäure protoniert wird [T3.1]. Die Beobachtungen wurden anhand einer Reaktionsgleichung [T3.1] umfassend und richtig als Verschiebung der Gleichgewichtslage interpretiert [T3.3]. In Tabelle 5.2 sind die Ergebnisse der Analyse der Gruppendiskussion wiedergegeben.

Kategorie	Ergebnis der Studierenden
[T1.1] Identifizierung des Niederschlages	richtig
[T1.2] Identifizierung der Violettfärbung	richtig
[T1.3] Angabe der Redoxpartner	richtig
[T1.4] Erklärung der CuI-Bildung	richtig
[T1.5] Erkennen der Problematik der Redoxreaktion	erkannt
[T1.6] Diskussion der Problematik	falsch
[T1.7] Reaktionsgleichung	richtig
[T2.1] Identifizierung der tiefblauen Farbe der Lösung	richtig
[T2.2] Deuten der Beobachtung	richtig
[T2.3] Reaktionsgleichung	richtig
[T2.4] Lage des Gleichgewichtes	diskutiert
[T3.1] Protonierung des Ammoniaks	richtig
[T3.2] Deuten der Beobachtung	richtig
[T3.3] Reaktionsgleichung	richtig

Tabelle 5.2: Ergebnisse der Analyse von Treatmentgruppe 2.

5.2.2.2 Anwenden von Kontrollstrategien

Die Studierenden hatten die Möglichkeit, den Leiter der Erhebung um zusätzliche Informationen zu bitten. Der Leiter schritt nicht ein, wenn der Verlauf der Untersuchung dies nicht erforderte.

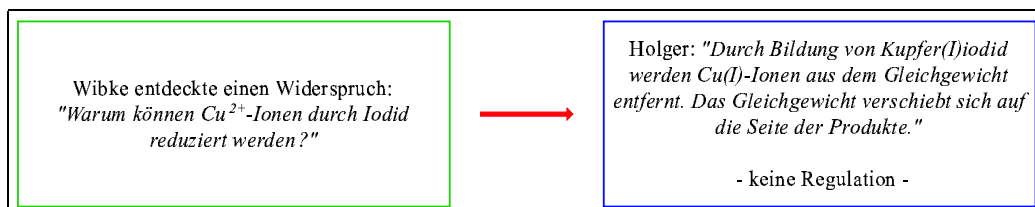


Abbildung 5.6: Keine Regulation der Problemstellung, da Vorwissen falsch angewendet wurde.

Holgers Fehler wurde von den übrigen Mitgliedern der Gruppe nicht erkannt. Die Studierenden waren hier offensichtlich überfordert, mit Hilfe ihres eigenen Wissens, ihrer eigenen Strategien dieses Problem zu lösen. In diesem Fall, in dem die Studierenden nur eine geringe chemische Vorbildung und wenig Erfahrungen beim Umgang mit Problemsituationen haben, müssten sie instruktional unterstützt werden. Der Lehrende könnte von dieser Fehlinterpretation ausgehend die Aussagen des Prinzips von Le Châtelier und Anwendungsbereiche des Konzepts aufdecken und zusammen mit den Studierenden die korrekte Lösung erarbeiten. Lernen aus Problemen hat nur dann einen Wert, wenn die auftretenden Probleme dazu führen, dass aus ihnen angemessene Folgerungen und Konsequenzen gezogen werden.

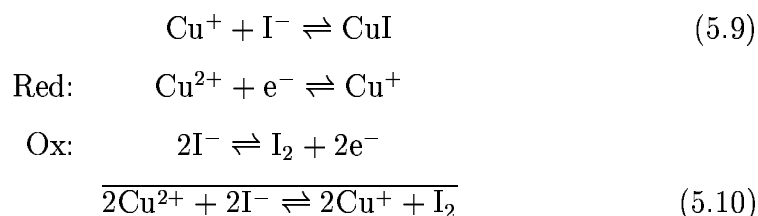
5.3 Treatmentgruppe 3

5.3.1 Beschreibung der Gruppendiskussion

Die dritte Treatment-Gruppe hatte alle Teilschritte des Versuches bereits im vorlesungsbegleitenden Praktikum behandelt. Sie bestand aus vier Teilnehmern, die sich hinsichtlich ihrer Leistungen in den beiden Klausuren folgendermaßen charakterisieren lassen: Nina, Marcel, Sebastian (Leistungsgruppe

5) und Mathias (Leistungsgruppe 3). Die Gruppendiskussion und die anschließende Vorstellung des Gruppenergebnisses dauerten etwa 53 Minuten. Anders als die beiden zuvor beschriebenen Treatmentgruppen sammelten, diskutierten und interpretierten die Teilnehmer zunächst ihre Beobachtungen des jeweiligen Teilschrittes, bevor sie den nachfolgenden Versuchsteil durchführten. Die Erhebung der dritten Treatmentgruppe lässt sich in vier Phasen strukturieren.

1. Phase: Durchführung und Diskussion des ersten Teilschritts des Experiments (20 Minuten) Nach dem Durchlesen des Arbeitsblattes bemerkte Marcel, dass sie den ersten Teil des Versuches bereits aus dem vorlesungsbegleitenden Praktikum kennen: *„Das kennen wir vom letzten Versuch, Cu^{2+} wird zu Cu^+ reduziert.“* Nachdem Sebastian den ersten Versuchsteil durchgeführt hatte, sammelten die Studierenden ihre Beobachtungen. Sie identifizierten den Niederschlag sofort als Kupferiodid und die Violettfärbung des Hexans als in Hexan gelöstes Iod. Im Gespräch, an dem alle Mitglieder der Gruppe aktiv teilnahmen, wurde eine Deutung der Beobachtungen erarbeitet. Die Studierenden formulierten die folgenden Reaktionsgleichungen:



Nina fasste das Ergebnis wie folgt zusammen: *„ Cu^{2+} wird durch Iodid zu Cu^+ reduziert, das mit dem Teil des Iodids, der nicht oxidiert wurde, als Kupferiodid ausfällt.“*

Nach der Klärung der Beobachtungen bemerkte Marcel, dass aufgrund der Stellung der Reaktionspartner in der elektrochemischen Spannungsreihe Cu^{2+} -Ionen nicht durch Iodid reduziert werden können. Für diese weiterführende Problemstellung versuchten die Studierenden eine Antwort zu finden. Die Erklärungen lassen sich zwei „Bildern“ zuordnen, die von den Studierenden nacheinander verwendet und diskutiert wurden:

1. Thermodynamische Begründung: Nina stellte die folgende Gleichung auf:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \quad (5.11)$$

Sie formulierte den Reaktionsquotienten Q für die Reaktion 5.10 und setzte ihn in Gleichung 5.11 ein:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[\text{Cu}^+]^2 \cdot [\text{I}_2]}{[\text{Cu}^{2+}]^2 \cdot [\text{I}^-]^2} \quad (5.12)$$

Als Bedingung dafür, dass eine Reaktion spontan abläuft, gab Nina an, dass die Freie Reaktionsenthalpie kleiner als Null sein muss. Marcel: „*Wir müssen gucken, wie sich der Reaktionsquotient verändert. Man muss dahin kommen, dass der Bruch kleiner als eins wird.*“ Die Studierenden diskutierten daraufhin, unter welchen Bedingungen der Bruch in Gleichung 5.12 kleiner als eins wird. Sie kamen zu dem Ergebnis, dass durch die Bildung des schwerlöslichen Niederschlages die Konzentration an Cu^+ -Ionen so gering werden kann, dass diese Bedingung erfüllt ist.

2. Spannungsreihe/Nernstsche Gleichung: Die Studenten betrachteten das Redoxpotential für das Redoxpaar $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$:

$$E = E^\circ - 0,059 \text{ V} \cdot \lg \frac{[\text{Cu}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]} \quad (5.13)$$

Sie überlegten, wie sich Konzentrationsänderungen auf das Redoxpotential des Redoxpaares $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ (siehe Gl. 5.13) auswirken. Marcel: „ *Cu^{2+} werden weniger, Cu^+ werden zwar gebildet aber dadurch, dass die Cu^+ -Ionen abgefangen werden, wird die Konzentration sehr klein.*“ Sebastian bemerkte bei dieser Betrachtung, dass der logarithmische Ausdruck dabei negativ werden kann und das Redoxpotential $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ insgesamt positiver. Nina erklärte anhand des so abgeschätzten Redoxpotentials, warum Kupfer(II)-Ionen Iodid oxidieren: „*Dann wird das Potential $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ größer als das von der Iodreaktion. Dann wird die Reaktion doch stattfinden.*“

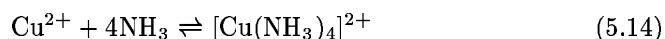
2. Phase: Durchführung und Diskussion des zweiten Teilschritts des Experiments (8 Minuten) Zu der Lösung wurden 1,4 ml Ammoniak-Lösung dazugegeben. Nachdem Sebastian 0,7 ml der Ammoniak-Lösung dazugegeben hatte, färbte sich bereits die Lösung am oberen Bereich der wässrigen Phase tiefblau. Marcel und Nina machten die folgenden spontanen Äußerungen:

Marcel: Da bildet sich ein Kupferkomplex.

Nina: Jetzt werden die Cu^{2+} -Ionen aus dem Gleichgewicht (5.10) gezogen. Jetzt müsste doch eigentlich, ... wie soll ich sagen?

Sebastian gab eine zweite Portion der Ammoniak-Lösung zu der Probe und schüttelte sie kräftig. Die Lösung färbte sich tiefblau. Im Folgenden soll die Diskussion der experimentellen Ergebnisse vollständig wiedergegeben werden.

Marcel: Ammoniak bildet einen Komplex. (Der Student formulierte die Reaktionsgleichung:)



Sebastian: Ich würde sagen, dadurch, dass die Cu^{2+} -Ionen durch die Komplexbildung aus dem Gleichgewicht (5.10) entzogen werden, reagiert das Gleichgewicht zurück.

Nina: Wir müssen klären, warum sich die ockerfarbene Verbindung wieder auflöst.

Sebastian: Ja, weil kein Cu^+ mehr vorhanden ist.

Nina: Das Gleichgewicht (5.14) verschiebt sich ja dann nach links, um Cu^{2+} nachzuliefern.

Sebastian: Wahrscheinlich ist der Komplex hier stabiler als die Kupferiodid-Verbindung.

Marcel: Die Löslichkeit erhöht sich ja auch wieder, das ist ja auch ein Gleichgewicht. Wenn du hier vorne in (5.14) die Ionen wegnimmst, ändert sich ja die Löslichkeit.

Sebastian: Wenn das hier (betrachtet Cu^+ -Ionen in 5.14) weniger wird, reagiert das zurück.

Nina: Das muss komplett reagieren, weil das Cu^{2+} komplett in den Komplex übergeht, weil der so stabil ist.

Sebastian überlegte zusätzlich, wie sich die Betrachtungen aus dem ersten Versuchsteil auf diese Situation übertragen lassen: „Wenn die Konzentration an Cu^{2+} -Ionen abnimmt, dann wird der Bruch (in Gleichung 5.12) groß und die Freie Reaktionsenthalpie größer als Null. Die Reaktion (5.10) läuft dann zur Seite der Edukte ab. CuI löst sich dann auf, weil die Konzentration an Cu^+ -Ionen abnimmt.“ Für die Studierenden endete hiermit die Diskussion und sie führten den dritten Versuchsteil des Experiments durch.

3. Phase: Durchführung und Diskussion des dritten Teilschritts des Experiments (15 Minuten) Mathias gab zu der Probe tropfenweise Schwefelsäure. An der Eintropfstelle war bereits eine deutliche Gelbfärbung der Lösung zu beobachten. Die Studierenden machten zwei Ansätze zur Deutung ihrer Beobachtungen:

- 1. Ansatz** Marcel stellte fest, dass die Lösung schon vor Zugabe der Schwefelsäure Sulfat-Ionen enthält, die aber bislang vernachlässigt wurden. Die Zugabe von Schwefelsäure bewirkt eine starke Konzentrationserhöhung an Sulfat-Ionen in der Lösung, wodurch nach dem Prinzip von Le Châtelier eine Gleichgewichtsverschiebung stattfinden sollte.
- 2. Ansatz** Für Sebastian bestand die Ursache der Gleichgewichtsverschiebung nicht in der Erhöhung der Konzentration an Sulfat-Ionen sondern in der Verringerung der Ammoniakkonzentration durch die Neutralisation des Ammoniaks durch die Oxonium-Ionen der Schwefelsäure.

Das Ergebnis der Gruppendiskussion lässt sich folgendermaßen zusammenfassen: Sebastian erkannte die Funktion der Schwefelsäure und erklärte deren Wirkung auf das Gleichgewicht 5.14: „ NH_3 reagiert mit den H_3O^+ -Ionen zu NH_4^+ und wird so aus dem Reaktionsgleichgewicht (5.14) entfernt. Das heißt, der Komplex wird aufgelöst.“ Marcel diskutierte den Einfluss der Konzentrationserhöhung an Cu^{2+} -Ionen auf die Gleichgewichtsreaktion (5.10). „Das Cu^{2+} reagiert wieder mit dem Iodid zu Iod und Cu^+ und das bildet mit Iodid wieder Kupferiodid.“ Nina beobachtete zusätzlich zu den bislang gemachten Beobachtungen eine Gasentwicklung in der Lösung. Marcel stellte dazu fest, dass eine Wasserstoffentwicklung nicht möglich ist,

da aufgrund der Stellung der Redoxpaare $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ und I^-/I_2 eine Reduktion der Oxonium-Ionen zu Wasserstoff durch Kupfer(I)-Ionen oder Iodid nicht möglich ist.

4. Phase: Vorstellen der Ergebnisse der Gruppendiskussion (10 Minuten) Zum Abschluss der Gruppendiskussion bemerkte Marcel: „Wir haben den Versuch mit dem erklärt, was wir bislang gelernt haben: Komplexbildung, Säure-Base-Reaktionen, Redoxpotential, Gleichgewicht, Prinzip von Le Châtelier.“ Die Ergebnisse der Gruppendiskussion wurden von Sebastian vorgestellt, wobei seine Ausführungen von den übrigen Studierenden ergänzt wurden.

1. Teilschritt	$(1) \quad \text{Cu}^+ + \text{I}^- \rightleftharpoons \text{CuI}$ $(2a) \text{ Red: } \text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$ $(2b) \text{ Ox: } 2 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $(3) \quad 2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cu}^+ + \text{I}_2$	<p>Es bildet sich ockerfarbenedes CuI (1). Damit sich CuI bildet, müssen Cu^{2+}-Ionen reduziert worden sein (2a). Elementares Iod wurde in Hexan durch Violett-färbung nachgewiesen. Folglich wurde Iodid oxidiert (2b). Nach den Standardpotentialen müsste statt der Cu^{2+}-Ionen Iod reduziert werden. Dass dies so ist, muss an den Konzentrationsverhältnissen liegen. Das Redoxpotential von $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ muss größer sein als das von I^-/I_2. Das wird es, wenn die Konzentration an Cu^+-Ionen sehr klein wird: $E = E^\ominus - 0,059 \text{ V} \lg(\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+})$. Die Cu^+-Ionen reagieren sofort mit dem verbliebenen Iodid zu CuI (1). Dadurch wird die Cu^+-Konzentration sehr gering.</p>
2. Teilschritt	$(4) \text{ Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	<p>Cu^{2+}-Ionen reagieren mit Ammoniak zum Kupfertetraammin-Komplex. Nach dem Prinzip von Le Châtelier müssen die Cu^{2+}-Ionen nachgebildet werden. In Reaktion (3) verschiebt sich das Gleichgewicht nach links. Die Violett-färbung verschwindet. In Reaktion (1) zerfällt das CuI, um Cu^+-Ionen nachzuliefern, die dann zu Cu^{2+}-Ionen oxidiert werden.</p>
3. Teilschritt	$(5) \text{ NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ $(6) \text{ H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	<p>Ammoniak ist eine schwache Base, die mit Wasser zu Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen reagiert (5). Die H_3O^+-Ionen aus der Schwefelsäure reagieren vollständig mit den vorhandenen OH^--Ionen zu Wasser. OH^--Ionen werden durch die Neutralisation aus dem Gleichgewicht (5) entfernt, so dass die NH_3-Konzentration sinkt. Die Konsequenz: Ammoniak wird aus dem Komplex zurückgebildet (4). Die Cu^{2+}-Ionen sind nicht mehr komplexiert und können wieder zu Cu^+-Ionen reduziert werden, wobei auch wieder Iod entsteht (3), sich das Hexan violett färbt und sich der gelbe Niederschlag bildet (1).</p>

Abbildung 5.7: Ergebnisse der Gruppendiskussion der Treatmentgruppe 3.

5.3.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzel- fallstudie 3

5.3.2.1 Anwenden von Wissen

Die Studierenden der Treatmentgruppe 3 haben das größte Vorwissen der drei Treatmentgruppen. Sie haben den ersten Versuchsteil vor sechs Tagen im vorlesungsbegleitenden Praktikum durchgeführt. Aufgrund ihrer Vorerfahrung konnten sie ohne die Hinweise auf dem Arbeitsblatt den Niederschlag als Kupferiodid [T1.1] bzw. die Violettfärbung der organischen Phase als Iod [T1.2] identifizieren. Diese Aspekte wurden auch nicht diskutiert, sondern lediglich festgestellt. Bei der Angabe der Reaktionspartner [T1.3] drückt Marcel explizit aus, dass er sich an den Versuch im vorlesungsbegleitenden Praktikum erinnert: „*Das kennen wir vom letzten Versuch, Cu^{2+} wird zu Cu^+ reduziert.*“ Die Studierenden beschrieben den Redoxprozess durch eine korrekte Redoxgleichung [T1.7] und erkannten, dass das bei der Reaktion gebildete Cu^+ mit überschüssigem Iodid zu Kupfer(I)iodid reagiert [T1.4].

Der Schwerpunkt der Diskussion in der ersten Phase lag auf der von Marcel aufgeworfenen Frage, warum Cu^{2+} -Ionen überhaupt durch Iodid reduziert werden können [T1.5]. Die Deutung des Sachverhaltes [T1.6] wurde in zwei „Bildern“ diskutiert: (1) Thermodynamische Betrachtung und (2) Spannungsreihe/Nernstsche Gleichung. Die Studierenden argumentierten richtig, dass (1) durch die Bildung des schwerlöslichen Niederschlages die Konzentration an Cu^+ -Ionen so gering wird, dass der Reaktionsquotient Q viel kleiner als eins wird und die Freie Reaktionsenthalpie dadurch negativ wird bzw. (2) das Redoxpotential des Redoxpaares Cu^+/Cu^{2+} dadurch positiver wird, wodurch die Reduktion des Iodids durch Kupfer(II)-Ionen ermöglicht wird.

Im zweiten Versuchsteil identifizierten die Studierenden die Blaufärbung der Lösung sofort als Bildung eines Kupfer-Komplexes mit dem Ligand Ammoniak [T2.1]. Anders als die zuvor beschriebenen Gruppen diskutierten die Studierenden dieser Treatmentgruppe die experimentellen Beobachtungen anhand hypothetischer Gleichungen (siehe 5.10 und 5.14) [T2.3]. Dabei

wendeten sie das Prinzip von Le Châtelier sequentiell auf die miteinander gekoppelten Gleichgewichte an. Dieses soll an einem Beispiel erläutert werden: „... dadurch, dass die Cu^{2+} -Ionen durch die Komplexbildung aus dem Gleichgewicht gezogen werden, reagiert das Gleichgewicht 5.10 zurück.“ Aus der Tatsache, dass sich der Niederschlag vollständig aufgelöst hat, folgerten die Studierenden, dass der Komplex thermodynamisch stabiler sein muss als das Kupferiodid und das Gleichgewicht auf der Seite des Kupfertetraammin-Komplexes liegt [T2.4] .

Im dritten Versuchsteil zeigt sich die gleiche systematische Vorgehensweise. Die Studierenden legten die Reaktionspartner fest [T3.1] und formulierten die Reaktionsgleichungen [T3.2]. Sie erkannten, dass Ammoniak nicht nur als Ligand, sondern auch als Brønsted-Base reagiert. Sie deuten die Beobachtungen mit Hilfe des Prinzips von Le Châtelier richtig und vollständig [T3.3].

Tabelle 5.3 fasst die Befunde dieser Analyse zusammen.

Kategorie	Ergebnis der Studierenden
[T1.1] Identifizierung des Niederschlages	richtig
[T1.2] Identifizierung der Violettfärbung	richtig
[T1.3] Angabe der Redoxpartner	richtig
[T1.4] Erklärung der CuI -Bildung	richtig
[T1.5] Erkennen der Problematik der Redoxreaktion	erkannt
[T1.6] Diskussion der Problematik	erfolgt
[T1.7] Reaktionsgleichung	richtig
[T2.1] Identifizierung der tiefblauen Farbe der Lösung	richtig
[T2.2] Deuten der Beobachtung	richtig
[T2.3] Reaktionsgleichung	richtig
[T2.4] Lage des Gleichgewichtes	diskutiert
[T3.1] Protonierung des Ammoniaks	richtig
[T3.2] Deuten der Beobachtung	richtig
[T3.3] Reaktionsgleichung	richtig

Tabelle 5.3: Ergebnisse der Analyse von Treatmentgruppe 3.

5.3.2.2 Anwenden von Kontrollstrategien

Treatmentgruppe 3 zeigte ein hohes Maß an positivem Monitoring. Dies zeigt sich darin, dass die Studierenden all ihre Deutungen in den verschiedenen Phasen der Diskussion im Hinblick auf die vollständige und korrekte

Deutung der experimentellen Beobachtungen überprüft haben. In einem Fall tritt negatives Monitoring auf. Marcel erkannte einen Widerspruch in der von ihnen formulierten Reaktionsgleichung 5.10. Nach seinem Vorwissen sollte die dort beschriebene Redoxreaktion nicht möglich sein. Die anderen Teilnehmer der Gruppe erkannten dieses Problem und regulierten es, wobei sie ihr Vorwissen aus dem vorlesungsbegleitenden Praktikum aktivierten.

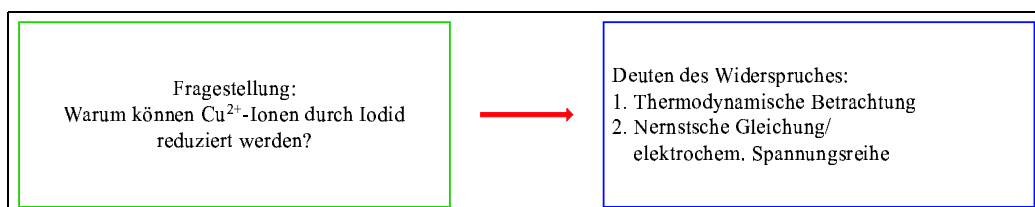


Abbildung 5.8: Regulation durch Aktivierung von Vorwissen.

5.4 Zusammenfassung und Diskussion der Ergebnisse der Einzelfallstudien

Die Analyse der Gruppendiskussionen am Experiment hat gezeigt, dass sich mit dieser Methode das von Studierenden zur Lösungen von Problemstellungen angewandte Wissen offen legen lässt. Tabelle 5.4 zeigt einen zusammenfassenden Überblick über die Ergebnisse der Analyse der drei Treatmentgruppen.

Kategorie	Treatmentgruppe 1 - geringes Vorwissen	Treatmentgruppe 2 - mittleres Vorwissen	Treatmentgruppe 3 - hohes Vorwissen
[T1.1]	richtig	richtig	richtig
[T1.2]	richtig n. zus. Information	richtig	richtig
[T1.3]	richtig	richtig	richtig
[T1.4]	richtig	richtig	richtig
[T1.5]	nicht erkannt	erkannt	erkannt
[T1.6]	nicht erfolgt	falsch	richtig
[T1.7]	richtig	richtig	richtig
[T2.1]	richtig n. zus. Information	richtig	richtig
[T2.2]	richtig n. zus. Information	richtig	richtig
[T2.3]	richtig	richtig	richtig
[T2.4]	nicht diskutiert	richtig	richtig
[T3.1]	richtig	richtig	richtig
[T3.2]	richtig	richtig	richtig
[T3.3]	richtig	richtig	richtig

Tabelle 5.4: Vergleich des angewandten Wissens der drei Treatmentgruppen.

Alle Mitglieder der Gruppen haben die Vorlesung „Allgemeine und Experimentelle Chemie“ besucht und besaßen formal das gleiche zur Bearbeitung des Experiments notwendige theoretische chemische Grundlagenwissen. Die drei Teilschritte des Experiments zur Gruppendiskussion sind eine Kombination aus verschiedenen Versuchen des vorlesungsbegleitenden Praktikums. Die Treatmentgruppen unterschieden sich hinsichtlich ihres Vorwissens aus dem Praktikum. Die Analyse der Gruppendiskussionen der Treatmentgruppen 1 und 2 zeigte, dass die Studierenden allein durch die Bereitstellung des Wissens in Vorlesung und Übung nicht fähig sind, authentische und komplexe Problemstellungen adäquat zu bearbeiten. Obwohl sie zwar die Teilschritte zwei und drei als Verschiebung des Redoxgleichgewichte durch Komplexierung der Kupfer(II)-Ionen interpretierten [T2.2] und [T3.2], erkannten sie die weiterführende Fragestellung [T1.5] nicht (Treatmentgruppe 1) bzw. interpretierten sie falsch (Treatmentgruppe 2). Am Beispiel der Treatmentgruppe 3 wird deutlich, dass die Studierenden im vorlesungsbegleitenden Praktikum vertieftes Wissen erwerben, das sie in neuen Kontexten anwenden können.

Die Studierenden sämtlicher Treatmentgruppen gaben im Anschluss an die Diskussionen an, dass ihre Schwierigkeiten in erster Linie darin bestanden, das für die jeweilige Problemsituation geeignete Konzept auszuwählen und erst in zweiter Linie darin, das Konzept auf die konkrete Situation anzuwenden. Das zeigte sich vor allem bei Treatmentgruppe 1 in Bezug auf die Anwendung des chemischen Gleichgewichtes.

Eine Analyse der von den Studierenden angewandten Kontrollstrategien zeigte, dass die Studierenden ihr Handeln in Problemsituationen zwar kritisch überprüften, indem sie ihre Deutungen auf Vollständigkeit und Widersprüche deuteten, dass dies aber nicht immer adäquat geschah. Gruppe 2 deutete den Ablauf der Redoxreaktion [T1.6] falsch. Holger erkannte zwar das Problem, dass sich sowohl die Konzentration an Iodid als auch an Kupfer(I)-Ionen durch die Bildung von Kupfer(I)iodid ändert, ignorierte es jedoch und beschränkte sich auf die Betrachtung der Kupfer(I)-Ionen. Dies zeigt, dass die Gestaltung problemorientierten Lernens sich nicht auf die Auswahl authentischer und komplexer Probleme beschränken darf, die den Lernenden einfach überlassen werden. Damit falsche Interpretationen und

nicht erkannte Probleme offen gelegt und diskutiert werden, ist es notwendig, die Lernenden in der Anfangsphase ihres Studiums in ihrem Lernprozess intensiv zu unterstützen, beispielsweise durch Zwischenfragen durch den Tutor. Die Studierenden der ersten beiden Treatmentgruppen hatten offensichtlich Probleme, sich in der Komplexität der Aufgabe zurecht zu finden. Ohne instruktionale Unterstützung wäre diese Aufgabe für die problemorientierte Bearbeitung im vorlesungsbegleitenden Praktikum ungeeignet gewesen.

Kapitel 6

Beschreibung und Diskussion der Ergebnisse der Problemzentrierten Interviews

Vor der Interpretation der Einzelfallstudien soll in einem ersten Schritt die Problemlösung der Studierenden in Form einer graphischen Repräsentation wiedergegeben werden. Aus Gründen der Übersichtlichkeit werden nur zentrale Aspekte der Vorgehensweise dargestellt. Äußerungen zum Waschen von Niederschlägen oder dem Einengen von Lösungen wurden nicht in die Repräsentationen mit aufgenommen. Die Darstellung der Interviews orientiert sich an den neun Leitfragen des Interviews (s. Abschnitt 3.4.1, S. 78). Die Analyse der Interviews erfolgt anhand des in Abschnitt 3.4.3, S. 81 vorgestellten Categoriesystems.

6.1 Einzelfallstudie I

Die erste Einzelfallstudie beschreibt zwei Studentinnen (Lucie und Joanna), die im qualitativ-analytischen Praktikum ein unterdurchschnittliches Ergebnis erzielten.

6.1.1 Darstellung des Interviews

In Abbildung 6.1 ist die von den Studentinnen im Interview vorgeschlagene Vorgehensweise zur Trennung der acht Kationen graphisch dargestellt. Die Studentinnen benötigten für die Bearbeitung des Problems die Vorschrift, die sie auch im Praktikum verwendet haben (s. Jander & Blasius [41] S. 290, 294, 298 und 307).

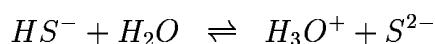
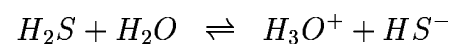
Im Folgenden wird das aus neuen Fragen bestehende Interview in Auszügen dargestellt.

1. *Welches Lösungsmittel ist geeignet, um die Probe zu lösen?*

Die beiden Studentinnen kannten für Aluminiumsulfat und Arsen-trioxid kein geeignetes Lösungsmittel. Sie gaben deshalb an, bei der praktischen Durchführung der Analyse das geeignete Lösungsmittel durch Löseversuche zu ermitteln. Im Interview wählten sie Königswasser als Lösungsmittel. Sie begründeten ihr Vorgehen damit, dass bis auf Eisentrioxid, Chromtrioxid, Zinnoxid und Aluminiumoxid alle anderen im Praktikum vorkommenden Oxide in Säuren löslich sind. Aus der Abbildung 6.1 erkennt man, dass die Studentinnen annahmen, dass sich die Probe vollständig in Königswasser löst.

2. *In welche „Gruppen“ kann man die Kationen trennen?*

Die Studentinnen erklärten, dass sich die Kationen durch Fällung als Chloride, Sulfide und Carbonate in fünf Gruppen einteilen lassen. Joanna erläuterte das Verfahren folgendermaßen: *„Schwefelwasserstoff ist eine schwache Säure. Durch Erhöhung des pH-Wertes nimmt die Konzentration an Sulfid-Ionen zu.*



Ist das Löslichkeitsprodukt der Metallsulfide erreicht, so bildet sich der Niederschlag. Zur Fällung von Cadmiumsulfid verdünnt man die Lösung auf das Fünffache. Dabei nimmt die Konzentration an H_3O^+ -Ionen ab und die Konzentration an Sulfid-Ionen zu.“

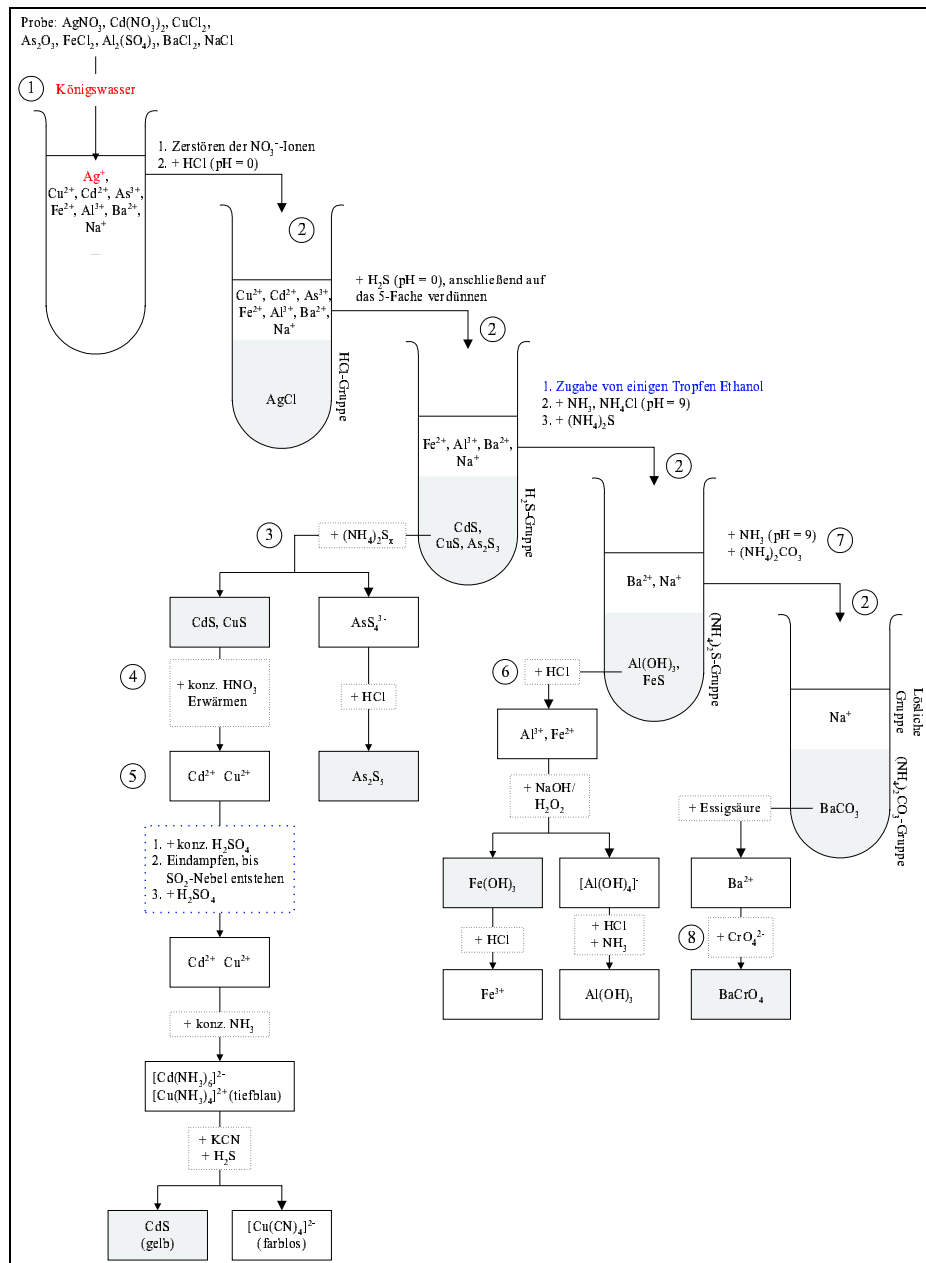


Abbildung 6.1: Graphische Darstellung der Bearbeitung des Problems durch Fallgruppe I. Die in der Abbildung rot dargestellten Inhalte sind falsch, blau dargestellte Schritte überflüssig.

3. *Wie kann man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid von Arsentrisulfid trennen?*

Die Studentinnen erklärten, dass Arsentrisulfid zur „Arsengruppe“ gehört und sich alle Sulfide der „Arsengruppe“ in gelben Ammoniumpolysulfid lösen.

4. *Warum muss man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid in konzentrierter Salpetersäure lösen?*

Diese Frage konnten die Studentinnen nur mit Hilfestellung des Interviewers beantworten.

5. *Wie kann man Kupfer- und Cadmium-Ionen nebeneinander nachweisen?*

Abbildung 6.1 zeigt, dass die Studentinnen nach dem Lösen des Cadmium- und Kupfersulfids Schwefelsäure zu der Probe geben würden. In dem von Jander & Blasius [41] beschriebenen Kationentrennungsgang wird an dieser Stelle der Schritt durchgeführt, um eventuell vorhandene Blei-Ionen als schwerlösliches Bleisulfat abzutrennen. Da die Studentinnen jedoch wussten, dass die Probe kein Blei enthält, ist dieser Schritt überflüssig. Mit einem kurzen Rückgriff auf ihre Unterlagen erklärte Lucie weiter: *„Man gibt zu der Lösung Ammoniak und wenn sie sich tiefblau färbt, ist das ein Hinweis auf Kupfer. Bei Zugabe von Kaliumcyanid entfärbt sie sich dann wieder, weil sich dann der Cyanokomplex des Kupfers bildet. Leitet man Schwefelwasserstoff in die Lösung ein, dann fällt Cadmiumsulfid, aber kein Kupfersulfid aus, weil das Kupfer maskiert ist.“*

6. *Wie lassen sich Eisensulfid und Aluminiumhydroxid voneinander trennen?*

Zur Beantwortung dieser Frage suchten die beiden Studentinnen die geeignete Anleitung und erklären dann: *„Aluminiumhydroxid und Eisensulfid werden in Salzsäure gelöst. Die Lösung wird anschließend in eine Lösung aus Natronlauge und Wasserstoffperoxid gegossen. Dabei fällt schwerlösliches Eisen(III)hydroxid aus. Das Aluminium bleibt in Lösung.“* Die beiden Studentinnen konnten für die beiden Kationen geeignete Nachweisreaktionen nennen. Sie konnten jedoch nicht erklären, warum das Eisen(II)-Ion durch Wasserstoffperoxid oxidiert wird und worin sich Aluminium(III)hydroxid und Aluminiumhydroxid unterscheiden.

7. *Warum muss man bei der Fällung von Bariumcarbonat den pH-Wert von 9 genau einhalten?*

Die Studentinnen erklärten, dass sich Bariumcarbonat im sauren Milieu zersetzen würde. Warum der pH-Wert der Lösung nicht größer als 9 sein darf, konnten sie nicht erklären.

8. *Warum säuert man zum Nachweis von Barium als Bariumchromat die Lösung mit Essigsäure und nicht mit Salzsäure an?*

Diese Frage konnten von den Studentinnen nicht beantwortet werden.

9. *Wie würden Sie bei der experimentellen Durchführung ihres Problemlösevorschlages ihr experimentelles Handeln kontrollieren?* Die beiden Studentinnen erklärten, dass es ausreichen müsste, wenn man sich genau an die Versuchsvorschriften hält. Im Widerspruch dazu erklärte Joanna, dass sie fünfmal den Trennungsgang für die Schwefelwasserstoffgruppe durchgeführt hat, bis sie das in ihrer Probe vorhandene Antimon nachweisen konnte. Sie begründete ihr viermaliges Scheitern damit, dass sie in der praktischen Durchführung irgendwelche Fehler gemacht hat. Auf die Frage, ob sie die Reaktionsbedingungen durch Vergleichsproben kontrollieren, gaben sie an, dies nur selten getan zu haben.

6.1.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzel- fallstudie I

Anhand der Interviews konnte beobachtet werden, dass die Teilnehmerinnen ihr Handeln starr nach der Vorschrift steuerten, mit der sie auch im Praktikum gearbeitet haben. Die Studentinnen beschrieben ihre Vorgehensweise allein auf der deskriptiven Ebene. Kausale oder finale Beziehungen zwischen der Vorgehensweise und der theoretischen Ebene werden eher selten geknüpft. Dies drückt sich auf der sprachlichen Ebene durch das Fehlen kausaler Konnektive wie „weil“ oder „deshalb“ bzw. finaler Konjunktionen wie „damit“ aus. Bei der gezielten Nachfrage konnten die Studentinnen die Gruppenfällung [2.T] und die Trennung von Cadmium und Kupfer [5.T] theoretisch begründen. In vier Situationen des Interviews wird indessen deutlich, dass die beiden Studentinnen die Vorgehensweise zur Trennung und zum Nachweis der Kationen unreflektiert aus der Vorschrift übernahm-

men, ohne den chemischen Hintergrund verstanden zu haben. Sie konnten nicht begründen, warum Cadmium- und Kupfersulfid in Salpetersäure gelöst werden müssen [4.T], worauf die Trennung der Eisen(II)- und Aluminium-Ionen beruht [6.T], warum Bariumcarbonat bei $\text{pH} = 9$ gefällt wird [7.T] oder zur Fällung von Barium als Bariumcarbonat die Lösung mit Essigsäure angesäuert wird [8.T]. In zwei Fällen schlugen die Studentinnen sogar überflüssige Handlungen vor, die in der Abbildung 6.1 blau dargestellt sind. Die Zugabe von Schwefelsäure dient nur zur Fällung von Bleisulfat und ist bei Abwesenheit von Blei-Ionen in der Lösung überflüssig. Ethanol wird der Probe zugegeben, um Chromat- und Permanganat-Ionen zu reduzieren.

Das Stoffwissen der beiden Studentinnen ist unzureichend. Sie wissen zwar, dass sich die Sulfide der „Arsengruppe“ in gelben Ammoniumpolysulfid lösen [3.P], sie erkennen jedoch nicht, dass sich beim Lösen der Probe in Königswasser Silberchlorid bildet, das als Feststoff ausfällt [1.P]. In der Abbildung 6.1 sind von den Studentinnen falsch angegebene Sachverhalte rot dargestellt. Für Aluminiumsulfat und Arsentrioxid können die beiden Studentinnen kein geeignetes Lösungsmittel angeben.

6.2 Einzelfallstudie II

Die Studenten der Einzelfallstudie II (Andreas und Carsten) erzielten im qualitativ-analytischen Praktikum ein durchschnittliches Ergebnis.

6.2.1 Darstellung des Interviews

Abbildung 6.2 zeigt das von den Studierenden der Fallgruppe II aufgestellte Schema zur Trennung der Kationen der Probe.

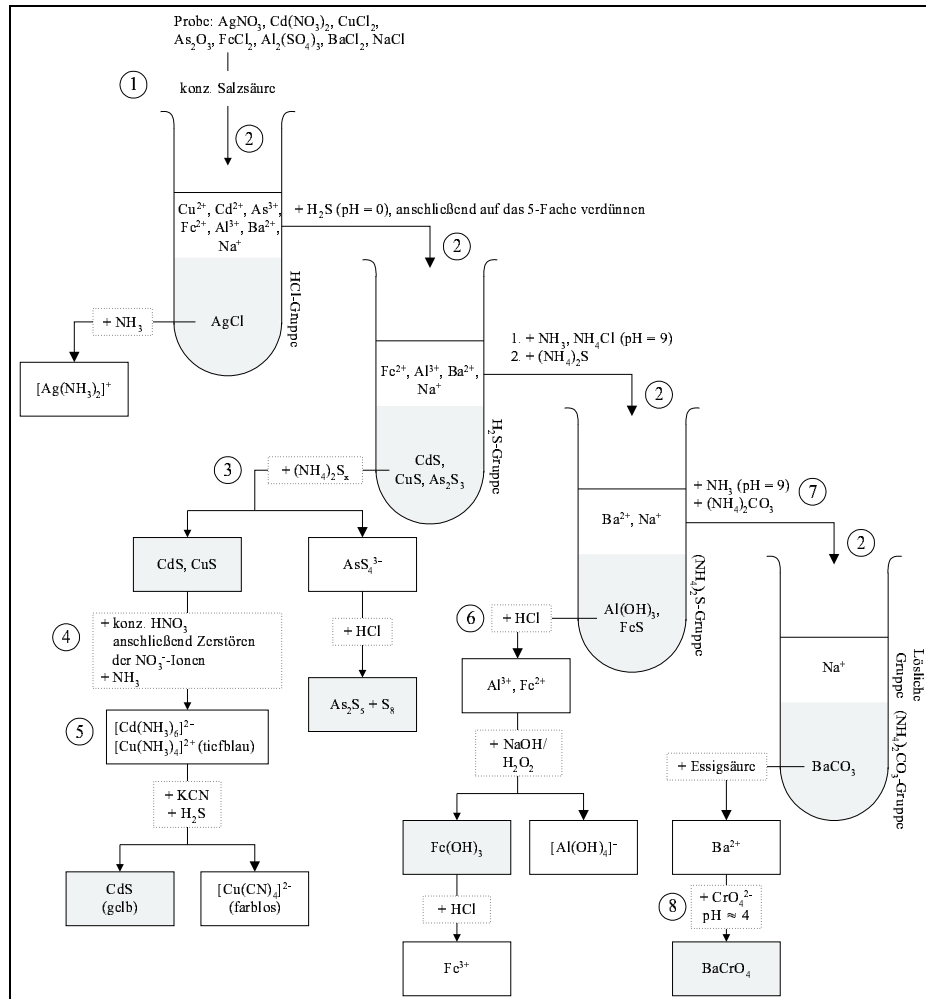


Abbildung 6.2: Graphische Darstellung der Bearbeitung des Problems durch Fallgruppe II.

Die Vorgehensweise der Studenten ist nahezu identisch mit der Referenzlösung in Abbildung 3.2.

1. *Welches Lösungsmittel ist geeignet, um die Probe zu lösen?*

Die Studenten wählten konzentrierte Salzsäure als Lösungsmittel für die Probe. Andreas erklärte dazu: „Arsenoxid gehört nicht zu den Oxiden, die aufgeschlossen werden müssen. Es sollte sich in Salzsäure lösen. Dann können wir auch gleichzeitig das Silber als Silberchlorid von den anderen Kationen abtrennen.“ Zur Überprüfung ihrer Vorgehensweise schlugen die Studenten vor, den Niederschlag anschließend in konzentrierter Ammoniak-Lösung zu lösen, um zu schauen,

ob sich der Niederschlag - wie im Fall von Silberchlorid zu erwarten - vollständig löst.

2. *In welche „Gruppen“ kann man die Kationen trennen?*

Die Studenten ordneten die acht Kationen der Salzsäure-, Schwefelwasserstoff-, Ammoniumsulfid-, und Ammoniumcarbonat-Gruppe zu. Ihre Vorgehensweise erklärten sie anhand einer Skizze, die der Abbildung 6.2 ähnelt. Carsten: *„Die Kationen werden der Reihe nach als Chloride, Sulfide, Hydroxide und Carbonate abgetrennt. Man beginnt im sauren Milieu, da im basischen Milieu fast alle Kationen, die schwerlösliche Sulfide bilden, auch schwerlösliche Hydroxide bilden.“* Andreas führte fort: *„In der Schwefelwasserstoff-Gruppe befinden sich Kationen, die bei $pH = 0$ schwerlösliche Sulfide bilden. Für die Kationen der Ammoniumsulfid-Gruppe reicht die Konzentration der Sulfid-Ionen noch nicht aus. Erst bei $pH = 9$ ist sie so groß, dass die Kationen ausfallen.“*

3. *Wie kann man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid von Arsentrisulfid trennen?*

Carsten antworteten auf diese Frage: *„Der Niederschlag der Schwefelwasserstoffgruppe wird in eine Porzellanschale gegeben und das Arsensulfid unter Erwärmung in Ammoniumpolysulfid gelöst. Das Cadmiumsulfid und das Kupfersulfid bleiben ungelöst.“*

4. *Warum muss man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid in konzentrierter Salpetersäure lösen?*

Die Studenten konnten zunächst keine Antwort auf diese Frage geben. Andreas erklärte sich die Wirkung der Salpetersäure folgendermaßen: *„Salpetersäure ist eine oxidierende Säure. Der einzige Stoff, der oxidiert werden kann, ist das S^{2-} . Wenn das S^{2-} vollständig oxidiert worden ist, dann ist kein Sulfid mehr vorhanden, das mit den Cadmium- bzw. Kupfer-Ionen einen schwerlöslichen Niederschlag bilden kann - die Sulfide lösen sich dann auf.“*

5. *Wie kann man Kupfer- und Cadmium-Ionen nebeneinander nachweisen?*

Die Studenten überlegten, wie sie im Praktikum vorgegangen sind,

um die beiden Kationen nachzuweisen. Nach einer Weile erklärten sie, dass sie das Kupfer als Kupfertetraammin-Komplex und das Cadmium als Cadmiumsulfid nachweisen würden. Sie bemerkten dazu, dass die Kupfer-Ionen als Tetracyanocuprat-Komplex maskiert werden müssten, damit nicht die Bildung von schwarzem Kupfersulfid den gelben Cadmiumsulfidniederschlag überdeckt.

6. *Wie lassen sich Eisensulfid und Aluminiumhydroxid voneinander trennen?*

Die Versuchspersonen benötigten zur Beschreibung der Vorgehensweise ihre schriftlichen Aufzeichnungen. Carsten erklärte dazu: „*Eisen(III)hydroxid ist im Vergleich zu Eisen(II)hydroxid viel schwerer löslich. Darum oxidiert man das Eisen(II) mit Wasserstoffperoxid zu Eisen(III) und fällt es in 30 %iger Natronlauge als Hydroxid. Es bildet sich Aluminiumhydroxid, das sich im Überschuss an Natronlauge aber als Hydroxo-Komplex löst.*“

7. *Warum muss man bei der Fällung von Bariumcarbonat den pH-Wert von 9 genau einhalten?*

Die Studenten stutzten bei der Frage zunächst. Nach einigem Überlegen erklärte Carsten, dass sich Bariumcarbonat in saurer Lösung löst, wobei Kohlenstoffdioxid entsteht. Auf die Frage, warum die Lösung nicht zu alkalisch sein darf, mutmaßte Andreas, dass dann bestimmt Bariumhydroxid ausfallen könnte.

8. *Warum säuert man zum Nachweis von Barium als Bariumchromat die Lösung mit Essigsäure und nicht mit Salzsäure an?*

Die Studenten konnten diese Frage nicht beantworten.

9. *Wie würden Sie bei der experimentellen Durchführung ihres Problemlösevorschlages ihr experimentelles Handeln kontrollieren?*

Die Studenten zählten eine Reihe von Methoden auf, mit denen sie ihr Vorgehen bislang überprüft haben: (1) Fällungen auf Vollständigkeit prüfen, (2) Blindversuche durchführen, um Reaktionsbedingungen und das positive Ergebnis einer Nachweisreaktion kennen zu lernen, (3) Kontrollieren des pH-Wertes. Sie erklärten dazu, dass sich durch

die Zugabe von Schwefelwasserstoffwasser zu der Probenlösung der pH-Wert der Lösung durch Verdünnen ändert.

6.2.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie II

Die graphische Darstellung des Problemlösevorschlages und die Antworten der Studierenden im Interview zeigen, dass die Studenten die Methoden zur Trennung der Kationen kannten und zielgerichtet anwenden konnten. Sie wählten das geeignete Lösungsmittel für die Probe, wobei sie richtig erkannten, dass sich beim Lösen Silberchlorid bildet, das nicht gelöst wird [1.P]. Die Antworten der Studenten zeigen, dass sie das Prinzip der Gruppentrennung der Kationen [2.P], den Nachweis von Kupfer- und Cadmium-Ionen nebeneinander [5.P] und die Trennung von Eisensulfid und Aluminiumhydroxid [6.P] richtig erklären konnten. Dass die beiden Studenten grundlegendes Wissen besitzen, zeigt sich auch daran, dass sie sich die Funktion der Salpetersäure beim Lösen von Cadmium- und Kupfersulfid [4.T] erschließen konnten. Bemerkenswert ist, dass eine Reihe von Vorgehensweisen von den Studierenden bislang nicht hinterfragt wurde, z. B. warum man bei der Fällung von Bariumcarbonat den pH-Wert genau einhalten muss [7.P] und warum man die Fällung von Bariumchromat in gepufferter Lösung durchführt [8.P].

6.3 Einzelfallstudie III

Die Leistungen der Studentinnen (Felicitas und Heike) in der Fallgruppe III im qualitativ-analytischen Praktikum waren überdurchschnittlich.

6.3.1 Darstellung des Interviews

Abbildung 6.3 zeigt den Vorschlag der Studentinnen zur Trennung der Kationen.

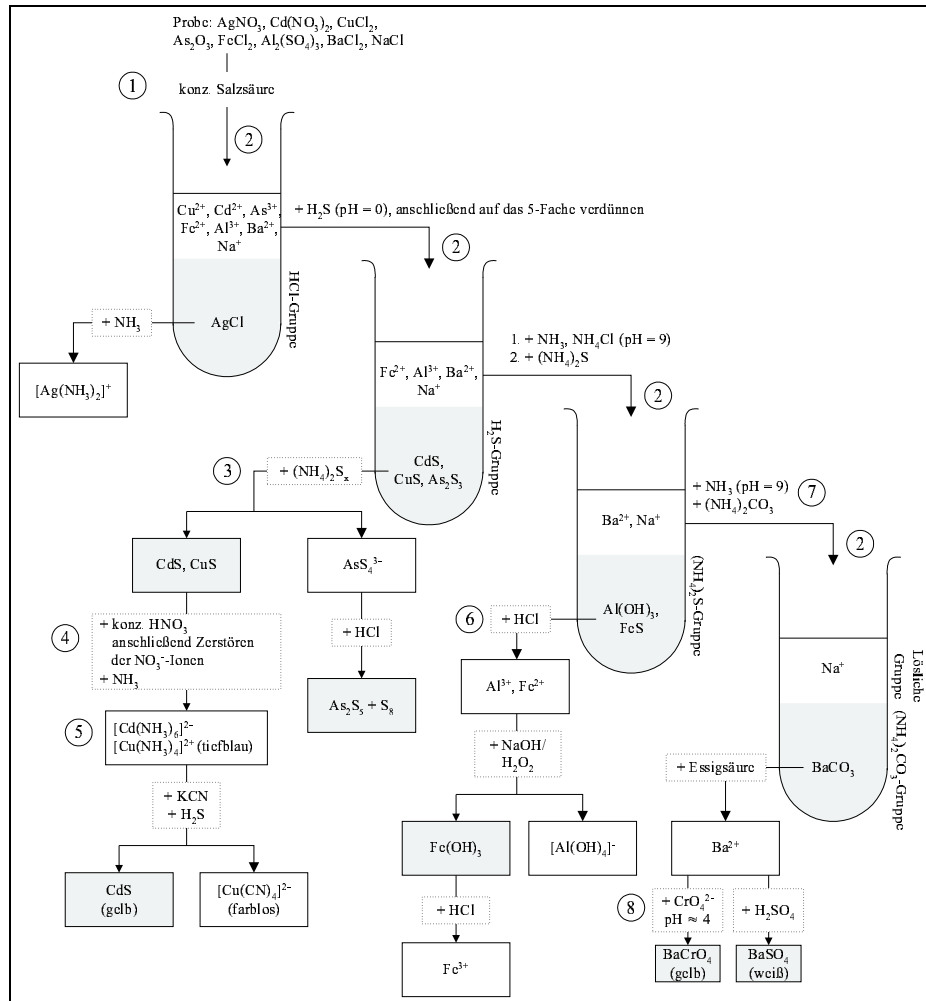


Abbildung 6.3: Graphische Darstellung der Bearbeitung des Problems durch Fallgruppe III.

Das Interview lässt sich wie folgt zusammenfassend darstellen.

1. *Welches Lösungsmittel ist geeignet, um die Probe zu lösen?*

Zur Auswahl des geeigneten Lösungsmittels betrachteten die beiden Studentinnen die einzelnen Stoffe der Probe. Heike: „Silbernitrat, Cadmiumnitrat lösen sich in Wasser, Kupfer(II)chlorid, Eisen(II)chlorid, Bariumchlorid und Natriumchlorid lösen sich ebenfalls in Wasser und Aluminiumsulfat dürfte sich ebenfalls in Wasser lösen.“ Felicitas ergänzte: „Arsentrioxid löst sich in Salzsäure, das weiß ich, weil ich es einmal zur Durchführung einer Blindprobe in Salzsäure lösen musste. Wenn wir aber Salzsäure nehmen müssen, bildet sich Silber-

chlorid, das ausfällt. Das ist ja auch egal, weil die Probe Chlorid als Anion enthält, so dass ohnehin beim Lösen Silberchlorid ausfällt.“ Die Studentinnen schlugen konzentrierte Salzsäure als Lösungsmittel vor, wobei sie das ausgefallene Silberchlorid abfiltrieren würden.

2. In welche „Gruppen“ kann man die Kationen trennen?

Die Studentinnen teilten die Kationen hinsichtlich ihrer schwerlöslichen Verbindungen in Gruppen ein. Heike: „Silber bildet schwerlösliches Silberchlorid - das haben wir ja bereits beim Lösen gefällt. Cadmium, Kupfer und Arsen bilden schon im sauren Milieu schwerlösliche Sulfide, Eisen(II)-Ionen erst im basischen Milieu. Aluminium bildet schwerlösliches Hydroxid und Barium schwerlösliches Bariumcarbonat.“ Aus dieser Festlegung ergab sich die Vorgehensweise: Die Kationen der Schwefelwasserstoff-Gruppe, der Ammoniumsulfid-Gruppe und der Ammoniumcarbonat-Gruppe werden nacheinander durch Fällung voneinander getrennt. Felicitas begründete das Prinzip der Kationentrennung folgendermaßen: „Die Fällungsreagenzien sind das S^{2-} - und das OH^- -Ion. Ihre Konzentration nimmt mit steigendem pH-Wert zu. Damit ein Sulfid oder Hydroxid ausfällt, muss das Löslichkeitsprodukt überschritten werden. Bei Stoffen mit geringer Löslichkeit ist dies schon im sauren Milieu der Fall, bei Stoffen mit größerer Löslichkeit erst im basischen Milieu.“ Heike ergänzte: „Zur Fällung von Cadmiumsulfid reicht es bereits, den pH-Wert der Lösung durch Verdünnen der Lösung zu erhöhen.“

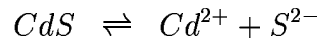
3. Wie kann man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid von Arsentrisulfid trennen?

Die Studentinnen wussten, dass man Kupfersulfid und Cadmiumsulfid von Arsentrisulfid durch Ammoniumpolysulfid voneinander trennen kann.

4. Warum muss man Cadmiumsulfid und Kupfersulfid in konzentrierter Salpetersäure lösen?

Felicitas: „Kupfer- und Cadmiumsulfid bilden ja im salzsauren Milieu schon schwerlösliche Sulfide. Das Löslichkeitsgleichgewicht liegt ganz

auf der linken Seite



Salpetersäure ist ja eine oxidierende Säure. Beim Lösen werden die Sulfid-Ionen oxidiert und die Löslichkeitsgleichgewichte so nach rechts verschoben.“

5. *Wie kann man Kupfer- und Cadmium-Ionen nebeneinander nachweisen?*

Heike: *„Die Lösung mit den Kupfer- und Cadmium-Ionen muss zunächst neutralisiert werden. Anschließend gibt man konzentrierte Ammoniaklösung dazu. Kupfer-Ionen weist man durch die Bildung des Kupfertetraammin-Komplexes nach, der die Lösung intensiv blau färbt. Zur Entfärbung der Lösung gibt man Kaliumcyanid hinzu. Hierbei bilden sich die Cyano-Komplexe, wobei der Komplex des Cadmiums stabiler ist als der des Ammins, aber nicht stabil genug, um die Fällung des Cadmiumsulfids zu verhindern. Fällt Cadmiumsulfid als gelber Niederschlag aus, so hat man Cadmium in der Probe nachgewiesen.“* Felicitas ergänzte, dass die Konzentration an Kupfer(II)-Ionen dabei so gering ist, dass selbst das kleine Löslichkeitsprodukt von Kupfersulfid nicht überschritten wird.

6. *Wie lassen sich Eisensulfid und Aluminiumhydroxid voneinander trennen?*

Felicitas gab auf diese Frage folgende Antwort: *„Eisen(III)hydroxid ist im Vergleich zu Eisen(II)hydroxid schwerlöslich. Aluminiumhydroxid bildet in alkalischer Lösung lösliche Hydroxokomplexe. Das Eisen liegt in der Lösung auf jeden Fall als Eisen(II)-Ion vor. Hätte es als Eisen(III)-Ion vorgelegen, so wäre es von Schwefelwasserstoff reduziert worden. Zur Trennung des Eisens vom Aluminium werden die Eisen(II)-Ionen mit Wasserstoffperoxid in stark alkalischer Lösung oxidiert. Eisen(III)hydroxid kann dann durch Filtration vom Aluminiumtetrahydroxoaluminat abgetrennt werden.“* Heike begründete die Wahl des Oxidationsmittels Wasserstoffperoxid damit, dass es sich

durch Erwärmen leicht zerstören lässt und die dabei entstehenden Produkte Wasser und Sauerstoff nicht störend wirken. Als Nachweisreaktionen für Eisen(III)-Ionen geben die beiden Studentinnen den Nachweis als Eisenrhodanid und als Berliner Blau an. Für Aluminium nennen sie die Nachweise mit Thénards Blau, Morin und Alizarin S-Farblack.

7. *Warum muss man bei der Fällung von Bariumcarbonat den pH-Wert von 9 genau einhalten?*

Die beiden Studentinnen diskutierten miteinander, wie man die Barium-Ionen am günstigsten nachweisen kann. Im Folgenden soll das Gespräch zwischen den beiden Studentinnen wiedergegeben werden.

Heike: Da wir wissen, dass die Lösung nur noch Barium- und Natrium-Ionen enthält, können wir das Barium als Carbonat, Sulfat, Chromat oder Oxalat fällen.

Felicitas: Wenn wir das Barium als Sulfat fällen, können wir es nicht mehr lösen, um andere Nachweisreaktionen auf Barium durchzuführen.

Heike: Wenn wir das Barium als Carbonat fällen, dann müssen wir genau den pH-Wert von 9 einhalten, weil sonst die Konzentration an Carbonat-Ionen in der Lösung zu gering ist, oder das Barium als Bariumhydroxid ausfällt.

Felicitas: Ich würde das Barium bei pH 9 als Carbonat fällen, von der Lösung abfiltrieren und das Bariumcarbonat in verdünnter Essigsäure lösen. Zum weiteren Nachweis könnte man das Barium als Sulfat und Chromat fällen.

8. *Warum säuert man zum Nachweis von Barium als Bariumchromat die Lösung mit Essigsäure und nicht mit Salzsäure an?*

Heike antwortete auf die Frage: „*Es bildet sich ja ein Chromat/Dichromat-Gleichgewicht aus, das im sauren Milieu auf der Seite des Dichromats liegt. Wenn die Lösung zu sauer ist, dann liegt das Gleichgewicht so weit auf der Seite des Dichromats, dass die Fällung ausbleibt.*“

9. *Wie würden Sie bei der experimentellen Durchführung ihres Problemlösevorschlages ihr experimentelles Handeln kontrollieren?*

Die beiden Studentinnen gaben die gleichen Strategien zur Kontrolle ihres experimentellen Tuns an wie die Teilnehmer der Gruppe II. Sie

gaben jedoch eine zusätzliche Strategie an. Anders als die beiden vorangegangenen Gruppen überprüften sie beim negativen Verlauf eines Nachweises die Reaktionsbedingungen, indem sie das zu indizierende Ion in Form eines Salzes zu einem kleinen Teil der Lösung hinzugaben. Die Studentinnen gaben an, dass sie jeden einzelnen Schritt ihres Vorgehens überprüft haben, um definierte Bedingungen zu haben.

6.3.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzel- fallstudie III

Das Vorgehen der Studentinnen unterschied sich von dem der vorangegangenen Gruppen darin, dass sie ihre Vorgehensweise von den Eigenschaften der Stoffe ausgehend entwickelt haben. Voraussetzung für eine solche Vorgehensweise ist, dass die Studierenden solides Wissen über die Eigenschaften von Stoffen haben. Anhand der folgenden drei Beispiele soll gezeigt werden, wie die Studentinnen ihr Handeln aus den Stoffeigenschaften abgeleitet haben. (1) Die Studentinnen teilten die Kationen hinsichtlich der Löslichkeit ihrer Chloride, Sulfide, Hydroxide und Carbonate in Gruppen und planten daraufhin ihr Vorgehen zur Trennung der Kationen [2.P]. Das theoretische Prinzip ihrer Vorgehensweise, die Gruppenselektivität von Fällungsreagenzien in Abhängigkeit vom pH-Wert, erklärten die Studentinnen richtig [2.T]. (2) Aus der Erkenntnis, dass Cadmiumsulfid und Kupfersulfid in salzsaurer Lösung als schwerlösliche Sulfide gefällt werden, folgerten die Studentinnen richtig, dass Salzsäure kein geeignetes Lösungsmittel für die beiden Sulfide ist. Sie konnten die Wirkung der Salpetersäure richtig als Verschiebung der Gleichgewichtslage durch Entfernen eines Stoffes aus dem Gleichgewicht erklären [4.P] und [4.T]. (3) Das Verfahren zur Trennung von Eisen(II)- und Aluminium-Ionen konnten die Studentinnen aus der Löslichkeit von Eisen(II)-, Eisen(III)- und Aluminiumhydroxid in basischer Lösung ableiten [6.P] und [6.T].

Die Studentinnen verfügten über ein solides Stoffwissen. Sie konnten für die einzelnen Stoffe, aus denen sich die Probe zusammensetzte, das geeignete Lösungsmittel angeben und wählten das passende Lösungsmittel für die Probe aus [1.P]. Sie wussten, dass sich Kupfer- und Cadmiumsulfid von Ar-

sentrisulfid durch gelbes Ammoniumpolysulfid trennen lässt und Carbonate in saurer Lösung unter Bildung von Kohlenstoffdioxid zerfallen [7.P]. Den Nachweis von Kupfer und Cadmium nebeneinander bzw. den Nachweis von Barium als Bariumchromat beschrieben die Studentinnen sachlich richtig als Verschiebungen von miteinander gekoppelten chemischen Gleichgewichten [5.P], [5.T] und [8.P], [8.T].

6.4 Zusammenfassung und Diskussion der Ergebnisse der Einzelfallstudien

Der qualitativ-analytische Teil der Lehrveranstaltung sollte den Studenten Gelegenheit bieten, das im ersten Teil der Lehrveranstaltung erworbene Wissen in neuen Problemsituationen anzuwenden und dabei die Eigenschaften der Stoffe kennen zu lernen, mit denen sie arbeiten. Durch problemorientierte Interviews wurden drei Fragen untersucht:

1. Können die Studierenden Prinzipien des Kationentrennungsgangs gezielt zur Trennung ausgewählter Kationen einsetzen und ihr Handeln theoretisch begründen?
2. Inwieweit erwerben die Studierenden bei der Bearbeitung der Analysen Wissen über die Eigenschaften von Stoffen?
3. Zusätzlich wurde gefragt, mit welchen Methoden der Selbst-Kontrolle sie die praktische Durchführung ihres Lösevorschlages kontrollieren würden.

Die Einzelfallstudien haben gezeigt, dass sich die Teilnehmer der drei Untersuchungen hinsichtlich ihres prozeduralen und theoretischen Wissens voneinander unterscheiden.

Fallanalyse I hat gezeigt, dass die Studentinnen streng nach einer gegebenen Vorschrift vorgegangen sind. Die Studentinnen bearbeiten die Problemstellung nach einem vorgegebenen „Kochrezept“. Die Analyse zeigte, dass die Studentinnen ihre Vorgehensweise nur in einigen

Fällen theoretisch begründen konnten. Die Handlungsregulation findet damit auf einer niedrigen kognitiven Ebene statt. Damit verbunden ist nur ein geringer Wissenserwerb über die Eigenschaften der Stoffe. Die Studentinnen begründeten das schlechte Ergebnis bei der Bestimmung der Kationen und Anionen in ihrer Probe mit Fehlern in ihrer eigenen experimentellen Vorgehensweisen. Sie versuchten die Fehler zu regulieren, indem sie die Analyse fünfmal wiederholten.

Fallanalyse II zeigte, dass auch diese Studenten nach einem festen Schema voringen. Im Gegensatz zu den Teilnehmerinnen der Fallanalyse I konnten die Studenten ihr Handeln jedoch in einigen Fällen theoretisch begründen [2.P], [4.P], [5.P] und [6.P]. In zwei Situationen [7.P] und [8.P] zeigte sich, dass sie die Versuchsvorschrift unreflektiert und starr verfolgten.

Fallanalyse III ist ein Beispiel dafür, dass Studierende ihr Wissen über die Eigenschaften von Stoffen (z. B. Löslichkeit von Eisen(II)-Eisen(III)- und Aluminiumhydroxid) in Verbindung mit ihren chemisch-theoretischen Konzepten flexibel zur Steuerung und Regulation ihres Handelns einsetzen.

Im Gegensatz zu Fallgruppe III, bei der die Studentinnen auf einer abstrakten, konzeptbezogenen Ebene handelten, lagen die handlungsleitenden Kognitionen der Teilnehmer der Gruppe I und II eher auf einer deskriptiven, objektbezogenen Ebene. Vor allem die Fallanalyse I zeigte, dass die Studierenden die Aufgabe nach einem „Kochrezept“ bearbeiteten.

Die drei Interviews zeigten auch, dass die Studenten mit Schwierigkeiten qualitativ anders umgehen. Die Teilnehmerinnen der Gruppe I gaben an, bei ihrer vorangegangenen experimentellen Arbeit die Reaktionsbedingungen nicht kontrolliert zu haben und nur selten Blindproben zum Kennenlernen der Reaktionsbedingungen durchgeführt zu haben. Dementsprechend unspezifisch und unpräzise geben sie ihre Schwierigkeiten an. Sie sahen die möglichen Fehler in ihrer eigenen Vorgehensweise. Danach gingen sie davon aus, dass sie die Vorschrift nicht exakt genug befolgt haben.

Insgesamt zeigte sich, dass die Antworten der Studentinnen der Gruppe III deutlich mehr Erklärungen, die ihr Verstehen der Vorgehensweise zum

Ausdruck bringen, enthielten. Daher ist das Ergebnis auch nicht erstaunlich, dass diese Studierenden ihr Handeln sorgfältig durch z. B. Blindproben kontrollierten. Eine allgemeine Aussage, etwas falsch durchgeführt zu haben, hat einen qualitativ anderen Wert als die gezielte Kontrolle des Handelns. Es lässt sich vermuten, dass ein differenziertes Wissen eine Voraussetzung dafür ist, dass Studenten ihr experimentelles Handeln erfolgreich kontrollieren. Die Gruppe II nimmt zwischen den beiden Gruppen I und III eine Mittelstellung ein.

Ziel der problemorientierten Lehrveranstaltung ist jedoch gerade die Förderung der Bildung eines kontextunabhängigen Wissens durch die Auseinandersetzung der Lernenden mit Schwierigkeiten und Problemen. Fallanalyse I zeigt, dass in problemorientierten Lernumgebungen die Gefahr besteht, dass die Lernenden damit überfordert sind, eine kognitiv anspruchsvolle Aufgabe zu bearbeiten und das Handeln gleichzeitig metakognitiv zu überwachen. Es stellt sich daher die Frage, wie man die intensive Auseinandersetzung der Studenten mit Inhalten der qualitativen Analysen fördern kann, ohne sie zu überfordern.

Für Roth [76] ist die folgende Frage für die Lehre von zentraler Bedeutung: *„Wie mache ich den Gegenstand, der als Antwort auf eine Frage zustandekam, wieder zur Frage?“* Roth [76] gibt darauf die folgende Antwort: *„Alle methodische Kunst liegt darin beschlossen, tote Sachverhalte in lebendige Handlungen zurückzuverwandeln, aus denen sie entsprungen sind: Gegenstände in Erfindungen und Entdeckungen, Werke in Schöpfungen, Pläne in Sorgen, Verträge in Beschlüsse, Lösungen in Aufgaben, Phänomene in Urphänomene.“* Danach sollte für die Studenten nicht die Aufgabe darin bestehen, Kationen nach einem bereits bestehenden Schema voneinander zu trennen, sondern für eine kleine Anzahl von Reinstoffen selbst eine Methode zu entwickeln, um die Kationen eindeutig voneinander zu trennen und nachzuweisen. Die Studenten sollen den Lösungsalgorithmus Kationentrennungsgang mit Hilfe der eigenen Denkfähigkeit selber erzeugen, d. h. den zugrunde liegenden Denkprozess aktiv nachvollziehen. Bei dieser Problemstellung wird also nicht das „Anwenden der Methode“, sondern die „Methode selber“ zum Gegenstande der Auseinandersetzung. Erst nachdem den Studenten die Methode erschlossen ist, sollten sie sie auf authentische

Problemstellungen anwenden, weil sie dann die Prinzipien des Algorithmus durchschaut haben.

Kapitel 7

Beschreibung, Analyse und Diskussion der Ergebnisse der Projektarbeit

Die Projektarbeit der Studenten wurde mit Hilfe von Verbalen Daten und eines Concept Maps erfasst. Zwischen diesen beiden Erhebungsmethoden wurde Übereinstimmung hergestellt. Die Darstellung und Analyse der Projektbearbeitung erfolgt vor dem Hintergrund des folgenden Categoriesystems: (1) Ist die Vorgehensweise der Studierenden zielgerichtet? (2) Wurden die Aufgabenstellungen gelöst? (3) Wenden die Studierenden ihr Wissen an? (4) Erwerben die Studierenden neues Wissen?

7.1 Einzelfallstudie A: Konkrete Vernetzung

Projektthema 11 - Der Wert einer 1 DM-Münze

Die erste Einzelfallstudie beschreibt die Bearbeitung eines Projektthemas mit zwei Perspektiven: Qualitative und quantitative Analyse eines Stoffgemisches. Die Methoden zur Bearbeitung des Projektes waren Gegenstand des ersten bzw. zweiten Teils der Lehrveranstaltung. Die Studentinnen, die dieses Thema bearbeiteten, lassen sich der Leistungsgruppe 4 zuordnen.

7.1.1 Bearbeitung des Projektthemas

Tafel 1 (s. Anhang auf S. 313) zeigt das Concept Map der Studentinnen. Zur Untersuchung der Metallegierung der 1 DM-Münze wurde die Münze von den Studierenden in konzentrierter Salpetersäure gelöst. Nitrate und beim Lösen der Münze entstandene nitrose Gase wurden durch Erwärmen aus der Lösung entfernt. Anschließend wurde die Lösung in einen 1000 ml-Messkolben überführt und mit entmineralisiertem Wasser auf 1000 ml verdünnt.

Mit einem Teil dieser Lösung führten die Studentinnen den Kationentrennungsgang durch und wiesen Kupfer und Nickel als Komponenten der Legierung nach. Um eine hohe Genauigkeit bei der quantitativen Bestimmung von Kupfer und Nickel zu erreichen, wollten die Studentinnen die beiden Metalle unabhängig voneinander gravimetrisch bestimmen. Zur quantitativen Bestimmung von Kupfer gingen sie analog zur Vorgehensweise beim Nickel vor. Sie fällten die Kupfer-Ionen mit Schwefelwasserstoff bei $\text{pH} = 0$, trennten den Niederschlag im Glasfiliertiegel von der Lösung ab und trockneten den Niederschlag im Trockenschrank. Bei der Auswertung stellten die Studentinnen fest, dass die aus dem Kupfersulfidniederschlag berechnete Masse an Kupfer die Masse der gesamten Münze übertrifft. Sie erklärten ihren Befund damit, dass sich das noch feuchte Kupfersulfid im Trockenschrank in Kupfersulfat umgewandelt hatte und die Masse des Niederschlages dadurch zunahm. Sie erinnerten sich daran, dass im qualitativ-analytischen Praktikum feuchte sulfidische Niederschläge nicht über Nacht aufbewahrt werden sollten, weil sie sonst zu löslichen Sulfaten oxidiert werden könnten. Sie überprüften ihre Vermutung, indem sie einen Glasfiliertiegel mit Kupfersulfid in den Trockenschrank gaben und jede halbe Stunde die Masse des Tiegels bestimmten. Das Ergebnis bestätigte ihre Hypothese: Die Masse des Tiegels nahm in den ersten 120 Minuten kontinuierlich zu. Die Studentinnen erkannten, dass die von ihnen gewählte Methode zur quantitativen Bestimmung des Kupfers ungeeignet war und beschlossen deshalb, den Kupfergehalt der Münze aus der Massendifferenz von Münze und Nickel zu berechnen.

Der Nickelgehalt wurde als Bis-[dimethylglyoximato]-nickel(II) bestimmt.

Vor der Fällung trennten sie die Kupfer-Ionen durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in die Lösung ab. Von der Falschgeldstelle der Bundesbank haben die Studentinnen die Zusammensetzung der Münze erfahren. Demnach enthält eine 1 DM-Münze 24 % Nickel und 76 % Kupfer. Anhand dieser Werte kontrollierten sie ihre eigenen experimentellen Ergebnisse. Tabelle 7.1 zeigt die Ergebnisse der Studentinnen für den experimentell bestimmten Nickelgehalt der Münze. Messung 1 und 2 wurden parallel durch-

	Nickelanteil an der Gesamtmasse der Münze in %	Abweichung vom Sollwert in %
Messung 1	21,12	-12,0
Messung 2	20,02	-16,6
Messung 3	51,45	+114,0
Messung 4	26,42	+10,1
Messung 5	23,33	-2,8

Tabelle 7.1: Experimentelle Ergebnisse der Nickelbestimmung in einer 1 DM-Münze. Laut Angabe der Falschgeldstelle der Bundesbank hat die 1 DM-Münze einen Nickelanteil von 24 %.

geführt. Hier war die eingesetzte Menge an Probelösung so groß, dass die Fällung zum einen nicht vollständig verlief, zum anderen zwei Glasfiltertiegel benutzt werden mussten. Die Studentinnen benutzten diese Werte als Vormessung. Messung 3 und 4 wurden ebenfalls parallel durchgeführt. Für die Messungen wurde das Probenvolumen reduziert. Der Vergleich mit dem Sollwert zeigte jedoch einen zu hohen Wert. An der Wand des Glasfiltertiegels befand sich ein weißer Niederschlag, den die Studentinnen mit Silber-Ionen auf Chlorid untersuchten. Die Fällung von Silberchlorid zeigte, dass es sich bei dem weißen Feststoff hier um Ammoniumchlorid oder um Natriumchlorid handelte. Für die fünfte Messung wuschen die Studentinnen den Niederschlag sehr sorgfältig mit warmem Wasser. Der Wert der fünften Messung wich um etwa 3 % von Sollwert ab. Zur Abschätzung des Materialwertes der Münze haben die Studentinnen die aktuellen Börsenwerte zugrunde gelegt. Danach hat eine 1 DM-Münze einen Materialwert von 0,033 DM. Das Poster der Studentinnen ist im Anhang C.2.2 wiedergegeben.

7.1.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzelstudie A

7.1.2.1 Anwenden von Wissen

A 1 Ist die Vorgehensweise der Studierenden zielgerichtet?

Das Concept Map der Studentinnen zeigt, dass die beiden Studentinnen ihre Arbeitsschritte logisch aufeinander abgestimmt haben und ihre Messungen systematisch optimiert haben.

A 2 Wurden die Bestandteile der Münzlegierung qualitativ und quantitativ richtig bestimmt?

Die Studentinnen bestimmten die beiden Komponenten der Münzlegierung richtig. Nach Angaben der Studierenden weicht der von ihnen bestimmte Nickelgehalt in der 1 DM-Münze um 2,8 % von den Angaben des Herstellers ¹ ab.

A 3 Wenden die Studierenden ihr Wissen an?

Bei ihrer Arbeit wenden die Studierenden Wissen aus dem ersten und zweiten Teil der Lehrveranstaltung an:

- Qualitative Bestimmung der Legierungsbestandteile in wässriger Lösung mit Hilfe des Kationentrennungsgangs (Teil 2 der Lehrveranstaltung)
- Abtrennen der störenden Kupfer-Ionen aus der Probenlösung mit Schwefelwasserstoff im sauren Milieu (Teil 2 der Lehrveranstaltung)
- Gravimetrische Bestimmung von Nickel als Bis-[dimethylglyoximato]-nickel(II) (Teil 1 der Lehrveranstaltung)

A 4 Erwerben die Studierenden neues Wissen?

Die Studentinnen erwerben neues Wissen in Bezug auf das Verfahren der Gravimetrie (insbesondere Fehlerquellen, Störungen) und über Legierungen:

¹Quelle ist die Falschgeldstelle der Bundesbank.

- Kupfersulfid ist als Fällungsreagenz zur gravimetrischen Bestimmung von Kupfer ungeeignet, da es im feuchten Zustand gegen Oxidation mit Luftsauerstoff instabil ist
- Fehlerquellen bei der Gravimetrie: (1) Wahl der geeigneten Konzentrationen der Probelösung, (2) sorgfältiges Trocknen des Niederschlages, (3) Ausreichendes Waschen des Niederschlages zum Entfernen löslicher Bestandteile, (4) Wiegen des Glasfertiiegels im abgekühlten Zustand.
- Aufbau von Legierungen, Nicht-stöchiometrischen Verbindungen und Einlagerungs-/Substitutionsmischkristallen

7.1.2.2 Anwenden von Kontrollstrategien

Zentrale Aspekte dieses Projektes wurden bereits im ersten und zweiten Teil der Lehrveranstaltung behandelt. Dementsprechend sollten bei den Studentinnen keine Schwierigkeiten auftreten. Es ist deshalb bemerkenswert, dass bei der gravimetrischen Nickelbestimmung - die am dritten Versuchstag im vorlesungsbegleitenden Praktikum durchgeführt wurde - die Studentinnen gerade die Fehler begingen, die im vorlesungsbegleitenden Praktikum im Vorfeld ausgeschaltet wurden. Für die Durchführung des Versuches im vorlesungsbegleitenden Praktikum erhielten die Studenten eine Versuchsvorschrift, die im Hinblick auf die eingesetzten Mengen optimiert war. Die Durchführung war so organisiert, dass die Studenten die Glasfiliertiegel über Nacht trockneten, so dass sie am anderen Morgen trocken und abgekühlt waren und anschließend gewogen werden konnten.

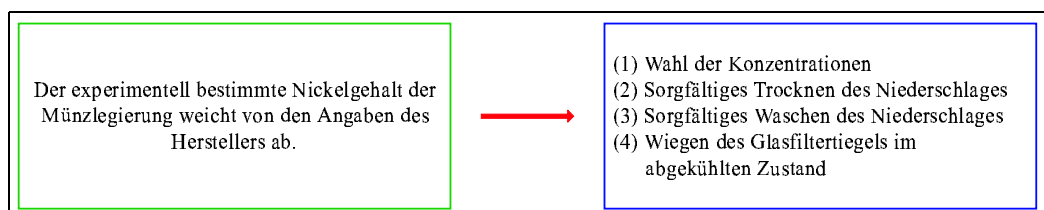


Abbildung 7.1: Regulation des Handelns durch Variation der Versuchsdurchführung.

Abbildung 7.1 zeigt, dass die Studentinnen Abweichungen ihrer experimen-

tell bestimmten Werte für den Gehalt an Nickel in der Münze feststellten (negatives Monitoring) und mit Fehlern in ihrer eigenen experimentellen Vorgehensweise erklärten. Sie hinterfragten ihre Vorgehensweise und deckten die Unzulänglichkeiten in ihrer Durchführung auf, z. B. hatten sie den Niederschlag nicht lange genug mit warmem Wasser gewaschen, weil sie dem weißen Niederschlag an der Wand des Glasfiltertiegels keine Beachtung geschenkt hatten.

Anhand der hier diskutierten Situation wird die Problematik ausgearbeiteter Vorschriften, denen die Studierenden unreflektiert wie „Kochvorschriften“ folgen, deutlich. Das Lernen anhand vereinfachter Probleme, wie der gravimetrischen Bestimmung von Nickel im vorlesungsbegleitenden Praktikum, kann offensichtlich zu Fehlern bei der Lösung realer Probleme führen. Für die Studenten sollte im vorlesungsbegleitenden Praktikum erfahrbar werden, warum die einzelnen Schritte eines komplexen Versuches durchgeführt werden. Hier ist es Aufgabe des Lehrenden, den Lernenden auf solche Verfahrensweisen aufmerksam zu machen und z. B. zu zeigen, wie ein Niederschlag aussieht, der nicht ordentlich gewaschen wurde.

7.2 Einzelfallstudie B: Metakongrete Vernetzung/Transfer auf eine einfache Problemstellung

*Projektthema 15 - Oxalsäure, Citronensäure, Maleinsäure, Fumarsäure
oder Äpfelsäure - das ist hier die Frage!*

Einzelfallstudie B zeigt die Bearbeitung eines Projektthemas mit metakongreter Vernetzung zum Inhalt des vorlesungsbegleitenden Praktikums. Zur Identifizierung einer Carbonsäure müssen die Studierenden ihren pK_S -Wert bestimmen. Die Studenten gehören der Leistungsgruppe 3 bzw. 4 an.

7.2.1 Bearbeitung des Projektthemas

Die Vorgehensweise der Studierenden lässt sich an ihrem Concept Map, das Tafel 2 (s. Anhang S. 316) zeigt, erkennen: Sie untersuchten die mit den Ziffern 1 bis 9 versehenen Eigenschaften der fünf zur Auswahl stehenden Carbonsäuren und verglichen sie mit der unbekanntem Substanz. In Tabelle 7.2 sind in der Rubrik A und B die Ergebnisse der Untersuchungen der Studenten übersichtlich dargestellt.

A. Hinreichende Eigenschaften zur Charakterisierung von Maleinsäure.

Stoffeigenschaft	Oxalsäure	Äpfelsäure	Citronensäure	Maleinsäure	Fumarsäure
(1) Aussehen unter der Lupe	Prismen	Nadeln	rhombische Prismen	Prismen	Nadeln
(2) Löslichkeit in Wasser	102 g/l	1440 g/l	622 g/l	788 g/l	6,38 g/l
(3) Schmelztemperatur	189 °C	130 °C	153 °C	131 °C	287 °C
(4) pK _S -Werte	pK _{S1} = 1,25 pK _{S2} = 4,28	pK _{S1} = 3,40 pK _{S2} = 5,11	pK _{S1} = 2,94 pK _{S2} = 4,14 pK _{S3} = 5,82	pK _{S1} = 1,83 pK _{S2} = 6,07	pK _{S1} = 3,02 pK _{S2} = 4,30

B. Zusätzlich von den Studierenden untersuchte Eigenschaften.

(5) Fällung mit Ca ²⁺ -Ionen	Fällung	keine Fällung	keine Fällung	keine Fällung	keine Fällung
(6) Komplexbildung mit Fe ³⁺ -Ionen als Nachweis für Enole	keine Reaktion, die Studierenden haben zunächst nicht erkannt, dass es sich bei den Ethylendicarbonsäuren nicht um Enole handelt.				
(7) Reaktion mit Bromwasser	Entfärbung von Bromwasser			keine Entfärbung von Bromwasser	
(8) Oxidierbarkeit mit Kaliumpermanganatlsg.	Entfärbung der Permanganatlsg.	rubinrote Färbung der Lsg. durch Komplexbildung mit Mn ³⁺ -Ionen		Entfärbung der Permanganatlsg.	
(9) Verhindern der Fällung von Ni(OH) ₂ , Co(OH) ₂ und Cu(OH) ₂ durch Maskierung	Bildung von Kupfer-, Nickel- und Cobaltoxalat bei hohen Konzentrationen an Oxalsäure	Bildung von Kupfer- und Nickelhydroxid, keine Bildung von Kupferhydroxid	Bildung von Kupferhydroxid, keine Bildung von Nickel- und Cobalthydroxid	Bildung von Kupfer-, Nickel-, und Cobalthydroxid	

Tabelle 7.2: Eigenschaften der fünf Carbonsäuren.

Zur eindeutigen Identifizierung der unbekanntem Substanz mussten alle untersuchten Eigenschaften der Probensubstanz mit denen nur einer einzigen Reinstoffprobe übereinstimmen. In ihrem Concept Map haben die Studie-

renden die Eigenschaften der Probensubstanz mit der Farbe rot dargestellt. Die Studierenden haben zunächst (1) das Aussehen, (2) die Löslichkeit und (3) die Schmelztemperatur der fünf Reinstoffe bestimmt und mit der Probe verglichen. Zusätzlich haben die Studierenden die Carbonsäuren auf alle ihnen bekannten Reaktionstypen hin untersucht:

4. *Säure-Base-Reaktion.* Die Studierenden nahmen Titrationskurven von drei der fünf Säuren auf, um ihren pK_S -Wert zu bestimmen. Der pK_S -Wert von Fumarsäure wurde nicht untersucht, weil sie nur eine sehr geringe Löslichkeit in Wasser besitzt. Oxalsäure schied aufgrund des zu hohen Schmelzpunktes im Vorfeld aus.
5. *Fällungsreaktionen.* Aus dem qualitativ-analytischen Praktikum wussten die Studierenden, dass Oxalsäure mit Calcium-Ionen zu Calciumoxalat reagiert, das schwerlöslich ist. Sie untersuchten, ob die vier anderen Säuren ebenfalls schwerlösliche Stoffe mit Calcium-Ionen bilden.
6. *Nachweis von Maleinsäure und Fumarsäure mit Eisen(III)chlorid.* Die Studierenden hielten diese beiden Säuren für Enole. In Enolen ist jedoch die Hydroxyl-Gruppe an einem doppelt gebundenen Kohlenstoff-Atom gebunden. Die Nachweisreaktionen verliefen dementsprechend negativ.
7. *Elektrophile Addition von Brom an die C – C-Doppelbindung von Maleinsäure und Fumarsäure.* Diesen Reaktionstyp haben die Studierenden in der Schule kennen gelernt. Im Experiment zeigte sich ein für sie unerwartetes Ergebnis: Das Bromwasser entfärbt sich bei Oxalsäure, Äpfel- und Citronensäure, nicht jedoch bei der Maleinsäure und der Fumarsäure.
8. *Verhalten gegenüber dem Oxidationsmittel Kaliumpermanganat.* Der Versuch wurde wie am 10. Versuchstag des vorlesungsbegleitenden Praktikums durchgeführt. Die Kaliumpermanganatlösung wurde portionsweise zu der gelösten Säure hinzutitriert. Oxalsäure, Maleinsäure und Fumarsäure entfärbten die violette Permanganatlösung. Im Falle der Äpfel- und Citronensäure färbte sich die Lösung rubinrot. Im Fall der Citronensäure entfärbte sich die Lösung jedoch

nach einigen Minuten wieder. Die Studierenden informierten sich im Lehrbuch von Holleman & Wiberg über die Oxidationsstufen des Mangans. Ihre experimentellen Befunde interpretierten sie folgendermaßen: *„Oxalsäure, Maleinsäure und Fumarsäure oxidieren das Permanganat-Ion zu Mangan(II)-Ionen; Äpfel- und Citronensäure jedoch zu Mangan(III)-Ionen, die an ihrer roten Farbe zu erkennen sind. Das zur Disproportionierung neigende Mangan(III)-Ion wird durch die komplexbildenden Anionen der Äpfel- und Citronensäure in wässriger Lösung stabilisiert. Im Falle der Citronensäure ist der Komplex jedoch instabil, so dass Mangan(III) zu Mangan(II) und Mangan(IV) nach einiger Zeit doch disproportioniert.“*

9. *Maskierung von Kationen.* Die Erkenntnis, dass Äpfel- und Citronensäure Komplexe bilden, veranlasste die Studenten, systematisch zu untersuchen, inwieweit die fünf Carbonsäuren bzw. deren Anionen mit Cu^{2+} -, Ni^{2+} - und Co^{2+} -Ionen Komplexe bilden. Die Kationen wurden von den Studenten ausgewählt, weil sie aus den vorangegangenen Praktika wussten, dass sie eine Reihe von Komplexen bilden. Um herauszufinden, ob sich eventuell Komplexe gebildet haben, die farblos sind, gaben die Studenten zu den Proben zusätzlich Natronlauge. Kupfer(II)-, Nickel(II)- und Cobalt(II)-Ionen bilden in basischer Lösung schwerlösliche Hydroxide. Bleibt die Fällung aus, so ist das ein Hinweis darauf, dass das Kation durch Komplexbildung maskiert ist. In Tabelle 7.3 ist die Versuchsreihe der beiden Studenten übersichtlich dargestellt. Zu jeweils 5 ml der gelösten Säure ($c = 0,2 \text{ mol/l}$) gaben die Studenten 1 ml der Metallsalzlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) und anschließend 1 ml bzw. 2 ml Natronlauge der Konzentration $c = 1 \text{ mol/l}$. Im Falle der Fumarsäure arbeiteten die Studenten mit der Suspension.

Aus dem experimentellen Befund, dass einige Schwermetallhydroxide erst bei Zugabe größerer Mengen an Natronlauge ausfielen, schätzten die Studierenden die Stabilität der Komplexe ab. Danach bildet Citronensäure mit Nickel(II)- und Cobalt(II)-Ionen stabile Komplexe, Äpfelsäure mit Kupfer(II)-Ionen.

Ihr Ergebnis fassten die beiden Studierenden in ihrem Vortrag zum Poster folgendermaßen zusammen: *„ Oxalsäure kann dadurch identifi-*

ziert werden, dass sie mit Cu^{2+} -, Ni^{2+} - und Co^{2+} -Ionen schwerlösliche Oxalate bildet. Für Äpfelsäure ist charakteristisch, dass sie mit Cu^{2+} -Ionen stabile Komplexe bildet, so dass eine Fällung von Kupferhydroxid ausbleibt. Kennzeichnend für Citronensäure ist das Ausbleiben der Fällung von Nickel- und Cobalhydroxiden bei Zugabe von Natronlauge. Maleinsäure und Fumarsäure zeigen keine große Tendenz zur Komplexbildung. Maleinsäure bildet im Unterschied zu Fumarsäure wohl mit Co^{2+} -Ionen schwache Komplexe, die Unterscheidung der beiden Säuren anhand ihrer Löslichkeit in Wasser ist jedoch eindeutiger und daher besser geeignet.“

	Cu^{2+}	Oxalsäure + Cu^{2+}	Äpfelsäure + Cu^{2+}	Citronensäure + Cu^{2+}	Maleinsäure + Cu^{2+}	Fumarsäure + Cu^{2+}
		$\text{CuC}_2\text{O}_4 \downarrow$	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.
+ 1 ml NaOH	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	s.o.	kein Nd.	kein Nd.	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
+ 1 ml NaOH		s.o.	kein Nd.	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	s.o.	s.o.
+ 5 Tr. konz. NaOH		s.o.	kein Nd.	s.o.	s.o.	s.o.

	Ni^{2+}	Oxalsäure + Ni^{2+}	Äpfelsäure + Ni^{2+}	Citronensäure + Ni^{2+}	Maleinsäure + Ni^{2+}	Fumarsäure + Ni^{2+}
		kein Niederschlag *	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.
+ 1 ml NaOH	$\text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.	$\text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$	$\text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$
+ 1 ml NaOH		s.o.	$\text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$	kein Nd.	s.o.	s.o.
+ 5 Tr. konz. NaOH		s.o.	s.o.	kein Nd.	s.o.	s.o.

	Co^{2+}	Oxalsäure + Co^{2+}	Äpfelsäure + Co^{2+}	Citronensäure + Co^{2+}	Maleinsäure + Co^{2+}	Fumarsäure + Co^{2+}
		kein Niederschlag *	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.
+ 1 ml NaOH	$\text{Co}(\text{OH})_2 \downarrow$	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.	kein Nd.	$\text{Co}(\text{OH})_2 \downarrow$
+ 1 ml NaOH		s.o.	$\text{Co}(\text{OH})_2 \downarrow$	kein Nd.	$\text{Co}(\text{OH})_2 \downarrow$	s.o.
+ 5 Tr. konz. NaOH		s.o.	s.o.	kein Nd.	s.o.	s.o.

Tabelle 7.3: Untersuchung zur komplexbildenden Wirkung von Oxalsäure, Äpfelsäure, Citronensäure, Maleinsäure und Fumarsäure mit Cu^{2+} -, Ni^{2+} - und Co^{2+} -Ionen. Das Ausbleiben einer Fällung bei Zugabe von Natronlauge dient als Hinweis darauf, dass das Kation maskiert ist. * NiC_2O_4 bzw. CoC_2O_4 bilden sich erst bei höheren Konzentrationen an Oxalsäure.

Die Studierenden haben somit zwei alternative Methoden zur Identifizierung der unbekanntes Substanz erarbeitet. Die erste Methode basiert auf der Messung stoffspezifischer Eigenschaften (Löslichkeit,

Schmelztemperatur und pK_S -Wert), die zweite Methode auf charakteristischem chemischen Verhalten. Das Poster der Studenten befindet sich im Anhang C.3.2.

7.2.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie B

7.2.2.1 Anwenden von Wissen

B 1 Ist die Vorgehensweise der Studierenden zielgerichtet?

Die Studierenden verfolgen zwei Zielvorstellungen: Identifizierung der unbekannt Substanz (2) aufgrund ihrer stoffspezifischen Eigenschaften (Kristallform, Löslichkeit, Schmelztemperatur und pK_S -Wert) und (2) aufgrund ihrer chemischen Reaktivität.

Diese Fallstudie ist ein gutes Beispiel dafür, dass der Freiraum, den Projektaufgaben bewusst bieten, von den Studierenden für das Ausprobieren alternativer Lösungswege und kreatives Forschen genutzt wird. Die Untersuchungen zur Komplexbildung der Carbonsäuren werden im folgenden Abschnitt 7.2.2.2 diskutiert.

B 2 Wurde die unbekannte Substanz als Maleinsäure identifiziert?

Die Identifizierung der unbekannt Substanz erfolgte durch ihren pK_S -Wert und wurde durch zusätzliche Untersuchungen zur chemischen Reaktivität und Löslichkeit bestätigt.

B 3 Wenden die Studierenden ihr Wissen an?

Zur Ermittlung der Eigenschaften der Carbonsäuren wenden die Studierenden ihr Wissen aus Vorlesung, vorlesungsbegleitendem Praktikum, qualitativ-analytischem Praktikum und der Schule an:

- Bestimmung eines Stoffes anhand seiner stoffspezifischen Eigenschaften: Kristallform, Löslichkeit, Schmelztemperatur und pK_S -Wert (1. Teil der Lehrveranstaltung)
- Bestimmung des pK_S -wertes aus der experimentell bestimmten Titrationskurve (1. Teil der Lehrveranstaltung, 7. Versuchstag, Versuch 3)

- Oxalsäure bildet mit Calcium-Ionen schwerlösliches Calciumoxalat (2. Teil der Lehrveranstaltung)
- Elektrophile Addition von Brom an C – C-Doppelbindungen (Schulwissen)
- Permanganat-Ionen werden im sauren Milieu durch Oxalsäure oxidiert (1. Teil der Lehrveranstaltung, 10. Versuchstag)
- Kopplung von Komplexbildung und Löslichkeitsgleichgewicht zur Abschätzung der Stabilität eines Komplexes (1. Teil der Lehrveranstaltung, 8. Versuchstag, Versuch 4)

B 4 Erwerben die Studierenden neues Wissen?

Die Studierenden lernen eine Reihe von Eigenschaften der untersuchten Stoffe kennen:

- Fumarsäure ist in Wasser schlecht löslich
- Maleinsäure, Fumarsäure, Äpfelsäure und Citronensäure bilden keine schwerlöslichen Niederschläge mit Calcium-Ionen
- Oxalsäure, Maleinsäure, Fumarsäure, Äpfelsäure und Citronensäure besitzen reduzierende Wirkung
- Äpfelsäure und Citronensäure bilden Komplexe mit Kupfer(II)-, Nickel(II)-, Cobalt(II)- und Mangan-Ionen
- Stabilisierung von Metallionen in einer bestimmten Oxidationsstufe durch Komplexbildung

7.2.2.2 Anwenden von Kontrollstrategien

In drei Situationen bemerkten die Studenten Schwierigkeiten bzw. Widersprüche in ihrer Arbeit, die sie durch Nutzung zusätzlicher Informationen aus der Literatur bzw. ihres eigenen Vorwissens regulieren konnten. Anhand der Definition der Stoffgruppe der Enole in einem Lehrbuch erkannten die Studierenden, dass es sich entgegen ihrer Annahme bei keiner der fünf Säuren um ein Enol handelte. Während sie die Entfärbung des Broms durch die reduzierende Wirkung von Äpfelsäure, Citronensäure und Oxalsäure erklären konnten, blieb die Frage offen, warum Maleinsäure und Fumarsäure

Bromwasser bei Raumtemperatur nicht entfärben. Dass die Studenten diese Frage nicht geklärt haben, war für die Beantwortung ihrer Fragestellung auch nicht weiter wichtig.

Die dritte Problemsituation ist in Abbildung 7.2 als graphische Repräsentation dargestellt und soll im Folgenden ausführlich diskutiert werden.

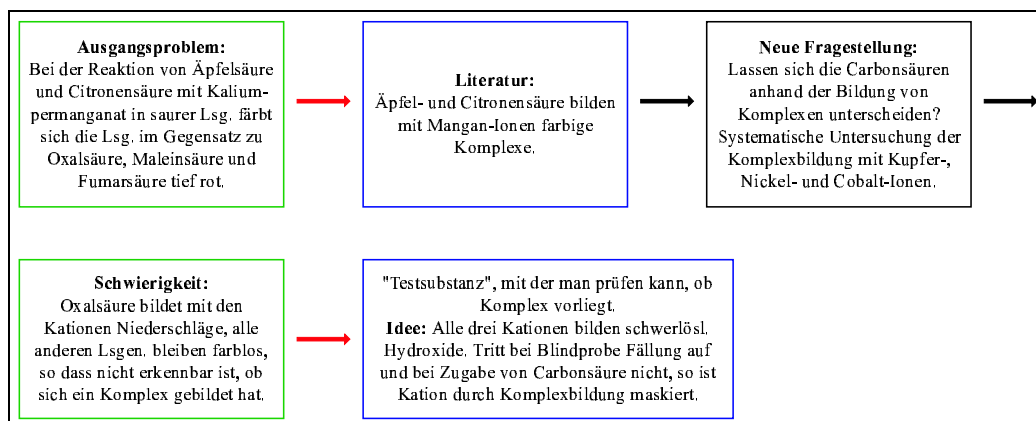


Abbildung 7.2: Negatives Monitoring als Ausgangspunkt für neue, weiterführende Fragestellungen.

Die in Abbildung 7.2 dargestellte Situation ist ein Beispiel dafür, wie auf negatives Monitoring eine Regulation stattfindet, die zu einer neuen weiterführenden Fragestellung führt. Die Studierenden entwarfen auf die Erkenntnis hin, dass Äpfelsäure und Citronensäure Komplexe bilden, selbständig einen Untersuchungsplan (siehe Tabelle 7.3) zur systematischen Untersuchung der Frage, ob die fünf Carbonsäuren mit Kupfer(II)-, Nickel(II)- und Cobalt(II)-Ionen Komplexe bilden, anhand derer sich die unbekannte Substanz identifizieren lässt. Als Testreagenz verwendeten sie Hydroxid-Ionen, die mit allen drei Kationen schwerlösliche Hydroxide bilden. Als Ergebnis ihrer Untersuchungen fanden sie heraus, dass Äpfelsäure und Citronensäure mit den untersuchten Kationen vergleichsweise stabile Komplexe bilden und die Fällung der betreffenden Hydroxide wegen der Maskierung der Kationen ausbleibt. Anhand dieser Eigenschaften konnten die Studenten ausschließen, dass es sich bei der unbekannten Substanz um Äpfelsäure oder Citronensäure handelt. Die experimentellen Ergebnisse der Studierenden konnten durch eigene Untersuchungen reproduziert und bestätigt werden. Die Behandlung der Reaktionen auf der phänomenolo-

gischen Ebene reichte für die Beantwortung der Frage aus und war somit angemessen.

7.3 Einzelfallstudie C: Metakongrete Vernetzung/Transfer auf eine komplexe Problemstellung

Projektthema 9 - Synthese und Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes

Die dritte Einzelfallstudie beschreibt die Bearbeitung eines Projektes, in dem die Studenten drei verschiedene quantitative Bestimmungsmethoden (Säure-Base-Titration, Gravimetrie und Potentiometrie), die sie im ersten Teil der Lehrveranstaltung kennen gelernt haben, adäquat auf neue Problemsituationen anwenden sollen. Die beiden Studenten lassen sich der Leistungsgruppe 4 zuordnen.

7.3.1 Bearbeitung des Projektthemas

Das Concept Map der beiden Studenten ist auf Tafel 3 (s. Anhang S. 319) dargestellt. Anhand des Maps erkennt man, dass die drei Perspektiven des Projektes unabhängig voneinander bearbeitet wurden. Aus diesem Grund sollen sie auch hier einzeln dargestellt werden. Aus dem Map der Studierenden geht auch hervor, dass sie in drei entscheidenden Situationen ihrer Arbeit instruktionale Unterstützung vom Autor dieser Arbeit erbeten und erhalten haben. Diese Situationen sollen ausführlich dargestellt werden, um die Funktion der Lehrenden in problemorientierten Lernumgebungen zu untersuchen.

1. Perspektive Die Studenten verwendeten zur Darstellung der Kristalle eine Vorschrift nach Jander & Blasius [42]. Sie stellten eine gesättigte Kupfersulfat-Lösung her, zu der sie anschließend konzentrierte Ammoniaklösung hinzugaben. Zunächst bildete sich ein Niederschlag von hellblauem Kupferhydroxid, der sich bei weiterer Zugabe von Ammoniak unter

Bildung des Kupfertetraammin-Komplexes auflöste. Die Lösung wurde in einen Standzylinder gegeben und zunächst vorsichtig mit einem Ethanol-Wasser Gemisch im Verhältnis 1 : 1 und anschließend mit reinem Ethanol überschichtet. Nach mehreren Tagen befanden sich an der Grenzschicht der oberen rein ethanologischen Phase und der wässrigen ethanologischen Phase tief dunkelblaue Kristalle, die mit Aceton und Ethanol getrocknet wurden (siehe Poster der Gruppe im Anhang C.4.2).

In ihrem Concept Map schreiben die beiden Studenten, dass ihnen die „Bedeutung der Überschichtung zunächst unklar“ blieb. Beim Interview zum Concept Map erklärten sie die Bildung der Kristalle folgendermaßen:

Jan-Amadé: Wir wollten zunächst wissen, wozu die ammoniakalische Lösung mit Ethanol überschichtet wird. Wir dachten, dass das Ethanol dazu dient, um die Kristalle von der Luft fern zu halten, weil sie sich ja an der Luft zersetzen.

Thorsten: Dann haben wir gesehen, dass sich die Kristalle genau an der Grenze der ethanologischen und wässrigen Phase gebildet haben. Die Kupfertetraammin- und Sulfat-Ionen sind in die ethanologische Phase hineindiffundiert und dort auskristallisiert. Das Salz löst sich ja nicht in Ethanol. Das haben wir auch gesehen, als wir die Kristalle mit Ethanol getrocknet haben und sie sich darin nicht gelöst haben.

Jan-Amadé: Dann haben wir uns gefragt, warum sich das Salz wohl in Wasser aber nicht in Ethanol löst. Es musste irgendetwas mit der Polarität zu tun haben. Wir haben dann im Lehrbuch von Atkins „Chemie einfach alles“ nachgeschaut.

Thorsten: Bedingung dafür, dass sich ein Salz löst, ist, dass die Freie Reaktionsenthalpie des Systems beim Lösen abnimmt. Der Einfachheit halber wird immer nur die Reaktionsenthalpie betrachtet. Die Reaktionsenthalpie ist die Differenz aus der Gitterenergie und der Solvatationsenthalpie. Die Gitterenergie ist durch die Größe und Ladung der Anionen und Kationen und durch die Gittergeometrie bestimmt. Die Solvatationsenthalpie gibt die Wechselwirkung zwischen dem Lösungsmittel und den Ionen an. Die Solvatationsenthalpien sind aufgrund der unterschiedlichen Polaritäten von Ethanol und Wasser in der wässrigen Lösung und in der ethanologischen Lösung jedoch unterschiedlich groß. Durch das Überschichten erhält man einen „Polarisationsgradienten“. Die Ionen diffundieren in die Lösung hinein und an der Stelle, an der die Solvatationsenthalpie geringer als die Gitterenergie ist, bilden sich Kristalle.

2. Perspektive Um den Gehalt an Ammoniak im Kupfertetraammin-Komplex zu bestimmen, haben die Studierenden zwei unterschiedliche Hy-

pothesen aufgestellt, die nach dem Laut-Denk-Protokoll wiedergegeben werden sollen:

Hypothese 1: Erwärmen der Kristalle in einer geschlossenen Apparatur, wobei das entweichende Ammoniak-Gas in einem Kolbenprober aufgefangen wird. Die Stoffmenge an Ammoniak wird durch Volumensmessung und die Ideale Gasgleichung bestimmt. Die Studierenden erinnerten sich an einen Demonstrationsversuch in der Vorlesung, bei dem Magnesium in Salzsäure gelöst wurde und das Volumen des entstehenden Wasserstoffgases in einem Kolbenprober gemessen wurde. Ziel dieses Versuches war die Bestimmung der molaren Masse von Magnesium.

Hypothese 2: Untersuchung der Bildung des Kupfertetraammin-Komplexes durch portionsweise Zugabe einer Ammoniaklösung bekannter Konzentration zu einer vorgelegten Lösung bekannter Konzentration von Kupfersulfat. Solange in der Lösung Kupfer-Ionen vorhanden sind, bildet sich der Kupfertetraammin-Komplex und der pH-Wert der Lösung sollte nahezu konstant bleiben. Sind alle Kupfer-Ionen verbraucht, so sollte die weitere Zugabe von Ammoniak einen drastischen pH-Wert-Anstieg bewirken.

Die beiden Studierenden entschlossen sich für die experimentelle Überprüfung der zweiten Hypothese, weil sie der Meinung waren, dass sie leichter experimentell zu realisieren sei. Bei der Durchführung lösten sie eine zuvor gewogene Portion Kupfersulfat-Pentahydrat in einem Becherglas mit Wasser und titrieren aus einer Bürette konzentrierte Ammoniaklösung zu dieser Lösung. Die Lösung wurde mit einem Magnetrührer gerührt. Nach Zugabe von jeweils 0,1 ml der Ammoniak-Lösung wurde der pH-Wert der Lösung mit einem pH-Meter gemessen. Bereits nach Zugabe von drei Tropfen der Ammoniaklösung bildete sich ein Niederschlag von Kupferhydroxid, der sich im weiteren Verlauf der Titration aber wieder auflöste. Die Studierenden zeichneten die in Abbildung 7.3 dargestellte Titrationskurve. Im Folgenden soll ein Gespräch zwischen den Studierenden über die Auswertung der Titrationskurve wiedergegeben werden:

Jan-Amadé: Die Kurve sieht eher aus wie eine Pufferkurve.

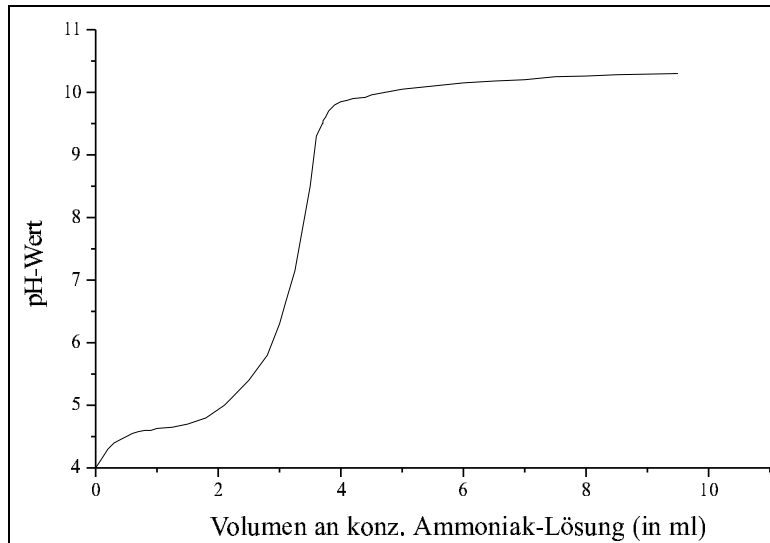


Abbildung 7.3: Titrationskurve der Studenten zur Bestimmung der stöchiometrischen Zusammensetzung des Kupfertetraammin-Komplexes.

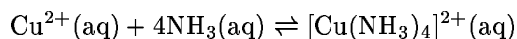
Thorsten: Wir haben zwar einen pH-Sprung festgestellt, aber nicht da, wo wir ihn vermutet haben. Da die Ammoniak-Lösung ja nicht nur NH_3 , sondern auch Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen enthält, kommt es dazu, dass gleich zu Beginn der Titration Kupferhydroxid ausfällt. Der pH-Anstieg beginnt nach Zugabe von ungefähr 2,5 ml der Ammoniak-Lösung. Wir meinen auch, dass dies der Bereich ist, wo sich das Kupferhydroxid wieder aufzulösen beginnt

Wir haben das mal überschlagen: Wir haben 5,11 g Kupfersulfat in 100 ml Wasser gelöst. Das entspricht einer Stoffmenge von 0,020 mol Kupfersulfat. Die verwendete konzentrierte Ammoniak-Lösung ist 17,5 molar. Der pH-Wert beginnt nach Zugabe von ungefähr 2,5 ml Ammoniak - das entspricht einer Stoffmenge von 0,043 mol - zu steigen. Dass der pH-Wert zu Beginn nicht steigt, ist damit klar: Die OH^- -Ionen aus der Ammoniak-Lösung werden durch die Cu^{2+} -Ionen weggepuffert. Der pH-Wert kann erst dann steigen, wenn die Cu^{2+} -Ionen vollständig in das Kupferhydroxid überführt sind.

Jan-Amadé: Wenn sich der Niederschlag gerade aufgelöst hat, müssten sich ja gerade die gesamten Kupfer-Ionen in den Komplex umgewandelt haben. Da die Lösung jedoch intensiv blau gefärbt ist, kann man leider nicht genau sagen, wann sich der Niederschlag vollständig aufgelöst hat.

Autor: Ist das eigentlich nachvollziehbar, dass ihr in eurem Experiment keinen pH-Sprung festgestellt habt? Betrachtet doch die Reaktionsgleichung zu eurer Reak-

tion:



Jan-Amadé: Ach! Das ist ja ein Gleichgewicht. Wir verschieben durch Zugabe von Ammoniak das Gleichgewicht immer mehr zur Produktseite. Da es sich aber um ein Gleichgewicht handelt, wird nie ein pH-Sprung auftreten.

Thorsten: Wir haben uns schon gefragt, warum wir eigentlich die Kristalle züchten sollten. Ist es vielleicht sinnvoll, mit denen weiterzuarbeiten?

Autor: Warum könnte das sinnvoll sein?

Thorsten: Weil die Kristalle ja auch den Kupfertetraammin-Komplex enthalten.

Daraufhin entwickelten die beiden Studierenden selbst die folgende dritte Hypothese:

Hypothese 3: Zur Bestimmung des Ammoniakgehaltes in der Verbindung wird eine genau abgewogene Menge der Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat-Kristalle in Wasser gelöst und die Konzentration an Ammoniak in der Lösung durch Titration mit einer Säure bestimmt. Der Äquivalenzpunkt soll aus der Titrationskurve bestimmt werden. Zur Aufnahme einer Titrationskurve wird der pH-Wert mit einem pH-Meter gemessen. Abbildung 7.4 zeigt die Ergebnisse der Studenten.

Die Studierenden interpretierten die Titrationskurve folgendermaßen:

1. Die Lösung des Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrats reagiert alkalisch. Es bildet sich Kupferhydroxid, das sich durch Zugabe von Salpetersäure auflöst.
2. Am ersten Äquivalenzpunkt, nach Zugabe von etwa 50 ml Salpetersäure, hat sich der Niederschlag von Kupferhydroxid gerade vollständig aufgelöst. Der pH-Wert sinkt, weil die Oxonium-Ionen nicht mehr durch die Hydroxid-Ionen neutralisiert werden.
3. Am zweiten Äquivalenzpunkt, bei etwa 80 ml, ist das Ammoniak, das aus dem Kupfertetraammin-Komplex stammt, vollständig neutralisiert. Aus dem bis zu diesem Punkt verbrauchten Volumen an

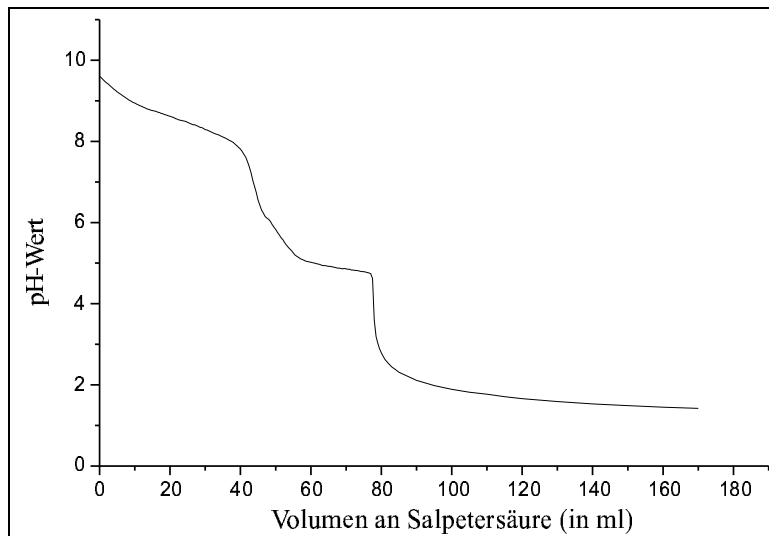


Abbildung 7.4: Titrationskurve der Studenten zur Bestimmung des Ammoniakgehaltes in der Probe.

Salpetersäure der Konzentration 0,1 mol/l wurde die Stoffmenge an Ammoniak in 0,5026 g des Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrats zu 0,00775 mol bestimmt.

Nachdem die Studenten den Ammoniakgehalt in den Kristallen bestimmt hatten, überlegten sie, mit welchen Methoden sich der Gehalt an Kupfer bestimmen lässt. Im Folgenden ist ein weiteres Gespräch der beiden Studenten mit dem Autor wiedergegeben.

Thorsten: Wir sollen zeigen, dass im Kupfertetraammin-Komplex das Stoffmengenverhältnis Kupfer zu Ammoniak gleich eins zu vier ist. Den Stoffmengengehalt an Ammoniak haben wir jetzt bestimmt; jetzt müssen wir den Stoffmengengehalt an Kupfer bestimmen. Wir kennen jedoch kein Verfahren zur quantitativen Bestimmung von Kupfer. Man kann das Kupfer nicht als Kupfersulfid bestimmen, da es beim Trocknen zu Kupfersulfat oxidiert wird.

Autor: Ihr wollt also die Kupfer-Ionen in einen Feststoff überführen und dann wiegen. Welche stabilen Kupferverbindungen kennt ihr?

Jan-Amadé: Kupfersulfat, Kupferchlorid, Kupferoxid und Kupferhydroxid.

Autor: Welche von diesen Verbindungen ist für eine gravimetrische Bestimmung am besten geeignet?

Jan-Amadé: Ich würde sagen Kupferoxid oder Kupferhydroxid.

Thorsten: Wir wissen ja, dass Hydroxide sich bei Erwärmung in Oxide umwandeln. Beim Trocknen im Trockenschrank würde sich aus dem Kupferhydroxid wahrscheinlich Kupferoxid bilden. Unter dem Gesichtspunkt ist Kupferoxid sicherlich besser für eine gravimetrische Bestimmung geeignet.

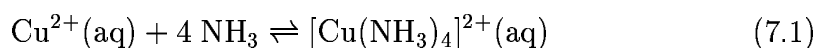
Autor: Wie wandelt man die Kristalle in Kupferoxid um?

Thorsten: Man könnte die Kristalle im Tiegel glühen, so dass man das Kupfer in Kupferoxid überführt und aus der Masse an Kupferoxid das Kupfer bestimmt.

Zur Bestimmung der Stoffmenge an Kupfer in dem Komplex gaben die Studenten 0,5026 g der Probe in einen Porzellantiegel und erhitzen ihn zur Rotglut. Anschließend bestimmten sie die Masse an Kupferoxid und berechneten daraus die Masse an Kupfer in der Probe. Aus den Ergebnissen ihres Posters folgt, dass 0,5026 g der Probe 0,0019 mol Kupfer enthalten.

Aus den Werten der Studierenden ergibt sich ein Stoffmengenverhältnis von Kupfer zu Ammoniak von 1 zu 4,058.

3. Perspektive Zur Bestimmung der Komplexbildungskonstanten betrachteten die beiden Studierenden das folgende Komplexbildungsgleichgewicht ²:



Und formulierten dazu die folgende Komplexbildungskonstante:

$$K_B = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4} \quad (7.2)$$

Die Studierenden wenden sich mit folgender Überlegung an den Autor dieser Arbeit:

Jan-Amadé: Zur Bestimmung der Komplexbildungskonstanten benötigen wir die Gleichgewichtskonzentrationen der in Gleichung 7.2 stehenden Stoffe. Wenn wir die Konzentrationen dieser Stoffe aber mit den uns bekannten Verfahren bestimmen, beeinflussen wir das Gleichgewicht in Reaktion 7.1. Wir bestimmen dann aber nicht mehr die Gleichgewichtskonzentration.

²Die folgenden Gleichungen wurden der besseren Lesbarkeit halber nummeriert. Die Studierenden verwiesen mit dem Zeigefinger auf die geschriebenen Gleichungen.

Thorsten: Was wir suchen, ist eine Methode, um die Konzentrationen statisch zu messen.

Autor: Die elektrochemische Bestimmung von Konzentrationen mit Hilfe eines galvanischen Elementes ist eine statische Methode.

Jan-Amadé: Wir haben es uns fast gedacht. Es gab so etwas schon mal in der Vorlesung.

Das Poster (s. Anhang S. 318) zeigt den experimentellen Aufbau der Studenten zur Bestimmung der Konzentration der Kupfer-Ionen mit Hilfe eines galvanischen Elementes. In beiden Halbzellen befanden sich zunächst Kupfersulfatlösungen der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$. In die linke der beiden Halbzellen wurde zusätzlich konzentrierte Ammoniak-Lösung gegeben. Sind die Ausgangskonzentrationen von Ammoniak und Kupfersulfat bekannt, so kann man anhand der experimentell bestimmten Gleichgewichtskonzentration an Cu^{2+} -Ionen und der Reaktionsgleichung 7.1 die Gleichgewichtskonzentrationen an Ammoniak und des Kupfertetraammin-Komplexes berechnen. Bei ihrer Berechnung stellten die Studenten indessen erhebliche Abweichungen von den Literaturwerten fest. Sie analysierten ihre Vorgehensweise und stellten fest, dass (1) die Konzentration an Ammoniak im Gleichgewicht nicht mit der Ausgangskonzentration an Ammoniak gleichgesetzt werden darf, (2) die Verdünnung der Kupfersulfat-Lösung durch die Zugabe von Ammoniak berücksichtigt werden muss und (3) die Ausgangskonzentration der verwendeten Ammoniak-Lösung nicht genau genug bekannt war. Aus ihrer Beobachtung schlossen die Studenten, dass aus der konzentrierten Ammoniaklösung ständig Ammoniak entweicht und die Ausgangskonzentration nicht dem Wert entspricht, der auf dem Etikett der Vorratsflasche angegeben ist. Sie bestimmten daher zusätzlich die Konzentration der verwendeten Ammoniaklösung durch Säure-Base-Titration. Sie ermittelten den Wert der Komplexbildungskonstanten zu $K_B = 5,2 \cdot 10^{14}$. Der Literaturwert [84] beträgt $K_B = 4,7 \cdot 10^{14}$. Das Poster der Studenten befindet sich im Anhang C.4.2.

7.3.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie C

7.3.2.1 Anwenden von Wissen

C 1 Ist die Vorgehensweise der Studierenden zielgerichtet?

Die erste Perspektive war die Darstellung der Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat-Kristalle. Die Studenten stellten die Kristalle nach einer Vorschrift her, die sie sich zuvor selber beschafft hatten. Die zweite Perspektive beschäftigte sich mit der Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes. Für die Studenten bestand die Aufgabe darin, adäquate Methoden zur Bestimmung des Gehaltes an Ammoniak und Kupfer in den Kristallen auszuwählen. Den Ammoniakgehalt bestimmten sie durch Säure-Base-Titration. Eine Methode zur quantitativen Bestimmung von Kupfer in einer Probe hatten sie bislang noch nicht kennen gelernt. Vielleicht war das ein Grund dafür, dass die Studenten zunächst die Bildung des Komplexes untersuchten, bei der sie die Stoffmenge an Kupfer(II)-Ionen vorlegten und Ammoniak-Lösung hinzugaben. Da die Studenten in der Literatur keine für sie geeignete Methode fanden, wandten sie sich an den Autor. In einem vom Autor gelenkten Gespräch konnten sich die Studenten selber ein Verfahren zur gravimetrischen Bestimmung von Kupfer in den Kristallen ableiten.

Die dritte Perspektive beinhaltete die Bestimmung der Komplexbildungskonstanten des Kupfertetraammin-Komplexes. Die Studenten beschrieben die Eigenschaften, die die Methode zur Bestimmung der Gleichgewichtskonzentrationen besitzen muss, richtig: Die Konzentrationsmessung darf die Lage des Gleichgewichtes nicht beeinflussen, sie muss statisch sein. Dies schien für sie ein Widerspruch zu sein, da die ihnen bislang bekannten Analysenmethoden stets eine Verschiebung der Gleichgewichtslage bedeuteten. Der Autor nannte ihnen daraufhin die Methode, die diese Bedingungen erfüllt. Die Studenten konnten sich zwar daran erinnern, das Verfahren der Potentiometrie in der Vorlesung kennen gelernt zu haben, konnten es aber nicht mehr reproduzieren. Sie informierten sich deshalb in einem Lehrbuch über

das Verfahren und führten den Versuch danach durch.

C 2 Wurden die Aufgabenstellungen gelöst?

Die Studenten synthetisierten das Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat nach einer geeigneten Methode. Die beiden anderen Perspektiven des Projektes wurden mit den adäquaten chemischen Analysenmethoden bearbeitet. Für das Stoffmengenverhältnis Kupfer zu Ammoniak gaben die Studenten den Wert 1 zu 4,058 an. Der Wert der Komplexbildungskonstanten wurde um etwa 15 % zu groß bestimmt.

C 3 Wenden die Studierenden ihr Wissen an?

Analyse zeigte, dass die Studenten folgendes Wissen anwandten:

- Qualitative Interpretation des Vorgangs der Kristallisation des Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrats im Lösungsmittel Ethanol durch Abschätzung der Beiträge der Gitterenergie und Solvatationsenergie in Abhängigkeit von der Polarität des Lösungsmittels
- Titration von Ammoniak in einer wässrigen Lösung von Tetraamminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat mit Salpetersäure zur Bestimmung des Ammoniakgehaltes im Kupfertetraammin-Komplex
- Auswerten einer Titrationskurve
- Berechnung der Gleichgewichtskonzentrationen an Ammoniak und des Kupfertetraammin-Komplexes aus den Anfangskonzentrationen und der experimentell bestimmten Gleichgewichtskonzentration an Kupfer(II)-Ionen
- Berechnung der Komplexbildungskonstanten des Kupfertetraammin-Komplexes

C 4 Erwerben die Studierenden neues Wissen?

Die Analyse zeigt, dass die Studenten bei der Bearbeitung eines authentischen Problems auch neues Wissen erwerben.

- Darstellen von Kristallen durch Übersichten einer gesättigten Lösung mit einem Lösungsmittel, in dem sich die Kristalle nicht lösen

- Gravimetrische Bestimmung von Kupfer als Kupferoxid
- Potentiometrische Bestimmung der Konzentration von Kupfer(II)-Ionen

7.3.2.2 Anwenden von Kontrollstrategien

Die Studenten der Fallgruppe C benötigten in drei entscheidenden Situationen ihrer Arbeit instruktionale Unterstützung, da sie ihre Schwierigkeiten weder durch ihr eigenes Wissen noch durch zusätzliche Informationen aus der Literatur regulieren konnten. Im ersten Fall ging es um die Bewertung der Methode, die Zusammensetzung des Kupfertetraammin-Komplexes durch die Messung des pH-Wertes in Abhängigkeit von der zugegebenen Menge an Ammoniak zu bestimmen.

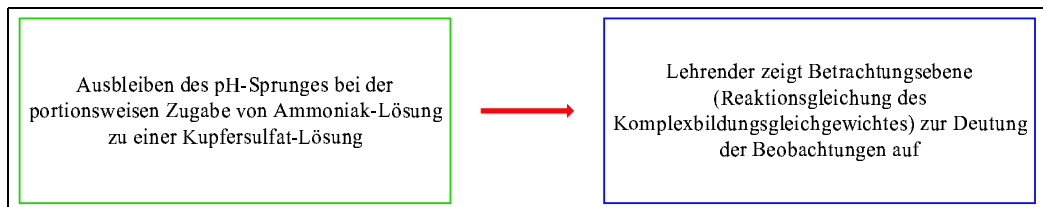


Abbildung 7.5: Instruktionale Unterstützung der Lernenden durch Aufzeigen der geeigneten Betrachtungsebene zur Diskussion eines Problems.

Der Autor zeigte ihnen die geeignete Betrachtungsebene - die Reaktionsgleichung des Komplexbildungsgleichgewichtes - um zu erklären, warum sich der pH-Wert anders als erwartet nicht sprunghaft ändert. Im zweiten Fall entwickelte er im Gespräch mit den Studenten eine Vorgehensweise zur Bestimmung des Kupfergehaltes in dem Komplex. Er bezog sich dabei auf die Idee der Studenten, das Kupfer gravimetrisch zu bestimmen. Nachdem die Studenten die Eigenschaften der Analysemethode richtig beschrieben hatten, nannte der Autor im letzten Fall die Methode zur Bestimmung der Konzentration an Kupfer(II)-Ionen. Er steuerte damit die Aktivität der Studenten auf die Anwendung der Potentiometrie auf die spezielle Problemsituation. Im Hinblick auf die Zeitökonomie ist es auch in problemorientierten Lernumgebungen sicherlich nicht sinnvoll, dass Studenten so lange an einer Problemlösung arbeiten, bis sie sie selbst gelöst haben. Viel

wichtiger scheint es, den Studenten domänenspezifische Denkstrategien und Betrachtungsebenen offen zu legen, die sie in ähnlichen Situationen wieder anwenden können.

Bei der Berechnung der Komplexbildungskonstanten zeigten die von den Studenten bestimmten Werte Abweichungen von den Literaturwerten. Hier kontrollierten und regulierten die Studenten ihr Handeln vollständig selber. Sie diagnostizierten dabei die folgenden Fehler in ihrer Vorgehensweise und regulierten sie: (1) Durch die Bildung des Komplexes nimmt die Konzentration an Ammoniak in der Lösung ab und kann daher nicht gleichgesetzt werden mit der Ausgangskonzentration an Ammoniak, (2) durch Zugabe der Ammoniak-Lösung zu der einen Halbzelle des galvanischen Elementes ändern sich durch die Volumenzunahme die Konzentrationen aller Reaktionsteilnehmer und (3) die Konzentration der Ammoniak-Lösung stimmt nicht mit dem Wert auf dem Gefäß überein.

7.4 Einzelfallstudie D: Abstrakte Vernetzung

Projektthema 1 - Silber und Gold

Die letzte Einzelfallstudie beschreibt ein Projektthema mit drei Perspektiven: (1) Beschichtung von CD-Rs mit einer ebenen, reflektierenden Metallschicht aus Gold bzw. Silber, (2) Rückgewinnung der Edelmetalle von der CD-R und (3) Bestimmung der Schichtdicke der Reflexionsschicht. Zur Rückgewinnung der Metalle und zur Bestimmung der Schichtdicke müssen die Metalle von dem Polycarbonatträger gelöst und elektrogravimetrisch bestimmt werden. Das Prinzip der Elektrolyse haben die Studenten bislang nicht als quantitativ analytisches Verfahren zur Bestimmung von Metallen kennen gelernt. Einzelfallstudie D wurde von zwei Studenten bearbeitet, die sich hinsichtlich ihrer Leistungen in den beiden Teilklausuren im ersten Teil der Lehrveranstaltung der Leistungsgruppe 4 zuordnen lassen.

7.4.1 Bearbeitung des Projektthemas

Die Bearbeitung ihres Projektthemas „Silber und Gold“ haben die Studenten in einem Concept Map, das auf Tafel 4 im Anhang S. 322 wiedergegeben ist, dargestellt. Danach lässt sich die Bearbeitung des Projektes in drei aufeinander folgende Phasen strukturieren, die im Folgenden dargestellt werden.

Phase 1: Sammlung von Informationen über den Aufbau und die Herstellung einer CD-R Die Studierenden informierten sich zunächst auf der Homepage von Herstellern von CD-Rs über die Bestandteile, den strukturellen Aufbau und die Herstellung einer CD-R. Zusätzlich wandten sie sich an einen Experten von der Herstellerfirma Kodak.

Abbildung 7.6 ist aus dem Poster (s. Anhang C.5.2) der Studierenden entnommen und zeigt schematisch das Prinzip des „Sputterns“. Die Studenten

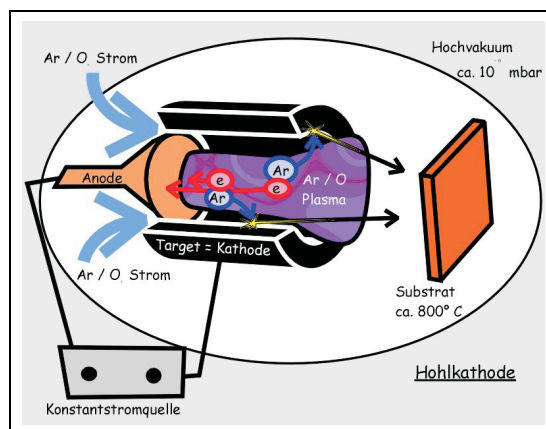


Abbildung 7.6: Verfahren zum Beschichten von CD-Rohlingen mit einer Reflexionsschicht aus Gold.

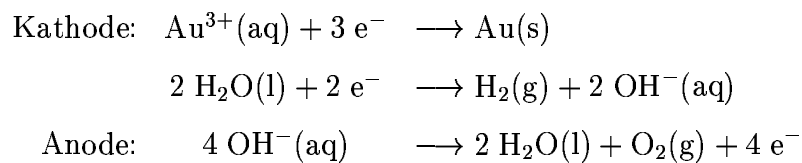
erläuterten in ihrem Vortrag das Verfahren folgendermaßen: „Auf eine goldbeschichtete Kathode werden aus einer Anode Argon-Atome geschossen. Die Spannung zwischen Anode und Kathode beträgt 5000 V. Beim Auftreffen der Argon-Atome auf die Gold-Kathode treten Gold-Atome aus, die sich auf dem Substrat, z. B. der Disc ablagern.“ Das Poster der Studenten befindet sich im Anhang C.5.2.

Phase 2: Trennen der Metallschicht von den übrigen Bestandteilen Mit dem Wissen über den Aufbau einer CD-R lag für sie das „Grundproblem“ darin, die Metallschicht von der Schutzlackschicht bzw. dem Polycarbonat-Träger frei zu legen. Auf der Suche nach einem geeigneten Lösungsmittel probierten sie die ihnen im Labor zur Verfügung stehenden anorganischen und organischen Lösungsmittel aus. Sie stellten fest, dass sich die Schutzschicht mit der Metallschicht nach dem Einwirken von Aceton mechanisch mit einem Laborspatel vom Trägermaterial abziehen ließ. Da dies jedoch nicht vollständig geschah, suchten sie nach einem anderen geeigneten Lösungsmittel. Konzentrierte Schwefelsäure zeigte die gewünschte Wirkung. Bei der silberbeschichteten CD-R verlief der Vorgang schnell, im Falle der goldbeschichteten CD-R dauerte er etwa eine Stunde. Daniel meinte dazu: *„Es ist schon faszinierend: Ein kleiner Kratzer auf der CD und man kann sie wegschmeißen, weil sie nicht mehr gelesen werden kann. Legt man sie aber eine Stunde in konzentrierte Schwefelsäure, wäscht sie mit destilliertem Wasser und legt sie in das CD-Laufwerk, dann kann man immer noch prima Musik hören, als ob nichts passiert wäre.“* Nachdem die Schutzschicht entfernt worden war, lösten die Studenten die Silberschicht in konzentrierter Salpetersäure bzw. die Goldschicht in Königswasser. Anna: *„Man konnte förmlich sehen, wie das Gold von innen nach außen gelöst wurde.“* Die Studenten probierten auch aus, die Metalle nach dem Prinzip der Cyanidlaugerei zu lösen. Dies führte aber zu keinem sichtbaren Ergebnis. Daniel: *„Es reicht offensichtlich nicht aus, Sauerstoff in die Lösung einzurühren, man wird wohl Sauerstoff in die Lösung einleiten müssen.“*

Phase 3: Rückgewinnung des Metalls Nachdem sie das Grundproblem gelöst hatten, bestand für sie das neue Problem darin, das *„Gold und Silber aus der Lösung herauszuholen“*. Während sie die Versuche bislang für die silber- und goldbeschichteten CD-Rs parallel durchgeführt hatten, arbeiteten sie jetzt nur mit den goldbeschichteten CD-Rs weiter. Zur Rückgewinnung des Edelmetalls suchten sie nach einem geeigneten Reduktionsmittel. Sie suchten in der Institutsbibliothek nach geeigneten Fällungsreagenzien und probierten sie aus. Die von ihnen eingesetzten Reduktionsmittel (Zinkpulver, Kupferpulver, Wasserstoffperoxid, Eisen(II)chlorid und Schwe-

felsäure) erwiesen sich jedoch als ungeeignet. Die Studenten erklärten das Ausbleiben einer Fällung von Gold mit der zu geringen Konzentration an Gold-Ionen in der Lösung. Bei Zugabe von Zinn(II)chlorid fiel Gold zwar kolloidal aus, allerdings vermischt mit unlöslichem Zinnstein.

Daniel hatte die Idee, die Gold-Ionen elektrolytisch zu reduzieren. Die goldhaltige Lösung wurde bei einer Spannung von 12 V mit einer Stromstärke von 0,5 bis 1 A etwa 20 Minuten elektrolysiert. An den Elektroden laufen bei der Elektrolyse der goldhaltigen Lösung die folgenden Prozesse ab:



Anna erläuterte dazu: „*Das Standardpotential des Goldkomplexes liegt zwar nur bei knapp + 1 V, jedoch schadet das Mehr an Spannung nicht, da parallel nur Wasserstoff reduziert und Sauerstoff oxidiert wird.*“ Auf den Graphitelektroden ließ sich die Abscheidung des Goldes zunächst nicht beobachten. Nach vierstündigem Trocknen der Kathode im Trockenschrank zeigte die Elektrode zwar den typischen Glanz von Gold, die Graphitelektrode war aber noch nicht vollständig trocken. Die Studenten stellten fest, dass die Elektroden mindestens zwölf Stunden im Trockenschrank getrocknet werden mussten, bis das Wasser vollständig entfernt war. Aus der Massenzunahme der Graphitelektrode und der Oberfläche des CD-Rohlings konnten die Studierenden die Schichtdicke der Reflexionsschicht abschätzen.

Nachdem diese Vorgehensweise für Gold erfolgreich war, wendeten sie sie auch auf die gelöste silberhaltige Lösung an. Zusätzlich zur elektrolytischen Abscheidung von Silber haben die Studenten den Gehalt an Silber auch durch Fällung der Silber-Ionen mit Natriumchlorid bestimmt. Der Niederschlag von Silberchlorid wurde abfiltriert, kurz getrocknet und gewogen. Dass Silberchlorid instabil ist, haben die Studenten dabei nicht berücksichtigt. Tabelle 7.4 zeigt die von den Studenten ermittelten Werte für die Untersuchung mit der goldbeschichteten und der silberbeschichteten CD-R.

	Gold (Kodak) (elektrolytische Bestimmung)	Silber (Philips) (elektrolytische Bestimmung)	Silber (Philips) (gravimetrisch als AgCl)
Masse an Metall	0,00885 g	0,01015 g	0,0181 g
exp. bestimmte Dicke der Metallschicht (Herstellerangabe)	49,5 nm etwa 50 nm	104,6 nm 100 - 200 nm	140,3 nm

Tabelle 7.4: Experimentelle Ergebnisse der Studenten.

Der Vergleich der experimentell bestimmten Werte der Studenten mit den Angaben der Hersteller zeigt eine gute Übereinstimmung. Für ihren Abschlussvortrag haben die Studenten den Materialwert an Gold für eine CD-R berechnet. Er liegt bei 0,17 DM und damit unter dem Preis für den Farbstoff einer CD-R.

7.4.2 Zusammenfassende Interpretation von Einzelfallstudie D

7.4.2.1 Anwenden von Wissen

D 1 Ist die Vorgehensweise der Studierenden zielgerichtet?

Das Concept Map der Studierenden (s. S. 322) zeigt, dass sie ihre Arbeit systematisch organisiert haben. Vor Beginn ihrer experimentellen Arbeit informierten sie sich über den Aufbau und die Herstellung von CD-Rs. Sie erkannten richtig, dass sie ein geeignetes Lösungsmittel finden mussten, um die Metallschichten frei zu legen, damit das Gold bzw. Silber gelöst und anschließend durch Reduktion zurückgewonnen werden konnte. Sie suchten nach einem geeigneten Lösungs- und Reduktionsmittel. Zur Reduktion wählten sie schließlich die Elektrolyse und bestimmten das Gold bzw. Silber durch die Massenzunahme der Elektrode.

D 2 Wurden die Aufgabenstellungen gelöst?

Die Studenten beschreiben das Verfahren der Beschichtung der Roh-

linge richtig mit dem „Sputtering“-Verfahren. Die Schichtdicke schätzten sie mit 49,5 nm für goldbeschichtete und 104,5 nm bzw. 140,3 nm für die silberbeschichteten Rohlinge gut ab.

D 3 Wenden die Studierenden ihr Wissen an?

Den Studenten war das Löslichkeitsverhalten der Edelmetalle Gold und Silber bekannt:

- Lösen von Gold in Königswasser und von Silber in Salpetersäure
- Reduktion von Gold- bzw. Silber-Ionen in wässriger Lösung durch Elektrolyse
- Verfahren der Cyanidlaugerei
- Gravimetrische Bestimmung von Silber als Silberchlorid

D 4 Erwerben die Studierenden neues Wissen?

Obwohl beide Studenten an ihrem Computer einen CD-Brenner besitzen, war ihnen der Aufbau einer CD-R bei Beginn der Projektarbeit nicht bekannt. Die Studenten erwerben bei diesem Forschungsprojekt Wissen über ein sowohl in der Technik als auch in der Forschung bedeutendes Verfahren zur Herstellung dünner Metallschichten auf nichtmetallischen Trägermaterialien. Darüber hinaus lernen sie eine neue quantitative Analyseverfahren kennen.

- Aufbau einer beschreibbaren CD
- Herstellen von dünnen Metallschichten im Sputtering-Verfahren
- Reduktionsmittel für die Reduktion von Gold(III)-Ionen
- Die Elektrogravimetrie als quantitativ analytisches Verfahren

7.4.2.2 Anwenden von Kontrollstrategien

Die beiden Studenten haben sich an die Hersteller der von ihnen untersuchten CD-Rs gewandt, um Informationen über den Schutzlack und die Schichtdicke zu erhalten. Ansonsten haben sie keine instruktionale Hilfe erhalten. Sämtliche Schwierigkeiten haben sie selbständig gelöst. Die Projektarbeit gibt bewusst Freiräume zum kreativen Ausprobieren. Dass dies auch geschah, soll an dem folgenden Beispiel gezeigt werden.

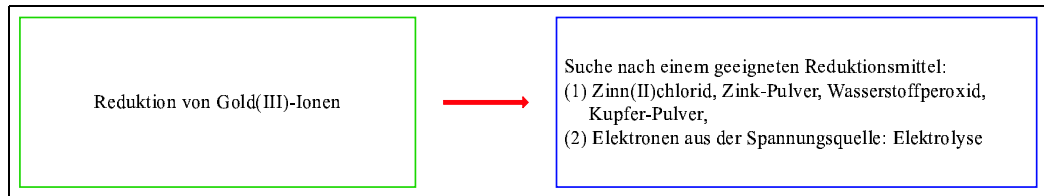


Abbildung 7.7: Regulation von Problemen durch Ausprobieren.

Die Studenten suchten nach einem geeigneten Reduktionsmittel zur Reduktion der Gold-Ionen. Sie informierten sich daher in der Literatur über gängige Reduktionsmittel, die sie auch ausprobierten. Es stellte sich heraus, dass keines der in der Literatur angegebenen Reduktionsmittel geeignet war, geringe Mengen an Gold zu fällen.

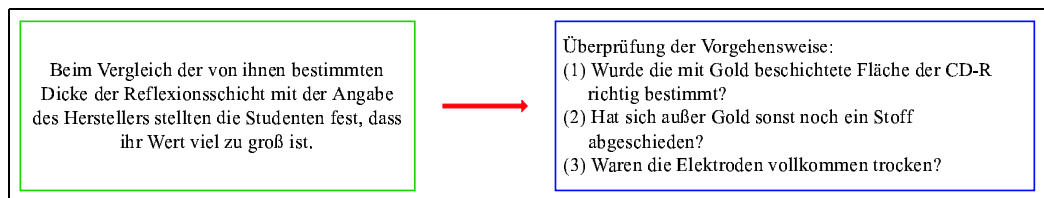


Abbildung 7.8: Regulation von Problemen durch Überprüfen der Vorgehensweise.

Die graphische Repräsentation 7.8 zeigt, dass die Studenten ihre experimentelle Vorgehensweise systematisch untersuchten, um den Fehler zu finden, warum die von ihnen bestimmte Menge an Gold zu groß war. Sie gaben dazu u. a. die Graphitelektrode für mehrere Stunden in den Trockenschrank und stellten fest, dass sich die Masse der Elektrode weiter verringerte. Der neu berechnete Wert zeigte eine gute Übereinstimmung mit dem zu erwartenden Wert.

7.5 Zusammenfassung und Diskussion der Ergebnisse der Einzelfallstudien

Der Grundgedanke des Lernens anhand authentischer Problemstellungen besteht darin, dass die Studierenden durch die Auseinandersetzung mit einem Problem ihr Wissen und ihre Fertigkeiten anwenden und im Kontext

der Problemstellung gegebenenfalls neues Wissen und neue Fertigkeiten erwerben. Zur Untersuchung der Frage, ob Studierende bei der Bearbeitung von Projekten ihr Wissen anwenden, neues Wissen dazugewinnen und inwieweit sie ihr Handeln dabei kontrollieren, wurden vier Fallgruppen untersucht, deren Projektthemen sich hinsichtlich des Grades der Vernetzung zu den vorangegangenen Teilen der Lehrveranstaltung unterscheiden. Sieben der acht Studierenden lassen sie aufgrund ihrer Ergebnisse in den beiden Teilklausuren der Leistungsgruppe 4, ein Student der Leistungsgruppe 3 zuordnen. Die Versuchsteilnehmer verfügen über ein vergleichbares domänenspezifisches Vorwissen, das überdurchschnittlich ist.

Fallgruppe A ist ein gutes Beispiel dafür, dass die Durchführung von Praktikumsversuchen nach einer vorgegebenen Vorschrift nicht zwangsläufig dazu führt, dass Studenten die gelernte Methode auch in einem neuen Kontext adäquat umsetzen können. Die Studentinnen wendeten die in den vorangegangenen Teilen der Lehrveranstaltung gelernten Prinzipien und Methoden zur Bestimmung von Kationen in wässriger Lösung richtig an. Bei der gravimetrischen Bestimmung des Nickelgehaltes zeigten sich in der Durchführung jedoch Unzulänglichkeiten, die von den Studentinnen korrigiert wurden, weil sie ihr eigenes Vorgehen überwachten und als problematisch empfanden.

Fallgruppe B ist prototypisch dafür, dass Studierende bei der Lösung eines Problems ganz andere Lösungswege wählen können, als vom Themensteller des Problems intendiert. Die Studenten nutzten die Freiräume, die die Projektarbeit bietet, für die kreative Auseinandersetzung mit chemischen Fragestellungen. Die Studenten planten selbständig und zielgerichtet eine Versuchsreihe zum Komplexbildungsvermögen der von ihnen untersuchten fünf Carbonsäuren.

Fallgruppe C ist ein Beispiel dafür, dass Studierende bei der Bearbeitung authentischer Probleme ohne instruktionale Unterstützung überfordert sind. Die Studenten, die das Projektthema 11 bearbeiteten, besaßen zwar ein umfangreiches Faktenwissen, konnten es aber zur Klärung ihrer Schwierigkeiten in den entsprechenden Problemsituationen nicht immer abrufen. Erst mit instruktionaler Unterstützung konnten sie

z. B. erklären, warum die Zusammensetzung des Kupfertetraammin-Komplexes nicht mit der von ihnen gewählten Methode ermittelt werden konnte. Die Studenten hatten Schwierigkeiten, bekannte Konzepte daraufhin zu prüfen, ob sie zur Lösung der betreffenden Problemstellung geeignet sind. Dieser Befund steht in Einklang zum Lernen in anderen Domänen (vgl. Leutner [51], Stark et. al [87]). Diese beiden Studien weisen darauf hin, dass Lernende, die die meiste Zeit ihres Lebens in systematischer Form Wissen erworben haben, durch die ungewohnte Komplexität problemorientierter Lernumgebungen überfordert sind.

Fallgruppe D zeigt in beispielhafter Form, dass Studierende auch fähig sind, Problemstellungen mit nur abstrakter Vernetzung zu den vorangegangenen Inhalten der Lehrveranstaltungen zu bearbeiten. Die Problemstellung, die Edelmetalle Gold und Silber der Reflexionsschicht von CD-Rs zu recyceln und die Dicke der Reflexionsschicht mit einfachen chemischen Methoden zu bestimmen, wurde in der Literatur bislang nicht beschrieben. Die Ergebnisse ihrer Projektarbeit haben die Studenten der Zeitschrift „Der mathematische und naturwissenschaftliche Unterricht“ zur Veröffentlichung eingereicht.

Die Analyse der vier Fallgruppen hat gezeigt, dass die Lernenden zur Bearbeitung der Problemsituationen ihr Vorwissen in allen Phasen des Problemlöseprozesses einsetzen: Bildung von Hypothesen, Planung und Durchführung von Experimenten zur Überprüfung der Hypothesen, Auswerten der experimentellen Ergebnisse und Bewerten der gewonnenen Ergebnisse im Hinblick auf die Zielvorstellung. Die Projektarbeit bietet den Studierenden vielfältige Gelegenheit, sich intensiv mit chemischen Fragestellungen auseinander zu setzen. Die Erfahrungen, die die Studenten bei der Bearbeitung ihrer Projekte sammeln konnten, waren daher vielfältig. Ein Beispiel dafür ist die Erfahrung der Studenten in der Fallgruppe D, dass bei Zugabe von Zinkpulver zu einer Lösung mit geringer Konzentration an Gold - anders als aufgrund der Stellung der Reaktionspartner in der elektrochemischen Spannungsreihe zu erwarten - kein Gold ausfällt. Die Analyse der vier Fallgruppen zeigte, dass die Studenten bei der Projektarbeit eine hohe intrinsische Motivation besitzen.

Im Kontext des jeweiligen Projektes wurde jedoch auch weiterführendes Wissen erworben: Aufbau von Legierungen (Fallgruppe A), Komplexbildung von Carbonsäuren (Fallgruppe B), Züchten von Kristallen (Fallgruppe C) und Elektrogravimetrie (Fallgruppe D). Bedeutend bei der Auswahl der Projekte scheint dabei, dass die Projektthemen nicht zu trivial sein dürfen, um für die Studierenden eine echte Herausforderung darzustellen. Daher scheinen Projekte mit geringer Vernetzung, bzw. abstrakter Vernetzung zum Vorwissen besonders geeignet zu sein.

Es gibt ein weites Spektrum von Möglichkeiten, einen Konflikt wegzudiskutieren oder als nicht bedeutsam anzusehen oder falsch zu interpretieren. Die Analyse der von den Studierenden angewandten Kontrollstrategien zeigte jedoch, dass in allen wichtigen Fällen eine Regulation von Schwierigkeiten und Problemen durch Aktivierung eigenen Vorwissens oder durch zusätzliche Informationen aus Literatur, Internet oder von Experten erfolgte. Schwierigkeiten der Regulation treten dann auf, wenn die Lösung des Problems nicht in der Literatur beschrieben ist und so durch das eigene Vorwissen der Studenten reguliert werden muss. Am Beispiel der Fallgruppe C zeigte sich, dass die Studenten zwar über das notwendige Wissen verfügten, es in der entsprechenden Problemsituation aber nicht abrufbar war. Renkl, Gruber und Mandl [72] sehen die Aufgabe des Lehrers an der Hochschule gerade darin, dass er die Studenten in spezifische Denkmuster und Expertenkniffe einführt und so eine Enkulturation in eine „community of practice“ für die Studenten stattfindet. Die Projektarbeit bietet für die Studierenden die Chance, diese wichtigen domänenspezifischen Strategien zu erlernen und zu trainieren.

Kapitel 8

Auswertung der Schriftlichen Befragungen

8.1 Schriftliche Befragung der Studierenden

In der vorliegenden Evaluationsstudie wurde die Akzeptanz des problemorientierten Curriculums und der damit verbundenen Zielsetzungen durch die Studierenden mit Hilfe von schriftlichen Befragungen erfasst. Die schriftlichen Befragungen wurden am Ende des ersten und dritten Teils der Lehrveranstaltung durchgeführt. Die Befragung der Studierenden am Ende des ersten Lehrveranstaltungsteils erfolgte durch die Mitarbeiterinnen und Mitarbeiter des Lehrer Weiterbildungszentrums der Ruhr-Universität Bochum am 9. Februar 2001 in der vorletzten Vorlesungswoche. Der Fragebogen ist im Anhang D.1 wiedergegeben. Er beinhaltet Fragen zur Vorlesung (Abschnitt A), zur Übung (Abschnitt B), zum Praktikum (Abschnitt C) sowie Fragen zur didaktischen Gesamtkonzeption der gesamten Lehrveranstaltung (Abschnitt D).

Um einen Vergleich zur Befragung im Wintersemester 1998/99 zu haben, wurde der Fragebogen vom WS 98/99 in den Grundzügen wörtlich übernommen und durch einige Fragen, die speziell die neuen Konzepte der Lehrveranstaltung betreffen, ergänzt. Die Fragebögen enthalten geschlossene sowie offene Fragen. In den geschlossenen Fragen wurden die Studierenden gebeten, auf einer fünfstufigen Skala mit den Werten -2 (stimme gar nicht zu)

bis +2 (stimme voll zu) den Grad ihrer Zustimmung zu den vorangestellten Aussagen zuzuordnen. Für die vorliegende Untersuchung werden nur die geschlossenen Fragen ausgewertet, die die Konzeption der Lehrveranstaltung betreffen.

Die Fragebögen zum ersten Teil der Lehrveranstaltung wurden den Studierenden bereits vor Beginn der Vorlesung ausgehändigt. In einer Pause zwischen zwei Teilen der Vorlesung hatten die Studierenden zehn Minuten Zeit, um die Fragen zu beantworten. Es gab es einen Rücklauf von 64 Exemplaren.

Am Ende des dritten Teils der Lehrveranstaltung, direkt im Anschluss an die Präsentation der Projektthemen, wurden die Studierenden zur Projektarbeit und zur Gesamtkonzeption der Lehrveranstaltung befragt. Der Fragebogen ist im Anhang D.3 wiedergegeben. Der Fragebogen umfasst insgesamt acht geschlossene Fragen und zwei offene Fragen. Die geschlossenen Fragen sind so als Aussagen formuliert, dass die Studenten ihre Antwort kategorisieren nach „stimme eher nicht zu“, „teils-teils“, „stimme eher zu“ und „stimme voll zu“. Neben diesen geschlossenen Fragen wurden die Studenten nach ihrer Meinung gefragt, warum auch weiterhin Projektthemen bearbeitet bzw. nicht bearbeitet werden sollten. Ferner wurden die Studierenden aufgefordert, Verbesserungsvorschläge zu der gesamten Lehrveranstaltung des ersten Semesters zu machen. Da keiner der Verbesserungsvorschläge die Konzeption der Lehrveranstaltung betraf, werden sie hier nicht weiter vorgestellt. An dieser Befragung nahmen alle der insgesamt 39 Studierenden teil, die den zweiten und dritten Teil der Lehrveranstaltung besucht hatten. Die Ergebnisse der Zwischen- und Abschlussbefragung sind im Anhang D.2 und D.4 tabellarisch dargestellt.

8.2 Zwischenbefragung der Studierenden

Im Folgenden werden die Ergebnisse der Befragung zur Vorlesung, zur Übung, zum vorlesungsbegleitenden Praktikum sowie zur Gesamtkonzeption des ersten Lehrveranstaltungsteils einzeln vorgestellt.

8.2.1 Fragen zur Vorlesung

Die Konzeption der Vorlesung für das Wintersemester 1998/99 wurde von Prof. Dr. R. A. Fischer entwickelt. Von Beginn ab an wurde die Neukonzeption der Lehrveranstaltung durch Evaluationsstudien des Lehrerweiterbildungszentrums der Ruhr-Universität begleitet. Die schriftliche Befragung der Studenten im Wintersemester 1989/99 zeigte, dass vor allem die Vorlesung eine hohe Zustimmung bei den Studenten erreichte (vgl. Abschnitt 2.1, S. 11).

Für die Vorlesung im Wintersemester 2000/01 wurde die Umsetzung dieser Ziele konsequent weiterentwickelt. In Tabelle 8.1 sind die Ergebnisse der positiven Zustimmung „stimme eher zu“ und „stimme voll zu“ von acht Fragen aus dem Wintersemester 1998/99 und dem Wintersemester 2000/01 gegenübergestellt. Es wurde gefragt, inwieweit für die Studenten die allgemein-chemischen Grundlagen vermittelt werden (Frage 1 und 6), eine Strukturierung des Stoffes und des Wissenserwerbs erkennbar ist (Frage 2 und 3), ob ein Praxisbezug erkennbar ist (Frage 4), inwieweit Verknüpfungen zu Nachbardisziplinen aufgezeigt werden (Frage 5) und welchen Stellenwert die Durchführung von Experimenten für das Verständnis der chemischen Zusammenhänge hat (Frage 8). Vergleicht man die Ergebnisse der positiven Zustimmung miteinander, so erkennt man, dass die Studenten in sieben der acht Fragen die oben angegebenen Ziele im Wintersemester 2000/01 deutlich besser umgesetzt sehen als im Wintersemester 1998/99.

8.2.2 Fragen zur Übung

Die schriftliche Befragung der Studenten im Wintersemester 1998/99 zeigte vor allem erhebliche Defizite in der Organisation der Übungen auf: Etwa 2/3 der Studenten bestätigten teilweise oder voll, dass die Inhalte von Vorlesung und Übung aufeinander aufbauen. Jedoch nur etwa 50 % der Befragten bewerteten die Übungsaufgaben als interessant und 90 % der Studenten gaben an, sich außerhalb der Übungen nicht mit den Aufgaben auseinander zu setzen.

Die Befragung der Studenten im Wintersemester 2000/01 lieferte folgende

Frage	WS 98/99		WS 00/01	
	stimme eher zu	stimme voll zu	stimme eher zu	stimme voll zu
1. Diese Vorlesung vermittelt mir eine allgemeine Einführung in die Chemie.	60	11	31,3	65,6
2. Die Lernziele der Vorlesung werden klar definiert.	32	8	59,4	25,0
3. Diese Vorlesung hat einen gut nachvollziehbaren Aufbau.	45	13	35,9	34,4
4. Diese Vorlesung hat einen deutlichen Praxisbezug.	43	9	54,7	26,5
5. Der Zusammenhang der Vorlesungsinhalte mit anderen Fächern wird aufgezeigt.	19	2	42,2	17,2
6. Der Dozent verdeutlicht die der allgemeinen Chemie zugrunde liegenden Prinzipien.	49	8	39,1	48,4
7. Die Vorlesung ist nicht nur für die Klausur gewinnbringend.	43	6	32,8	40,6
8. Das Verstehen der Grundideen kann durch vorgeführte Experimente verbessert werden.	13	40	48,4	26,6

Tabelle 8.1: Vergleich der Zustimmung (in Prozent) der Studenten im WS 98/99 und WS 00/01.

Ergebnisse: Über 3/4 aller Studenten finden es hilfreich, dass zusätzlich zur Vorlesung eine Übungsgruppe angeboten wird (s. Abb. 8.1, linke Graphik). Eine hohe Zustimmung zeigte sich vor allem auf die Frage zur Vernetzung der Inhalte von Vorlesung und Übung (s. Abb. 8.1, rechte Graphik). 94 % der Befragten stimmten der Aussage teilweise oder voll zu, dass die Inhalte der Übung und Vorlesung aufeinander bezogen sind.

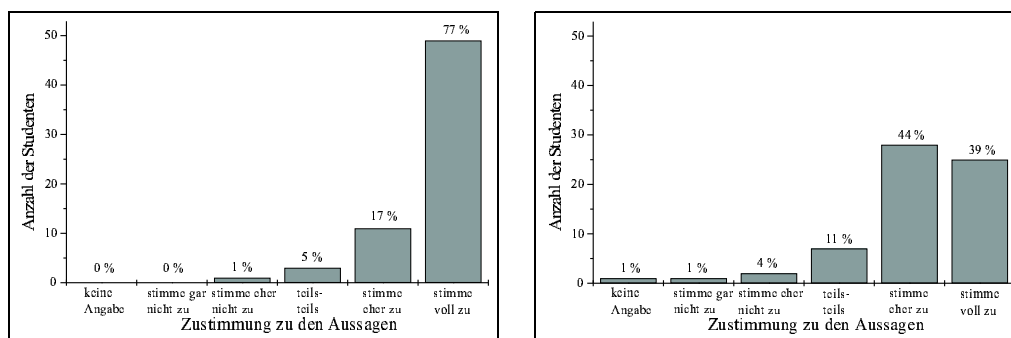


Abbildung 8.1: Frage 18 (links): Ich finde es hilfreich, dass zusätzlich zur Vorlesung eine Übung angeboten wird.

Frage 19 (rechts): Die Übung ist so strukturiert, dass ich an die Inhalte der Vorlesung anknüpfen kann.

Die in der Übung behandelten Aufgaben fanden 88 % der Studenten interessant (s. Abb. 8.2, linke Graphik). Dies ist eine deutliche Zunahme gegenüber

dem Ergebnis aus dem Wintersemester 1998/99. Die Aufgaben standen in einem engen Bezug zu den Inhalten der Vorlesung, um den Studenten Gelegenheit zu geben, die Aufgaben in einen größeren Gesamtkontext einzuordnen. Um Sachverhalte zu verdeutlichen, wurden Experimente während der Übung vorgeführt, z. B. Deuten der energetischen Vorgänge in einer Kühlkompresse, Versuch zum chemischen Gleichgewicht. Es wurden auch unterschiedliche Interaktionsformen eingesetzt, z. B. Aufstellen von Concept Maps zum Thema Chemische Energetik oder Vorbereiten und Vorstellen von Referaten zu stoffchemischen Themen.

Für die Studenten bestand erstmals die Möglichkeit, durch aktive Mitarbeit in den Übungen „Credit-points“ zu erhalten. Die „Credits“ wurden nach Qualität und Quantität der Mitarbeit der Studenten in den Übungen vergeben und zur Gesamtpunktzahl der beiden Teilklausuren hinzuaddiert. Abbildung 8.2 (rechte Graphik) zeigt, dass Studenten hier geteilter Meinung sind. Der Anteil der Studenten, der dieser Aussage zustimmt, ist nur wenig größer als der, der der Aussage widerspricht.

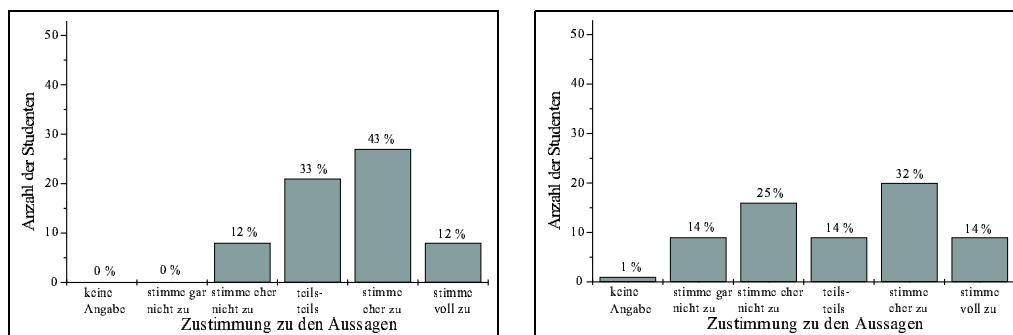


Abbildung 8.2: Frage 20 (links): Die Fragen auf den Aufgabenblättern sind interessant. Frage 30 (rechts): Die Möglichkeit, durch aktive Mitarbeit „Credits“ zu erlangen, erzeugt bei mir eine hohe Motivation zur aktiven Mitarbeit.

Der Vergleich der Ergebnisse der Auswertung von Studenten der Chemie (Diplom) und Biochemie zur Frage, ob sie die Übungsblätter regelmäßig bearbeitet haben, zeigt ein überraschendes Ergebnis. Während die Studenten der Chemie (Diplom) der Aussage überwiegend zustimmen (s. Abb. 8.3, linke Graphik), die Aufgaben regelmäßig zu bearbeiten, ist es bei den Biochemie-Studenten genau umgekehrt (s. Abb. 8.3, rechte Graphik). Die Ursache dafür mag darin liegen, dass die Biochemie-Studenten im Gegensatz

zu den Chemie-Studenten keinen Leistungsnachweis für die Lehrveranstaltung erbringen müssen.

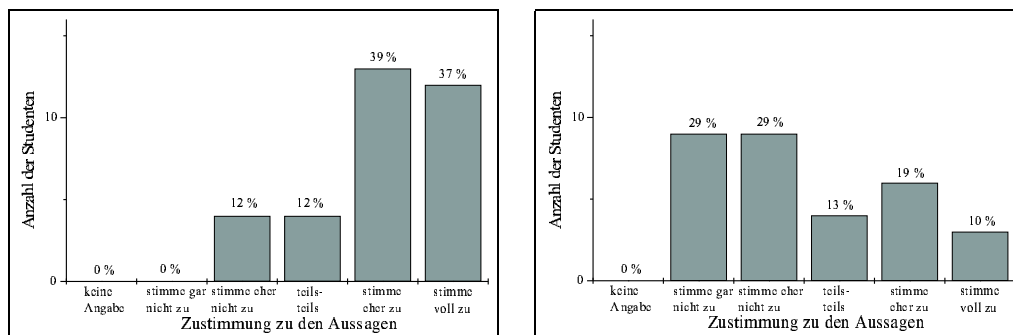


Abbildung 8.3: Frage 21: Ich habe regelmäßig die Übungsblätter bearbeitet.

links: Antworten der Chemie-Studenten (Diplom); rechts: Antworten der Biochemie-Studenten.

8.2.3 Fragen zum vorlesungsbegleitenden Praktikum

Konstruktivistische Ansätze des Lehrens und Lernens fordern ein Lernen im sozialen Austausch (Renkl, Gruber & Mandl [72]). Eine Lernform, die dieses Kriterium erfüllt, ist das problemorientierte Lernen in Kleingruppen. Das vorlesungsbegleitende Praktikum ist so strukturiert, dass an einem Versuchstag Versuche zu einem bestimmten chemischen Thema durchgeführt werden. Organisatorisch ist jeder Versuchstag in drei Phasen strukturiert. In der ersten Phase werden die Zielsetzungen des Versuches herausgestellt, der Umgang mit den Arbeitsgeräten erläutert und Aspekte des Arbeitsschutzes behandelt. In der zweiten Phase führen die Studenten die Praktikumsversuche durch. Zum Abschluss des Versuchstages werden in einer dritten Phase die Ergebnisse der Versuche dargestellt. Da die Versuche von mehreren Lernenden gleichzeitig durchgeführt wurden, erhielten sie dadurch Möglichkeit, ihre Vorgehensweise und Beobachtungen mit ihren Mitstudenten zu vergleichen. Durch das Lernen in Kleingruppen findet Lernen im sozialen Austausch statt. Durch die sich daraus ergebende Notwendigkeit der Koordinierung der einzelnen Standpunkte und Sichtweisen werden die einzelnen Lösungsvorschläge artikuliert und es wird über sie reflektiert. Zusätzlich dokumentiert jeder Student den Versuch in einem Versuchsprotokoll, das vom Tutor korrigiert wird.

Die Ergebnisse der schriftlichen Befragung zeigen, dass etwa die Hälfte der Studenten eine Strukturierung der einzelnen Versuchstage in die drei oben beschriebenen Phasen für sinnvoll hält (s. Abb. 8.4, linke Graphik). Etwa ein Drittel der Befragten stimmt dieser Strukturierung nur teilweise zu. Dagegen stimmen etwa zwei Drittel der Studenten der Aussage eher bzw. voll zu, dass sie im Praktikum gelernt haben, ihr eigenes Tun zu planen (s. Abb. 8.4, rechte Graphik). Nur 11 % stimmen dieser Aussage eher nicht zu.

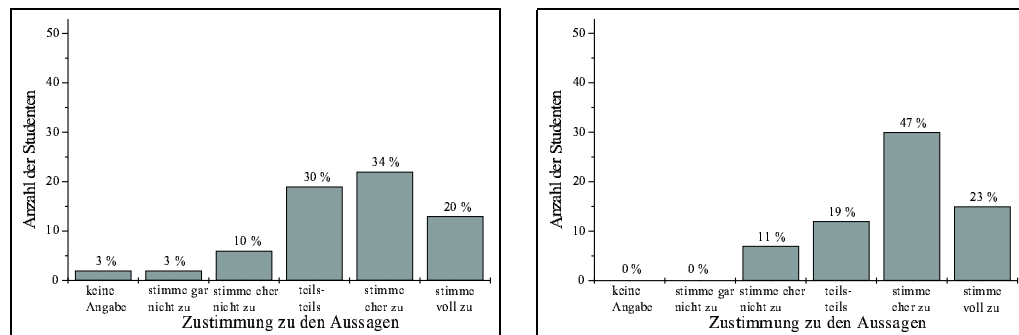


Abbildung 8.4: Frage 34 (links): Eine Strukturierung der einzelnen Versuchstage in einführendes Kolloquium, Durchführung der Versuche und abschließende Diskussion fand ich sinnvoll.

Frage 31c (rechts): Im Praktikum habe ich gelernt mein Tun zu planen (z. B. Durchführung von Experimenten).

Ein wichtiger Aspekt des Einführungspraktikums ist das Kennenlernen von Maßnahmen des Arbeitsschutzes bei der praktischen Arbeit im Labor. Etwa 40 % der Befragten gaben an, dies entweder gar nicht bzw. nur teilweise gelernt zu haben (s. Abb. 8.5, linke Graphik). Dieser Aspekt muss in den folgenden Praktika stärker hervorgehoben werden.

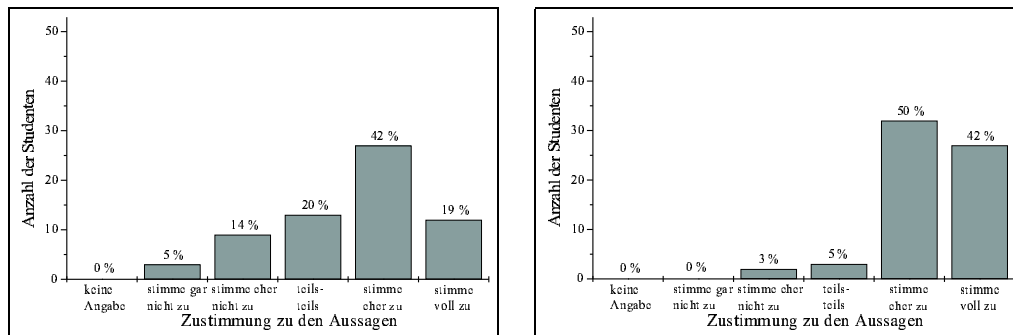


Abbildung 8.5: Frage 31e (links): Im Praktikum habe ich gelernt, Maßnahmen des Arbeitsschutzes einzuhalten.

Frage 31b (rechts): Im Praktikum habe ich gelernt, selbständig Problemstellungen zu bearbeiten.

Problemorientierte Lernumgebungen sollen den Lernenden Gelegenheit geben, ihr Wissen in verschiedenen Kontexten und unter verschiedenen Zielsetzungen anzuwenden. Neben den Übungen soll das vorlesungsbegleitende Praktikum den Studenten Gelegenheiten bieten, das in der Vorlesung und Übung bereitgestellte Wissen in experimentellen Kontexten anzuwenden und zu vertiefen. Aus der Sicht von rund 97 % der Studenten haben sie im vorlesungsbegleitenden Praktikum gelernt, selbständig Problemstellungen zu bearbeiten (s. Abb. 8.5, rechte Graphik).

Etwa 90 % der Studenten stimmten der Aussage teilweise oder voll zu, dass sie im Praktikum Wissen aus der Vorlesung und Übung angewendet und vertieft haben (s. Abb. 8.6, linke Graphik).

Etwa zwei Drittel der Studenten stimmen eher bzw. voll zu, im vorlesungsbegleitenden Praktikum das Vorstellen von Arbeitsergebnissen gelernt zu haben (s. Abb. 8.6, rechte Graphik).

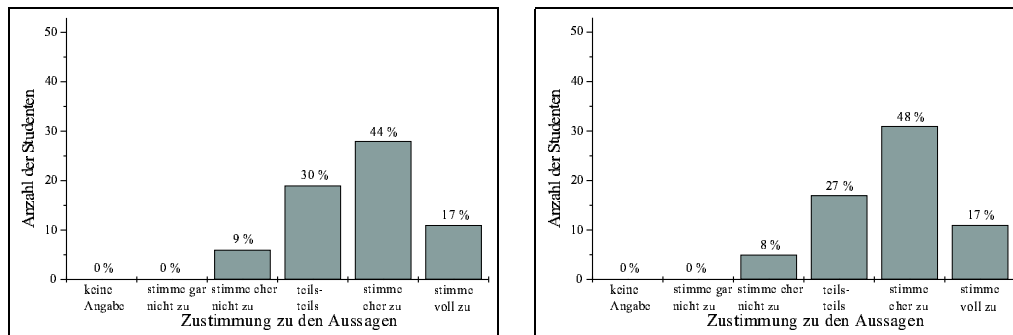


Abbildung 8.6: Frage 31a (links): Im Praktikum habe ich gelernt, Wissen aus der Vorlesung und den Übungen anzuwenden und zu vertiefen.

Frage 31d (rechts): Im Praktikum habe ich die Vorstellung von Arbeitsergebnissen gelernt.

Kerngedanke konstruktivistischer Lehr- und Lernansätze ist die Bearbeitung authentischer und komplexer Problemstellungen durch die Lernenden. Für das Praktikum mussten daher Praktikumsversuche mit geeignetem Komplexitätsgrad bereitgestellt werden. Einerseits müssen die Versuche komplex sein, damit sie für die Studenten eine Herausforderung darstellen und die Lernenden sich mit dem Problem auseinander setzen. Andererseits dürfen die Studenten nicht überfordert werden. Die schriftliche Befragung zeigte, dass 41 % der Befragten keinen der Versuche bereits in der Schule kennen gelernt hatte (s. Abb. 8.7, linke Graphik). Lediglich 9 % der Studenten gaben an, einige der Versuche bereits in der Schule behandelt zu haben. Etwa drei Viertel der Studenten stimmten der Aussage eher bzw. voll zu, dass sie durch das vorlesungsbegleitende Praktikum intellektuell gefordert wurden (s. Abb. 8.7, rechte Graphik). Lediglich 10 % der Studenten stimmten dem eher nicht bzw. gar nicht zu. Die ausgewählten Versuche scheinen damit für Studienbeginner im Fach Chemie geeignet zu sein, allgemeine chemische Kenntnisse in einem problemorientierten Praktikum zu vermitteln.

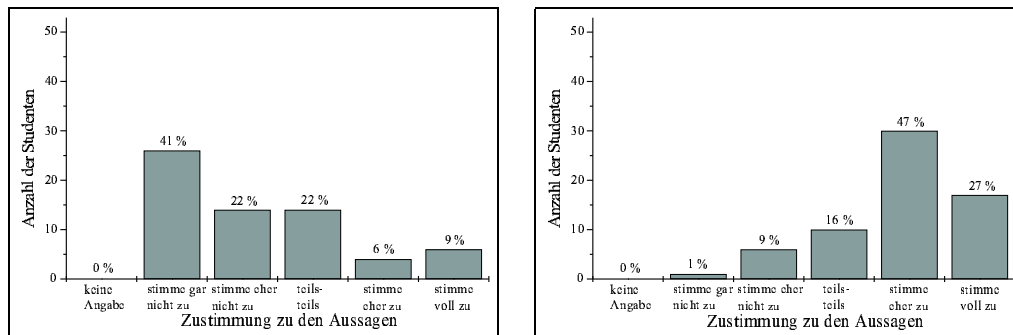


Abbildung 8.7: Frage 35 (links): Einige der Versuche habe ich bereits in der Schule kennen gelernt und finde sie daher überflüssig.

Frage 32 (rechts): Das Praktikum hat mich inhaltlich gefordert.

8.2.4 Vorlesungs-, übungs- und praktikumsübergreifende Fragen

Die vorangegangenen Abschnitte behandelten Fragen, die allein die Vorlesung, die Übung oder das vorlesungsbegleitende Praktikum betrafen. In diesem Abschnitt geht es um Fragen zur Gesamtkonzeption des ersten Teils der Lehrveranstaltung. Aus der Sicht von 95 % der Studenten wurde eine inhaltliche Verknüpfung zwischen Vorlesung, Übung und Praktikum ersichtlich (s. Abb. 8.8, linke Graphik) und fast ebenso viele sahen den Zusammenhang der Vorlesungsinhalte mit anderen Fächern, wie zum Beispiel der Physikalischen Chemie, Analytischen Chemie und der Biochemie aufgezeigt (s. Abb. 8.8, rechte Graphik).

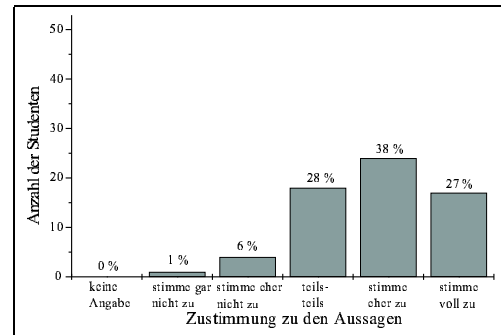
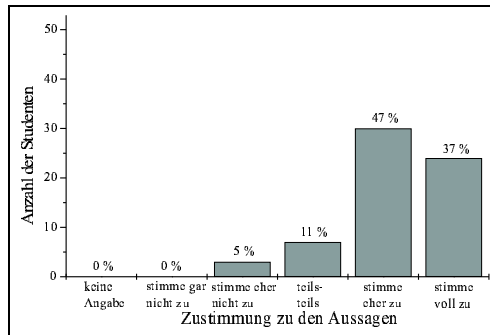


Abbildung 8.8: Frage 36 (links): Eine inhaltliche Verknüpfung zwischen Vorlesung, Übung und Praktikum wurde ersichtlich.

Frage 37 (rechts): Die Vorlesung behandelte Themen aus den Bereichen AC, PC, Analytische Ch. und Biochemie.

Rund 2/3 der befragten Studenten stimmten der Aussage eher bzw. voll zu, dass sie in den problemorientierten Lernumgebungen des ersten Teils der Lehrveranstaltung selbständig Lösungswege entwickeln mussten (s. Abb. 8.9, linke Graphik) und 78 % der Befragten gaben an, dass es in den Lehrveranstaltungen des ersten Veranstaltungsteils vorrangig um das „Verstehen“ und nicht nur um reines „Wissen“ geht (s. Abb. 8.9, rechte Graphik).

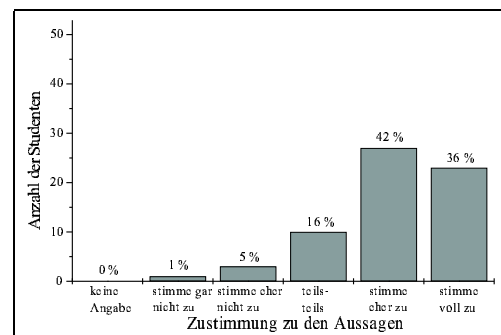
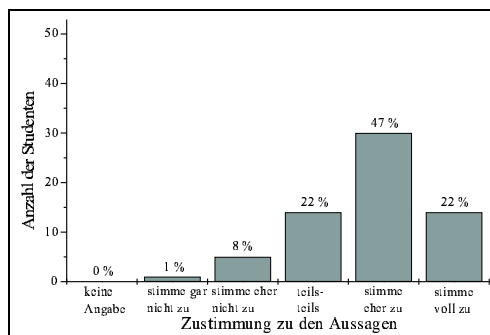


Abbildung 8.9: Frage 40 (links): In Übung und Praktikum musste ich Lösungswege selbständig entwickeln.

Frage 41 (rechts): In den Lehrveranstaltungen geht es um das „Verstehen“ und nicht nur um das „Wissen“.

Bei der Bearbeitung der Problemstellungen in den Übungen und dem vorlesungsbegleitenden Praktikum erhielten die Studenten in ihrem Lernprozess instruktionale Unterstützung durch einen Lehrenden. Damit die Tutoren

inhaltliche Bezüge zu den einzelnen Lehrveranstaltungsteilen aufzeigen und das Vorwissen der Studenten berücksichtigen konnten, gab es in der Übung und dem Praktikum eine gleichbleibende Person, an die sich die Studenten wenden konnten. Die schriftliche Befragung zeigt, dass diese Möglichkeit als sehr positiv von den Studenten aufgenommen wurde (s. Abb. 8.10, linke Graphik). Rund 3/4 der Befragten gaben an, dass ihnen die gesamte Lehrveranstaltung einen hohen Wissenszuwachs bereitet hat (s. Abb. 8.10, rechte Graphik).

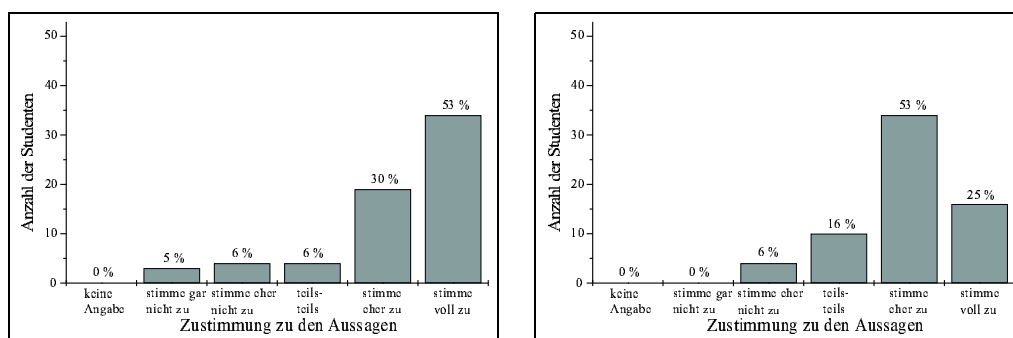


Abbildung 8.10: Frage 38 (links): Es war hilfreich, dass es sowohl in der Übung als auch im Praktikum eine gleichbleibende Person (Assistent) gab, an die ich mich wenden konnte.

Frage 39 (rechts): Sowohl Vorlesung als auch Übung und Praktikum haben mir einen hohen Wissenszuwachs beschert.

Eine ähnlich hohe Zustimmung geben die Studenten auf die Frage, ob die Lehrveranstaltung sie auf ihr weiteres Studium neugierig macht (s. Abb. 8.11, linke Graphik). Die hier vorgestellten Ergebnisse der schriftlichen Befragung zeigen, dass die Veranstaltungen Vorlesung, Übung und vorlesungsbegleitendes Praktikum von den Studenten als sehr positiv bewertet werden und eine Abstimmung der Lerninhalte zwischen Vorlesung, Übung und vorlesungsbegleitendem Praktikum gelungen ist. Aus den schriftlichen Befragungen geht hervor, dass ein großer Teil der Studenten das Angebot der problemorientierten Lernumgebungen annimmt, um sich aktiv mit chemischen Problemstellungen auseinander zu setzen. Ihren Wissenszuwachs dabei schätzen sie selber als hoch ein.

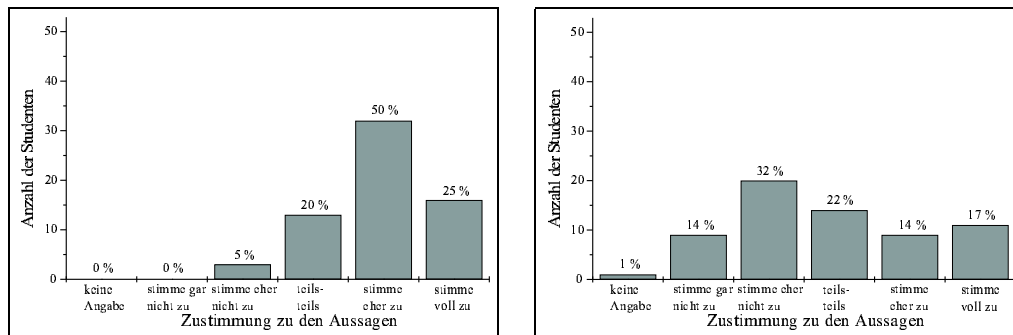


Abbildung 8.11: Frage 42 (links): Die Lehrveranstaltungen machen mich neugierig auf mein weiteres Studium.

Frage 44 (rechts): Ich fühle mich durch meine Schulausbildung gut auf mein Studium vorbereitet.

In der letzten Frage des Fragebogens wurden die Studenten gebeten anzugeben, inwieweit sie durch ihre Schulausbildung auf das Studium vorbereitet wurden (s. Abb. 8.11, rechte Graphik). Rund die Hälfte der Studenten stimmt der Aussage eher bzw. gar nicht zu, gut auf das Studium vorbereitet zu sein. Nur etwa ein Drittel der Befragten stimmen der Aussage eher bzw. voll zu. Diese subjektive Einschätzung der Lernenden hat vor allem für einführende Lehrveranstaltungen weitreichende Konsequenzen. Ausubels [4] Forderung, den Lernenden dort abzuholen wo er sich befindet, spiegelt einen lange vertrauten Konsens wieder, der auf Diesterweg [18] zurückgeht: „*The most important single factor influencing learning is what the learner already knows. Ascertain this and teach him accordingly*“. Das bedeutet vor allem für die Entwicklung problemorientierter Lernumgebungen am Studienanfang, dass zunächst chemische Grundlagen gebildet und domänenspezifische und metakognitive Strategien Gegenstand des Lernprozesses werden müssen. In dem dieser Arbeit zugrunde liegenden problemorientierten Curriculum wird dieser Forderung dadurch Rechnung getragen, dass im ersten Lehrveranstaltungsteil die basalen chemischen Prinzipien Gegenstand der Lernprozesse sind. Die Komplexität der Problemstellungen innerhalb der Lehrveranstaltung nimmt graduell zu.

8.3 Abschlussbefragung der Studierenden

In Abbildung 8.12 sind die Ergebnisse der Befragung für die ersten vier Fragen graphisch dargestellt.

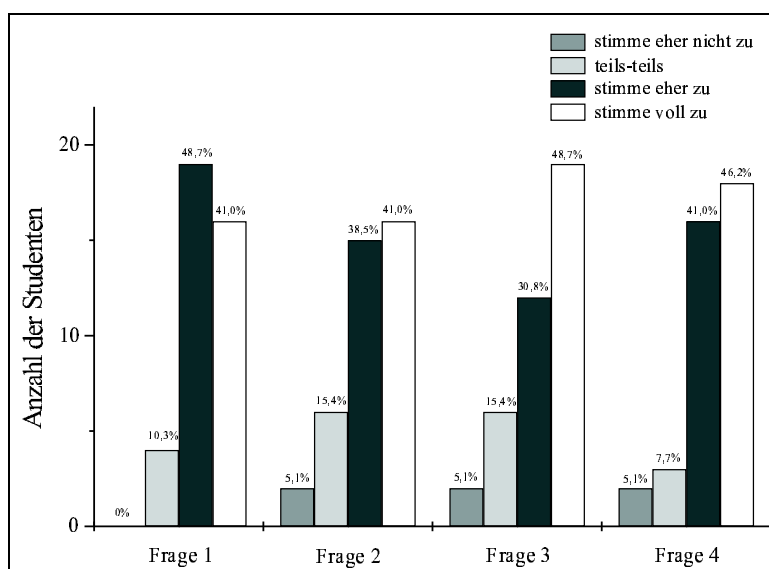


Abbildung 8.12: Auswertung der Fragen 1 - 4 der Abschlussbefragung.

Frage 1: Die Strukturierung der Erstsemester-Chemiepraktika in ein vorlesungsbegleitendes Praktikum, qualitativ-analytisches Praktikum und eine Projektaufgabe finde ich sinnvoll.

Frage 2: Ich fände es gut, auch in den folgenden Praktika eine Projektaufgabe zu bearbeiten.

Frage 3: Meine Projektaufgabe fand ich interessant, bedeutungsvoll und ich habe mich darum sehr mit ihrer Bearbeitung beschäftigt.

Frage 4: Die Projektaufgabe hat mich im besonderen Maße zum eigenständigen Lösen eines Problems motiviert.

Die Strukturierung der Erstsemester-Chemiepraktika in ein vorlesungsbegleitendes, qualitativ-analytisches und ein projektbezogenes Praktikum (Frage 1) fanden 89,7 % Befragten sinnvoll. 80 % der Studenten fänden es gut, auch in den folgenden Praktika eine Projektaufgabe zu bearbeiten (Frage 2). Nur zwei der 39 Studenten wünschen keine weitere Projektarbeit. Damit fand die Projektarbeit, die zum ersten Mal an der Fakultät Chemie an der Ruhr-Universität Bochum im Grundstudium durchgeführt

wurde, eine hohe Zustimmung bei den Studenten. Ein ähnliches Bild der Zustimmung zeigt sich auch auf die Frage, welche Bedeutung die Studenten dem von ihnen bearbeiteten Thema zugemessen haben (Frage 3). 87,2 % der Studenten stimmten der Aussage zu, dass sie bei der Bearbeitung des Projektes in besonderem Maße zum eigenständigen Lösen eines Problems motiviert wurden (Frage 4). Fünf Studenten stimmten dem nur teilweise bzw. gar nicht zu. Motivation zum Lernen wird in Ansätzen des situier-ten Lernens als notwendige Voraussetzung für die aktive Konstruktion von Wissen angesehen (vgl. Prenzel [68]). Danach fördert intrinsisch motiviertes Lernen und Interesse an den Lerninhalten das Engagement der Lernenden und somit die Aktivität und die Konstruktivität des Wissenserwerbs. Untersuchungen zur Förderung der intrinsischen Motivation heben hervor, dass das Erleben von Autonomie und Selbststeuerung, ein geeigneter Schwierigkeitsgrad sowie die Einbettung der Lernenden in einen sozialen Kontext sich positiv auf die intrinsische Motivation auswirkt (vgl. Holzkamp [39]).

Abbildung 8.13 zeigt die Ergebnisse der Befragungen für die Fragen fünf bis acht.

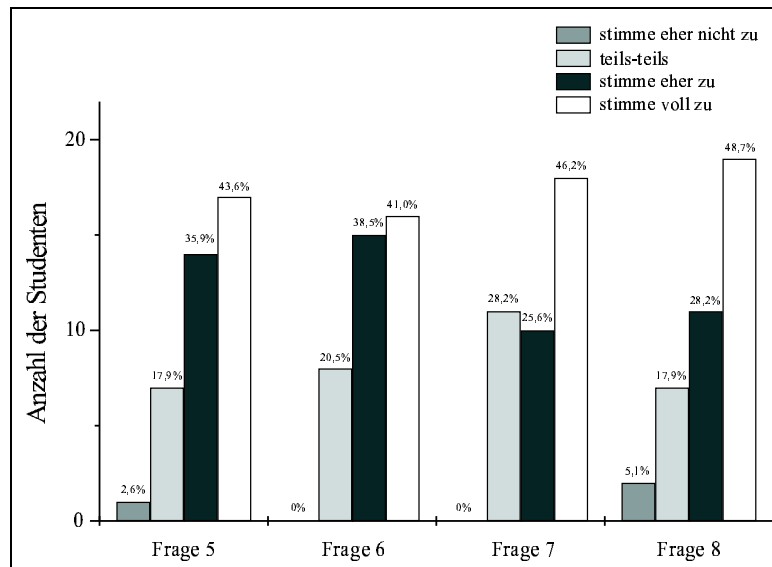


Abbildung 8.13: Auswertung der Fragen 5 - 8 der Abschlussbefragung.

Frage 5: Ich habe bei der Bearbeitung meines Projektes Wissen aus der Vorlesung und den vorangegangenen Praktika kreativ anwenden können.

Frage 6: Durch die Bearbeitung meines Projektes habe ich ein tieferes Verständnis chemischer Sachverhalte erlangt.

Frage 7: Ich habe beim Lösen der Projektaufgabe planmäßiges und koordiniertes Arbeiten gelernt.

Frage 8: Dass ich meine Arbeit vorstellen musste, hat mich im besonderen Maße dazu motiviert, mein Tun, meine Ergebnisse im Hinblick auf Richtigkeit, Zweckmäßigkeit und innere Klarheit zu hinterfragen und zu bewerten.

Ziel der problemorientierten Lernumgebungen der Lehrveranstaltung ist es, dass die Studenten Gelegenheit erhalten, anhand von authentischen Problemstellungen Wissen anzuwenden und im Kontext der Problemstellung neues Wissen zu erwerben. 79,5 % der Studenten stimmen der Aussage eher bzw. voll zu, dass sie bei der Bearbeitung ihres Projektes Wissen aus der Vorlesung und den beiden vorangegangenen Praktika (vorlesungsbegleitendes Praktikum und qualitativ-analytisches Praktikum) kreativ anwenden konnten (Frage 5). Ein gleich großer Anteil der Studenten gibt an, durch die Bearbeitung ihres Projektes ein tieferes Verständnis chemischer Sachverhalte erlangt zu haben (Frage 6). Acht Studenten stimmen dieser Äußerung nur teilweise zu. Keiner der Befragten stimmte dem nicht zu. Der Aussage, beim Lösen der Projektarbeit planmäßiges und koordiniertes Ar-

beiten gelernt zu haben (Frage 7), stimmten 18 der 39 Befragten voll zu. 10 Studenten stimmten dieser Aussage eher zu, 11 Studierende nur teilweise. Aus der Befragung geht nicht hervor, ob diese Studenten nicht schon vorher planmäßiges und koordiniertes Arbeiten gelernt haben und der Aussage deshalb nicht zustimmen.

Die Fallstudien zur Projektarbeit haben gezeigt, dass die Studenten sich engagiert und kreativ mit ihrem Projekt auseinander gesetzt haben.

Am Ende der Projektarbeit sollten die Studierenden ihre Ergebnisse auf einem Poster darstellen und in einem Vortrag präsentieren. Etwa die Hälfte der Studenten fühlte sich dadurch motiviert, ihr Handeln im Hinblick auf Richtigkeit und innere Klarheit zu hinterfragen und zu bewerten (Frage 8). 18 Studenten stimmten dieser Aussage eher bzw. teilweise zu. Lediglich 2 Studenten gaben an, dadurch nicht motiviert worden zu sein.

Die Antworten der Studenten auf die beiden offenen Fragen der Abschlussbefragung sind im Anhang D.4.2 auf Seite 337 ff. wiedergegeben. Von den 39 Befragten haben 17 auf die erste und nur sechs auf die zweite Frage geantwortet. Alle 17 Studenten, die sich zu der Frage nach der weiteren Durchführung von Projekten geäußert haben, sprechen sich für die weitere Projektarbeit aus. Die häufigste Erklärung dafür ist, dass die Projektarbeit aus der Sicht der Lernenden selbständiges und kreatives problemlösendes Arbeiten ermöglicht. In ihren Verbesserungsvorschlägen fordern die Studenten mehr Zeit für die Bearbeitung des Projektes und die Möglichkeit, die Projektthemen selber auswählen zu dürfen. Erstaunlich ist, dass einige Studenten explizit Themen fordern, die sie intellektuell herausfordern.

Die Ergebnisse der Abschlussbefragung zeigen insgesamt eine hohe Akzeptanz der Projektarbeit durch die Lernenden. Die Befunde weisen darauf hin, dass die Lernmotivation sehr hoch ist und die Studenten sich im Kontext des Projektes intensiv mit chemischen Sachverhalten auseinander setzen.

Kapitel 9

Gesamtdiskussion

9.1 Zusammenfassung der Ergebnisse

Die subjektiven Erfahrungen der Lehrenden - Professoren und Tutoren - in den vorangegangenen Chemie-Einführungslehrveranstaltungen zeigten, dass Studenten gerade in der Anfangsphase ihres Studiums Schwierigkeiten haben, ihr Wissen auf neue Problemsituationen anzuwenden. Obwohl die Lernenden Wissen erwerben, ist es scheinbar kontext- und situationsgebunden. Für die Lernenden besteht die Schwierigkeit darin, dass Wissen, das sie im Kontext der Lösung eines bestimmten Problems erworben haben, an eben diesen Problemkontext gebunden bleibt und nicht flexibel auf andere Problemstellungen übertragen werden kann. Um diesem Problem des „trägen“ Wissens zu begegnen, wurde aufbauend auf den Erkenntnissen des situierten Lernens (vgl. Clancey [14] und Greeno [32]) und des pragmatischen Konstruktivismus (vgl. Gerstenmaier & Mandl [28]) eine neue Lehrveranstaltung mit problemorientierten Lernumgebungen konzipiert, in denen die Studierenden Gelegenheit erhalten, das in der Vorlesung bereitgestellte Wissen in neuen Kontexten anzuwenden. Voraussetzung dafür ist, dass die Inhalte der einzelnen Lehrveranstaltungsteile logisch aufeinander aufbauen und effizient aufeinander abgestimmt sind. Für die Übungen wurden daher geeignete Arbeitsmaterialien zusammengestellt und für die Praktika passende Experimente ausgewählt und neu entwickelt.

In ihrer Struktur besteht die Lehrveranstaltung aus drei aufeinander folgen-

den Teilen, in denen für die Fachwissenschaft Chemie jeweils authentische Problemstellungen bearbeitet werden. Die Komplexität der Problemstellungen und die Anforderungen an das selbständige Lösen von Problemen nehmen im Verlauf der gesamten Lehrveranstaltung zu - von der Bearbeitung eines Laborexperiments, zur qualitativen Elementanalyse einer Probe in wässriger Lösung bis hin zur wissenschaftlichen Bearbeitung einer Projektaufgabe mit anschließender Dokumentation der Ergebnisse. Lernen wird hier als aktiver und konstruktiver Prozess verstanden. Bereits bestehendes Wissen soll auf die Problemstellungen angewendet und vernetzt, neues Wissen im Kontext des Problems erworben werden. Dazu müssen die Studenten sowohl geeignetes domänenspezifisches Wissen und domänenspezifische Strategien als auch metakognitive Kontrollstrategien anwenden.

Anhand von Fallstudien sollen in der vorliegenden Untersuchung erste tendenzielle Aussagen zu dieser komplexen Thematik des Lernens in problemorientierten Lernumgebungen im Eingangsstudium des Faches Chemie gewonnen werden. Diese Arbeit verfolgte zwei Fragestellungen:

1. Kann die problemorientierte Struktur des Curriculums den Erwerb flexibel anwendbaren chemischen Wissens und chemischer Strategien fördern?
2. Inwieweit kontrollieren die Studierenden in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung ihr Handeln durch metakognitive Kontrollstrategien?

Zur qualitativen Untersuchung dieser beiden Fragestellungen wurden in den drei Teilen der Lehrveranstaltung Evaluationsmethoden eingesetzt, mit denen sich der Problemlöseprozess der Studenten verfolgen lässt. Wie die Lernenden bei der Bearbeitung eines authentischen Problems unter bestimmten Bedingungen vorgehen, d. h. welches domänenspezifische Wissen und welche metakognitiven Methoden sie dabei einsetzen, ist aussagekräftiger als ein Vergleich der Qualität der Lösung des Problems, z. B. durch Multiple-Choice-Tests. Im ersten Teil der Lehrveranstaltung wurden mit drei Treatmentgruppen Gruppendiskussionen am Experiment durchgeführt. Die drei Treatmentgruppen unterschieden sich hinsichtlich des im vorlesungsbeglei-

tenden Praktikum bereitgestellten Wissens. Zum Abschluss des qualitativ-analytischen Praktikums wurden drei Fallgruppen untersucht, die sich hinsichtlich ihrer Leistungen in dieser Lehrveranstaltungsteil deutlich voneinander unterschieden. Um festzustellen, inwieweit Studenten bei der Bearbeitung der qualitativen Analysen Wissen in neuen Kontexten anwenden, wurden problemzentrierte Interviews durchgeführt. Gegenstand dieser Interviews war die Problemstellung, die Kationen einer Probe effizient voneinander zu trennen. Die Studenten sollten ihre Vorgehensweise zur Lösung des Problems erklären und anhand von chemischen Konzepten theoretisch begründen. Die Äußerungen der Studenten in den Gruppendiskussionen und den Interviews wurden protokolliert und für die Auswertung transkribiert. Im dritten und letzten Teil der Lehrveranstaltung wurden vier Fallgruppen untersucht, deren Projektthemen sich hinsichtlich des Grades der Vernetzung zu den vorangegangenen beiden Teilen der Lehrveranstaltung unterschieden. Das von den Studenten angewandte Wissen und die angewandten Kontrollstrategien wurden mit Hilfe verbaler Daten in Laut-Denk-Protokollen in Verbindung mit Concept Maps erhoben.

Lernen anhand von Problemen nimmt häufig seinen Ausgangspunkt in Schwierigkeiten und Widersprüchen (vgl. Prawat [67]). Kann ein Lernender ein Problem ohne diese Schwierigkeiten bearbeiten, so wendet er bestehendes Wissen an. Erst beim Auftreten von Widersprüchen und Schwierigkeiten wird es für den Lernenden notwendig, das eigene Wissen oder Methoden zu erweitern bzw. die eigene Vorgehensweise zu ändern. Für das problemorientierte Lernen wird daher die Bedeutung von metakognitiven Kontrollstrategien betont. Unter Bezug auf die Metakognitionsforschung wurde zwischen den drei Kontrollstrategien - Monitoring, Selbst-Diagnose und Regulation - unterschieden. Die Situationen, in denen Studierende ihr Handeln durch metakognitive Kontrollstrategien kontrollierten, wurden als graphische Repräsentationen dargestellt. Es wurde untersucht, inwieweit Studenten beim problemorientierten Lernen eigene Schwierigkeiten erkennen und inwieweit sie diese durch geeignete Maßnahmen regulieren.

Die differenzierten Untersuchungen zeigten, dass sich mit den hier eingesetzten prozessorientierten Evaluationsmethoden das von den Studenten angewandte Wissen und Kontrollstrategien offen legen lassen. Dadurch wurde

eine detaillierte Untersuchung des Problemlöse- und Lernprozesses der Teilnehmer in den Fallstudien ermöglicht. In den vorangegangenen Abschnitten dieser Arbeit wurde deutlich, dass die theoretisch und empirisch angemessene Untersuchung der Lehr- und Lernprozesse in problemorientierten Lernumgebungen eine anspruchsvolle Aufgabe darstellt, zu deren Bewältigung Neuland zu betreten war. Die in der vorliegenden Arbeit durchgeführten Fallstudienevaluationen liefern erste tendenzielle Aussagen über das Lernen in problemorientierten Lernumgebungen im Fach Chemie in der universitären Lehre und somit Ansätze für weitergehende Arbeiten in der näheren und weiteren Zukunft. Die Ergebnisse der Untersuchungen in den drei Teilen der Lehrveranstaltung lassen sich folgendermaßen zusammenfassen:

Untersuchung des 1. Teils der Lehrveranstaltung

Kennzeichen problemorientierten Lernens ist, dass Wissen als Resultat eines problemorientierten Such- und Entdeckungsprozesses erworben wird. Die Einzelfallstudien zeigten, dass die Bereitstellung von Wissen in der Vorlesung allein nicht ausreicht, damit Studierende komplexe Problemstellungen selbständig bearbeiten können. Die Fallanalysen der Treatmentgruppe 1 und 2 deckten die Schwierigkeit der Studenten auf, geeignete situationsangemessene Strategien und Ansätze für die Lösung von Problemen auszuwählen und anzuwenden. Anschaulich könnte man sagen, dass die Studenten „den Wald vor lauter Bäumen nicht sehen“. Studenten kontrollierten zwar ihr Handeln, doch bei ihrem geringen Vorwissen und ihrer geringen Erfahrung mit problemorientiertem Lernen besteht die Gefahr, dass Fehler bzw. Schwierigkeiten nicht erkannt bzw. falsch reguliert werden. Die beiden Treatmentgruppen 1 und 2 waren ohne instruktionale Unterstützung durch Hilfestellung oder Monitoring durch einen Lehrenden mit der selbständigen Bearbeitung der Problemstellung überfordert. Die Fallanalyse der Treatmentgruppe 3 zeigte, dass das vorlesungsbegleitende Praktikum einen Beitrag dazu leistet, dass Studenten im Praktikum chemisches Wissen und chemische Strategien erwerben, die sie in neuen Kontexten anwenden können.

Untersuchung des 2. Teils der Lehrveranstaltung

Die Ergebnisse der Untersuchung zeigen, dass die Studenten die Auf-

gabe „Kationen in einer Probe zu trennen und zu bestimmen“ auf unterschiedlichen Ebenen bearbeiteten. Fallanalyse III zeigt, wie Studenten - unabhängig von einer bestehenden Vorschrift - auf einer konzeptbezogenen Ebene das Problem lösten. Sie setzten die ihnen bekannten chemischen Konzepte und Stoffkenntnisse bewusst zur Handlungsregulation ein.

Die Fallanalyse I zeigte genau das Gegenteil. Die Teilnehmer der Gruppe I wendeten unreflektiert die einzelnen Prozeduren des Kationentrennungsgangs wie ein „Kochrezept“ auf die ihnen gestellte Aufgabe an. Aus der Analyse der Vorgehensweise der Studenten wird deutlich, dass ihre handlungsleitenden Kognitionen auf einer deskriptiven Ebene lagen und sie ihr Handeln nicht begründen konnten. Anhand der Fallanalysen wird deutlich, dass Lernende, die ihr Handeln angemessen steuern und regulieren, erfolgreicher sind als jene, welche nicht über diese Steuerungs- und Kontrollstrategien verfügen (vgl. Alexander & Judy [3]). Die Studenten der Fallgruppe I sahen die Fehler bei der Bestimmung der Anionen und Kationen in der eigenen fehlerhaften und ungenauen Anwendung der Versuchsvorschrift. Im Falle der Bestimmung der Kationen der Schwefelwasserstoff-Gruppe wiederholten die Studenten den Trennungsgang fünfmal. Die beiden anderen Gruppen gaben an, ihr experimentelles Handeln im Hinblick auf die Reaktionsbedingungen durch Vergleichsproben zu überprüfen.

Um eine intensive Auseinandersetzung der Studenten mit den Stoffen und Reaktionen des Kationentrennungsgangs zu fördern, sollte das qualitativ-analytische Praktikum in zwei Phasen strukturiert werden. In einer ersten Phase sollten die Studenten Gelegenheit haben, die Stoffeigenschaften der eingesetzten Stoffe kennen zu lernen und sich das Prinzip des Kationentrennungsgangs mit Hilfe ihrer eigenen Denkfähigkeit selber zu entwickeln, d. h. den Kationentrennungsgang „nacherfinden“. Erst in der zweiten Phase erhalten die Studenten eine Probe unbekannter Zusammensetzung zur Analyse der Kationen und Anionen. Die Ergebnisse der Auswertung der Projektarbeit sprechen dafür, dass die Studenten zu solch einer Arbeit fähig sind. Diese Strukturierung bedeutet keine zeitliche Ausdehnung des Praktikums.

Dadurch, dass die Studierenden die Methoden und Verfahrensweisen ihres Handelns in der komplexen Situation durchschauen, können sie zielgerichteter und damit effizienter arbeiten.

Untersuchung des 3. Teils der Lehrveranstaltung

Im Rahmen der neukonzipierten Chemie-Einführungsveranstaltung an der Ruhr-Universität Bochum wurden zum ersten Mal Projektthemen von den Studenten bearbeitet. Jede der 20 Gruppen konnte die ihr gestellten Aufgaben lösen, so dass am Ende der Lehrveranstaltung alle die Ergebnisse ihrer Arbeit in einem Vortrag und einem Poster vorstellen konnten. Exemplarisch wurde in dieser Arbeit die Bearbeitung von vier Themen detailliert untersucht. Bemerkenswert ist, dass die Studenten den Freiraum, den die Projektarbeit bietet, für eine intensive Auseinandersetzung mit chemischen Fragestellungen genutzt haben, z. B. *Wie kann man die Gleichgewichtskonzentration an Kupfer(II)-Ionen bestimmen, ohne das Komplexbildungsgleichgewicht des Kupfertetraammin-Komplexes zu verschieben?* oder *Welches Reduktionsmittel ist geeignet, um Gold(III)-Ionen zu elementarem Gold zu reduzieren?* Anders als im vorlesungsbegleitenden Praktikum bot sich hier die Möglichkeit, im wahrsten Sinne des Wortes forschend zu „experimentieren“, Fehler zu machen und aus diesen Fehlern zu lernen. Bei diesen Auseinandersetzungen konnte gezeigt werden, dass die Studenten ihr Handeln zielgerichtet planten. Die Studenten formulierten Hypothesen, planten Experimente zur Überprüfung der Hypothesen, bewerteten die experimentellen Ergebnisse und änderten ihre Hypothesen, falls es erforderlich war. Dabei wendeten sie das in den vorangegangenen beiden Teilen der Lehrveranstaltung erworbene Wissen zur Lösung ihrer Problemstellung an und erwarben neue Kenntnisse und Fähigkeiten, z. B. das Verfahren der Potentiometrie oder der Elektrogravimetrie.

Das neu erworbene Wissen ist häufig das Ergebnis der Regulation von Schwierigkeiten und Fehlern, die die Studenten selber festgestellt haben. Die Studenten suchten zusätzliche Informationen bei Experten (z. B. Herstellern von CD-Rs, Falschgeldstelle der Bundesbank), Tutoren, in der Literatur oder im Diskurs mit anderen Studenten. Vor

allem das in den beiden ersten Teilen der Lehrveranstaltung bereitgestellte domänenspezifische Vorwissen dürfte sich in erheblichem Maße darauf auswirken, dass die Lernenden Kontrollstrategien anwenden. Ein gewisses Maß an Vorwissen ist eine Voraussetzung dafür, dass eigene Fehler überhaupt erkannt werden und zusätzliche Informationen genutzt werden können (vgl. Alexander & Judy [3], Pressley, Borkowski & Schneider [69]). Am Beispiel der Fallanalyse C wird deutlich, dass einige Studenten instruktionale Hilfestellung benötigten. Die Hilfestellung bestand darin, dass der Lehrende Betrachtungsweisen zur Lösung von Problemen aufzeigte.

Das hohe Engagement bei der Bearbeitung der Projekte und der Aufwand, mit dem die Poster erstellt wurden, weisen auf eine hohe intrinsische Motivation der Studenten in dieser neu eingeführten Lehr- und Lernform hin.

Aus den Ergebnissen der drei Einzeluntersuchungen ergibt sich, dass diese didaktisch konzipierte Lehrveranstaltung einen hohen Beitrag dazu leisten kann, dass Studenten ein kontext- und situationsunabhängiges Wissen erwerben und somit eine geeignete Möglichkeit ist, dem Problem des „trägen“ Wissens zu begegnen. Zur Ausbildung eines Expertenwissens bedarf es jedoch weiterführender Lehrveranstaltungen, in denen konsequent an der Bildung eines kontextunabhängigen Wissens gearbeitet wird.

Aus den Ergebnissen der Fallanalysen ergeben sich drei Forderungen an die Gestaltung und Entwicklung problemorientierter Lehrveranstaltungen für das Fach Chemie:

1. Da es sich beim problemlösenden Lernen um eine anspruchsvollere und damit auch zeitintensivere Lernform als bei der bloßen Wissensreproduktion handelt - die Studenten benötigten in der Untersuchung für die Deutung des Experiments im ersten Teil etwa eine 3/4 Stunde - besteht die Gefahr, dass der höhere Qualitätsanspruch auf Kosten der Quantität geht. Es muss daher sorgfältig überlegt werden, welche Wissensinhalte auf diesem hohen Niveau vermittelt werden sollen. Die exemplarisch vermittelten Erkenntnisse sollten eine möglichst breite Erschließungsfunktion haben.

2. Um eine Wissenskompartimentalisierung zu vermeiden, müssen Beziehungen zwischen den einzelnen Konzepten aufgezeigt werden und ihre Aussage und ihr Verwendungsbereich aufgezeigt werden. Beispiel dafür sind: (1) Betrachtung des Ablaufs einer chemischen Reaktion aus kinetischer und thermodynamischer Sicht. Welche Betrachtung muss ich wählen, um den Ablauf einer Reaktion zu deuten? (2) Aussagegrenzen des Prinzips von Le Châtelier. Für Paris & Winograd [61] und Friedrich & Mandl [26] ist das Kennenlernen von Anwendungsbedingungen für domänenspezifisches Wissen und Strategien bei der Bearbeitung von Problemen von fundamentaler Bedeutung.

3. Die Problemstellungen sollen die Studenten „fordern“ aber nicht „überfordern“. Es hat sich in diesem Curriculum als positiv erwiesen, dass die Einführungslehrveranstaltung in drei aufeinander folgende Teile strukturiert war, in denen sowohl die Komplexität der Problemstellungen als auch die Anforderung an die Studenten, ihr Handeln durch metakognitive Strategien zu kontrollieren, zunimmt. Die Untersuchungen zeigen, dass die Studenten das in den vorangegangenen Teilen der Lehrveranstaltung erworbene Wissen und Methoden zur Lösung von Problemstellungen zielgerichtet einsetzen. Studierende mit nur geringem Vorwissen dürften bei der sofortigen Bearbeitung der qualitativen Analysen oder der Projektarbeit kognitiv überfordert sein. Es ist daher auch nicht sinnvoll und zweckmäßig, sich allein auf das Lernen in Projekten zu beschränken. Fieblinger [24] schreibt dazu *„Die ausschließliche Strukturierung des Lernens in Projekten ist jedoch illusorisch, da ein auch nur einigermaßen sinnvoller Kanon von Kenntnissen und Fähigkeiten sich nur durch kunstvolles Manipulieren der Projektarbeit erreichen ließe, was dem Projektgedanken widerspricht.“* Der Wert der Projektarbeit liegt darin, den Studierenden Raum zu geben, im Rahmen einer anspruchsvollen Problemstellung das eigene Wissen zu strukturieren.

9.2 Ausblick: Gestaltung problemorientierter Lernumgebungen in der Chemie

Abschließend soll überlegt werden, welche Konsequenzen sich aus den tendenziellen Befunden dieser Arbeit für die Gestaltung problemorientierter Lernumgebungen in der Chemie ziehen lassen. Die Frage, ob problemorientierte Lernumgebungen tatsächlich zu einer besseren Anwendung des Gelernten bei der Bearbeitung von Problemstellungen in weiterführenden Lehrveranstaltungen oder im Beruf führen, wurde bislang für die universitäre Lehre für das Fach Chemie nicht untersucht. Folgende Aspekte könnten dabei Gegenstand einer differenzierten Untersuchung sein:

1. Wie unterscheidet sich die Qualität des erworbenen Wissens von Lernenden aus problemorientierten und herkömmlichen Curricula?
2. Inwieweit wird durch problemorientierte Curricula die Fähigkeit zu selbstgesteuertem Lernen gefördert?

Die Vergleichsstudien müssten zwei Aspekte erfassen: Die Erfassung des (1) theoretischen Wissens in Wissenstests und (2) die experimentelle Bearbeitung authentischer Problemstellungen. Die Beurteilung dieses zweiten Aspekts könnte durch erfahrene Mitarbeiter, Doktoranden erfolgen. Interessant wäre es auch zu untersuchen, welche Faktoren ausschlaggebend dafür sind, ob Studierende eine Aufgabe wie die qualitative Analyse einer Probe auf rein deskriptiver Ebene oder auf einer konzeptbezogenen Ebene bearbeiten.

Die Struktur der Lehrveranstaltung scheint geeignet zu sein, die selbständige Auseinandersetzung der Studierenden mit komplexen chemischen Fragestellungen zu fördern. Damit die Themen der Projekte auch weiterhin eine angemessene Herausforderung für die Lernenden darstellen, müssen ständig neue Themen bereitgestellt werden. Die Entwicklung neuer authentischer Problemstellungen, die die Studenten herausfordern, ihr Wissen anzuwenden und sich selbständig neues Wissen anzueignen, ist für die Lehrenden eine anspruchsvolle Aufgabe. Hier bietet sich z. B. die Zusammenarbeit mit dem anorganisch-präparativen Praktikum an, das die Studenten am Ende

des zweiten Semesters durchführen. Projektthemen können so verschiedene Perspektiven beinhalten, zu deren Lösung die Studenten Wissen aus beiden Praktika miteinander kombinieren müssen. Es findet so eine Verknüpfung von Wissen und domänenspezifischen Methoden über das einzelne Praktikum hinaus statt.

In dieser Arbeit wurde deutlich, dass die Gestaltung problemorientierten Lernens sich nicht auf die Auswahl authentischer und komplexer Problemstellungen beschränken darf. Eine völlig selbstgesteuerte, eigenverantwortliche Bearbeitung, wie sie Fallanalyse D gezeigt hat, ist eher selten und setzt bei den Lernenden bereits Erfahrungen mit dieser Form des Wissenserwerbs voraus. Diese Vertrautheit ist vielleicht bei Studierenden fortgeschrittener Semester aber nicht bei Studienanfängern vorauszusetzen. Vor allem im ersten Teil der Lehrveranstaltung wurden die Studenten daher sehr individuell betreut. Daraus ergibt sich für problemorientierte Kurse das Problem, genügend geeignete Betreuer für die intensive Betreuung der Studenten zu finden. Im Rahmen der Ansätze des situierten Lernens, besonders im Cognitive Apprenticeship-Ansatz („kognitive Handwerkslehre“), werden die Lernenden durch einen Experten in der Anwendung kognitiver und metakognitiver Strategien unterstützt (vgl. Collins, Brown & Newman [16]). Die Unterstützung besteht in der kognitiven Modellierung, d. h. dem „Vormachen“ einer strategischen Vorgehensweise beim Lösen von Problemen. Diese Form der Unterstützung eignet sich in problemorientierten Umgebungen deshalb, weil sie die Authentizität und Komplexität der Probleme und die Selbststeuerung der Lernenden wenig einschränkt. Daneben spricht auch ein pragmatischer Grund für den Einsatz der Modellierung. Die Demonstration einer Expertenlösung ist als instruktionale Unterstützung in problemorientierten Lernumgebungen leichter zu implementieren als individuelle Unterstützung durch Feedback und Hilfestellung. Inwieweit die Modellierung auf den Lernprozess Einfluss nimmt, wurde bislang für das Fach Chemie nicht untersucht. Diese und eine Reihe weiterer Fragen zum Zusammenhang von Konstruktion und Instruktion müssen gelöst werden, um zur Möglichkeit einer optimalen Gestaltung von Lehre zu gelangen.

Damit das Problem trägen Wissens wirkungsvoll bearbeitet und die daraus resultierende Kluft zwischen Wissen und seiner Anwendung geschlossen

werden kann, ist es notwendig, verstärkt der Frage nachzugehen, welche Gestaltung von Lernumgebungen notwendig ist, so dass es in Zukunft besser gelingt, dass Studierende kontextunabhängiges und transferierbares Wissen erwerben, das sie flexibel anwenden können.

Epilog

Aufbauend auf der Kernannahme des situierten Lernens - dass bereits durch den Lernkontext determiniert ist, ob der Lernende das in ihm erworbene Wissen flexibel anwenden kann - wurden problemorientierte Lernumgebungen für das Eingangsstudium im Fach Chemie konzipiert, in denen die Lernenden komplexe und authentische Problemstellungen bearbeiten.

Die Ergebnisse der Fallstudienuntersuchungen zeigen, dass die Bereitstellung von abstrahiertem Wissen in der Vorlesung offensichtlich nicht ausreicht, damit Studierende dieses Wissen auch anwenden können. Es ist wichtig, dass die Lernenden Gelegenheit erhalten, das erworbene Wissen in verschiedenen Lernkontexten unter verschiedenen Zielperspektiven anzuwenden. Für Problemstellungen, deren Lösung bereits im Vorfeld bekannt ist, besteht die Gefahr, dass die Lernenden das Problem nach dem vorgegebenen „Rezept“ unreflektiert bearbeiten. Problemstellungen, in denen die Lernenden ihr Wissen flexibel anwenden und ihr Handeln durch domänenspezifische und metakognitive Strategien kontrollieren müssen, führen indes zu einer intensiven forscherschen Auseinandersetzung mit komplexen chemischen Fragestellungen. Der Erwerb von Wissen in aktiver und problemorientierter Weise stellt hohe kognitive Ansprüche an die Lernenden und erfordert ihre spezifische instruktionale Unterstützung.

„Träges“ Wissen stellt beim Wissenserwerb im Fach Chemie in der Hochschule ein virulentes Problem dar. Um diesem Problem zukünftig effektiv zu begegnen, sind weitere detaillierte Untersuchungen zur Gestaltung von Lernumgebungen notwendig.

Literaturverzeichnis

- [1] Aebli, H.
Denken: Das Ordnen des Tuns. Bd. I und II. Klett Stuttgart (1980 und 1981).
- [2] Aebli, H.
Grundformen des Lehrens. Klett Stuttgart (1981).
- [3] Alexander, P. A. & Judy, J. E.
The interaction of domain-specific and strategic knowledge in academic performance. *Review of Educational Research* 58 (pp. 375 - 404). (1988).
- [4] Ausubel, D. P.
Educational psychology: A cognitive view. Holt, Rinehardt & Winston New York (1968).
- [5] Berliner, D. C.
Telling the stories of educational psychology. *Educational Psychologist* 27 (pp. 143 - 161). (1992).
- [6] Bonato, M.
Wissensstrukturierung mittels Struktur-lege-Techniken. Lang Frankfurt (1990).
- [7] Borkowski, J. G.; Carr, M. & Pressley, M.
„Spontaneous“ strategy use: Perspectives from metacognitive theory. *Intelligence*, 11 (pp. 61 - 75). (1987).
- [8] Bransford, J. D.; Franks, J. J.; Vye, N. J. & Sherwood, R. D.
New approaches to learning and instruction: Because wisdom can't be

told. In: S. Vosniadou & A. Ortony (Eds.). *Similarity and analogical reasoning* (pp. 470 - 497). Cambridge: University Press (1989).

- [9] Bransford, J. D.; Sherwood, R. D.; Hasselbring, T. S.; Kinzer, C. K. & Williams, S. M.
Anchored instructions: Why we need it and how technology can help. In: D. Nix & R. J. Spiro (Eds.). *Cognition, education, and multimedia: Exploring ideas in high technology* (pp. 163 - 205). Erlbaum Hillsdale (1990).
- [10] Bransford, J. D.; Goldman, S. R. & Vye, N. J.
Making a difference in people's ability to think: Reflections on a decade of work and some hopes for the future. In: R. J. Sternberg & L. Okagaki (Eds.). *Influences on children* (pp. 147 - 180). Erlbaum Hillsdale (1991).
- [11] Bruner, J. S.
Der Akt der Entdeckung. In: H. Neber (Hrsg.). *Entdeckendes Lernen* (S. 21). Beltz Weinheim (1981).
- [12] Bruner, J. S.
Learning and Thinking. In: R. C. Anderson, D. P. Ausubel (Eds.). *Readings in the Psychology of Cognition*. New York (1965). Übersetzung des Zitats in Klafki, W. *Neue Studien zur Bildungstheorie und Didaktik*. Beltz Weinheim (1996).
- [13] Cates, W. M.
Considerations in evaluating metacognition in interactive hypermedia/multimedia instruction. Paper presented at the Annual Meeting of the American Educational Research Association. San Francisco (1992).
- [14] Clancey, W. J.
Situated action: A neuropsychological interpretation responds to Vera and Simon. *Cognitive Science*, 17 (pp. 87 - 116). (1993).
- [15] Collins, A. & Brown, J. S.
The computer as a tool for learning and reflection. In: H. Mandl & A. Lesgold (Eds.). *Learning issues for intelligent tutoring systems* (pp. 1 - 18). Springer New York (1988).

- [16] Collins, A.; Brown, J. S. & Newman, S. E.
Cognitive apprenticeship: Teaching the crafts of reading, writing and mathematics. In: L. B. Resnick (Ed.). *Knowing, learning, and instruction. Essays in the honour of Robert Glaser* (pp. 453 - 494). Erlbaum Hillsdale (1989).
- [17] Derry, S. J.
Learning strategies for acquiring useful knowledge. In: B. F. Jones & L. Idol (Eds.). *Dimensions of thinking and cognitive instruction* (pp. 347 - 379). Erlbaum Hillsdale (1990).
- [18] Diesterweg, D. A. W.
Wegweiser zur Bildung für deutsche Lehrer. Essen (1835).
- [19] DMG Chemisch-Pharmazeutische Fabrik GmbH
Gebrauchsanweisung zum Produkt „Safecap Silber 70“. (1999).
- [20] Dörig, R.
Ersetzen Schlüsselqualifikationen das Wissen? In: P. Gonon (Hrsg.). *Schlüsselqualifikationen kontrovers* (S. 81 - 88). Sauerländer Aarau (1996).
- [21] Dubs, R.
Konstruktivismus: Einige Überlegungen aus der Sicht der Unterrichtsgestaltung. *Zeitschrift für Pädagogik, Jahrgang 41, Heft 6* (S. 905 - 923). (1995).
- [22] Ericsson, K. A. & Simon, H. A.
Protocol analysis. MIT Press Cambridge (1984).
- [23] Eybe, H.
Die Gruppendiskussion als Forschungsmethode in der Chemiedidaktik. Unveröff. Dissertation Uni-Dortmund (2000).
- [24] Fieblinger, G.
Das Verhältnis von Naturwissenschaft und gesellschaftlichem Arbeitsprozeß - Qualifikationsanforderungen an den naturwissenschaftlichen/technischen Unterricht. In: Ewers, M. (Hrsg.). *Naturwissenschaft-*

liche Didaktik zwischen Kritik und Konstruktion. Weinheim/Basel (1975).

- [25] Fischler, H. & Peuckert, J.
Concept Mapping in fachdidaktischen Forschungsprojekten der Physik und Chemie. Logos Verlag Berlin (1997).
- [26] Friedrich, H. F. & Mandl, H.
Lern- und Denkstrategien - ein Problemaufriß. In: H. Mandl & H. F. Friedrich (Hrsg.). *Lern- und Denkstrategien. Analyse und Intervention* (S. 3 - 54). Hogrefe Göttingen (1992).
- [27] Freis, B.; Lieverscheidt, H.; Wienemann, M.; Zinn, C. & Schmidt, L.
Zwischenbericht der Zusammenarbeit zwischen den Mitarbeitern und Mitarbeiterinnen des Lehrstuhls Anorganische Chemie II und den hochschuldidaktischen Beraterinnen des Projektes Teamberatung. Bochum (1999).
- [28] Gerstenmaier, J. & Mandl, H.
Wissenserwerb unter konstruktivistischer Perspektive. *Zeitschrift für Pädagogik* 6 (S. 867 - 888). (1995).
- [29] Gerstenmaier, J. & Mandl, H.
Wissensanwendung im Handlungskontext: Die Bedeutung intentionaler und funktionaler Perspektiven für den Zusammenhang von Wissen und Handeln. In: H. Mandl & J. Gerstenmaier (Hrsg.). *Die Kluft zwischen Wissen und Handeln. Empirische und theoretische Lösungsansätze* (S. 289 - 321). Hogrefe Göttingen (2000).
- [30] Glaser, R. & Chi, M. T. H.
Overview. In: M. T. H. Chi; R. Glaser & M. J. Farr (Eds.). *The nature of expertise* (pp. XV - XXVIII). Erlbaum Hillsdale (1988).
- [31] Gräsel, C.
Problemorientiertes Lernen. Strategieanwendung und Gestaltungsmöglichkeiten. Hogrefe Göttingen (1997).
- [32] Greeno, J. G.
Situations, mental models, and generative knowledge. In: D. Klahr/K.

- Kotovsky (Eds.). *Complex information processing: The impact of H. A. Simon* (pp. 285 - 318 (b)). Hillsdale (1989).
- [33] Gruber, H.
Erfahrung als Grundlage kompetenten Handelns. Verlag Hans Huber Bern (1999).
- [34] Gruber, H.; Mandl, H. & Renkl A.
Was lernen wir in Schule und Hochschule: Träges Wissen? In: H. Mandl & J. Gerstenmaier (Hrsg.). *Die Kluft zwischen Wissen und Handeln. Empirische und theoretische Lösungsansätze* (S. 139 - 156). Hogrefe Göttingen (2000).
- [35] Häfner, D.
Arbeitsbuch anorganische Analyse. GOVI-Verlag (2000).
- [36] Hahn, F. J. & Haubold, G.
Analytisches Praktikum: Qualitative Analyse. VCH-Verlagsgesellschaft (1988).
- [37] Herrmann, W. A.
Chemie: Intellektuelles Handwerk, wissenschaftliches Faszinosum, Wirtschaftsfaktor, Jobmaschine. Oder: Warum die Chemie stimmen muss, damit wir Zukunft haben. Vortrag vor dem Industrieverband AGRAG e.V. Hamburg (2001).
- [38] Holleman, A. F. & Wiberg, N.
Lehrbuch der Anorganischen Chemie. Walter de Gruyter Berlin (1995).
- [39] Holzkamp, K.
Lernen. Subjektwissenschaftliche Grundlegung. Campus Verlag Frankfurt (1995).
- [40] Hucke, L. & Fischer, H. E.
Fachdidaktische Forschung zur Verbesserung der experimentellen naturwissenschaftlichen Ausbildung. Eine Untersuchung im physikalischen Anfängerpraktikum. In: C. Finkenbeiner & C. W. Schnaitmann (Hrsg.). *Lehren und Lernen im Kontext empirischer Forschung und Fachdidaktik*. Ludwig Auer Verlag Donauwörth (2001).

- [41] Jander, G. & Blasius, E.
Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum. S. Hirzel Verlag
Stuttgart (1990).
- [42] Jander, G. & Blasius, E.
Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie. S.
Hirzel Verlag Stuttgart (1989).
- [43] Jonassen, D. H.; Mayes, T. & McAleese, R.
Manifest for constructivist approach to uses of technology in higher
education. In: T. M. Duffy & D. H. Jonassen (Eds.). *Designing learning
environments for constructive learning* (pp. 231 - 247). Springer Berlin
(1993).
- [44] Kerschensteiner, G.
Wesen und Wert des naturwissenschaftlichen Unterrichts. Leipzig
(1913).
- [45] Klafki, W.
Neue Studien zur Bildungstheorie und Didaktik. Beltz Weinheim
(1996).
- [46] Knuth, R. A. & Cunningham, D. J.
Tools for constructivism. In: T. M. Duffy, J. Lowyck, D. H. Jonassen &
T. M. Welsh (Eds.). *Designing environments for constructive learning*
(pp. 163 - 188). Springer Berlin (1993).
- [47] Larkin, J. H.
What kind of knowledge transfers? In: L. B. Resnick (Ed.). *Knowing,
learning and instruction. Essays in honour of Robert Glaser* (pp. 283 -
305). Erlbaum Hillsdale (1989).
- [48] Lass, U. & Lüer, G.
Psychologische Problemlöseforschung. *Unterrichtswissenschaft (18)* (S.
295 - 312). (1990).
- [49] Law, L.-C. & Wong, P. W.
Expertise and Instructional Design. In: H. Gruber & A. Ziegler (Hrsg.).

Expertiseforschung. Theoretische und methodische Grundlagen (S. 115 - 147). Westdeutscher Verlag Opladen (1996).

- [50] Lawless, C.
Investigating the cognitive structure of students studying quantum theory in an open university history of science course: A pilot study. *British Journal of Educational Technology*, 25 (3) (pp. 198 - 216). (1994).
- [51] Leutner, D.
Adaptive Lehrsysteme. Psychologie Verlags Union Weinheim (1992).
- [52] Mandl, H.
Wissen und Handeln. In: H. Mandl unter Mitarbeit von S. Bruckmoser & H. Gruber (Hrsg.). *Bericht über den 40. Kongreß der Deutschen Gesellschaft für Psychologie in München. Schwerpunktthema: Wissen und Handeln* (S. 3 - 13). Hogrefe Göttingen (1997).
- [53] Maturana, H. R.
Kognition. In: S. J. Schmidt (Hrsg.). *Der Diskurs des radikalen Konstruktivismus* (S. 89 - 118). Frankfurt a. M. (1987).
- [54] Mayring, P.
Einführung in die qualitative Sozialforschung. Eine Anleitung zu qualitativem Denken. Psychologie Verlags Union Weinheim (1999).
- [55] McClure, J. R. & Bell, P. E.
Effects of an environmental education-related STS approach instruction on cognitive structures of preservice science teachers. University Park, PA: Pennsylvania State University. (ERIC Document Reproduction Service No. ED 341 582) (1990).
- [56] Metzger, Ch.
Wie lerne ich? Eine Anleitung zum erfolgreichen Lernen. Schülerbuch und Handbuch für Lehrkräfte. Sauerländer Aarau (1995).
- [57] Nowak, J. D.
Concept Mapping: A useful tool for Science Education. *Journal of Research in Science Teaching*, 27 (10) (pp. 937 - 949). (1990).

- [58] Nowak, J. D. & Gowin, D. B.
Learning how to learn. *Cambridge University Press*. New York (1984).
- [59] Parchmann, I.; Demuth, R. & Ralle. B.
Chemie im Kontext - eine Konzeption zum Aufbau und zur Aktivierung fachsystematischer Strukturen in lebensweltlichen Kontexten. *Der mathematische und naturwissenschaftliche Unterricht*, 53 (3) (S. 132 - 137). (2000).
- [60] Parchmann, I.; Demuth, R.; Ralle. B.; Paschmann, A. & Huntemann, H.
Chemie im Kontext - Begründung und Realisierung eines Lernens in sinnstiftenden Kontexten. *Praxis der Naturwissenschaften Chemie*, 50 (1) (S. 1 - 7). (2001).
- [61] Paris, S. G. & Winograd, P.
How metacognition can promote academic learning and instruction. In: B. F. Jones & L. Idol (Eds.). *Dimensions of thinking and cognitive instruction* (pp. 15 - 52). Erlbaum Hillsdale (1990).
- [62] Pauling, L.
Grundlagen der Chemie. Weinheim (1973).
- [63] Perkins, D. N. & Salomon, G.
Are cognitive skills context-bound? *Educational Researcher*, 18 (1) (pp. 16 - 25). (1989).
- [64] Piaget, J.
Psychologie der Intelligenz. Walter-Verlag Olten (1972).
- [65] Piaget, J.
Die Psychologie des Kindes. Walter-Verlag Olten (1973).
- [66] Piaget, J.
Gedächtnis und Intelligenz. Walter-Verlag Olten (1974).
- [67] Prawat, R. S.
The value of ideas: Problems versus possibilities in learning. *Educational Researcher*, 22 (11) (pp. 5 - 16). (1993).

- [68] Prenzel, M.
Autonomie und Motivation im Lernen Erwachsener. *Zeitschrift für Pädagogik*, 39 (S. 239 - 253). (1993).
- [69] Pressley, M.; Borkowski, J. G. & Schneider, W.
Cognitive strategies: Good strategy users coordinate metacognition and knowledge. In: R. Vasta (Ed.). *Annals of child development*, Vol. 4 (pp. 89 - 129). Greenwich JAI (1987).
- [70] Pressley, M.; Snyder, B. L. & Cariglia-Bull, T.
How can good strategy use be taught to children? Evaluation of six alternative approaches. In: S. M. Cormier & J. D. Hagman (Eds.). *Transfer of learning. Contemporary research and applications* (pp. 81 - 120). London: Academic Press (1987).
- [71] Renkl, A.
Träges Wissen: Die „unerträgliche Kluft“ zwischen Wissen und Handeln (Forschungsbericht Nr. 41). München: Ludwig-Maximilians-Universität, Lehrstuhl für Empirische Pädagogik und Pädagogische Psychologie. (1994).
- [72] Renkl, A.; Gruber, H. & Mandl, H.
Kooperatives problemorientiertes Lernen in der Hochschule (Forschungsbericht Nr. 46). München: Ludwig-Maximilians-Universität, Institut für Pädagogische Psychologie und Empirische Pädagogik. (1995).
- [73] Renkl, A.
Träges Wissen. Wenn Erlerntes nicht genutzt wird. *Psychologische Rundschau* 47 (S. 78 - 92). (1996).
- [74] Resnick, L. B.
Learning in school and out. *Educational Researcher*, 16 (9) (pp. 13 - 20). (1987).
- [75] Roth, G.
Erkenntnis und Realität: Das reale Gehirn und seine Wirklichkeit. In: S. J. Schmidt (Hrsg.): *Der Diskurs des radikalen Konstruktivismus* (S. 229 - 255). Frankfurt a. M. (1987).

- [76] Roth, H.
Pädagogische Psychologie des Lehrens und Lernens. Hannover (1966).
- [77] Ruiz-Primo, M. A. & Shavelson, R. J.
Problems and issues in the use of concept maps in science assessment.
Journal of Research in Science Teaching, 33 (6) (pp. 569 - 600). (1996).
- [78] Schmidkunz, H. & Lindemann, H.
Das forschend-entwickelnde Unterrichtsverfahren. Westarp Essen (1992).
- [79] Schmidt, M.
Anorganische Chemie. Mannheim (1976).
- [80] Schmidt, S. J.
Der radikale Konstruktivismus. Ein neues Paradigma im interdisziplinären Denken. In: S. J. Schmidt (Hrsg.). *Der Diskurs des radikalen Konstruktivismus* (S. 11 - 88). Frankfurt a. M. (1987).
- [81] Schmidt, S. J.
Funkkolleg Medien und Kommunikation. Konstruktionen von Wirklichkeit, Studienbrief 1. Weinheim (1990).
- [82] Schmidt, S. J.
Wissenschaft als ästhetisches Konstrukt. Hannover (1992).
- [83] Schneider, W. & Pressley, M.
Memory development between 2 and 20. Springer New York (1989).
- [84] Seel, F.
Grundlagen der analytischen Chemie unter besonderer Berücksichtigung der Chemie in wässrigen Systemen. Verlag Chemie Weinheim (1979).
- [85] Shriver, D. F.; Atkins, P. W. & Langford, C. H.
Anorganische Chemie. Wiley-VCH (1997).
- [86] Spiro, R. J.; Feltovich, P. J.; Jacobson, M. J. & Coulson, R. L.
Cognitive flexibility, constructivism and hypertext: Random access in-

- struction for advanced knowledge acquisition in ill-structured domains. *Educational Technology* 31 (5) (pp. 24 - 33). (1991).
- [87] Stark, R.; Graf, M.; Renkl, A.; Gruber, H. & Mandl, H.
Förderung von Handlungskompetenz durch geleitetes Problemlösen und multiple Lernkontexte. *Zeitschrift für Entwicklungspsychologie und Pädagogische Psychologie*, 27 (S. 289 - 312). (1995).
- [88] Stoddart, T.; Abrams, R.; Gasper, E. & Canaday, D.
Concept maps as assessment in science inquiry learning - a report of methodology. *International Journal of Science Education* 22 (pp. 1221 - 1246). (2000).
- [89] Symons, S.; Snyder, B. L.; Cariglia-Bull, T. & Pressley, M.
Why be optimistic about cognitive strategy instruction? In: C. B. McCormick, G. E. Miller & M. Pressley (Eds.). *Cognitive strategy research. From basic research to educational application* (pp. 3 - 32). Springer New York (1989).
- [90] Varela, F.
Kognitionswissenschaft - Kognitionstechnik. Frankfurt (1990).
- [91] Wagenschein, M.
Rettet die Phänomene! (Der Vorrang des Unmittelbaren) (1976). In: *Naturphänomene sehen und verstehen*. Klett Stuttgart (1995).
- [92] Werner, W.
Qualitative anorganische Analyse für Pharmazeuten und Naturwissenschaftler. Thieme Verlag (1990).
- [93] Whitehead, A. N.
The aims of education. Macmillan New York (1929).
- [94] Zinn, C.
Abschlussbericht der Zusammenarbeit zwischen den Mitarbeitern und Mitarbeiterinnen des Lehrstuhls Anorganische Chemie II und den hochschuldidaktischen Beraterinnen des Projektes Teambberatung. Bochum (2001).

Anhang A

Skript zum vorlesungsbegleitenden Praktikum

RUHR-UNIVERSITÄT BOCHUM
Fakultät für Chemie
Allgemeine und Experimentelle Chemie
1. Teil
Vorl.-Nr. 181006
Prof. Dr. R. A. Fischer und Matthias Ruttert

Inhaltsverzeichnis:

1. Versuchstag: Grundlegende Operationen	233
Versuch 1: Herstellen einer Lösung	233
Versuch 2: Element und Verbindung	236
2. Versuchstag: Trennen eines Stoffgemisches	238
3. Versuchstag: Gravimetrische Bestimmung von Nickel in einer	

Probe	240
4. Versuchstag: Bestimmung der Neutralisationsenthalpie von Salzsäure und Essigsäure mit Natronlauge	242
5. Versuchstag: Reaktionskinetik	248
Versuch 1: Bestimmung der Reaktionsordnung der Hydrolyse von <i>tert</i> -Butylchlorid	248
Versuch 2: Bestimmung der Aktivierungsenergie der Hydrolyse von <i>tert</i> -Butylchlorid	250
6. Versuchstag: Bestimmung einer Gleichgewichtskonstanten	251
Reaktionsverlauf der Veresterung und Hydrolyse eines Esters	251
Versuch 1: Esterbildung	251
Versuch 2: Esterhydrolyse	253
7. Versuchstag: Säure-Base Reaktionen	257
Versuch 1: pH-Werte von Salzlösungen	257
Versuch 2: Stärke von Säuren	258
Versuch 3: Aufnahme der Titrationskurve von Essigsäure	258
Versuch 4: Titration von Phosphorsäure in Cola-Getränken	259
8. Versuchstag: Löslichkeit und Komplexbildung	261
Versuch 1: Das Prinzip der qualitativen Analyse	261
Versuch 2: Komplexe	262
Versuch 3: Ligandenaustausch und Stabilität von Komplexen	263
Versuch 4: Stabilität von Silber-Komplexen	264
9. Versuchstag: Versuche zur Redoxchemie	266
Versuch 1: Die elektrochemische Spannungsreihe	266

Versuch 2: Disproportionierung der Halogene	269
Versuch 3: Reaktion von Zink mit Salpetersäure unterschiedlicher Konzentration	270
Versuch 4: pH-Abhängigkeit von Redoxpotentialen	270
Versuch 5: Beeinflussung des Redoxgleichgewichtes durch Bildung einer schwerlöslichen Substanz	271
10. Versuchstag: Bestimmung von Eisen(II)-Ionen durch Redox- titration mit Kaliumpermanganat	272
Das Prinzip der Manganometrie	272
Bestimmung der Konzentration der Kaliumpermanganatmaßlösung ...	274
Bestimmung der Konzentration an Fe ²⁺ -Ionen in der Probe	275
Anhang	276
A Geräte	276
A.1 Arbeiten mit CASSY-Lab	276
A.2 Umgang mit der Bürette	280
A.3 Bedienung des pH-Meters	280
A.4 Bedienung der Analysenwaage	286
B Tabellen	288
B.1 pK _S -Werte in wässriger Lösung	288
B.2 Elektrochemische Spannungsreihe	289
B.3 Löslichkeitsprodukte K _L einiger schwerlöslicher Salze in Wasser ...	290
B.4 Stabilitätskonstanten K _B einiger Komplexe in Wasser bei Raum- temperatur	291

1. Versuchstag

Grundlegende Operationen

Versuch 1: Herstellen einer Lösung

In diesem Versuch lernen Sie drei Volumenmessgeräte und ihre Handhabung kennen: Vollpipette, Messzylinder und Messkolben.

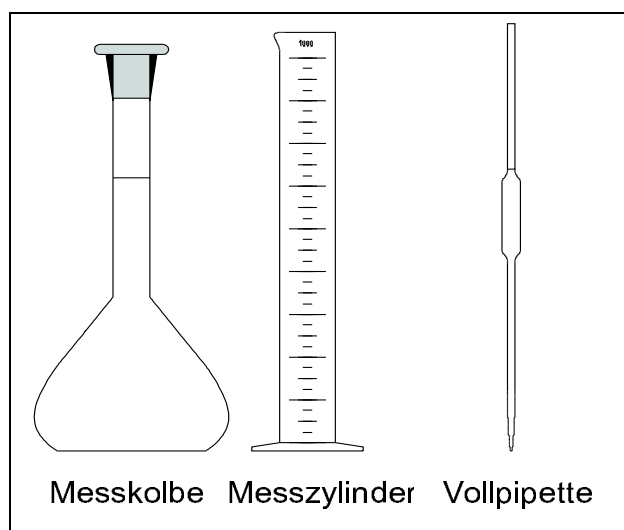


Abbildung A.1: Glasgeräte zum Abmessen von Volumina von Flüssigkeiten.

Messzylinder sind auf „In“ geeicht. Sie werden überwiegend als Ausgussgefäße verwendet - das bedeutet, dass man das abgemessene Volumen dem Messzylinder vollständig entnehmen muss, damit man es auch tatsächlich vorliegen hat. Da jedoch stets Reste im Messzylinder verbleiben, entstehen Fehler von bis zu 3 %. Im unteren Bereich sind sie daher besonders ungenau, man soll die Größe der Messzylinder deshalb der Flüssigkeitsmenge anpassen. Damit der Messzylinder beim eventuellen Umfallen nicht zerstört wird, befindet sich ein roter, verschiebbarer Kunststoffring an den Messzylindern, der den Stoß abhalten soll. Der Ring soll sich immer im oberen Drittel des Messzylinders befinden.

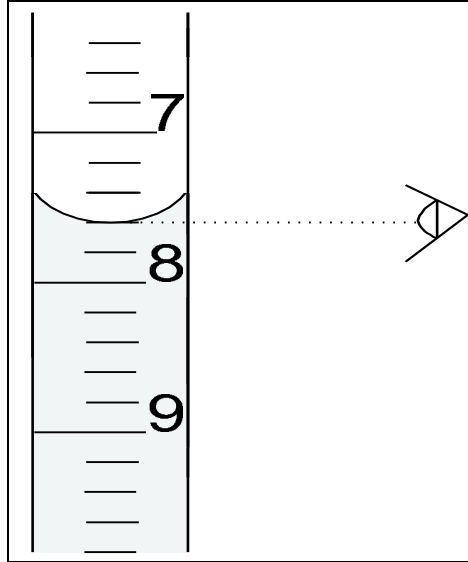


Abbildung A.2: Korrektes Ablesen eines Volumens am Eichstrich.

Messkolben sind ebenfalls auf „In“ geeicht. Im Unterschied zu Messzylindern werden Messkolben nicht zum Abmessen von Volumina verwendet, sondern zum Herstellen von Lösungen. Da aus Messkolben stets nur eine Teilmenge entnommen wird, besitzen sie - je nach Größe - eine Messgenauigkeit von $\pm 0,1$ bis $0,2$ %. Befolgen Sie beim Arbeiten mit dem Messkolben folgende Arbeitsschritte:

- Kontrolle der Sauberkeit.
- Die Substanz wird zunächst in der halben Lösungsmittelmenge gelöst. Wird dabei Wärme frei oder muss zum Lösen erwärmt werden, benutzt man zunächst einen Erlenmeyerkolben. Nach Abkühlen auf Zimmertemperatur wird dann die Lösung quantitativ in den Messkolben überführt. Messkolben dürfen nicht erhitzt werden, weil sich sonst das Gefäß irreversibel verformt - der Messkolben ist dann unbrauchbar.
- Das Lösungsmittel wird bis etwa 2 cm unter die Marke aufgefüllt. Die Lösung wird dann sorgfältig gemischt.
- Schließlich wird das Lösungsmittel tropfenweise bis zur Marke zugegeben.

- Abschließend wird nochmals gut gemischt.

Messpipetten sind auf „Ex“ geeicht. Sie gestatten das Ausmessen eines genau definierten Volumens. Die Messgenauigkeit ist abhängig von ihrer Größe und beträgt $\pm 0,1$ bis $0,6$ %. Befolgen Sie beim Arbeiten mit der Vollpipette folgende Arbeitsschritte:

- Kontrolle der Sauberkeit.
- Die Flüssigkeit wird mit einer geeigneten Pipettierhilfe mindestens 1 cm über die Null-Marke hinaus angesaugt. Die Pipettenspitze muss dabei weit genug in die Flüssigkeit tauchen, damit keine Luft angesaugt wird.
- Außen anhaftende Flüssigkeit wird mit einem saugfähigen Tuch abgewischt.
- Bei senkrecht gehaltener Pipette lässt man nun die Flüssigkeit bis auf die Null-Marke ablaufen und streift die Spitze ab.
- Zur Entnahme der Flüssigkeit setzt man die Pipettenspitze an die Gefäßwand (es entsteht dadurch ein „Sogeffekt“) und wartet einige Sekunden.
- Abschließend wird die Pipettenspitze unter leichtem Drehen an der Wandung abgestreift. Ein in der Pipettenspitze verbleibender Rest darf nicht ausgeblasen werden. Dieser Rest wurde bei der Eichung der Vollpipette bereits berücksichtigt. Daher stammt der Name „Ex“.

Materialien: 2 \times 50 ml-Bechergläser, 2 \times 25-ml Vollpipetten, 50 ml-Messzylinder, 50 ml-Messkolben; entmin. Wasser, Ethanol.

Durchführung:

1. Geben Sie in jeweils eines der Bechergläser ca. 40 ml Ethanol und Wasser. Messen Sie mit der Vollpipette 25 ml Wasser ab und geben den Inhalt wie oben beschrieben in den Messkolben. Geben Sie danach 25 ml Ethanol in den Messkolben. Verschließen Sie den Messkolben mit einem Stopfen und schütteln ordentlich.

In der Praxis füllt man den Messkolben bis zum Eichstrich mit dem Lösungsmittel auf. Wir verzichten hier darauf, um einen Effekt zu zeigen, der beim Herstellen einer Lösung auftreten kann.

- Um die Größe des Effektes zu bestimmen, geben Sie den Inhalt des Messkolbens in den Messzylinder und bestimmen das Volumen der Lösung.
- Notieren Sie Ihre Beobachtungen.

Arbeitsauftrag:

- Deuten Sie das beobachtete Phänomen der Volumenverringernug.
- Wie gehen Sie vor, um eine 5%ige bzw. 5 molare Kochsalzlösung herzustellen?
- Wie stellt man 250 ml einer Salzsäurelösung der Konzentration 2 mol/l aus einer konzentrierten Salzsäurelösung ($w = 37\%$) her?

Versuch 2: Element und Verbindung

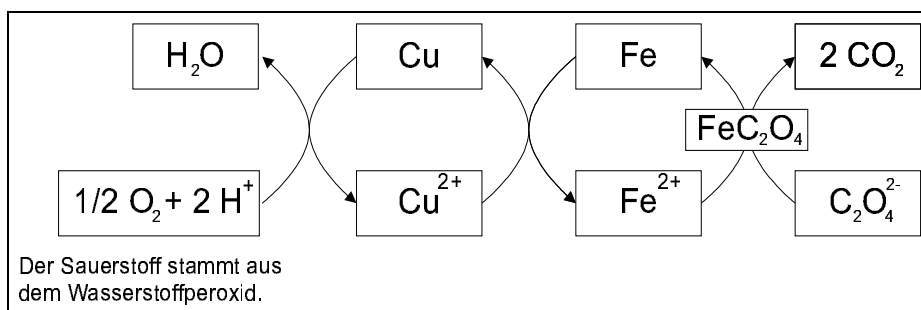


Abbildung A.3: Das Experiment im Überblick.

Materialien: Bunsenbrenner, Dreifuß, Ceranplatte, Spatel, Analysetrichter, Analysefilter, Filtergestell, 2 100-ml Bechergläser, Glasstab, Siedestab, Pasteurpipette, Reagenzglas, Reagenzglasklammer; verd. Schwefelsäure, Wasserstoffperoxid (H_2O_2), Aceton, Oxalsäure ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), Kupferblech, Eisenpulver, entmin. Wasser.

Durchführung:

1. Ein Stück Kupferblech (ca. 1 cm × 1 cm) gibt man in ein Becherglas, das mit 20 ml verd. Schwefelsäure gefüllt ist. Damit sich das Blech in der Schwefelsäure auflöst, gibt man zu der Lösung zusätzlich eine Pipette Wasserstoffperoxid.
2. Um das überschüssige Wasserstoffperoxid zu zerstören, engt man die Lösung auf die Hälfte ihres ursprünglichen Volumens ein. Anschließend gibt man zu der Probe etwa 20 ml entmin. Wasser hinzu.
3. Geben Sie zu der Lösung portionsweise Eisenpulver, bis sie sich vollständig entfärbt hat. Erwärmen Sie die Lösung so lange, bis sich kein Wasserstoff mehr entwickelt. Geben Sie immer wieder Wasser zu der Lösung, so dass das Volumen stets 20 ml beträgt.
4. Filtrieren Sie den Niederschlag (Kupfer) ab und waschen ihn mit Aceton, damit er schneller trocknet.
5. Erhitzen Sie das Filtrat vorsichtig (Siedeverzug vermeiden!) und geben Sie eine gute Spatelspitze Oxalsäure zu der Lösung. Es bildet sich gelbes Eisenoxalat.
6. Filtrieren Sie den Niederschlag ab und waschen ihn erst mit Wasser und dann mit Aceton. Lassen Sie den Niederschlag gut trocknen.
7. Geben Sie das getrocknete Eisenoxalat in ein Reagenzglas und erwärmen Sie es über der Bunsenflamme, bis es schwarz wird. Das Pulver hat interessante Eigenschaften. Beobachten Sie deshalb genau, wie sich das Pulver beim Erwärmen verhält.
8. Lassen Sie das Pulver in einer möglichst dunklen Ecke des Abzuges aus dem Reagenzglas rieseln.

Arbeitsauftrag: Erstellen Sie ein Versuchsprotokoll mit den Teilen Durchführung, Beobachtung und Auswertung.

2. Versuchstag

Trennen eines Stoffgemisches

Das Medikament Aspirin ist vermutlich das meistgebrauchte Arzneimittel der Welt. Aspirin wirkt als Analgetikum (Schmerzmittel), Antipyretikum (fiebersenkendes Mittel) und Antirheumatikum (insbesondere bei Arthritis). Man nimmt an, dass es in die Synthese der Prostaglandine (Familie von außerordentlich wirksamen hormonähnlichen Substanzen mit vielen biologischen Funktionen) eingreift und dadurch fiebersenkend, schmerzlindernd und entzündungshemmend wirkt. Obwohl es ein beliebtes Arzneimittel ist, hat es einige unerwünschte Nebenwirkungen - es kann zu Magenverstimmungen und sogar Magenblutungen führen. Der Wirkstoff im Aspirin ist die Acetylsalicylsäure.

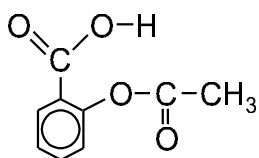


Abbildung A.4: Acetylsalicylsäure

Wir wollen untersuchen, wie viel des Wirkstoffs in einer Tablette des Medikaments enthalten ist. Um den Wirkstoff zu einer Tablette pressen zu können, gibt man ihm Cellulosepulver und Maisstärke hinzu. Zur Trennung des Wirkstoffes von den Bindemitteln löst man die Tablette in dem Lösungsmittel *tert*-Butylmethylether $(\text{CH}_3)_3\text{COCH}_3$, in dem sich zwar die Acetylsalicylsäure gut löst, die Bindemittel jedoch nicht. Zum Kristallisieren der Acetylsalicylsäure geben wir zu der Lösung das Lösungsmittel Hexan $(\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3)$. In diesem Lösungsmittel löst sich die Acetylsalicylsäure nämlich schlecht.

Material: Sandbad, 150 ml-Becherglas, 250 ml-Becherglas für ein Eisbad, 2 Reagenzgläser, 2 Glasstäbe, Filtergestell, Analysetrichter, Filterpapier, 2 Pasteurpipetten mit Saughut, Schmelzpunktsbestimmungsapparatur, Schmelzpunktsbestimmungsröhrchen; Aspirintablette, *tert*-Butylmethylether, n-Hexan.

Durchführung:

1. Bestimmen Sie mit der Analysenwaage die Masse eines Analysenfilters und die einer Aspirin-Tablette. Der Umgang mit der Analysenwaage ist im Anhang A beschrieben.
2. Lösen Sie die Tablette in 10 ml *tert*-Butylmethylether. Markieren Sie die Füllhöhe am Reagenzglas mit einem Filzstift. Lösen Sie die Probe in der Wärme (ca. 53 °C). Benutzen Sie dazu das Sandbad. Da *tert*-Butylmethylether schon bei 55 °C siedet, verdampft das Lösungsmittel rasch. Füllen Sie das verdampfte Lösungsmittel immer wieder bis zur Marke auf.
3. Filtrieren Sie die nicht gelösten Bestandteile mit dem Papierfilter ab. Spülen Sie das Reagenzglas 3 mal mit etwa 2 ml des Lösungsmittels aus.
4. Engen Sie das Filtrat im Wasserbad auf ein Drittel des Volumens ein. Geben Sie zu der Probe das gleiche Volumen an n-Hexan und kühlen die Probe anschließend zum Auskristallisieren der Acetylsalicylsäure im Eisbad. Kristallisiert die Acetylsalicylsäure nicht, so kratzen Sie vorsichtig mit dem Glasstab an der Glasinnenwand des Reagenzglases oder geben Sie einen kleinen Kristall Acetylsalicylsäure in die Lösung. Überprüfen Sie auf Vollständigkeit der Fällung. Engen Sie die Lösung dazu weiter ein und geben Sie abschließend wieder n-Hexan dazu.
5. Filtrieren Sie die Lösung durch das vorher gewogene Filterpapier und trocknen das Filter etwa 20 Minuten bei 80 °C im Trockenschrank. Wiegen Sie dann das Filter samt Inhalt.
6. Bestimmen Sie den prozentualen Massenanteil des Wirkstoffes in einer Tablette und vergleichen Ihren Wert mit dem auf der Verpackung. Bestimmen Sie den Schmelzpunkt der Acetylsalicylsäure mit der Schmelzpunktbestimmungsapparatur. Geben Sie dazu einige wenige kleine Kristalle in ein Schmelzpunktbestimmungsröhrchen. Beschreiben Sie das Aussehen der Kristalle und zeichnen Sie sie.

3. Versuchstag

Gravimetrische Bestimmung von Nickel in einer Probe

Am 2. Versuchstag konnten wir den Gehalt an Acetylsalicylsäure in einer Tablette bestimmen, indem wir den Wirkstoff durch Lösen in einem bestimmten Lösungsmittel von den Zusatzstoffen trennten. Dieses Verfahren ist bei der Bestimmung von Nickel, das in der Probe als Ni²⁺-Ionen vorliegt, nicht anwendbar. Zur quantitativen Bestimmung des Nickels in der Probe werden die Nickelionen in eine schwerlösliche Verbindung überführt, die dann von der Lösung abfiltriert und getrocknet wird. Ist die Zusammensetzung dieser Verbindung bekannt, so kann man durch Bestimmen der Masse des Niederschlages die Konzentration an Nickel in der Probe bestimmen.

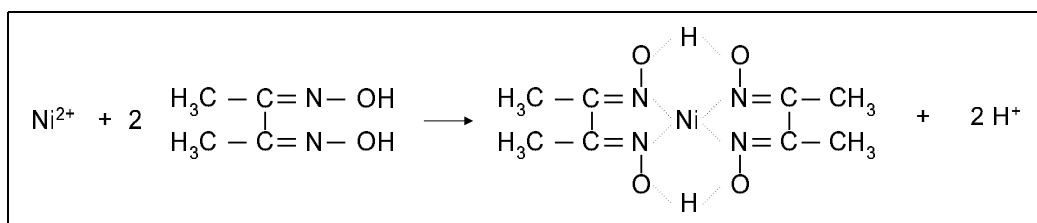


Abbildung A.5: Strukturformel des Nickel-Dimethylglyoximkomplexes. Der Niederschlag hat die Summenformel Ni(C₄H₇O₂N₂)₂.

Als Fällungsmittel hat sich Dimethylglyoxim bewährt, da es mit Nickelionen selektiv eine schwerlösliche Verbindung bildet. Die Struktur des intensiv rot gefärbten quadratisch-planaren Komplexes ist oben dargestellt.

Materialien: Bunsenbrenner, Dreifuß, Ceranplatte, 20 ml-Vollpipette, Messzylinder, 400 ml-Bechergläser, Uhrgläser, Glasfildertiegel, Saugflasche mit Zubehör, Glasstab mit Gummiwischer, pH-Papier; Natriumdimethylglyoximat-Lösung (4 g in 200 ml Wasser gelöst), Salzsäure (27 %ig), Ammoniaklösung (0,2 mol/l).

Durchführung:

1. Stellen Sie die Natriumdimethylglyoximat-Lösung her.

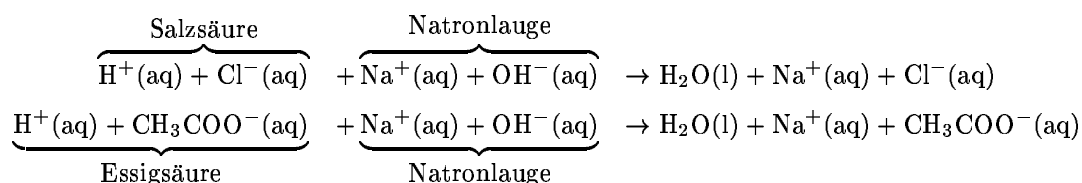
2. Die Analysenlösung im Messkolben auf 100,0 ml auffüllen.
3. 20,0 ml der Probelösung in ein 400 ml-Becherglas pipettieren und mit Wasser auf etwa 150 ml verdünnen. Mit Salzsäure und Ammoniaklösung auf pH 3-4 einstellen und zum Sieden erhitzen.
4. Unter Rühren 45 ml Reagenzlösung zugeben. Mit Ammoniaklösung auf pH 8-9 einstellen. Auf Vollständigkeit der Fällung prüfen!
5. Die Suspension etwa 1 Stunde im abgedeckten Becherglas stehen lassen.
6. Die noch warme Suspension wird durch einen gewichtskonstant getrockneten und gewogenen Glasfildertiegel filtrieren. Den Niederschlag mit warmem Wasser chloridfrei waschen.
7. Fildertiegel mit Niederschlag über Nacht bei 120 °C im Trockenschrank trocknen.
8. **Freitag:**
Bestimmen Sie die Masse des Niederschlages.
Das Praktikum ist von 14.00 Uhr bis 17.00 Uhr geöffnet.
9. Zur Reinigung der Glasfildertiegel gibt man halbkonzentrierte Salzsäure in den Tiegel und saugt sie anschließend ab. Danach spült man mehrmals mit entmin. Wasser.

4. Versuchstag

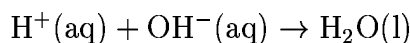
Bestimmung der Neutralisationsenthalpie von Salzsäure und Essigsäure mit Natronlauge

Warum experimentieren wir?

In dem nachfolgend beschriebenen Experiment wollen wir die Neutralisationsenthalpie $\Delta_R H^\circ$ von Salzsäure und Essigsäure messen.



Betrachten wir die beiden Reaktionsgleichungen, so fällt auf, dass die Chlorid- (Cl^-), bzw. Acetationen (CH_3COO^-) und die Natriumionen (Na^+) praktisch nicht an der Reaktion beteiligt sind. Wir können daher vereinfacht schreiben:



Die Standardreaktionsenthalpie lässt sich nach der folgenden Gleichung berechnen:

$$\Delta_R H_m^\circ = \sum \Delta_f H_m^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H_m^\circ(\text{Edukte}) \quad (\text{A.1})$$

Für die Neutralisationsenthalpie folgt daraus:

$$\begin{aligned} \Delta_R H^\circ &= \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{H}^+) - \Delta_f H^\circ(\text{OH}^-) \\ &= -286 \text{ kJ/mol} - 0 \text{ kJ/mol} - (-230 \text{ kJ/mol}) \\ &= -56 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Aus unserer bisherigen Theorie leitet sich die Hypothese, die Vermutung ab, dass die Neutralisationsenthalpie von Salzsäure und Essigsäure gleich

groß ist. In dem unten beschriebenen Experiment wollen wir die Gültigkeit dieser Hypothese prüfen. Die Folgerung experimentell prüfbarer Aussagen aus Hypothesen sowie die Durchführung der Experimente und die Deutung der Ergebnisse wird als **experimentelle Methode** bezeichnet. Sie dient also letztlich der Verifikation bzw. Falsifikation von Hypothesen mittels Experimenten.

In der Chemie werden viele solcher Detailuntersuchungen durchgeführt, um sie in bereits bestehende Theorien eingliedern zu können und damit möglichst viele Phänomene erklärbar zu machen. Die experimentellen Ergebnisse erfordern vielfach eine geringfügige Erweiterung der Theorie oder kleinere Korrekturen. Man unterscheidet in den Naturwissenschaften zwei grundlegende Methoden der Erkenntnisgewinnung: die induktive und die deduktive Methode. Die Begriffe induktiv und deduktiv stammen aus der Logik und bezeichnen verschiedene Richtungen des Schließens. Die **induktive Methode** geht zurück auf William Gilbert (1540-1603) und Francis Bacon (1561-1626). Es handelt sich um eine vergleichende, ordnungsschaffende Methode, deren Ziel es zunächst ist, Einzelbeobachtungen zu verallgemeinern. Hier schließt man vom Einzelnen (z.B. Beobachtungen, Messungen) auf das Ganze (Gesetze, Theorien). Wir haben hier die **deduktive Methode** gewählt. Sie geht zurück auf Descartes (1596-1650) und stellt die Umkehrung der induktiven Methode dar. Wir haben unsere Hypothese aus der Theorie abgeleitet.

Im Experiment stellt der Naturwissenschaftler eine gezielte Frage an die „Natur“, an die „Wirklichkeit“. Das Experiment muss daher so geplant und durchgeführt werden, dass alle „Störungen“ eliminiert werden. Ansonsten ist es z.B. nicht möglich, evtl. auftretende Unterschiede in der Neutralisationsenthalpie auf die Eigenschaften der an der Reaktion beteiligten Stoffe zurückzuführen. Das entscheidende Kriterium für ein Experiment und das mit ihm neu gefundene Phänomen ist dessen Reproduzierbarkeit. Das bedeutet, dass man ein Experiment mehrmals durchführen muss, um sicherzugehen, dass eine eventuelle Abweichung von der Theorie kein Zufall ist.

Das Experiment

Materialien: Kalorimeter, Bechergläser, Pipette, Rührer, Deckel, Beckmann-Thermometer, Waage; Salzsäure (2 mol/l), Essigsäure (2 mol/l), Natriumhydroxid, entmin. Wasser.

Bringen Sie Millimeterpapier mit!

Durchführung: Für die Messungen wird das in Abb. A.6 dargestellte Kalorimeter verwendet. Man pflegt bei kalorimetrischen Messungen mit relativ kleinen Temperaturänderungen (1-2 K) zu arbeiten. Um trotzdem eine ausreichende Genauigkeit zu erzielen, benutzt man zur Temperaturmessung ein auf 0,01 K genaues Thermometer - ein sogenanntes Beckmann-Thermometer. Wenn Sie sich dieses Thermometer anschauen, so werden Sie feststellen, dass sich die Skala nur von 0 bis 5 K erstreckt. Anders als bei herkömmlichen Thermometern werden mit dem Beckmann-Thermometer nur Temperaturänderungen gemessen.

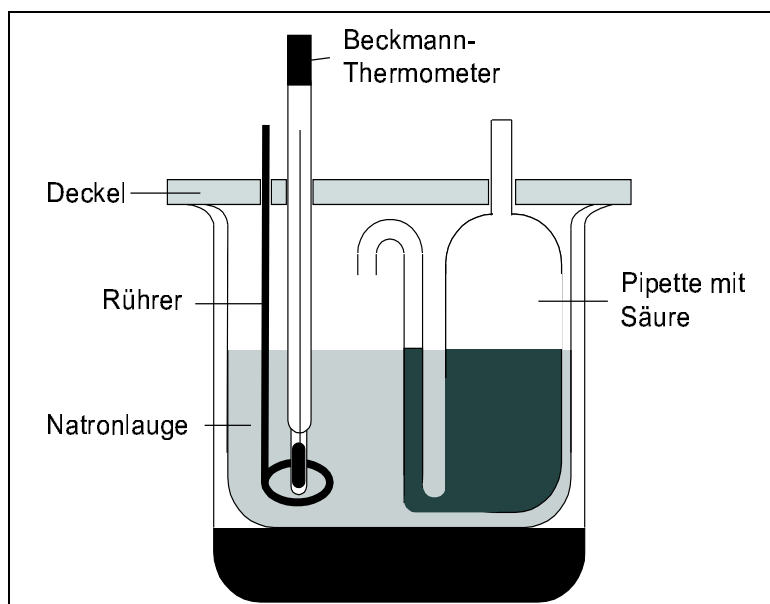


Abbildung A.6: Kalorimeter zur Bestimmung der Neutralisationsenthalpie.

Das innere Becherglas nimmt die Reagenzien, das Thermometer und den Rührer auf. Der Luftspalt zwischen innerem und äußerem Becherglas dient der Wärmeisolierung.

1. In der speziell geformten Pipette befindet sich die konzentrierte Lösung von Salzsäure bzw. Essigsäure. Die Dichte der Salzsäure (2 mol/l) beträgt $1,04 \text{ g/cm}^3$, die der Essigsäure (2 mol/l) $1,01 \text{ g/cm}^3$. Die Pipette wird mit der Säure gefüllt und die Masse der Säure durch Wiegen bestimmt.
2. Stellen Sie die Natronlauge selber her und geben Sie sie in das innere Becherglas. Die Menge an Natronlauge muss jeweils so bemessen sein, dass sie sicher zur Neutralisation der eingesetzten Säuremenge ausreicht. Der Flüssigkeitsspiegel muss so gewählt werden, dass er sich nach Einsetzen der Pipette knapp unterhalb des Pipettenauslaufs befindet.
3. Die bei der Reaktion auftretende Temperaturänderung wird mit einem Beckmann-Thermometer gemessen, das in die Natronlauge eintaucht. Zur Vermischung der beiden Reaktionspartner wird die Säure mit einem kleinen Blasebalg aus der Spezialpipette in die Natronlauge gepumpt. Vor, während und nach dem Mischvorgang wird bei „ständigem Rühren“ die Temperatur in Abhängigkeit von der Zeit beobachtet und protokolliert. Messen Sie 5 Minuten vor Beginn der Reaktion in Zeitabständen von 20 Sekunden die Temperatur. Nach Beginn der Reaktion steigt die Temperatur sehr schnell an. Versuchen Sie, jede Sekunde einen Messwert aufzunehmen. Gute Koordination ist hier alles!
4. Wiederholen Sie den Versuch.

Auswertung: Abb. A.7 zeigt die graphische Darstellung der gemessenen Temperatur in Abhängigkeit von der Zeit.

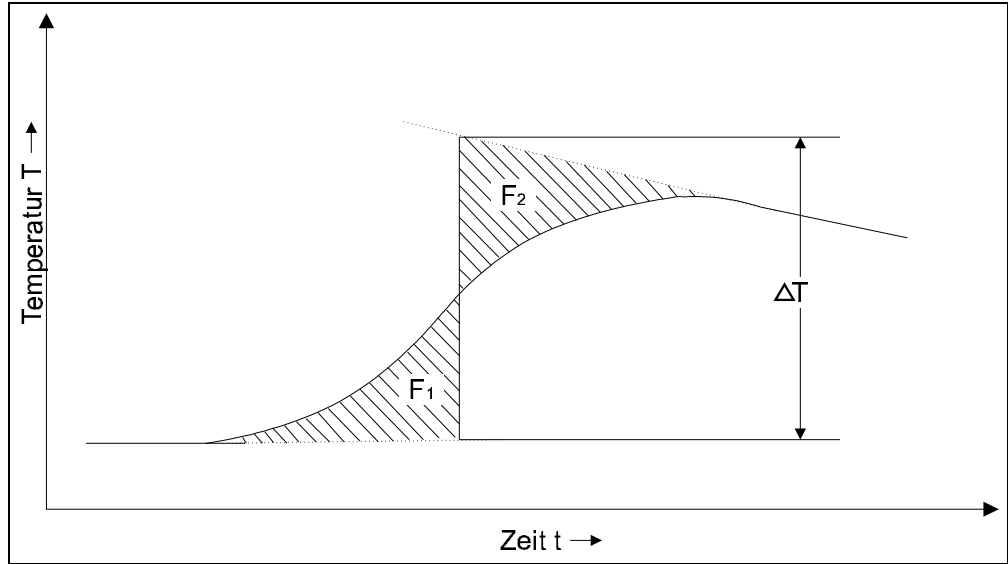


Abbildung A.7: Temperaturverlauf in einem Kalorimeter in Abhängigkeit von der Zeit.

Zur Bestimmung der Temperaturänderung ΔT verlängert man die Messkurven gemäß der Abbildung. Die beiden extrapolierten Geraden der Vor- und der Nachperiode werden mit einer Senkrechten zum Schnitt gebracht, so dass die beiden Flächen F_1 und F_2 gleich groß sind. In der Skizze ist der Verlauf der Nachperiode stark übertrieben dargestellt. In einem isolierten System ergäbe sich eine horizontale Gerade.

Die zu berechnende Reaktionsenthalpie setzt sich betragsmäßig aus der vom Wasser und dem Kalorimetergefäß aufgenommenen Wärme zusammen.

$$\Delta Q_p = \underbrace{\text{vom Wasser aufgenommene Wärme}}_{c_{p,H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot \Delta T} + \underbrace{\text{vom Kalorimeter aufgenommene Wärme}}_{c_{p,Glas} \cdot m_{Glas} \cdot \Delta T} \quad (\text{A.2})$$

Mit dem so ermittelten Wert für die Temperaturänderung ΔT kann man gemäß Gl. A.2 die Reaktionsenthalpie bzw. die molare Reaktionsenthalpie $\Delta_R H^\circ$ berechnen. Die Wärmekapazität c_p (bei 25 °C) von Wasser und Glas beträgt:

Wasser: $4,18 \text{ J}/(\text{g} \cdot \text{K})$
Glas: $0,80 \text{ J}/(\text{g} \cdot \text{K})$
Beckmann- pro cm, die das Thermometer in die Lösung eintaucht,
Thermometer: ist ein Wert von $1,9 \text{ J}/\text{K}$ zu benutzen.

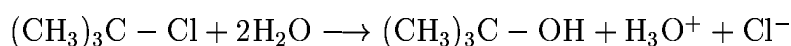
Für die Lösungen verwenden wir die Wärmekapazität von reinem Wasser.

5. Versuchstag

Reaktionskinetik

Versuch 1: Bestimmung der Reaktionsordnung der Hydrolyse von *tert*-Butylchlorid

Bei der Hydrolyse von *tert*-Butylchlorid entstehen *tert*-Butanol und Salzsäure bzw. Oxoniumionen; d.h. die Leitfähigkeit der Lösung steigt.



Aus der Leitfähigkeitszunahme, die auf die frei werdenden H_3O^+ - und Cl^- -Ionen zurückzuführen ist, lässt sich die jeweilige Konzentration des *tert*-Butylchlorids (tBC) nach folgender Gleichung berechnen:

$$c(\text{tBC}) = \frac{G_\infty - G}{G_\infty - G_0} \cdot c(\text{tBC}_{\text{Start}}) \quad (\text{A.3})$$

Dabei bedeuten: G_∞ Leitwert bei vollständiger Hydrolyse des *tert*-Butylchlorids, G_0 Leitwert der Lösung vor Zugabe der 0,8 ml der *tert*-Butylchloridlösung und $c(\text{tBC}_{\text{Start}})$ Konzentration an *tert*-Butylchlorid bei Start der Hydrolyse. $c(\text{tBC}_{\text{Start}}) = 0,8 \text{ mmol/l}$.

Materialien: Laptop, Cassy-Sensor, Leitfähigkeitsbox, Leitfähigkeitsmesszelle, Magnetrührer, Kontaktthermometer, Kristallisierschale, 150 ml-Becherglas, 100 ml-Messzylinder, 10 ml-Messpipette, 1 ml-Spritze, Millimeterpapier; *tert*-Butylchlorid ($c = 0,1 \text{ mol/l}$ in Aceton).

Durchführung:

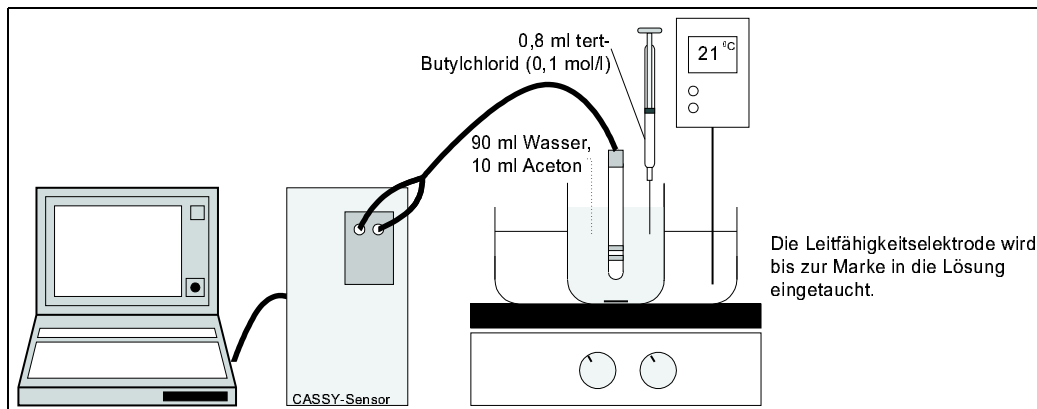


Abbildung A.8: Versuchsaufbau zur konduktometrischen Untersuchung der Hydrolyse von *tert*-Butylchlorid.

Die Geräte werden entsprechend der Zeichnung A.8 aufgebaut. Mit Hilfe des Messzylinders werden 90 ml entmin. Wasser und 10 ml Aceton (als Lösungsvermittler) in das Becherglas gefüllt, der Rührmagnet zugegeben und das Becherglas auf den Magnetrührer gestellt.

Nachdem die Einstellungen mit CASSY-Lab entsprechend den Abb. A.14 bis A.16 im Anhang vorgenommen wurden, werden mit Hilfe einer 1 ml-Spritze 0,8 ml *tert*-Butylchlorid in das Becherglas gegeben und dabei gleichzeitig die Messung mit **F9** gestartet. Lesen Sie aus der Tabelle die Werte G_0 und G_∞ ab.

Auswertung:

1. Bestimmen Sie die Reaktionsordnung. Abb. A.17 im Anhang zeigt Ihnen, wie Sie mit Ihren Messwerten die Graphen $[tBC]/t$, $\ln[tBC]/t$ und $(1/[tBC])/t$ darstellen können. ¹
2. Bestimmen Sie die Geschwindigkeitskonstante der Reaktion.

¹Nach Gl. A.3 erhalten Sie die Konzentration an *tert*-Butylchlorid in der Einheit mmol/l. Für die Ermittlung der Reaktionsordnung spielt dies jedoch keine Rolle. Für die Bestimmung der Geschwindigkeitskonstanten k_1 muss die Konzentration nicht in mol/l umgerechnet werden.

Versuch 2: Bestimmung der Aktivierungsenergie der Hydrolyse von *tert*-Butylchlorid

Um die Aktivierungsenergie der Hydrolyse des *tert*-Butylchlorids zu bestimmen, führt man dieselbe Messung bei verschiedenen Temperaturen durch und bestimmt k durch entsprechende Auswertung. Danach trägt man in einem Graphen $\ln k$ gegen die $1/T$ auf. Die ermittelte Steigung multipliziert man mit R und erhält so die Aktivierungsenergie der Reaktion.

Materialien: siehe Versuch 1

Durchführung: Der Versuch wird wie Versuch 1 bei unterschiedlichen Temperaturen durchgeführt: z. B. 293 K, 298 K, 303 K, 308 K, 313 K. Bei den höheren Temperaturen können Sie den Versuch eher beenden, da die Reaktionsgeschwindigkeit deutlich höher ist. Vergessen Sie nicht, die Daten nach jedem Versuch zu speichern. Tragen Sie Ihre Messwerte in die unten stehende Tabelle ein.

Nr.	Temperatur in K	Leitwert für $t = 0$ in $\mu\text{S}/\text{cm}$	Leitwert für $t = \infty$ in $\mu\text{S}/\text{cm}$	Geschw.-konstante $1/\text{s}$
1				
2				
3				
4				
5				

Tabelle A.1: Tabelle der Versuchsbedingungen/Ergebnisse.

Arbeitsauftrag:

1. Tragen Sie $\ln k$ gegen die reziproke Temperatur (in K) auf und ermitteln die Steigung der Geraden.
2. Bestimmen Sie die Aktivierungsenergie der Reaktion. Literaturwert ²: 48 kJ/mol bzw. 88 kJ/mol.

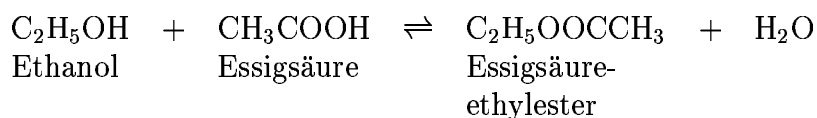
²L. Strohmaier, Verlauf chemischer Reaktionen, S. 38 f, Schwann Verlag, Düsseldorf, 1978 bzw. W. Jansen et al., Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht, Aulis Verlag, Köln, 1984

6. Versuchstag

Bestimmung einer Gleichgewichtskonstanten

Reaktionsverlauf der Veresterung und Hydrolyse eines Esters

Die Reaktionsgleichung des zu untersuchenden Gleichgewichtes lautet:



Die Esterbildung und Hydrolyse wird von jeweils zwei Gruppen parallel durchgeführt.



Geräte: Becherglas 1 l, 250 ml-Zweihalskolben, Rückflusskühler, 1 ml-Spritze, 20 ml-Spritze, Rührer mit Regelthermometer, 10 ml-Vollpipette, 50 ml-Bürette, 5 100 ml-Erlenmeyer-Weithalskolben, 5 Reagenzgläser, Eisbad.

Chemikalien: Eisessig, Ethanol, Aceton, konz. Schwefelsäure, Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$), Phenolphthalein, Eis.

Durchführung der Veresterung:

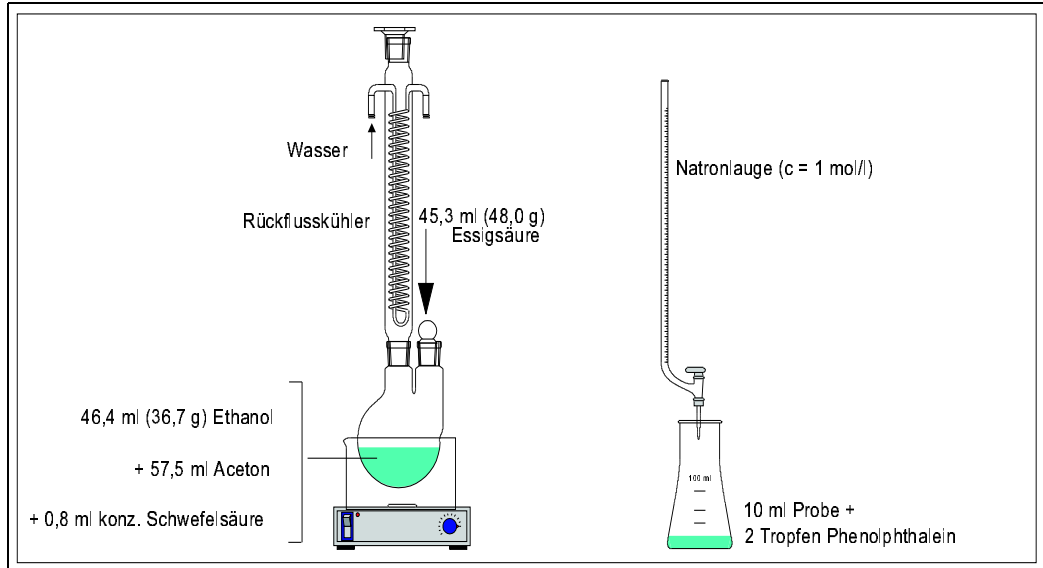


Abbildung A.9: Versuchsaufbau zur Esterbildung.

1. Der Aufbau der Apparatur erfolgt nach Abb. A.9.
2. In einen 250 ml Zueihalskolben werden 0,8 mol (36,7 g bzw. 46,4 ml) wasserfreies Ethanol, 45,4 g bzw. 57,5 ml Aceton und 0,8 ml konz. Schwefelsäure (Spritze) gegeben. Diese Mischung wird im Wasserbad auf 60 °C erwärmt.
3. In einem Erlenmeyerkolben bringt man 0,8 mol (48 g bzw. 45,3 ml) konz. Essigsäure ebenfalls auf die Temperatur von 60 °C.
4. Wenn beide Flüssigkeiten die erforderliche Temperatur erreicht haben, wird die Essigsäure schnell mit einem Trichter durch die zweite Öffnung des Zueihalskolbens zu dem Alkohol gegeben. In diesem Augenblick beginnt die Reaktion. Starten Sie die Zeitmessung.
5. Nach 10 Minuten wird zum ersten Mal die Konzentration der Essigsäure bestimmt. Dazu werden 10 ml des Reaktionsgemisches untersucht. Mit einer Spritze entnimmt man dem Kolben etwa 12 ml der Flüssigkeit und gibt sie in ein vorbereitetes Reagenzglas. Diese Probe ist möglichst schnell abzukühlen, um das zur Zeit der Probenentnahme bestehende Gleichgewicht „einzufrieren“. Zur Titration entnimmt man dem Reagenzglas mit einer Vollpipette 10 ml und gibt

sie in einen Erlenmeyerkolben. Den Gehalt an Essigsäure bestimmt man durch Titration mit Natronlauge (1 mol/l). Als Indikator dient Phenolphthalein. Man titriert bis zur ersten Rosafärbung, die 10 s bestehen bleibt.

6. Weitere Proben werden nach 25, 40, 60, 90 und 150 Minuten Reaktionsdauer titriert.



Geräte: Becherglas 1 l, 250 ml-Zweihalskolben, Rückflusskühler, 2 ml-Spritze, 20 ml-Spritze, Rührer mit Regelthermometer, 10 ml-Vollpipette, 50 ml-Bürette, 5 100 ml-Erlenmeyer-Weithalskolben, 5 Reagenzgläser, Eisbad.

Chemikalien: Essigsäureethylester, entmin. Wasser, Ethanol, konz. Schwefelsäure, Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$), Phenolphthalein, Eis.

Durchführung der Esterhydrolyse:

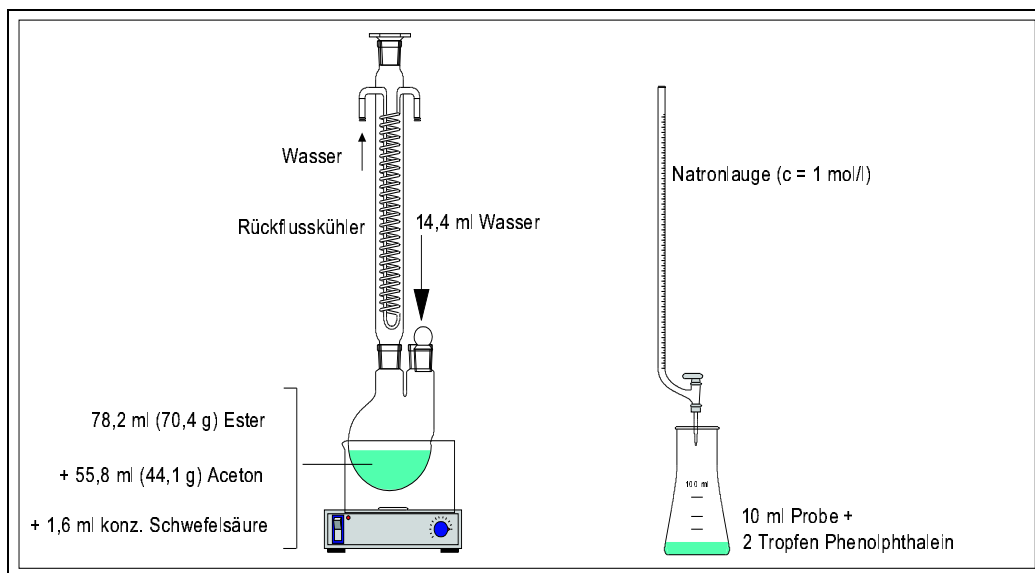


Abbildung A.10: Versuchsaufbau zur Esterhydrolyse.

1. Der Aufbau der Apparatur erfolgt nach Abb. A.10.

2. In einen Zweihalskolben gibt man 0,8 mol (70,4 g bzw. 78,2 ml) Essigsäureethylester, 55,8 ml Aceton und 1,6 ml konz. Schwefelsäure. Das Aceton dient hier als Lösungsvermittler. Das Gemisch wird im Wasserbad auf 60 °C erwärmt.
3. Mit einem Trichter werden 14,4 ml Wasser durch die zweite Öffnung des Zweihalskolbens zu dem Reaktionsgemisch gegeben. In diesem Augenblick beginnt die Reaktion. Beginnen Sie mit der Zeitmessung.
4. Nach 10 Minuten wird zum ersten Mal die Konzentration der Essigsäure bestimmt. Dazu werden 10 ml des Reaktionsgemisches untersucht. Mit einer Spritze entnimmt man dem Kolben etwa 12 ml der Flüssigkeit und gibt sie in ein vorbereitetes Reagenzglas. Diese Probe ist möglichst schnell abzukühlen, um das zur Zeit der Probenentnahme bestehende Gleichgewicht „einzufrieren“. Zur Titration entnimmt man dem Reagenzglas mit einer Vollpipette 10 ml und gibt sie in einen Erlenmeyerkolben. Der Gehalt an Essigsäure in der Reaktionsmischung wird durch Titration mit Natronlauge (1 mol/l) bestimmt. Als Indikator dient Phenolphthalein. Man titriert bis zur ersten Rosafärbung, die 10 s bestehen bleibt.
5. Weitere Proben werden nach 25, 40, 60, 90 und 150 Minuten Reaktionsdauer titriert.

Auswertung der Esterbildung und Esterhydrolyse

1. Zu dem Reaktionsgemisch wurden 0,8 ml (1,6 ml) 96 %ige Schwefelsäure (Dichte 1,84 g/ml) als Katalysator hinzugegeben. Dies entspricht einer Stoffmenge $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$ im Gesamtvolumen (150 ml) von

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1,84\text{g/ml} \cdot 0,8\text{ ml}}{98,066\text{g/mol}} = 0,0150\text{ mol.} \quad (\text{A.4})$$

bzw.

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1,84\text{g/ml} \cdot 1,6\text{ ml}}{98,066\text{g/mol}} = 0,0300\text{ mol.} \quad (\text{A.5})$$

In 10 ml des Reaktionsgemisches sind somit 0,001 mol (0,002 mol) Schwefelsäure enthalten. Werden nun 10 ml des Reaktionsgemisches

mit Natronlauge ($c = 1,0 \text{ mol/l}$) titriert, so werden allein zur Neutralisation der im Reaktionsgemisch enthaltenen Schwefelsäure (zweiprotonige Säure) 2 ml (4 ml) Natronlauge benötigt. Zur Neutralisation der in 10 ml der Reaktionsprobe enthaltenen Essigsäure werden dann $V(\text{NaOH}) - 2 \text{ ml}$ ($V(\text{NaOH}) - 4 \text{ ml}$) Natronlauge benötigt.

Für die Konzentration der Essigsäure $c(\text{HAc})$ folgt mit $n(\text{HAc}) = c(\text{NaOH}) \cdot (V(\text{NaOH}) - 2 \text{ ml})$ zu verschiedenen Zeiten:

$$c(\text{HAc}) = \frac{n(\text{HAc})}{V(\text{Probe})} = \frac{\frac{(V(\text{NaOH})-2 \text{ ml})}{1000\text{ml}} \cdot 1\text{mol}}{0,01 \text{ l}} \quad (\text{A.6})$$

$$c(\text{HAc}) = \frac{V(\text{NaOH}) - 2}{10} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad (\text{A.7})$$

Analog folgt:

$$c(\text{HAc}) = \frac{V(\text{NaOH}) - 4}{10} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad (\text{A.8})$$

Berechnen Sie anhand von Gl. A.7 und A.8, wie viel ml Natronlauge auf die Neutralisation der darin enthaltenen Essigsäure entfallen. Bestimmen Sie mit Hilfe dieser Angaben die Konzentration von Essigsäure in Ihrem Ansatz. Vergessen Sie nicht, dass Sie 10 ml des Reaktionsgemisches titriert haben. Tragen Sie Ihre Werte in Tab. A.2 ein. Übernehmen Sie die Werte einer Gruppe, die den anderen Ansatz untersucht hat.

Esterbildung			Esterhydrolyse	
Zeit in Min.	$V(\text{NaOH})-2$ (in ml)	Konz. Essigsäure (in mol/l)	$V(\text{NaOH})-4$ (in ml)	Konz. Essigsäure (in mol/l)
0		5,33		0
10				
25				
40				
60				
90				
150				

Tabelle A.2: Experimentelle Ergebnisse der Esterbildung und Esterhydrolyse.

2. Zeichnen Sie in einem Diagramm die ermittelten Konzentrationen der

Esterbildung und Esterhydrolyse in Abhängigkeit von der Reaktionszeit. Beschreiben und erläutern Sie, wie sich die Reaktionsgeschwindigkeiten für die Bildung und Hydrolyse des Esters im Laufe der Reaktion ändern.

3. Die Esterbildung und Hydrolyse verlaufen nach einem Geschwindigkeitsgesetz 2. Ordnung. Formulieren Sie die Geschwindigkeitsgesetze für die Esterbildung und Esterhydrolyse und leiten Sie daraus das Massenwirkungsgesetz für das Estergleichgewicht ab.
4. Berechnen Sie die im Gleichgewicht nebeneinander vorliegenden Gleichgewichtskonzentrationen an Essigsäure, Ethanol, Ester und Wasser.
5. Bestimmen Sie die Gleichgewichtskonstante K_c für das Estergleichgewicht.

7. Versuchstag

Säure-Base-Reaktionen

Versuch 1: pH-Werte von Salzlösungen

Material: Reagenzgläser, versch. Salze (s. Tab. A.3), pH-Papier.

Durchführung: Untersuchen Sie die pH-Werte der in Tabelle A.3 angegebenen wässrigen Lösungen der Salze. Lösen Sie dazu eine Spatelspitze des betreffenden Salzes in einem Reagenzglas und testen den pH-Wert mit Indikatorpapier.

Stoffname	Kation	Anion	pH-Wert
Natriumchlorid			
Ammoniumchlorid			
Natriumacetat			
Natriumhydrogen-sulfat			
Ammoniumacetat			
Ammoniumcarbonat			
Natriumhydrogen-carbonat			
Eisen(III)-chlorid			

Tabelle A.3: pH-Werte von Salzlösungen.

Arbeitsauftrag: Begründen Sie die ungefähren pH-Werte der untersuchten Salzlösungen unter Verwendung von Reaktionsgleichungen (s. Tab. A).

Versuch 2: Stärke von Säuren

Materialien: 25 ml-Bechergläser, pH-Meter; Salzsäure, Perchlorsäure, Ameisensäure, Essigsäure.

Durchführung: Mit einem pH-Meter werden die pH-Werte in wässrigen Lösungen der Konzentration $c_0 = 0,1 \text{ mol/l}$ der in der Tabelle genannten Säuren gemessen. Der Umgang mit dem pH-Meter und die Eichung des pH-Meters sind im Anhang A ausführlich und leicht verständlich beschrieben.

Säure	pH-Wert	theoret. pH-Wert
Salzsäure		
Perchlorsäure		
Ameisensäure		
Essigsäure		

Arbeitsauftrag: Deuten Sie die experimentellen Befunde unter Zuhilfenahme der entsprechenden pK_S -Werte der Säuren. Berechnen Sie dazu die zu erwartenden pH-Werte der jeweiligen Säure.

Versuch 3: Aufnahme der Titrationskurve von Essigsäure

Materialien: Bürette, 100 ml-Becherglas, 200 ml-Becherglas, 100 ml-Messzylinder, pH-Meter, Millimeterpapier; Maßlösung Natronlauge ($c_0(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$), Phenolphthalein-Indikatorlösung, entmin. Wasser.

Durchführung: Titrieren Sie 100 ml Essigsäure ($c_0(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$) mit Natronlauge ($c_M(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$) und verfolgen Sie die Änderung des pH-Wertes mit dem pH-Meter.

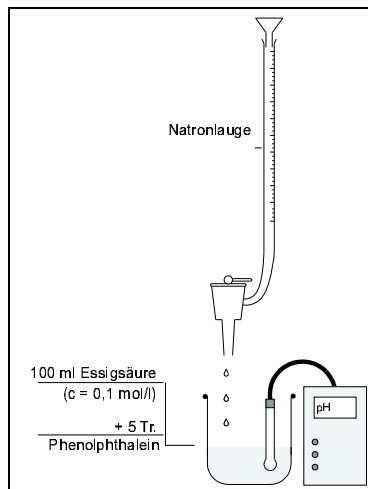


Abbildung A.11: Versuchsaufbau zur Aufnahme der Titrationskurve von Essigsäure mit einem pH-Meter.

Arbeitsauftrag:

1. Zeichnen Sie die Titrationskurve auf Millimeterpapier. Geben Sie die Äquivalenzpunkte und die Lage des Pufferbereiches an.
2. Geben Sie den Umschlagsbereich des Indikators an.

Versuch 4: Titration von Phosphorsäure in Cola-Getränken

Materialien: Bunsenbrenner, Dreifuß mit Keramikplatte, 200 ml-Becherglas, 150 ml-Becherglas, 100 ml-Messzylinder, pH-Meter, Bürette; Cola, Natronlauge ($c_0 = 0,1 \text{ mol/l}$).

Durchführung: Cola-Getränke enthalten als Säuerungsmittel Phosphorsäure, deren Gehalt durch Titration mit Natronlauge bekannter Konzentration bestimmt werden kann. Dabei stört die in dem Getränk ebenfalls vorhandene Kohlensäure. Um die Kohlensäure zu beseitigen, wird eine Probe des Getränks 15 Minuten lang gekocht. Danach titriert man 50 ml der Probe mit Natronlauge der Konzentration $c_0 = 0,1 \text{ mol/l}$. Da Indikatoren wegen der Eigenfarbe der Cola-Getränke nicht verwendet werden können,

werden die pH-Werte im Verlauf der Titration mit einem pH-Meter gemessen.

Arbeitsauftrag: Tragen Sie in einem Diagramm die Messwerte gegen das Volumen der zugesetzten Natronlauge auf. Bestimmen Sie die Konzentration der Phosphorsäure in einem Cola-Getränk. Verwenden Sie hierzu den Verbrauch an Natronlauge bis zum ersten Äquivalenzpunkt.

8. Versuchstag

Löslichkeit und Komplexbildung

Versuch 1: Das Prinzip der qualitativen Analyse

Materialien: Reaktionsgefäße; Lösung von Metallsalzen ($c = 1 \text{ mol/l}$), Salpetersäure (10^{-3} mol/l), Pufferlösungen pH 8, Natriumchloridlösung (1 mol/l), Schwefelwasserstoffwasser (H_2S -Wasser), Natriumcarbonatlösung Na_2CO_3 (1 mol/l).

Durchführung: Geben Sie die folgenden Substanzen in der unten angegebenen Reihenfolge in die Reaktionsgefäße:

1. 0,5 ml Salpetersäure (pH 3) bzw. 0,5 ml Pufferlösung (pH 8)
2. 1 Tropfen der Metallsalzlösung (evtl. treten jetzt schon Fällungen auf)
3. 1 Tropfen Natriumchloridlösung (1 mol/l) bzw. H_2S -Wasser, bzw. Na_2CO_3 -Lösung (1 mol/l)

Arbeitsauftrag:

1. Bei der qualitativen Analyse - dem sogenannten Trennungsgang - nutzt man die Bildung von schwerlöslichen Chloriden, Sulfiden, Hydroxiden und Carbonaten, um Metallionen voneinander zu trennen. Teilen Sie die in Tab. A.4 aufgeführten Metallionen in fünf Gruppen ein.
2. Welche Gruppen lassen sich zusammenfassen?
3. Erläutern Sie, warum bei einigen Metallsulfiden nicht bei pH 3 sondern erst bei pH 8 eine Fällung auftritt.

Nr.	Kation	pH 0 - 3		OH ⁻	pH 8	
		Cl ⁻	S ²⁻		S ²⁻	CO ₃ ²⁻
1.	Ag ⁺					
2.	Pb ²⁺					
3.	Hg ⁺ /Hg ²⁺					
4.	Bi ³⁺					
5.	Cu ²⁺					
6.	Cd ²⁺					
7.	As ³⁺					
8.	Sb ³⁺					
9.	Sn ²⁺					
10.	Co ²⁺					
11.	Ni ²⁺					
12.	Mn ²⁺					
13.	Fe ³⁺					
14.	Al ³⁺					
15.	Cr ³⁺					
16.	Zn ²⁺					
17.	Ca ²⁺					
18.	Sr ²⁺					
19.	Ba ²⁺					
20.	Mg ²⁺					
21.	Na ⁺					
22.	K ⁺					

Tabelle A.4: Untersuchung der Bildung schwerlöslicher Chloride, Sulfide, Hydroxide und Carbonate.

Versuch 2: Komplexe

Materialien: 3 Reagenzgläser; Kupfersulfat-Pentahydrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), verd. Ammoniak, konz. Ammoniak, verd. Natronlauge, konz. Natronlauge, Eisennagel, Bleinitrat (PbNO_3).

Durchführung:

1. Zu einer Kupfer(II)sulfat-Lösung gibt man tropfenweise verdünnte Ammoniaklösung, bis hellblaues Kupfer(II)hydroxid ausfällt. Versetzen Sie die Suspension anschließend tropfenweise mit konz. Ammo-

niaklösung.

2. Teilen Sie die tiefblaue Lösung in zwei Teile. Geben Sie zu einer der beiden Lösungen etwas Natronlauge, in das zweite RG einen blanken Eisennagel.
3. Eine Blei(II)nitrat-Lösung wird mit einigen Tropfen verdünnter Natronlauge versetzt. Es fällt weißes Blei(II)hydroxid aus. Geben Sie zu der Suspension tropfenweise konz. Natronlauge.

Arbeitsauftrag: Die Vorgänge in den oben beschriebenen Versuchen sind mit den Stoffkenntnissen über Säuren und Basen sowie den Redoxreaktionen nicht erklärbar. Deuten Sie Ihre Beobachtungen mit Hilfe der Bildung von Komplexen.

Versuch 3: Ligandenaustausch und Stabilität von Komplexen

Materialien: 5 Reagenzgläser; Kupfer(II)sulfat-Pentahydrat, Eisen(III)chlorid-Hexahydrat, Cobalt(II)chlorid-Hexahydrat, Kaliumthiocyanat, Natrium- bzw. Kaliumfluorid, gesättigte Kaliumchlorid-Lösung, konz. Ammoniak, Ethylacetat (Essigester, Essigsäureethylester).

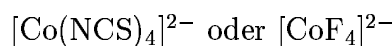
Durchführung:

1. Geben Sie in zwei Rggl. jeweils 1 ml einer gesättigten Kupfer(II)sulfat-Lösung. Geben Sie in das 1. Rggl. gesättigte Kaliumchlorid-Lösung und in das 2. Rggl. konz. Ammoniak-Lösung. **Abzug!** Verdünnen Sie anschließend beide Lösungen mit Wasser. Geben Sie in das 1. Rggl. konz. Ammoniak-Lösung.
2. Lösen Sie in je einem Rggl. kleine Portionen von Eisen(III)chlorid-Hexahydrat ($\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) und von Cobalt(II)chlorid-Hexahydrat ($\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) in ca. 1 ml Wasser. Versetzen Sie dann jede Probe mit einer Spatelspitze Kaliumthiocyanat. Schütteln Sie mit ca. 3 ml Ethylacetat aus.

3. Lösen Sie in einem einzigen Rggl. kleine, aber vergleichbar große Portionen Eisen(III)- und Cobalt(II)chlorid in ca. 1 ml Wasser und versetzen Sie dann die Lösung beider Salze mit einer Spatelspitze Kaliumthiocyanat. Schütteln Sie mit ca. 3 ml Ethylacetat aus.
4. Versetzen Sie beide Proben von (2) mit einer Spatelspitze Natrium- oder Kaliumfluorid. Schütteln Sie mit ca. 3 ml Ethylacetat aus. Fügen Sie nun auch zur Reagenzglasprobe (3) eine Spatelspitze Fluorid.

Arbeitsauftrag:

1. Schließen Sie aus Ihren Ergebnissen, welcher der folgenden Komplexe jeweils stabiler ist:



Interpretieren Sie Ihre Ergebnisse mit Hilfe der Säure-Base-Theorie von Lewis.

2. Sie sollen in einer Lösung, die Eisen- und Cobalt-Ionen enthält, Cobalt-Ionen nachweisen. Begründen Sie Ihre Vorgehensweise unter Einbeziehung der Begriffe „Maskierung“ und „Komplexstabilitätskonstante“.

Versuch 4: Stabilität von Silber-Komplexen

Materialien: Reagenzglas; Silbernitrat-Lösung (1 mol/l), Ammoniak-Lösung (2 mol/l), verdünnte Lösungen von Natriumchlorid, Kaliumbromid, Kaliumiodid und Natriumthiosulfat.

Durchführung: Verdünnen Sie ca. 0,5 ml Natriumchlorid-Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$) auf etwa 3 ml. Versetzen Sie die Lösung mit einem Tropfen Silbernitrat-Lösung und schütteln Sie die Lösung danach. Geben Sie nacheinander tropfenweise Lösungen von Ammoniak, Kaliumbromid, Natriumthiosulfat und Kaliumiodid zu der Probe.

Arbeitsauftrag: Interpretieren Sie Ihre Beobachtungen, indem Sie Löslichkeitsprodukt K_L und Komplexbildungskonstante K_B zueinander in Beziehung setzen.

9. Versuchstag

Versuche zur Redoxchemie

Versuch 1: Die elektrochemische Spannungsreihe

Die Stärke von Oxidations- und Reduktionsmitteln

Material: 4 25 ml-Bechergläser, Filterpapierstreifen, Spannungsmessgerät, Kabelmaterial, 4 50 ml-Standzylinder; ges. Kaliumnitratlösung (KNO_3), Zink-, Blei-, Kupfer-, Silber-Elektrode, Zinksulfat (ZnSO_4), Bleinitrat ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), Kupfersulfat (CuSO_4), Silbernitrat (AgNO_3).

Durchführung: Bauen Sie die in Tabelle A.5 angegebenen galvanischen Elemente auf. Verwenden Sie dazu die vorbereiteten Metallsalzlösungen der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

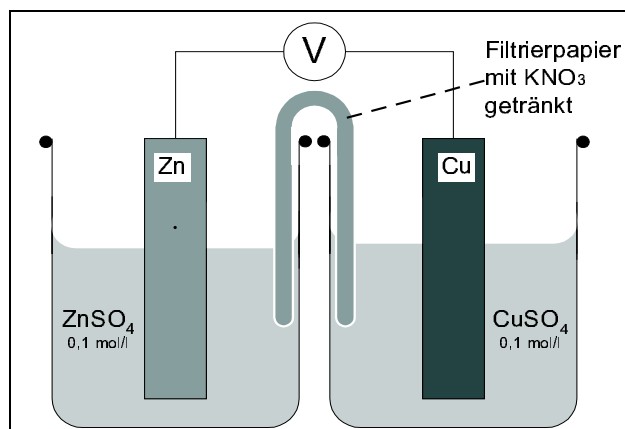


Abbildung A.12: Versuchsaufbau zur Bestimmung der Zellspannung eines galvanischen Elementes.

Versuch	galvanisches Element	Polung		Zellspannung in V
a	Zn/ZnSO ₄ //Pb(NO ₃) ₂ /Pb			
b	Zn/ZnSO ₄ //CuSO ₄ /Cu			
c	Zn/ZnSO ₄ //AgNO ₃ /Ag			
d	Pb/Pb(NO ₃) ₂ //CuSO ₄ /Cu			
e	Pb/Pb(NO ₃) ₂ //AgNO ₃ /Ag			
f	Cu/CuSO ₄ //AgNO ₃ /Ag			

Tabelle A.5: Galvanische Elemente.

Arbeitsauftrag:

1. Ermitteln Sie, welche Spannung zwischen den Halbzellen besteht und welche Elektrode Minus- bzw. Pluspol des galvanischen Elementes darstellt.
2. Tragen Sie die Redoxpaare Ag/Ag⁺, Cu/Cu²⁺, Pb/Pb²⁺ und Zn/Zn²⁺ und die Spannungen zwischen diesen Redoxpaaren in eine von unten nach oben steigende Spannungsskala ein. Beginnen Sie die Skala unten mit demjenigen Redoxpaar, das bei allen Versuchen den Minuspol des jeweiligen galvanischen Elementes bildete. Die anderen Redoxpaare werden entsprechend ihren Spannungen gegenüber **diesem** Redoxpaar eingetragen. Welche der gemessenen Spannungen ergeben sich aus dieser Darstellung?
3. Was geschieht, wenn man das Redoxpaar Cu/Cu²⁺ als Bezugspunkt wählt?
4. Wie lässt sich das Redoxpaar H₂/H⁺ in diese Reihe einordnen? Zink und Blei lösen sich in verd. Salzsäure unter Wasserstoffentwicklung auf, nicht jedoch Silber und Kupfer.
5. Erläutern Sie anhand des in Abb. A.13 dargestellten Daniell-Elements Zn/Zn²⁺// Cu²⁺/Cu, wie es zur Ausbildung der Zellspannung ΔU kommt. Beachten Sie dabei, dass bei der Spannungsmessung kein elektrischer Strom fließt. (Stichwort: Helmholtz-Doppelschichten)

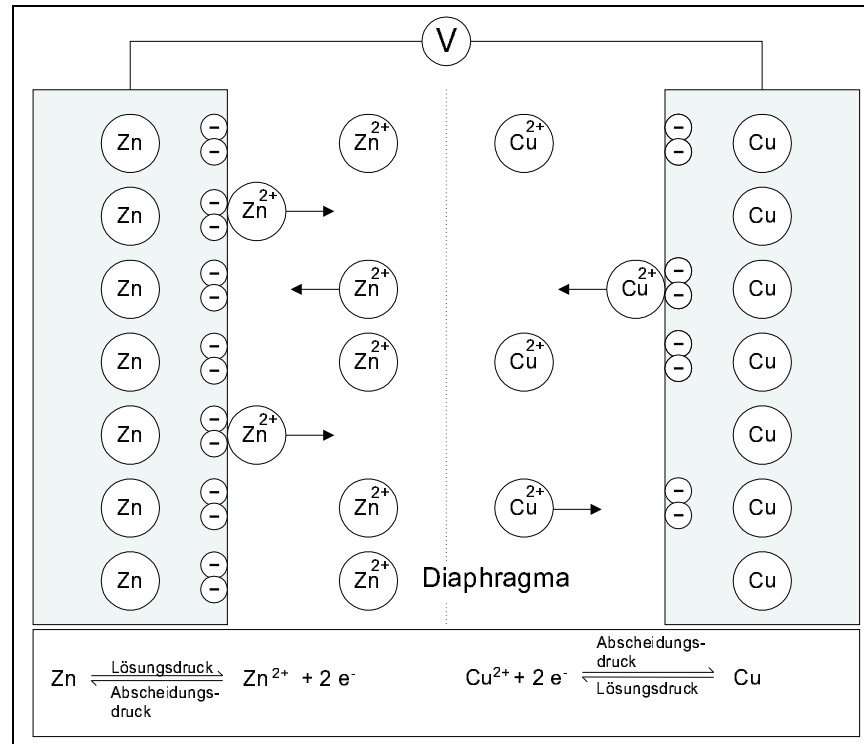


Abbildung A.13: Das Daniell-Element besteht aus zwei Halbzellen. Die eine Halbzelle besteht aus einem Zinkblech, das in eine Lösung von Zn^{2+} -Ionen eintaucht, die andere Halbzelle besteht aus einem Kupferblech, das in eine Lösung von Cu^{2+} -Ionen eintaucht. Beide Halbzellen sind durch ein Diaphragma voneinander getrennt. Überwiegt zunächst die Abgabe von Metall-Ionen an die flüssige Phase, so lädt sich das Metall gegenüber der flüssigen Phase negativ auf. Diese Aufladung wirkt einem weiteren Übergang von positiven Metall-Ionen in die flüssige Phase entgegen und führt zu einem elektrochemischen Gleichgewicht. Nernst beschrieb diese Vorgänge anschaulich als Gleichgewicht zwischen dem Lösungsdruck des Metalls und dem Abscheidungsdruck der Ionen.

6. Welche Reaktionen laufen in einem stromliefernden Daniell-Element ab?
7. Wann liefert ein galvanisches Element keinen Strom mehr? Wie kann man daraus die Gleichgewichtskonstante bestimmen?

Redoxreihe der Halogene

Im folgenden Versuch soll untersucht werden, ob sich auch eine Redoxreihe für die Redoxpaare des Systems Nichtmetallion/Nichtmetall aufstellen lässt.

Material: 3 Reagenzgläser, Pasteurpipetten; Kaliumbromid (KBr), Kaliumiodid (KI), Bromwasser, Chlorwasser, Hexan, Natriumthiosulfat.

Durchführung: Drei Reagenzgläser werden mit je 1 ml Hexan gefüllt (**Abzug!**). Man gibt in a) 2 ml verdünnte Kaliumbromidlösung, in b) und c) je 2 ml verdünnte Kaliumiodidlösung. Zu a) und b) gibt man dann je 1 ml Chlorwasser und zu c) 1 ml Bromwasser. Danach werden die Reagenzgläser kurz geschüttelt.

Arbeitsauftrag: Interpretieren Sie die Versuchsergebnisse.

Versuch 2: Disproportionierung der Halogene

Materialien: 100 ml-Becherglas, Pipette; Bromwasser, Chlorwasser, Iodwasser, Natronlauge (2 mol/l), Salzsäure (2 mol/l).

Durchführung:

1. Man gibt zu etwa 2 ml Bromwasser bis zum deutlichen Farbumschlag tropfenweise Natronlauge.
Säuern Sie die alkalische Lösung anschließend mit Salzsäure wieder an.
2. Wiederholen Sie den Versuch mit Chlorwasser und mit Iodwasser.

Entsorgung: Die Halogene Chlor und Brom werden mit einem Überschuss an Natriumthiosulfat versetzt und nach dem Neutralisieren der Lösung in den Behälter für metallsalzhaltige Lösungen gegeben.

Arbeitsauftrag: Deuten Sie Ihre Beobachtungen.

Versuch 3: Reaktion von Zink mit Salpetersäure unterschiedlicher Konzentration

Materialien: 3 Reagenzgläser, Zinkgranalien, Salpetersäure.

Durchführung: Dieser Versuch wird im Abzug durchgeführt. Man gibt jeweils eine Zinkgranalie in ein Reagenzglas zu (a) verd. Salpetersäure, (b) einer Mischung von konz. Salpetersäure mit zwei Teilen Wasser und (c) konz. Salpetersäure. Lassen Sie die Zinkgranalien nicht vollständig reagieren, da sie nach der Entnahme getrocknet und später wieder verwendet werden können.

Arbeitsauftrag: Deuten Sie Ihre Beobachtungen.

Versuch 4: pH-Abhängigkeit von Redoxpotentialen

Materialien: 4 Reagenzgläser, Pasteurpipette; Natriumbromid, Natriumchlorid, Kaliumpermanganat (KMnO_4), verd. Salzsäure, verd. Schwefelsäure, verd. Essigsäure.

Durchführung: Zu 4 Rggl. mit den folgenden Lösungen werden jeweils wenige Tropfen sehr verdünnter Kaliumpermanganat-Lösung gegeben:

1. verd. Salzsäure ($\text{pH} \approx 0$),
2. Natriumbromid-Lösung, mit Schwefelsäure angesäuert ($\text{pH} \approx 0$),
3. Natriumchlorid-Lösung, mit Essigsäure angesäuert ($\text{pH} \approx 3$)
4. Natriumbromid-Lösung, mit Essigsäure angesäuert ($\text{pH} \approx 3$)

Arbeitsauftrag: Deuten Sie Ihre Beobachtungen mit Hilfe der Spannungsreihe.

Versuch 5: Beeinflussung des Redoxgleichgewichtes durch Bildung einer schwerlöslichen Verbindung

Das Gleichgewicht $\text{Cu} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons 2\text{Cu}^+$ liegt im Normalfall stark auf der linken Seite. Wie wirkt sich die Schwerlöslichkeit des CuI auf das Redoxgleichgewicht aus?

Materialien: Reagenzgläser, Stopfen; Kupfersulfat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), Kaliumiodid, konz. Ammoniak, Petrolether, Stärkelösung, entmin. Wasser.

Durchführung: Legen Sie in zwei Reagenzgläser (RG A und RG B) eine CuSO_4 -Lösung vor (kleine Spatelspitze CuSO_4 in 4 ml entmin. Wasser). Zu RG A geben Sie tropfenweise konz. NH_3 , bis eine homogene tiefblaue Lösung entsteht. Beide Proben versetzen Sie mit 2 ml KI-Lösung (kleine Spatelspitze KI in 4 ml entmin. Wasser), verschließen mit einem Stopfen und schütteln. Überschichten Sie beide Proben mit 0,5 ml Petrolether und prüfen Sie mit ein paar Tropfen Stärkelösung auf Iod.

Arbeitsauftrag: Erläutern Sie unter Zuhilfenahme der Nernst-Gleichung, warum die I^- -Ionen durch Cu^{2+} -Ionen oxidiert werden können und warum keine Disproportionierung mehr erfolgt.

10. Versuchstag

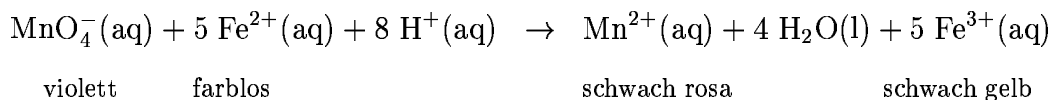
Bestimmung von Eisen(II)-Ionen durch Redox Titration mit Kaliumpermanganat

Das Prinzip der Manganometrie

Sie sollen in diesem Versuch den Massenanteil $x(\text{Fe})$ von Eisen im Mohrschen Salz $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ bestimmen, in dem Eisen als Fe^{2+} -Ion vorliegt:

$$x(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{m((\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O})}$$

Zur quantitativen Bestimmung von Fe^{2+} -Ionen in einer Probe oxidiert man die Fe^{2+} -Ionen in wässriger Lösung mit dem Oxidationsmittel Kaliumpermanganat zu Fe^{3+} -Ionen:



Das Permanganat-Ion (MnO_4^-) ist violett, wird jedoch zu dem schwach rosafarbenen Mn^{2+} -Ion reduziert. Die vorgelegte Lösung färbt sich unmittelbar nach Erreichen des Äquivalenzpunktes bei weiterer Zugabe der Maßlösung violett. Die Verwendung eines Indikators ist daher nicht notwendig.

Die Titration wird in schwefelsaurer Lösung durchgeführt, da im sauren pH-Bereich die Reduktion des Permanganats bis zum farblosen Mn^{2+} verläuft, wodurch die optische Erkennung des Farbumschlags nicht gestört wird. Um die Erkennung des Farbumschlags weiter zu verbessern, wird durch Zugabe von Phosphorsäure die Färbung der sich während der Titration bildenden Fe^{3+} -Ionen durch Bildung einer farblosen Komplexverbindung unterdrückt. Durch einen Zusatz von Mn^{2+} -Ionen vor Beginn der Titration wird die zunächst langsam startende Reaktion katalysiert.

Aus der Stöchiometrie der Reaktionsgleichung folgt, dass man mit einem mol Kaliumpermanganat 5 mol Fe^{2+} -Ionen reduzieren kann. Am Äquiva-

lenzpunkt gilt

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot n(\text{KMnO}_4)$$

Mit der Definition der Konzentration ($c = \frac{n}{V}$) folgt am Äquivalenzpunkt

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot c_{\text{M}}(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{ÄP}}$$

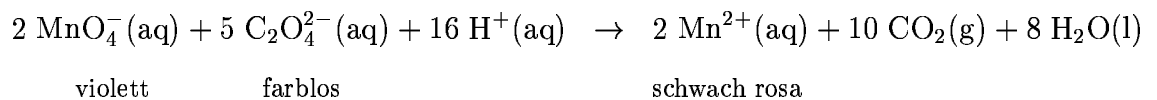
$c_{\text{M}}(\text{KMnO}_4)$ ist die Konzentration der Maßlösung, $V_{\text{ÄP}}$ das bis zum Äquivalenzpunkt verbrauchte Volumen an Kaliumpermanganatlösung. Liegt Eisen nur als Fe^{2+} -Ionen in der Probe vor, so ergibt sich für die vorgelegte Masse an Eisen

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}^{2+}) &= n(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe}^{2+}) \\ m(\text{Fe}^{2+}) &= 5 \cdot c_{\text{M}}(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{ÄP}} \cdot M(\text{Fe}^{2+}) \end{aligned} \quad (\text{A.9})$$

Für den Massenanteil $x(\text{Fe})$ an Eisen im Mohrschen Salz folgt damit

$$x(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe}^{2+})}{m((\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O})} = \frac{5 \cdot c_{\text{M}}(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{ÄP}} \cdot M(\text{Fe}^{2+})}{m((\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O})}$$

Die MnO_4^- -Konzentration einer Kaliumpermanganatlösung verringert sich im Laufe der Zeit ständig dadurch, dass Permanganationen durch oxidierbare Staubteilchen oder durch Lichteinwirkung in der Maßlösung dezimiert werden. Daher muss unmittelbar vor der Titration der Eisenlösung die aktuelle MnO_4^- -Konzentration neu bestimmt werden. Dazu wird eine gewogene Menge Oxalsäure in einen Erlenmeyerkolben überführt und mit der Kaliumpermanganatlösung bis zum Äquivalenzpunkt titriert, der wiederum durch schwache Violettfärbung der Reaktionslösung zu erkennen ist.



Oxalsäure ist über lange Zeit formstabil und kann gewichtskonstant gelagert werden. Unter Berücksichtigung der stöchiometrischen Koeffizienten gilt am

Äquivalenzpunkt:

$$\begin{aligned}2 \cdot n(\text{C}_2\text{O}_4^-) &= 5 \cdot n(\text{MnO}_4^-) && \text{oder} \\2 \cdot n(\text{HOOC} - \text{COOH}) &= 5 \cdot n(\text{KMnO}_4)\end{aligned}$$

Für die Stoffmengen gelten folgende Beziehungen:

$$\begin{aligned}n(\text{HOOC} - \text{COOH}) &= \frac{m(\text{HOOC} - \text{COOH})}{M(\text{HOOC} - \text{COOH})} \\n(\text{KMnO}_4) &= c_M(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{ÄP}}\end{aligned}$$

Daraus folgt für die Konzentration der Maßlösung $c_M(\text{KMnO}_4)$:

$$\begin{aligned}5 \cdot c_M(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{ÄP}} &= 2 \cdot \frac{m(\text{HOOC} - \text{COOH})}{M(\text{HOOC} - \text{COOH})} \\c_M(\text{KMnO}_4) &= 2 \cdot \frac{m(\text{HOOC} - \text{COOH})}{M(\text{HOOC} - \text{COOH})} \cdot \frac{1}{5} \cdot \frac{1}{V_{\text{ÄP}}}\end{aligned}$$

Bestimmung der Konzentration der Kaliumpermanganatmaßlösung

Materialien: 50 ml-Bürette, 100 ml-Messkolben,

2 300 ml-Erlenmeyerkolben,

Wägeschiffchen, Spatel, Spritzflasche, Bunsenbrenner, Vierfuß, Ceranfeld,

20 ml-Vollpipette, 10 ml-Messpipette, 100 ml-Messzylinder, Peleusball;

Oxalsäure, Mohrsches Salz, Schwefelsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$), Phosphorsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$), Mangan(II)-Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$), Kaliumpermanganatlösung ($c = 0,02 \text{ mol/l}$).

Durchführung: Dieser Versuchsteil wird insgesamt dreimal durchgeführt.

1. Wiegen Sie in einem Wägeschiffchen ungefähr 100 mg wasserfreie Oxalsäure ab und überführen Sie sie in einen Erlenmeyerkolben. Notieren Sie die Masse der Oxalsäure $m(\text{HOOC} - \text{COOH})$.
2. Lösen Sie die Oxalsäure in etwa 100 ml entmin. Wasser. Geben Sie anschließend 10 ml Schwefelsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$) und einige Tropfen einer Mn^{2+} -Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$) zu der Lösung hinzu. Erwärmen Sie die Lösung auf ca. $80 \text{ }^\circ\text{C}$.

3. Titrieren Sie die Oxalsäure unter ständigem Umschütteln, bis eine schwach violette Färbung der Lösung bestehen bleibt. Notieren Sie das verbrauchte Volumen an Kaliumpermanganatlösung $V_{\text{ÄP}}(\text{MnO}_4^-)$.

Bestimmung der Konzentration an Fe^{2+} -Ionen in der Probe

Auch dieser Versuchsteil wird insgesamt dreimal durchgeführt.

1. Wiegen Sie ungefähr 2 g Mohrsches Salz $((\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O})$ ab und überführen Sie das Salz mit Hilfe eines Trichters in einen 100 ml Messkolben. Notieren Sie die Masse $m((\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O})$ des Salzes.
2. Lösen Sie das Salz in 10 ml Schwefelsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$) und 50 ml entmin. Wasser. Nach dem Lösen wird der Messkolben bis zur Marke mit Wasser aufgefüllt und gut durchgeschüttelt.
3. Pipettieren Sie mit der Vollpipette 20 ml der Fe^{2+} -Lösung in einen 300 ml-Erlenmeyerkolben.
4. Geben Sie zu der Probe 10 ml Schwefelsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$), 5 ml Phosphorsäure ($c = 1 \text{ mol/l}$) und einige Tropfen der Mn^{2+} -Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$) als Katalysator hinzu. Füllen Sie anschließend auf etwa 100 ml auf.
5. Titrieren Sie die Probe mit der Kaliumpermanganatlösung, bis eine schwache Violettfärbung den Äquivalenzpunkt anzeigt. Notieren Sie das verbrauchte Volumen an Kaliumpermanganatlösung $V_{\text{ÄP}}(\text{MnO}_4^-)$.

Arbeitsauftrag: Bestimmen Sie den Massenanteil $x(\text{Fe})$ von Eisen im Mohrschen Salz und vergleichen Sie ihn mit dem theoretischen Wert.

Anhang

A Geräte

A.1 Arbeiten mit CASSY-Lab

Die Speed-Buttons haben folgende Funktionen:

F1 Ruft die Hilfe auf.

F2 Speichert die aktuellen Messreihen mit Ihren Einstellungen und Ihren Auswertungen ab.

F3 Lädt eine Messreihe mit Ihren Einstellungen und Ihren Auswertungen.

F4 Löscht entweder die aktuelle Messung unter Beibehaltung Ihrer Einstellung oder, wenn keine Messung vorhanden ist, die aktuellen Einstellungen. Eine zweimalige Anwendung löscht eine Messung mit Ihren Einstellungen.

F5 Ändert die aktuellen Einstellungen (z. B. Parameter/Formel/FFT).

F6 Stellt den Inhalt der Statuszeile groß dar oder blendet ihn wieder aus.

F7 Schließt alle geöffneten Anzeigeelemente oder öffnet sie wieder.

F9 Startet und stoppt eine neue Messung.

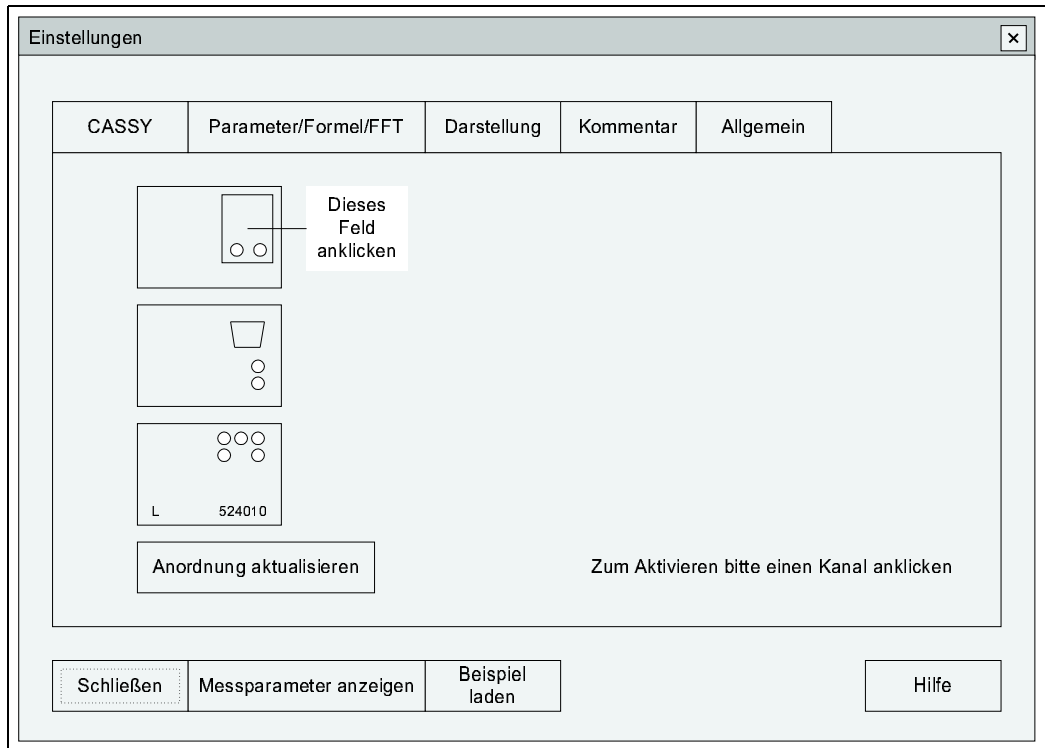


Abbildung A.14: Nachdem Sie das Programm CASSY-Lab aufgerufen haben, erscheint das Bild „Einstellungen“. Klicken Sie die Leitfähigkeits-Box an.

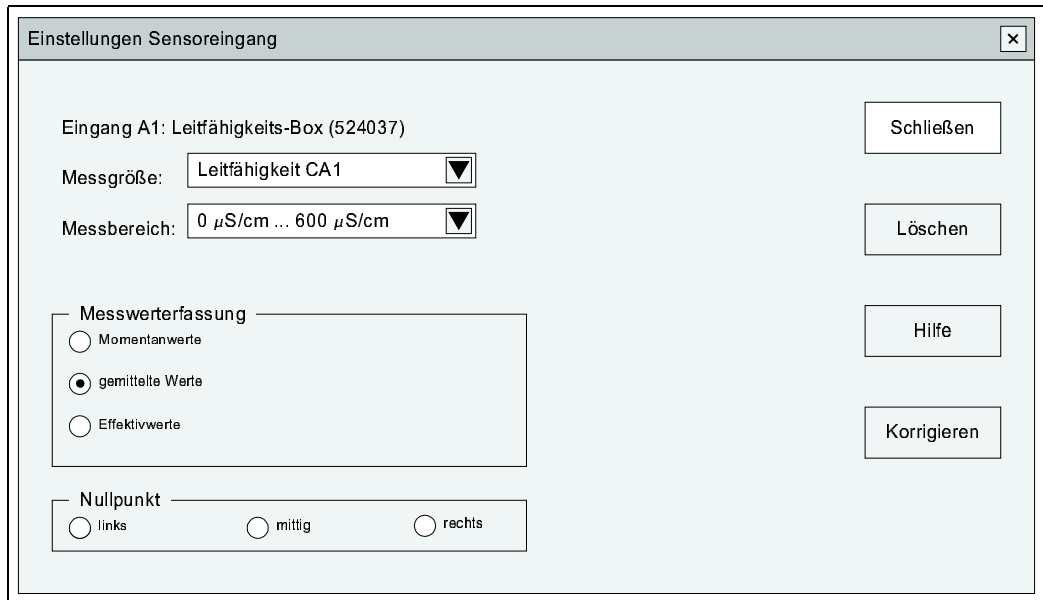


Abbildung A.15: Wählen Sie die im Bild „Einstellungen Sensoreingang“ gezeigten Einstellungen für die Leitfähigkeitmessung.

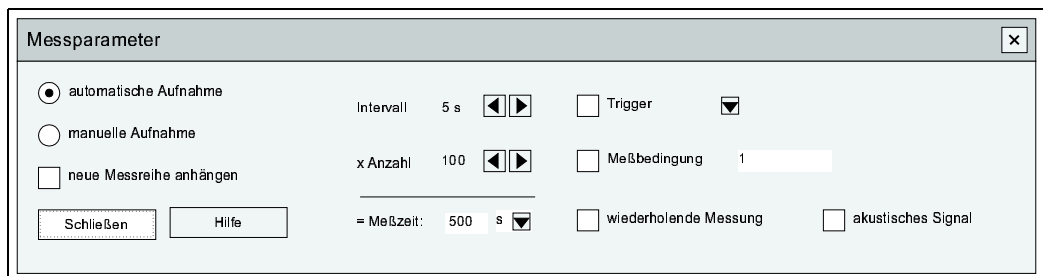


Abbildung A.16: Geben Sie im Bild „Messparameter“ die oben gezeigten Messparameter ein. Starten Sie die Messung mit **F9**. Nach 100 Messungen stoppt die Messung automatisch.

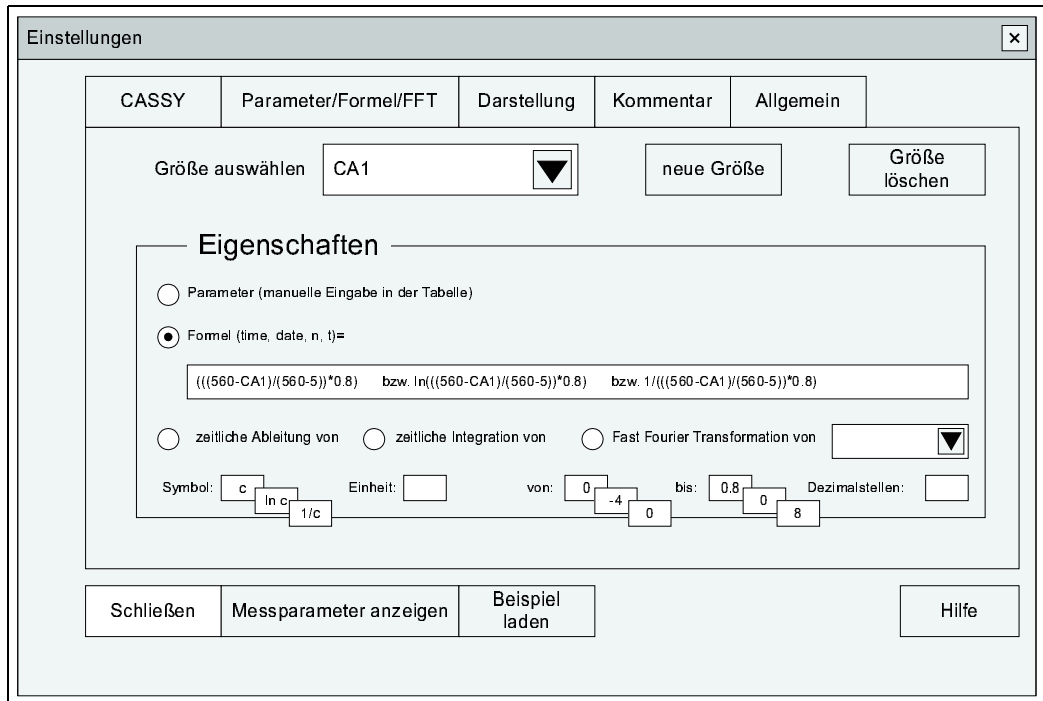


Abbildung A.17: Zur Auswertung Ihrer Messwerte drücken Sie die Taste **F5** und klicken Sie das Feld „Parameter/Formel/FFT“ an. Die weiteren Einstellungen entnehmen Sie bitte dem Bild. Den Formeln wurden folgende Messwerte zugrunde gelegt: $G_{\infty} = 560 \mu\text{S}/\text{cm}$ und $G_0 = 5 \mu\text{S}/\text{cm}$. Zur Bestimmung der Geradensteigung/Geschwindigkeitskonstanten klicken Sie im Bild der Graphen die rechte Maustaste an und wählen das Feld **Anpassung durchführen/Ausgleichsgerade**. Mit der linken Maustaste wählen Sie den Bereich der Geraden, für den die Anpassung erfolgen soll. Zur Anzeige der Steigung der Geraden „A“ und des y-Achsenabschnittes „B“ drücken Sie **F6**.

A. 2 Umgang mit der Bürette

1. Einspannen der Bürette: Achten Sie darauf, daß die Bürette sicher, aber nicht zu fest von der Klammer gehalten wird.
2. Füllen der Bürette: Schließen Sie den Ablaufhahn der Bürette. Setzen Sie einen Trichter auf und gießen Sie die Maßlösung so langsam ein, daß sie gleichmäßig abfließt. Füllen Sie die Bürette bis etwa 1 cm oberhalb der Nullmarke und nehmen Sie dann den Trichter ab. Öffnen Sie anschließend den Hahn und lassen Sie die Maßlösung ablaufen, bis die Nullmarke erreicht ist. Gleichzeitig füllt sich dabei die Auslaufspitze.
3. Auslauftechnik: Im Hintergrund der Bürette befindet sich eine Ablesehilfe (Schellbach-Streifen). Als Ablesemarke dient die durch Lichtbrechung erzeugte Spitze des Streifens. Lesen Sie stets in Augenhöhe ab und schauen Sie senkrecht auf die Skala.
4. Probennahme mit der Pipette:
 - (a) Pipettierhilfe auf die Pipette setzen,
 - (b) Pipettierhilfe entlüften,
 - (c) Flüssigkeit vorsichtig ansaugen,
 - (d) Flüssigkeit auf die Ablesemarke Null stellen,
 - (e) Flüssigkeit in den Erlenmeyerkolben überführen. Die Pipette darf nicht „ausgeschlagen“ werden. Der in der Spitze verbleibende Rest ist bei der Volumenangabe der Pipette berücksichtigt.
5. Titration: Tropfen Sie die Maßlösung aus der Bürette zur Probe. Sorgen Sie durch Rühren bzw. leichtes Drehen des Gefäßes im Kreise für eine gute Durchmischung.

A.3 Bedienung des pH-Meters

Die Einstabmesskette

Zur Bestimmung von Oxoniumionen-Konzentrationen, d. h. von pH-Werten, wird eine sogenannte Einstabmesskette verwendet, welche die Indikator- und

die Bezugselektrode in einem Bauteil vereinigt enthält. Sie wurde bereits 1909 von Fritz Haber und seinem Schüler Zygmunt Klemensiewicz erfunden. Abb. A.18 zeigt den schematischen Aufbau einer Einstabmesskette.

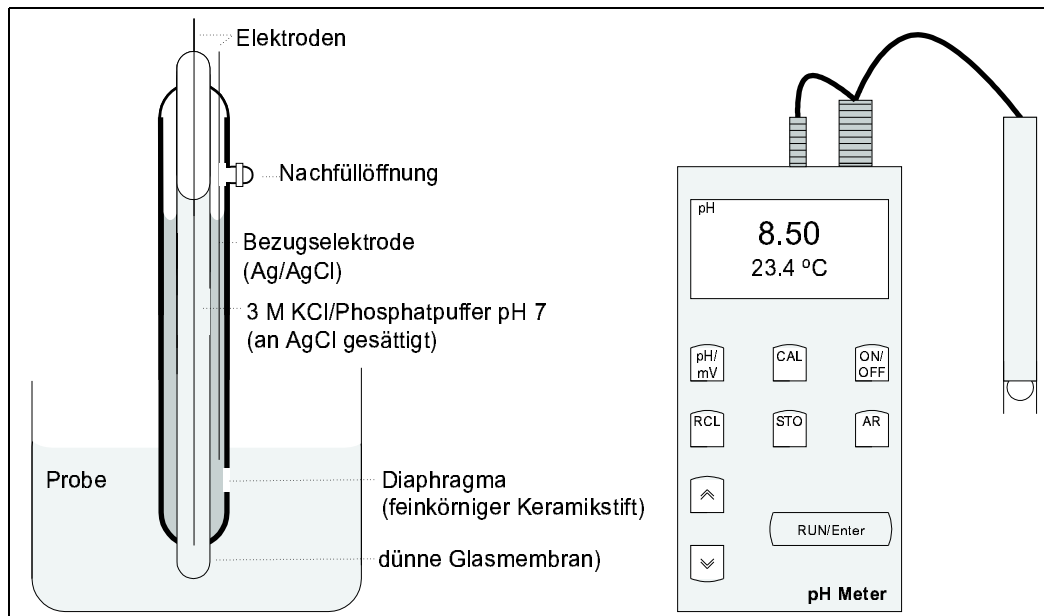


Abbildung A.18: links: Schematischer Aufbau einer Einstabmesskette mit Glaselektrode und Standardelektrode; rechts: pH-Meter.

Die Indikator-Elektrode wird von der Glaselektrode gebildet. Der wesentliche Teil der Glaselektrode ist eine sehr dünnwandige Glaskugel (Wandstärke bis herab zu 0,001 mm) aus niedrigschmelzendem, natriumreichen Glas, die den unteren Teil eines Glasrohres bildet.

Rohr und Kugel sind mit einer Pufferlösung bekannten und konstanten pH-Wertes gefüllt, in die wiederum eine Ableitelektrode, z. B. eine Silber/Silberchlorid-Elektrode eintaucht. Das Potential der Messelektrode ist allein von der Konzentration der Oxoniumionen der Probe und damit von ihrem pH-Wert abhängig. Näherungsweise ist das Potential der Glaselektrode gegeben durch die Beziehung $E = E^{\circ} + \frac{2,303 \cdot RT}{F} \cdot \text{pH}_{\text{Probe}}$, wobei E° die Summe einer Reihe nicht pH-abhängiger Potentiale ist. Der Faktor $2,303 \cdot RT/F$ beträgt bei 20 °C 0,058 V. Die pH-sensitive Membran besteht aus einem Gitter von Silikat- und Aluminiumionen. Die Gitterlöcher können wegen der abstoßenden Wirkung des negativ geladenen Silikatskeletts zwar von Kationen, nicht aber von Anionen besetzt werden. Bei sorgfältiger Her-

stellung erhält man Membranen, die nur durch H_3O^+ -Ionen besetzbar sind. Entscheidend für die Arbeitsfähigkeit dieser Elektrode ist, dass sie stets in einem wässrigen Medium aufbewahrt wird. Ihre Wirkungsweise beruht nämlich darauf, dass die Glasoberfläche im Wasser quillt und dass dabei im SiO_2 -Netzwerk gebundene Kationen (Na^+) gegen H^+ -Ionen ausgetauscht werden. Kommt diese Quellschicht nun in Kontakt mit einer oxoniumhaltigen Lösung, so wird es zu einem Austausch von Oxoniumionen zwischen Quellschicht und Lösung kommen (s. Abb. A.19).

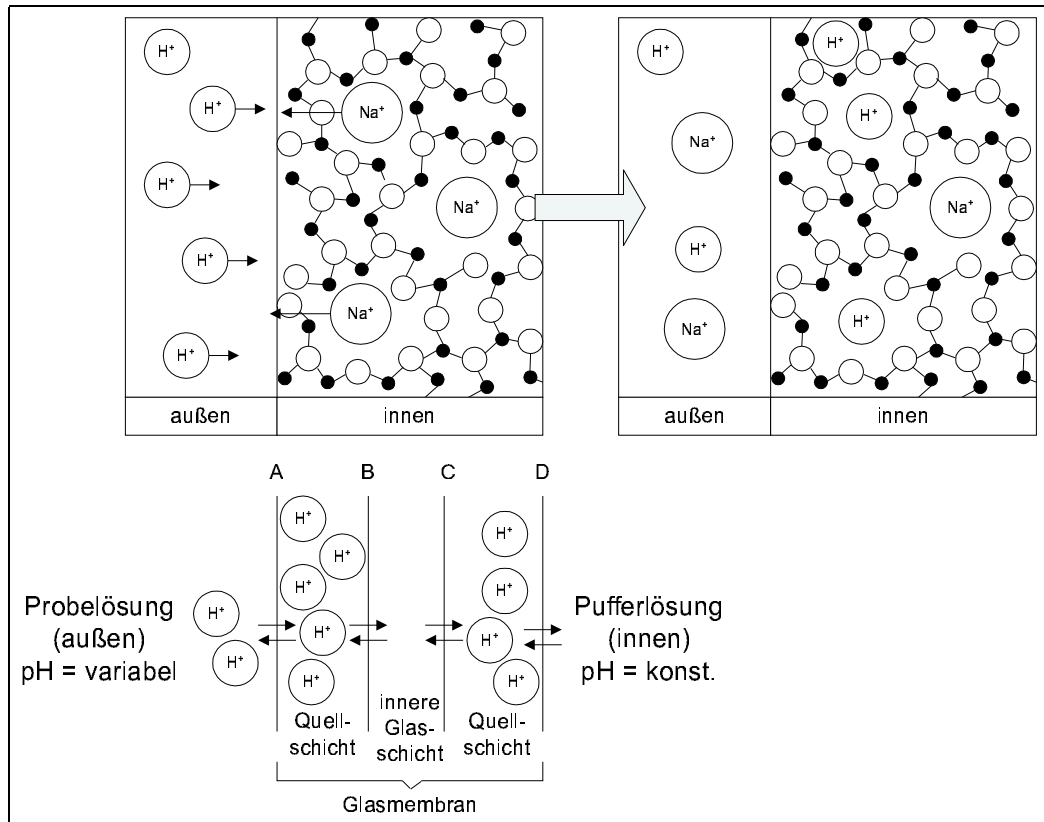


Abbildung A.19: Oben: Vorgänge in der Quellschicht. In der äußeren Glas-schicht, der Quellschicht, werden Natrium-Ionen gegen Hydronium-Ionen ausgetauscht. Ein solcher Austausch findet innen und außen an der Glas-membran statt. Unten: Elektrodenpotentiale an den Grenzschichten. Die Glasmembran kann man sich formal als vier hintereinander geschaltete Wasserstoff-Halbzellen aufgebaut denken (A, B, C, D). Die Konzentration der Hydronium-Ionen an den inneren Grenzschichten (B, C, D) bleibt konstant, also auch das jeweilige Elektrodenpotential. Die Konzentration der Hydronium-Ionen an der äußeren Grenzschicht (A) hängt dagegen vom pH-Wert der Probelösung ab. Das Elektrodenpotential dieser Grenzschicht ändert sich daher.

Die Bezugs-elektrode besteht aus einem mit Silberchlorid überzogenen Silberdraht, der in eine Kaliumchloridlösung genau bekannter Konzentration ($c(KCl) = 3 \text{ mol/l}$) eintaucht. Aus dem Gleichgewicht $Ag + Cl^- \rightleftharpoons AgCl + e^-$ ergibt sich das Redoxpotential gemäß der Nernst'schen Gleichung bei $20^\circ C$ zu $E(Ag/AgCl) = E^0(Ag/AgCl) - 0,059V \lg c(Cl^-)$. Über ein Diaphragma

ist die Bezugs elektrode mit der Probe verbunden.

Die Potentialdifferenz, die zwischen beiden Elektroden gemessen wird, ist ausschließlich durch den an der Glasmembran auftretenden Potentialsprung gegeben. Die Skala des pH-Meters ist so geeicht, dass nicht die Potentialdifferenz ΔE , sondern direkt der pH-Wert der Probe abgelesen werden kann.

Die teuren und empfindlichen Apparaturen müssen sehr sorgfältig behandelt werden. Die Bedienungsvorschriften müssen deshalb unbedingt beachtet werden:

- Ziehen Sie die Wässerungskappe am unteren Ende der Einstabmeskette ab.
- Tauchen Sie die Elektrode zur Messung mindestens 25 mm in das Messgut ein. Sorgen Sie dafür, dass die Elektrode nicht den Boden des Becherglases oder einen Rührfisch berührt.
- Reiben Sie die Glasmembran niemals mit einem Tuch. Spülen Sie die Glaselektrode zur Säuberung nach der Messung mit entmin. Wasser vorsichtig ab. Tupfen Sie die Elektrode evtl. mit einem weichen Tuch trocken.
- Stecken Sie die Elektrode nach Gebrauch immer wieder in die Wässerungskappe. Sollte die Elektrode austrocknen, so dauert es 24 Stunden, um sie wieder zu aktivieren. Falls die Wässerungskappe keine Lösung mehr enthält, so füllen Sie sie mit der beigefügten Kaliumchlorid-Lösung wieder auf.

Umgang mit dem pH-Meter

Kalibrieren des pH-Meters:

<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">CAL</div> <p>bis</p>	<p>pH ASY</p>	<p>pH-Messkette in eine neutrale Pufferlösung tauchen. pH-Wert der Lösung: 7.0</p>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">RUN/ ENTER</div>	<p>pH 6.86</p>	<p>Mit pH-Wert der Pufferlösung einstellen.</p>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">RUN/ ENTER</div>	<p>pH 12 ^{mV}</p>	<p>Anzeige: Asymmetrie. Zulässiger Asymmetriebereich ±30 mV.</p>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">RUN/ ENTER</div>	<p>pH SLO</p>	<p>pH-Messkette spülen und in die zweite Pufferlösung tauchen.</p>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">RUN/ ENTER</div>	<p>pH 3.95</p>	<p>Mit pH-Wert der Pufferlösung einstellen.</p>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">RUN/ ENTER</div>	<p>pH -58.5 ^{mV/pH}</p>	<p>Anzeige: Messkettensteilheit. Zulässiger Steilheitsbereich: -50.0 ... -62.0 mV/pH</p>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">RUN/ ENTER</div>	<p>pH 12 ^{mV}</p>	<p>Anzeige: Asymmetrie. Zurück zum pH-Messen mit .</p>

Messen mit dem pH-Meter:

<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;">pH/mV</div> <p>bis</p>	<p>pH 8.50</p>	<p>Betriebsart pH-Messen. pH-Messung läuft kontinuierlich.</p>
--	-----------------------	---

Abbildung A.20: Menü des pH-Meters.

A.4 Bedienung der Analysenwaage

Bei der Analysenwaage handelt es sich um eine mechanische Waage. Gehen Sie bitte vorsichtig mit diesem wertvollen Präzisionsgerät um.

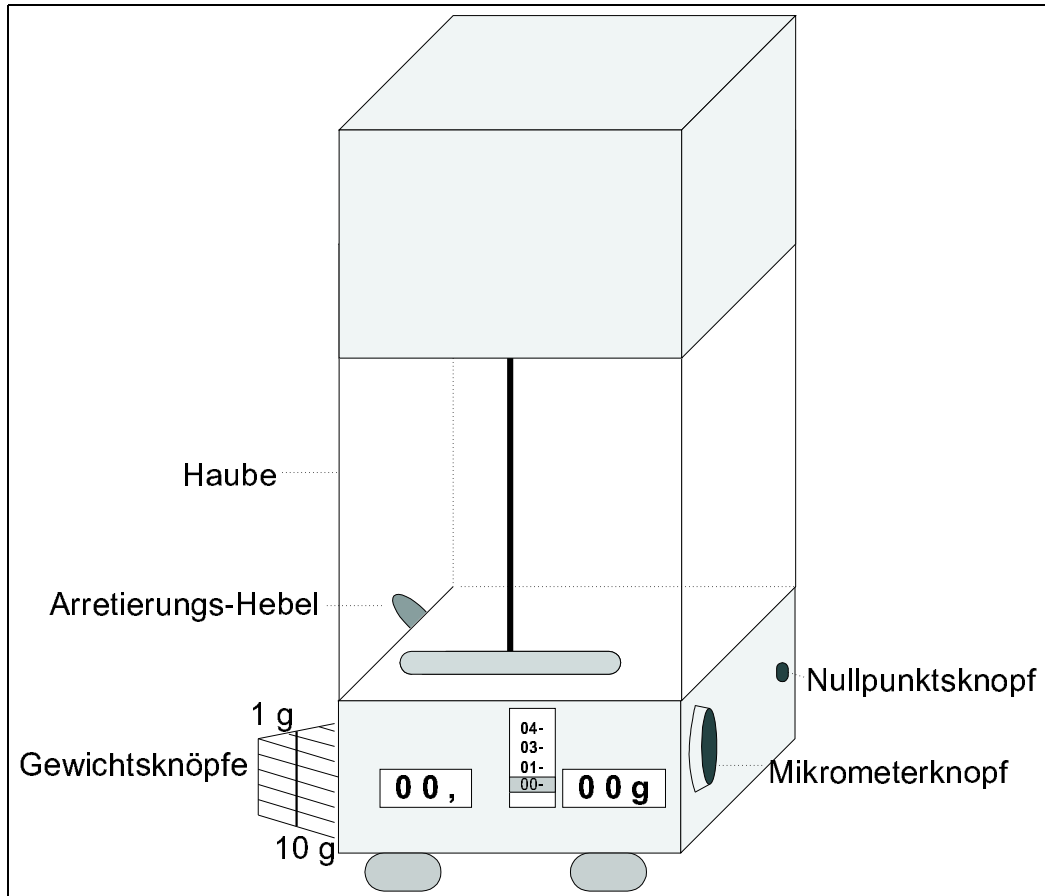


Abbildung A.21: Schematische Darstellung der Analysenwaage.

Beim Wiegen befolgen Sie bitte die folgenden Schritte:

1. Nullpunktkontrolle:

- Alle Bedienelemente in „0“-Stellung bringen.
- Arretierhebel nach unten stellen.
- Wenn die Skala nicht auf „0“ einschwingt, mit dem Nullpunkt-knopf korrigieren.

2. Wägen eines Körpers mit unbekannter Masse:

- Haube der Waage öffnen, Wägegut vorsichtig auf die Waagschale legen und Haube wieder verschließen.
- Arretierhebel nach oben stellen.
- Das Grobgewicht (in g) wird auf der Mattscheibe als nächster Teilstrich auf der Ablesemarke angezeigt, z. B. 41 g.
- Mit den Gewichtsknöpfen „41“ einstellen.

3. **Einstellung:**

- Arretierhebel nach unten stellen.
- Sobald die Skala stillsteht, mit dem Mikrometerknopf Teilstrich und Ablesemarke zur Deckung bringen. Gewichte von links nach rechts ablesen.
- Arretierhebel wieder in die waagerechte Stellung bringen.
- Das Wägegut kann jetzt wieder entnommen werden.

B Tabellen

B.1 pK_S-Werte in wässriger Lösung

Säure	Base	pK _S
HClO ₄	ClO ₄ ⁻	-10
HCl	Cl ⁻	-7
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	-3,0
H ₃ O ⁺	H ₂ O	-1,74
HNO ₃	NO ₃ ⁻	-1,37
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	+1,96
H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	+1,90
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	+2,16
[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Fe(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	+2,46
HF	F ⁻	+3,18
HCOOH	HCOO ⁻	+3,65
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	+4,75
[Al(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Al(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	+4,97
CO ₂ + H ₂ O	HCO ₃ ⁻	+6,35
[Fe(H ₂ O) ₆] ²⁺	[Fe(H ₂ O) ₅ (OH)] ⁺	+6,74
H ₂ S	HS ⁻	+6,99
HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	+7,20
H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	+7,21
[Zn(H ₂ O) ₆] ²⁺	[Zn(H ₂ O) ₅ (OH)] ⁺	+8,96
HCN	CN ⁻	+9,21
NH ₄ ⁺	NH ₃	+9,25
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	+10,33
H ₂ O ₂	HO ₂ ⁻	+11,65
HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	+12,32
HS ⁻	S ²⁻	+12,89
H ₂ O	OH ⁻	+15,74
OH ⁻	O ²⁻	+29

B.2 Elektrochemische Spannungsreihe

Reduzierte Form	\rightleftharpoons	Oxidiertere Form	$z \cdot e^-$	Standardpotential E^0 in V
$2 F^-$	\rightleftharpoons	F_2	$2 e^-$	+2,87
$2 SO_4^{2-}$	\rightleftharpoons	$S_2O_8^{2-}$	$2 e^-$	+2,00
$4 H_2O$	\rightleftharpoons	$H_2O_2 + 2H_3O^+$	$2 e^-$	+1,78
$PbSO_4 + 5H_2O$	\rightleftharpoons	$PbO_2 + HSO_4^- + 3H_3O^+$	$2 e^-$	+1,69
$MnO_2 + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$MnO_4^- + 4H_3O^+$	$3 e^-$	+1,68
$Mn^{2+} + 12H_2O$	\rightleftharpoons	$MnO_4^- + 8H_3O^+$	$5 e^-$	+1,49
$Pb^{2+} + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$PbO_2 + 4H_3O^+$	$2 e^-$	+1,46
Au	\rightleftharpoons	Au^{3+}	$3 e^-$	+1,42
$2 Cl^-$	\rightleftharpoons	Cl_2	$2 e^-$	+1,36
$2 Cr^{3+} + 21H_2O$	\rightleftharpoons	$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+$	$6 e^-$	+1,33
$6 H_2O$	\rightleftharpoons	$O_2 + 4H_3O^+$	$4 e^-$	+1,23
$Mn^{2+} + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$MnO_2 + 4H_3O^+$	$2 e^-$	+1,21
Pt	\rightleftharpoons	Pt^{2+}	$2 e^-$	+1,20
$2 Br^-$	\rightleftharpoons	Br_2	$2 e^-$	+1,07
$NO + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$NO_3^- + 4H_3O^+$	$3 e^-$	+0,96
Hg	\rightleftharpoons	Hg^{2+}	$2 e^-$	+0,85
Ag	\rightleftharpoons	Ag^+	e^-	+0,80
$2 Hg$	\rightleftharpoons	Hg_2^{2+}	$2 e^-$	+0,80
Fe^{2+}	\rightleftharpoons	Fe^{3+}	e^-	+0,77
$H_2O_2 + 2H_2O$	\rightleftharpoons	$O_2 + 2H_3O^+$	$2 e^-$	+0,68
$MnO_2 + 4OH^-$	\rightleftharpoons	$MnO_4^- + 2H_2O$	$3 e^-$	+0,59
$2 I^-$	\rightleftharpoons	I_2	$2 e^-$	+0,54
Cu	\rightleftharpoons	Cu^+	e^-	+0,52
$4 OH^-$	\rightleftharpoons	$O_2 + 2H_2O$	$4 e^-$	+0,40
$2 Ag + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$Ag_2O + H_2O$	$2 e^-$	+0,34
Cu	\rightleftharpoons	Cu^{2+}	$2 e^-$	+0,34
$2 Hg + 2Cl^-$	\rightleftharpoons	Hg_2Cl_2	$2 e^-$	+0,27
$Cl^- + Ag$	\rightleftharpoons	$AgCl$	e^-	+0,22
$H_2SO_3 + 5H_2O$	\rightleftharpoons	$SO_4^{2-} + 4H_3O^+$	$2 e^-$	+0,20
Cu^+	\rightleftharpoons	Cu^{2+}	e^-	+0,16
$H_2S + 2H_2O$	\rightleftharpoons	$S + 2H_3O^+$	$2 e^-$	+0,14
$Ag + Br^-$	\rightleftharpoons	$AgBr$	e^-	+0,07
$H_2 + 2H_2O$	\rightleftharpoons	$2H_3O^+$	$2 e^-$	0,000
Fe	\rightleftharpoons	Fe^{3+}	$3 e^-$	-0,04
Pb	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	$2 e^-$	-0,13
Sn	\rightleftharpoons	Sn^{2+}	$2 e^-$	-0,14
$H_2O_2 + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$O_2 + 2H_2O$	$2 e^-$	-0,15
$Ag + I^-$	\rightleftharpoons	AgI	e^-	-0,15
Ni	\rightleftharpoons	Ni^{2+}	$2 e^-$	-0,23
$Pb + SO_4^{2-}$	\rightleftharpoons	$PbSO_4$	$2 e^-$	-0,36
Cd	\rightleftharpoons	Cd^{2+}	$2 e^-$	-0,40
Fe	\rightleftharpoons	Fe^{2+}	$2 e^-$	-0,44
Zn	\rightleftharpoons	Zn^{2+}	$2 e^-$	-0,76
$H_2 + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$2H_2O$	$2 e^-$	-0,83
$SO_3^{2-} + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$SO_4^{2-} + H_2O$	$2 e^-$	-0,92
$N_2H_4 + 4OH^-$	\rightleftharpoons	$N_2 + 4H_2O$	$4 e^-$	-1,16
Al	\rightleftharpoons	Al^{3+}	$3 e^-$	-1,66
Mg	\rightleftharpoons	Mg^{2+}	$2 e^-$	-2,38
Na	\rightleftharpoons	Na^+	e^-	-2,71
Ca	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	$2 e^-$	-2,76
Ba	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	$2 e^-$	-2,90
K	\rightleftharpoons	K^+	e^-	-2,92
Li	\rightleftharpoons	Li^+	e^-	-3,02

B.3 Löslichkeitsprodukte K_L einiger schwerlöslicher Salze in Wasser

Salz	K_L	Salz	K_L	Salz	K_L
Halogenide		Carbonate		Sulfate	
AgCl	$2 \cdot 10^{-10}$	MgCO ₃	$3 \cdot 10^{-5}$	CaSO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$5 \cdot 10^{-13}$	CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	SrSO ₄	$8 \cdot 10^{-7}$
AgI	$8 \cdot 10^{-17}$	SrCO ₃	$2 \cdot 10^{-9}$	BaSO ₄	$1 \cdot 10^{-9}$
Hg ₂ Cl ₂	$2 \cdot 10^{-18}$	BaCO ₃	$2 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$2 \cdot 10^{-8}$
PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$	PbCO ₃	$3 \cdot 10^{-14}$		
Chromate		ZnCO ₃	$6 \cdot 10^{-11}$		
BaCrO ₄	$8 \cdot 10^{-11}$	Ag ₂ CO ₃	$6 \cdot 10^{-11}$		
PbCrO ₄	$2 \cdot 10^{-14}$	Hydroxide			
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	Mg(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-12}$		
Sulfide		Ca(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-6}$		
SnS	$1 \cdot 10^{-26}$	Ba(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-3}$		
PbS	$3 \cdot 10^{-28}$	Al(OH) ₃	$2 \cdot 10^{-33}$		
MnS	$7 \cdot 10^{-16}$	Pb(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-15}$		
NiS	10^{-21}	Mn(OH) ₂	$7 \cdot 10^{-13}$		
FeS	$4 \cdot 10^{-19}$	Cr(OH) ₃	$7 \cdot 10^{-31}$		
CuS	$8 \cdot 10^{-45}$	Ni(OH) ₂	$3 \cdot 10^{-17}$		
Ag ₂ S	$5 \cdot 10^{-51}$	Fe(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$		
ZnS	$1 \cdot 10^{-24}$	Fe(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-38}$		
CdS	$1 \cdot 10^{-28}$	Cu(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-19}$		
HgS	$2 \cdot 10^{-54}$	Zn(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-17}$		
CoS	$3 \cdot 10^{-26}$	Cd(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$		
As ₂ S ₃	$4 \cdot 10^{-29}$				
Bi ₂ S ₃	$2 \cdot 10^{-72}$				
Sb ₂ S ₃	$1 \cdot 10^{-30}$				

B.4 Stabilitätskonstanten K_B einiger Komplexe in Wasser bei Raumtemperatur

In der Tabelle sind die $\lg K_B$ -Werte angegeben.

Komplex	$\lg K_B$	Komplex	$\lg K_B$	Komplex	$\lg K_B$
Cyanokomplexe		Amminkomplexe		Halogenkomplexe	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	19	$\text{Co}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	5,5	CoCl_4^{2-}	-6,6
$\text{Cu}(\text{CN})_2^-$	22	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	7,1	FeCl_4^{2-}	-0,7
$\text{Cu}(\text{CN})_3^{2-}$	22	$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	7,1	CuCl_4^{2-}	1,5
$\text{Cu}(\text{CN})_4^{3-}$	22	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	8,7	FeF_5^{2-}	15,4
		$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	9,6	AuCl_2^-	5,5
Thiocyanatkomplexe		$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	12,0	AuCl_4^-	19
$\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$	-	$\text{Hg}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	19,3		
$\text{Fe}(\text{SCN})_6^{3-}$	9,1	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	10,8	Thiosulfatkomplexe	
				$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	13,6

Anhang B

Klausuren

B.1 1. Teilklausur

Aufgabe 1: 16 Punkte

1. Geben Sie die Definition der folgenden Begriffe an:
 - (a) Elektronenaffinität
 - (b) Ionisierungsenergie
 - (c) Elektronegativität
 - (d) Reaktionsenthalpie
2. Geben Sie an, wie sich die charakteristischen Atomeigenschaften **Ionisierungsenergie** und **Elektronenaffinität** innerhalb einer Periode und innerhalb einer Gruppe ändern.

Aufgabe 2: 16 Punkte

1. In der folgenden Tabelle werden Metallchloride von Elementen der 2. Periode miteinander verglichen. Berechnen Sie die fehlenden Daten in der Tabelle.

Salz	Gitterenergie U_G in kJ/mol	Solvatationsenthalpie ΔH_{Sol} in kJ/mol	Lösungsenthalpie ΔH_{Lsg} in kJ/mol
NaCl		-784	+ 3,9
MgCl ₂	2524	- 2684	
AlCl ₃	5489		-329

2. Erklären Sie, warum die Solvatationsenthalpie ΔH_{Sol} in der Reihe NaCl, MgCl₂, AlCl₃ zunimmt.
3. Das Lösen von Natriumchlorid in Wasser ist ein endothermer Vorgang. Erklären Sie, warum sich Natriumchlorid dennoch spontan in Wasser löst.

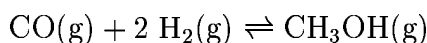
Aufgabe 3: 15 Punkte

Leiten Sie ausgehend von konkreten Lewis-Formeln (inklusive formalen Ladungen) gemäß dem VSEPR-Modell die Strukturen der folgenden Moleküle ab. Zeichnen und benennen Sie die **Molekülgestalt** der folgenden Moleküle:

1. NH₃
2. HCO₃⁻
3. H₂SO₄
4. O₃
5. (CH₃)₃C⁺

Aufgabe 4: 15 Punkte

Die Methanolbrennstoffzelle wird als Motor der Zukunft betrachtet. Anders als Erdöl muss man Methanol katalytisch aus Kohlenstoffmonooxid und Wasserstoff herstellen. Wird die Reaktion bei 483 K durchgeführt, so stellt sich folgendes Gleichgewicht ein:



1. Setzen Sie die Gleichgewichtskonstante K_c für die Reaktion an.
2. Berechnen Sie aus den Standardbildungsenthalpien $\Delta_f H^\circ$ die Standardreaktionsenthalpie $\Delta_R H^\circ$ der Reaktion:
 $\Delta_f H^\circ(\text{CO(g)}) = -110,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{(g)}) = 0,0 \text{ kJ/mol}$
 und $\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH(g)}) = -200,7 \text{ kJ/mol}$.
3. **Erklären** Sie anhand des Prinzips von Le Châtelier, wie sich das Gleichgewicht verschiebt, wenn
 - (a) das Reaktionsgemisch erwärmt wird.

(b) das Reaktionsvolumen durch Eindrücken eines Kolbens verringert wird.

4. Was bewirken Katalysatoren in Bezug auf die Lage des chemischen Gleichgewichts?

Aufgabe 5: 22 Punkte

Die untenstehende Abbildung zeigt Ihnen 2 Titrationskurven, bei denen jeweils 25 ml der beiden Säuren **Salzsäure** und **Essigsäure** mit Natronlauge der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ mol/l}$ titriert wurden.

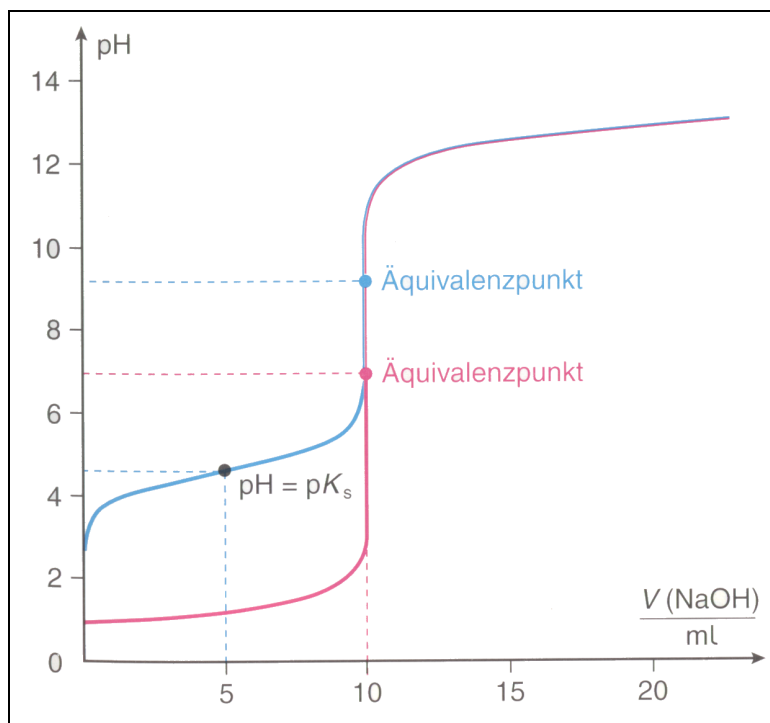


Abbildung B.1: Titrationskurve von Salzsäure und Essigsäure mit Natronlauge.

1. Berechnen Sie die Konzentrationen der Lösungen vor Beginn der Titration.
2. Ordnen Sie die Säuren den Kurven **1** bzw. **2** zu und begründen Sie Ihre Entscheidung mit mindestens zwei Argumenten.

Salzsäure: $\text{pK}_s = -7$

Essigsäure: $\text{pK}_s = 4,75$

3. Nennen Sie jeweils 2 Indikatoren, die Sie zur Ermittlung des jeweiligen Äquivalenzpunktes verwenden können.

Nennen Sie jeweils 1 Indikator, der zum Anzeigen des jeweiligen Äquivalenzpunktes **nicht** geeignet ist.

Hinweis: siehe Tab. B.1

Indikator	pH-Bereich des Farbumschlags	Farbänderung
Thymolblau	1,2 - 2,8	rot - gelb
Methylorange	3,0 - 4,4	rot - gelborange
Bromkresolgrün	3,8 - 5,4	gelb - blau
Methylrot	4,4 - 6,2	rot - gelb
Lackmus	5,0 - 8,0	rot - blauviolett
Bromthymolblau	6,0 - 7,5	gelb - blau
Thymolblau	8,0 - 9,6	gelb - blau
Phenolphthalein	8,4 - 10,0	farblos - purpur
Thymolphthalein	9,3 - 10,5	farblos - blau
Alizarin gelb R	10,0 - 12,0	hellgelb - orangerot

Tabelle B.1: Säure-Base-Indikatoren.

4. Geben Sie jeweils die stärkere von beiden Säuren an:
 $\text{HNO}_2/\text{HNO}_3$ und

$\text{H}_2\text{SO}_3/\text{H}_2\text{SO}_4$.

Erklären Sie die unterschiedliche Säurestärke.

Aufgabe 6: 16 Punkte

1. In der Hydrometallurgie wird zur Gewinnung von Kupfermetall in eine Lösung, die Cu^{2+} -Ionen enthält, bei Standardbedingungen ($\text{pH} = 0$) Wasserstoff, H_2 , eingeblasen. Erläutern Sie dieses Verfahren unter Zuhilfenahme der elektrochemischen Spannungsreihe.

2. Von welchen Metallen erwarten Sie, dass sie aufgrund ihrer Stellung in der elektrochemischen Spannungsreihe mit reinem Was-

ser ($\text{pH} = 7$) unter Wasserstoffentwicklung reagieren? **Hinweis:**
Nernst-Gleichung!

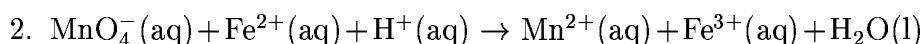
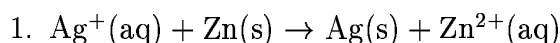
Anhang zur 1. Teilklausur : Elektrochemische Spannungsreihe

Reduzierte Form	\rightleftharpoons	Oxidierte Form	$z \cdot e^-$	Standardpotential E^0 in V
$2 F^-$	\rightleftharpoons	F_2	$2 e^-$	+2,87
$2 SO_4^{2-}$	\rightleftharpoons	$S_2O_8^{2-}$	$2 e^-$	+2,00
$4 H_2O$	\rightleftharpoons	$H_2O_2 + 2H_3O^+$	$2 e^-$	+1,78
$PbSO_4 + 5H_2O$	\rightleftharpoons	$PbO_2 + HSO_4^- + 3H_3O^+$	$2 e^-$	+1,69
$MnO_2 + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$MnO_4^- + 4H_3O^+$	$3 e^-$	+1,68
$Mn^{2+} + 12H_2O$	\rightleftharpoons	$MnO_4^- + 8H_3O^+$	$5 e^-$	+1,49
$Pb^{2+} + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$PbO_2 + 4H_3O^+$	$2 e^-$	+1,46
Au	\rightleftharpoons	Au^{3+}	$3 e^-$	+1,42
$2 Cl^-$	\rightleftharpoons	Cl_2	$2 e^-$	+1,36
$2 Cr^{3+} + 21H_2O$	\rightleftharpoons	$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+$	$6 e^-$	+1,33
$6 H_2O$	\rightleftharpoons	$O_2 + 4H_3O^+$	$4 e^-$	+1,23
$Mn^{2+} + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$MnO_2 + 4H_3O^+$	$2 e^-$	+1,21
Pt	\rightleftharpoons	Pt^{2+}	$2 e^-$	+1,20
$2 Br^-$	\rightleftharpoons	Br_2	$2 e^-$	+1,07
$NO + 6H_2O$	\rightleftharpoons	$NO_3^- + 4H_3O^+$	$3 e^-$	+0,96
Hg	\rightleftharpoons	Hg^{2+}	$2 e^-$	+0,85
Ag	\rightleftharpoons	Ag^+	e^-	+0,80
$2 Hg$	\rightleftharpoons	Hg_2^{2+}	$2 e^-$	+0,80
Fe^{2+}	\rightleftharpoons	Fe^{3+}	e^-	+0,77
$H_2O_2 + 2H_2O$	\rightleftharpoons	$O_2 + 2H_3O^+$	$2 e^-$	+0,68
$MnO_2 + 4OH^-$	\rightleftharpoons	$MnO_4^- + 2H_2O$	$3 e^-$	+0,59
$2 I^-$	\rightleftharpoons	I_2	$2 e^-$	+0,54
Cu	\rightleftharpoons	Cu^+	e^-	+0,52
$4 OH^-$	\rightleftharpoons	$O_2 + 2H_2O$	$4 e^-$	+0,40
$2 Ag + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$Ag_2O + H_2O$	$2 e^-$	+0,34
Cu	\rightleftharpoons	Cu^{2+}	$2 e^-$	+0,34
$2 Hg + 2Cl^-$	\rightleftharpoons	Hg_2Cl_2	$2 e^-$	+0,27
$Cl^- + Ag$	\rightleftharpoons	$AgCl$	e^-	+0,22
$H_2SO_3 + 5H_2O$	\rightleftharpoons	$SO_4^{2-} + 4H_3O^+$	$2 e^-$	+0,20
Cu^+	\rightleftharpoons	Cu^{2+}	e^-	+0,16
$H_2S + 2H_2O$	\rightleftharpoons	$S + 2H_3O^+$	$2 e^-$	+0,14
$Ag + Br^-$	\rightleftharpoons	$AgBr$	e^-	+0,07
$H_2 + 2H_2O$	\rightleftharpoons	$2H_3O^+$	$2 e^-$	0,000
Fe	\rightleftharpoons	Fe^{3+}	$3 e^-$	-0,04
Pb	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	$2 e^-$	-0,13
Sn	\rightleftharpoons	Sn^{2+}	$2 e^-$	-0,14
$H_2O_2 + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$O_2 + 2H_2O$	$2 e^-$	-0,15
$Ag + I^-$	\rightleftharpoons	AgI	e^-	-0,15
Ni	\rightleftharpoons	Ni^{2+}	$2 e^-$	-0,23
$Pb + SO_4^{2-}$	\rightleftharpoons	$PbSO_4$	$2 e^-$	-0,36
Cd	\rightleftharpoons	Cd^{2+}	$2 e^-$	-0,40
Fe	\rightleftharpoons	Fe^{2+}	$2 e^-$	-0,44
Zn	\rightleftharpoons	Zn^{2+}	$2 e^-$	-0,76
$H_2 + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$2H_2O$	$2 e^-$	-0,83
$SO_3^{2-} + 2OH^-$	\rightleftharpoons	$SO_4^{2-} + H_2O$	$2 e^-$	-0,92
$N_2H_4 + 4OH^-$	\rightleftharpoons	$N_2 + 4H_2O$	$4 e^-$	-1,16
Al	\rightleftharpoons	Al^{3+}	$3 e^-$	-1,66
Mg	\rightleftharpoons	Mg^{2+}	$2 e^-$	-2,38
Na	\rightleftharpoons	Na^+	e^-	-2,71
Ca	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	$2 e^-$	-2,76
Ba	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	$2 e^-$	-2,90
K	\rightleftharpoons	K^+	e^-	-2,92
Li	\rightleftharpoons	Li^+	e^-	-3,02

B.2 2. Teilklausur

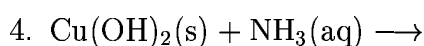
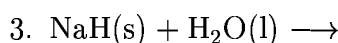
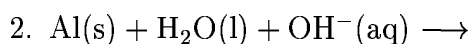
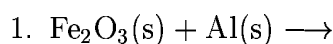
Aufgabe 1: Redoxgleichungen (8 Punkte)

Stellen Sie für die folgenden Reaktionen die korrekten Redoxgleichungen auf. Zerlegen Sie dabei die Reaktionen in Teilschritte für die Oxidation und Reduktion.



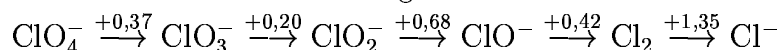
Aufgabe 2: Reaktionstypen (18 Punkte)

Vervollständigen Sie die folgenden Reaktionsgleichungen:



Aufgabe 3: Graphische Darstellung von Potentialdaten (18 Punkte)

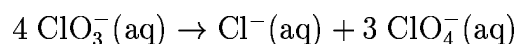
1. Erstellen Sie ein Frost-Diagramm aus dem Latimer-Diagramm für Chlor in basischer Lösung



2. Entscheiden Sie anhand des Frost-Diagrammes qualitativ (eine Rechnung ist nicht erforderlich), ob

(a) Cl_2 in wässriger basischer Lösung disproportioniert.

(b) folgende Disproportionierung in basischer Lösung möglich ist



3. Bestimmen Sie aus dem Latimer-Diagramm das Redoxpotential für die Reduktion von ClO^- zu Cl^- in basischer wässriger Lösung.

Aufgabe 4: Bindungslehre (18 Punkte)

1. Zeichnen Sie das Molekülorbitalschema für O_2 . Erläutern Sie anhand dieses Schemas, wie sich Bindungsordnung, Bindungslänge und Bindungsenergie in der Reihe O_2^+ , O_2 , O_2^- und O_2^{2-} verändern.
2. Was versteht man unter Singulett- und Triplett-Sauerstoff?

Aufgabe 5: Großtechnische Produkte (20 Punkte)

1. Erläutern Sie anhand von **Reaktionsgleichungen** für jeden Teilschritt das großtechnische Kontaktverfahren zur Herstellung von Schwefelsäure. Der Ausgangsstoff soll Schwefel sein. Gehen Sie dabei explizit auf die Prozessführung, die Wirkungsweise des Katalysators und auf wichtige Zwischenstufen ein.
2. SO_2 und H_2S sind Umweltgifte. Geben Sie eine Möglichkeit an, wie man diese in großen Mengen anfallenden Schadstoffe elegant entsorgen kann (**Reaktionsgleichungen**).

Aufgabe 6: Festkörper (18 Punkte)

1. Beschreiben Sie die drei wichtigsten Strukturen, in denen elementare Metalle kristallisieren können. Geben Sie die Koordinationszahl für ein herausgegriffenes Metallatom an.
2. Beschreiben Sie die folgenden Strukturen im Bild der dichtesten Kugelpackung mit Lückenbesetzung.
 - (a) NaCl-Struktur
 - (b) Diamant-Struktur
 - (c) Zinkblende-Struktur

Anhang C

Projekte

C.1 Themen der Projekte

C.1.1 Projektthema 1 - Silber und Gold

Kürzlich wurde die 20-milliardste CD hergestellt. Bei einem Durchmesser von 12 cm ergäben alle Exemplare nebeneinander gelegt ein Silberband von rund 2,4 Millionen Kilometern Länge, entsprechend mehr als dem Sechsfachen der Entfernung von Mond und Erde. Wären all diese CDs Ton-CDs (70 Minuten Spieldauer), resultierten rund 2,6 Millionen Jahre Musik.

Was wird jedoch aus dieser gewaltigen Menge an CDs, wenn sie nicht mehr gebraucht wird?

- Entwickeln Sie ein Verfahren, um die Metalle Silber und Gold von CDs zurückzugewinnen. Ihnen stehen CD-Rs mit Silber- und Goldbeschichtung zur Verfügung.
- Schätzen Sie die Dicke der Metallschicht auf einer CD-R ab.
- Erläutern Sie, wie die Metallschicht auf den Kunststoffträger aufgebracht wird.

C.1.2 Projektthema 2 - Das Metall aus aller Munde

Obwohl die Giftigkeit von Quecksilber schon lange bekannt ist, werden heute noch Füllungen in Zähnen mit Amalgam gelegt. Der Grund dafür liegt in einigen materialtechnischen Vorteilen des Amalgams, die andere Füllwerkstoffe gegenwärtig nicht in vollem Umfang bieten können. Die Vorteile sind:

1. die höchste Festigkeit unter den heute verfügbaren plastischen Füllwerkstoffen,
2. eine Abriebfestigkeit ähnlich der natürlicher Zähne,
3. eine gewisse Korrosionsanfälligkeit, die dafür sorgt, dass eine Schicht entsteht, die einerseits die Füllung vor weiterer Korrosion schützt und andererseits die Verdampfung des Quecksilbers aus der festen Silber-Quecksilberphase reduziert,
4. eine leichte und schnelle Verarbeitung,
5. eine vergleichsweise hohe Fehlertoleranz,
6. seine niedrigen Materialkosten.

Sie erhalten „Kapseln“ für Amalgamfüllungen, wie sie auch vom Zahnarzt verwendet werden. Zur Herstellung des Füllwerkstoffes öffnen Sie die Dose und verreiben den Inhalt intensiv mit einem Mörser in einer Reibschale.

- Bestimmen Sie die qualitative und quantitative Zusammensetzung der „Kapseln“.
- Beschreiben und deuten Sie, was beim Herstellen und Verfestigen der Amalgampaste geschieht.

C.1.3 Projektthema 3 - Metalle mit „Gedächtnis“

Memory-Metalle sind high-tech Werkstoffe. Die besondere Eigenschaft dieser Werkstoffe lässt sich eindrucksvoll anhand einer aus diesem Material

gefertigten Büroklammer demonstrieren. Verformen Sie dazu die Büroklammer und geben Sie sie anschließend in heißes Wasser (ca. 50 °C). Achtung, bei zu starker Erwärmung geht der Memory-Effekt verloren. Ein erster Schritt zum Erschließen dieses interessanten Phänomens liegt in der qualitativen und quantitativen Untersuchung der Zusammensetzung der Büroklammern. Versuchen Sie, das Phänomen des „Memory-Effektes“ zu deuten.

C.1.4 Projektthema 4 - Isolierung von Citronensäure aus Zitronen

Die Hauptsäure in Beerenobst und Südfrüchten ist die Citronensäure. Der Saft der Zitrone enthält 4,7 - 7,9 % Citronensäure. Isolieren Sie Citronensäure aus Zitronen. Ihnen stehen dazu die folgenden Chemikalien zur Verfügung: verd. Ammoniaklösung, Calciumchlorid und Schwefelsäure (alternativ Ionenaustauscher Amberlit 120). Identifizieren Sie Ihr Produkt und bestimmen Sie den Gehalt an Citronensäure im Saft.

C.1.5 Projektthema 5 - CuCl und CuCl₂: So ähnlich und doch so anders!

Stellen Sie ausgehend von reinem Kupferblech die beiden Verbindungen CuCl und CuCl₂ als kristalline Feststoffe her. Sie benötigen zusätzlich Salpetersäure (konz.), Salzsäure (konz.), Natriumcarbonat und Wasserstoffperoxid (konz.). Bestimmen Sie jeweils die Ausbeute und zeigen Sie das unterschiedliche chemische Verhalten von CuCl und CuCl₂.

Hinweis: Beim Waschen der CuCl-Kristalle geht man wie folgt vor: Geben Sie zunächst 25 ml Eisessig und 25 ml Aceton in jeweils ein kleines Becherglas. Überführen Sie das CuCl möglichst vollständig auf eine Nutsche und saugen Sie. Sobald die Flüssigkeit abgesaugt und entfernt ist, waschen Sie die Kristalle zunächst mit dem Eisessig. Nehmen Sie den Unterdruck weg, entfernen Sie den Eisessig, geben Sie die Hälfte des Acetons in die Nutsche, warten Sie ca. 10 Sekunden und saugen Sie dann wieder. Wiederholen Sie den Vorgang und ziehen Sie zum Trocknen abschließend wenige Minuten Luft durch die Probe. Wenn sauber gewaschen wurde, sind die Kristalle

rein farblos. Noch feuchte Kristalle werden an der Luft durch Oxidation zu Cu(II) langsam grünlich.

C.1.6 Projektthema 6 - „Thermochromie“

Unter dem Begriff „Thermochromie“ versteht man die reversible Farbänderung eines Feststoffes bei Erwärmen oder Abkühlen. Bei 67 °C ändert Kupfer(I)tetraiodomercurat Cu_2HgI_4 seine Farbe von rot nach purpur. Silbertetraiodomercurat Ag_2HgI_4 wechselt bei 50 °C seine Farbe von gelb zu orange. Stellen Sie diese beiden thermochromen Substanzen Kupfer(I)tetraiodomercurat Cu_2HgI_4 und Silbertetraiodomercurat Ag_2HgI_4 her. Entwickeln Sie eine Synthesestrategie; nutzen Sie dabei Ihr Wissen aus den Praktika. Ihnen stehen die folgenden Stoffe zur Verfügung: Quecksilbernitrat ($\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$), Silbernitrat (AgNO_3), Kupfersulfat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), Natriumsulfit ($\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), Kaliumiodid (KI), Natriumchlorid (NaCl). Bestimmen Sie die Umwandlungstemperaturen der von Ihnen hergestellten Komplexe. Deuten Sie das Phänomen der Thermochromie.

C.1.7 Projektthema 7 - Marmor

Die Statue des Michelangelo

Eines Tages wurde Michelagnolo di Lodovico di Lionardo Buonarroti-Simoni - bekannt als Michelangelo - von einer reichen Familie beauftragt, eine Statue von außergewöhnlicher Schönheit zu erstellen. Er suchte daraufhin nach einem geeigneten Marmorblock. Nach einer ganzen Weile fand er in einer Seitenstraße einen fast vollkommen von Unkraut überwucherten Block, der dort vergessen worden war. Diesen Marmorblock ließ Michelangelo von seinen Arbeitern in sein Atelier bringen. Dann begann er damit, die Statue des David aus dem Stein zu hauen. Dafür brauchte er zwei ganze Jahre. Und zwei weitere Jahre dauerte es, bis er die Statue durch Schleifen und Polieren fertig stellte. Als die Statue feierlich enthüllt wurde, waren viele Menschen gekommen, um die unvergleichliche Schönheit des David zu bewundern. Man fragte Michelangelo, wie es ihm denn möglich gewesen war, eine so wunderschöne Statue zu erschaffen. Der Bildhauer sprach: „Der

David war immer schon da gewesen. Ich musste lediglich den überflüssigen Marmor um ihn herum entfernen.“

(Verfasser unbekannt)

Marmor ist ein Werkstoff mit verschiedensten Einsatzgebieten. Michelangelo schuf den David aus dem weißen Carrara-Marmor „Statuario“, der reinsten und saubersten Sorte. Bestimmen Sie zur Unterscheidung der Marmorsorten den Kalkgehalt in den folgenden Sorten:

- Carrara-Marmor (Probe A)
- Jura aus dem Altmühltal (Probe B)
- Travertin aus Italien/Tivoli (Probe C)
- Estemon aus Portugal (Probe D)
- Trani Fiorito aus Australien (Probe E)

Wodurch kommt die Färbung des Marmors zustande?

C.1.8 Projektthema 8 - Ein Ei gleicht dem anderen!?

Wenn sich Eier auch in ihrer Größe unterscheiden, so trifft die oben gemachte Aussage für ihre Gestalt sicherlich zu. Untersuchen Sie diese Aussage einmal genauer, indem Sie den Kalkgehalt der Eierschalen von Huhn, Strauß, Tokee und Varan bestimmen. Gibt es grundsätzliche Unterschiede im Kalkgehalt der Eierschalen zwischen Vögeln und Reptilien?

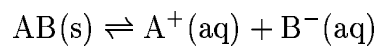
C.1.9 Projektthema 9 - Synthese und Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes

Stellen Sie die Verbindung Tetraamminkupfer(II)sulfat $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ als Feststoff her und zeigen Sie, dass das Stoffmengenverhältnis $\text{Cu} : \text{NH}_3$ im Kupfertetraammin-Komplex 1 : 4 beträgt.

Bestimmen Sie die Komplexbildungskonstante für den Kupfertetraammin-Komplex.

C.1.10 Projektthema 10 - Bestimmung von Löslichkeitsprodukten

Im klassischen Kationentrennungsgang wird die Schwerlöslichkeit bestimmter Stoffe zur Trennung von Kationen geschickt ausgenutzt. Die maximale Menge eines Stoffes, die sich bei einer bestimmten Temperatur in einem Lösungsmittel, z. B. Wasser löst, ist eine charakteristische Eigenschaft dieses Stoffes. In einer gesättigten wässrigen Lösung eines Salzes der allgemeinen Zusammensetzung AB ist fester Bodenkörper AB im Gleichgewicht mit den Ionen A^+ und B^- .



Durch Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf den Lösungsvorgang erhält man:

$$K_L = c(A^+) \cdot c(B^-)$$

$c(A^+)$ und $c(B^-)$ sind die Konzentrationen der Ionen A^+ und $c(B^-)$ in der gesättigten Lösung. K_L ist eine Konstante, sie wird Löslichkeitsprodukt des Stoffes AB genannt.

Bestimmen Sie die Löslichkeitsprodukte der folgenden Verbindungen vom Typ AB: AgCl, AgBr und AgI und Gips $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

C.1.11 Projektthema 11 - Der Wert einer 1 DM - Münze

*Nach Golde drängt,
Am Golde hängt
Doch alles. Ach, wir Armen!*
Johann Wolfgang von Goethe (1749 - 1832)

An ein normales Geldstück - wie die 1 DM-Münze - werden verschiedene Materialanforderungen gestellt: Korrosionsbeständigkeit, hohe Verschleißfestigkeit, lange Haltbarkeit, gute Prägbarkeit, Farbe, Fälschungssicherheit,

geringer Materialpreis und Magnetisierbarkeit.

Bestimmen Sie die qualitative und quantitative Zusammensetzung einer 1 DM-Münze. Berechnen Sie den reinen Materialwert einer solchen Münze und vergleichen ihn mit dem eingepprägten Wert.

C.1.12 Projektthema 12 - Viel kostet viel!?

„Magnesium“ ist für mehr als 300 verschiedene Stoffwechselprozesse in unserem Körper notwendig. Der Normalbedarf eines gesunden Menschen liegt bei 300 bis 350 mg Magnesium am Tag und sollte über die Nahrung gedeckt werden. Es gibt jedoch Lebenssituationen - wie Schwangerschaft, Stillzeit und Wachstum - in denen ein Magnesiummangel entstehen kann. Treten in solchen Situationen Mangelerscheinungen auf, werden häufig Magnesiumpräparate eingenommen. Ihnen stehen vier solcher Präparate unterschiedlicher Preiskategorie zur Verfügung - von 1,24 DM bis 8,25 DM. Bestimmen Sie den Magnesiumgehalt in diesen Präparaten, um Aussagen über das Preis-Leistungsverhältnis zu machen.

C.1.13 Projektthema 13 - Die Atomeigenschaft „Valenz“

Um die Existenz verschiedener Verbindungen aus denselben Elementen erklären zu können, wurde der Begriff der Valenz eingeführt. Zeigen Sie, dass Ihre Proben Verbindungen der beiden Elemente Kupfer und Sauerstoff sind **und** dass das Kupferatom in beiden Verbindungen eine unterschiedliche Wertigkeit (Oxidationsstufe, Oxidationszahl) besitzt.

C.1.14 Projektthema 14 - Darstellung von Metallen

Nach Eisen und Aluminium ist Kupfer das wichtigste Gebrauchsmetall. Die Verwendung ergibt sich aus den Eigenschaften des Kupfers: Es besitzt nach Silber die höchste elektrische und thermische Leitfähigkeit aller Metalle. Die Jahresproduktion an Kupfermetall beträgt daher einige Megatonnen. Kupfer findet sich als edles Metall jedoch nur gediegen in Nordamerika,

Chile und Australien. Es kommt hauptsächlich in Form von Oxiden, Sulfiden und Carbonaten vor.

Gewinnen Sie aus dem Ihnen zur Verfügung stehenden gemahlten Erz elementares Kupfer. Probieren Sie verschiedene Darstellungsverfahren aus.

C.1.15 Projektthema 15 - Oxalsäure, Citronensäure, Maleinsäure, Fumarsäure oder Äpfelsäure - das ist hier die Frage!

Sie erhalten eine organische Säure. Entscheiden Sie, um welche Säure es sich handelt! Ihnen stehen die folgenden Feststoffe zur Auswahl:

- Oxalsäure
- Citronensäure
- Maleinsäure
- Fumarsäure
- Äpfelsäure

C.1.16 Projektthema 16 - „Diamonds are forever“

10 g Aluminiumsulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ und 2,6 g Kaliumsulfat K_2SO_4 werden gemeinsam in der gerade nötigen Menge siedendem Wasser gelöst. Man lässt die Lösung in einem geschlossenen Gefäß auf Raumtemperatur abkühlen und hängt einen dünnen Faden in die Lösung. Nach einigem Stehen bilden sich am Faden Kristalle. Trocknen Sie diese Kristalle an der Luft und beschreiben Sie ihr Aussehen. Bestimmen Sie die qualitative und quantitative Zusammensetzung der Kristalle.

C.1.17 Projektthema 17 - Ein 9000-jähriger Baustoff

Ziegel sind die ältesten künstlich geschaffenen Baustoffe. Als luftgetrocknete Lehmziegel hat man sie schon im 7. Jahrtausend v. Chr. im Vorderen Orient verwendet. Aufgrund ihrer Widerstandsfähigkeit gegen mechanische und chemische Einflüsse wurden sie schon seit jeher geschätzt. Aus dem Ihnen zur Verfügung stehenden Lehm werden bei Temperaturen von 950 °C bis 1050 °C rote oder schwarze Klinkersteine gebrannt. Die Brenndauer beträgt 24 Stunden. Die Farbe des Klinkers hängt von der Temperatur im Ofen ab und ob die Steine mit einer Oxidations- oder Reduktionsflamme (Flammfärbung!) gebrannt werden. Übrigens: Für ein Einfamilienhaus werden im Durchschnitt 7000 - 7500 Klinkersteine benötigt.

Sie erhalten Lehm und Ton. Untersuchen Sie, welche Bestandteile Ihre Proben enthalten.

C.1.18 Projektthema 18 - Von der Idee zum Produkt

Ihr Thema beschäftigt sich mit einem innovativen Werkstoff, der vor allem im Fahrzeugbau Anwendung finden wird. Die Idee dazu stammt aus der Bäckerei - man nehme einen Teig und gebe Backpulver dazu, das dafür sorgt, dass der Teig aufgeht und dadurch leicht und locker wird. Ihre Bauteile bestehen aus zwei dünnen Metallplatten, die durch Metallschaum zusammengehalten werden. Das Ganze ähnelt dabei auch einem Sandwich. Die Dichte dieser Materialien ist dabei so gering, dass sie auf Wasser schwimmen, aber dennoch um ein Vielfaches steifer als ein Stahlblech gleichen Gewichts sind - also ideale Eigenschaften für den Auto- und Flugzeugbau.

- Bestimmen Sie die Dichte der Proben.
- Woraus besteht der „Schaum“?
- Das Verfahren, Metalle zu schäumen ähnelt dem Backen, bei dem die Poren durch entweichendes Kohlenstoffdioxid gebildet werden. Wie kann man jedoch in ein Metall Poren hineinbekommen?

C.1.19 Projektthema 19 - Farbpigmente

Im 16. Jh. war Venedig eine unabhängige und mächtige Stadt. Die Stadt galt als Italiens Tor zum Mittelmeer für den Seiden-, Farben- und Gewürzhandel und war als Handelszentrum für Farbpigmente berühmt, die von fremden Erdteilen kamen. Es ist bekannt, dass Raffael einen Gehilfen von Rom extra hierher sandte, um spezielle Farben für seine Wandgemälde und Deckenfresken zu kaufen. Raffael wollte, dass die Farben seiner Bilder im Laufe der Zeit nichts von ihrer Schönheit und Brillanz verlieren.

Die Pigmente, die seinerzeit Raffael schon benutzte, finden wir heute in modernen Autolacken wieder. Sie zeichnen sich durch Verwitterungs- und UV-Beständigkeit aus.

Sie erhalten Proben eines roten und gelben Autolackes, wie sie von bekannten Autoherstellern verarbeitet werden. Bitte bestimmen Sie, um welche Farbpigmente es sich handelt.

C.1.20 Projektthema 20 - Weißpigmente

*Bunt ist meine Lieblingsfarbe.
(Walter Gropius (1883 - 1969),
amerikan. Architekt dt. Herkunft)*

Die meistverkaufte Farbe ist jedoch nicht „bunt“ sondern weiß. Wandfarben gehören zur Gruppe der Dispersionsfarben, in denen ein Pigment in einer bindemittelhaltigen Flüssigkeit suspendiert ist. Als Weißpigment ist Titandioxid aufgrund seines strahlend leuchtenden Weißtons am begehrtesten. Titandioxid ist als Rohstoff jedoch sehr teuer, so dass stattdessen oftmals Bariumsulfat und/oder Calciumcarbonat verwendet werden. Aufgetragen erscheinen solche Farben jedoch eher grau als weiß.

Untersuchen Sie, welche Pigmente in den ausgewählten Wandmal Farben enthalten sind.

C.1.21 Projektthema 21 - Chromalaun

Züchten Sie Chromalaun-Kristalle $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ und zeigen Sie, dass diese Kristalle der oben angegebenen Summenformel entsprechen.

C.2 Fallgruppe A

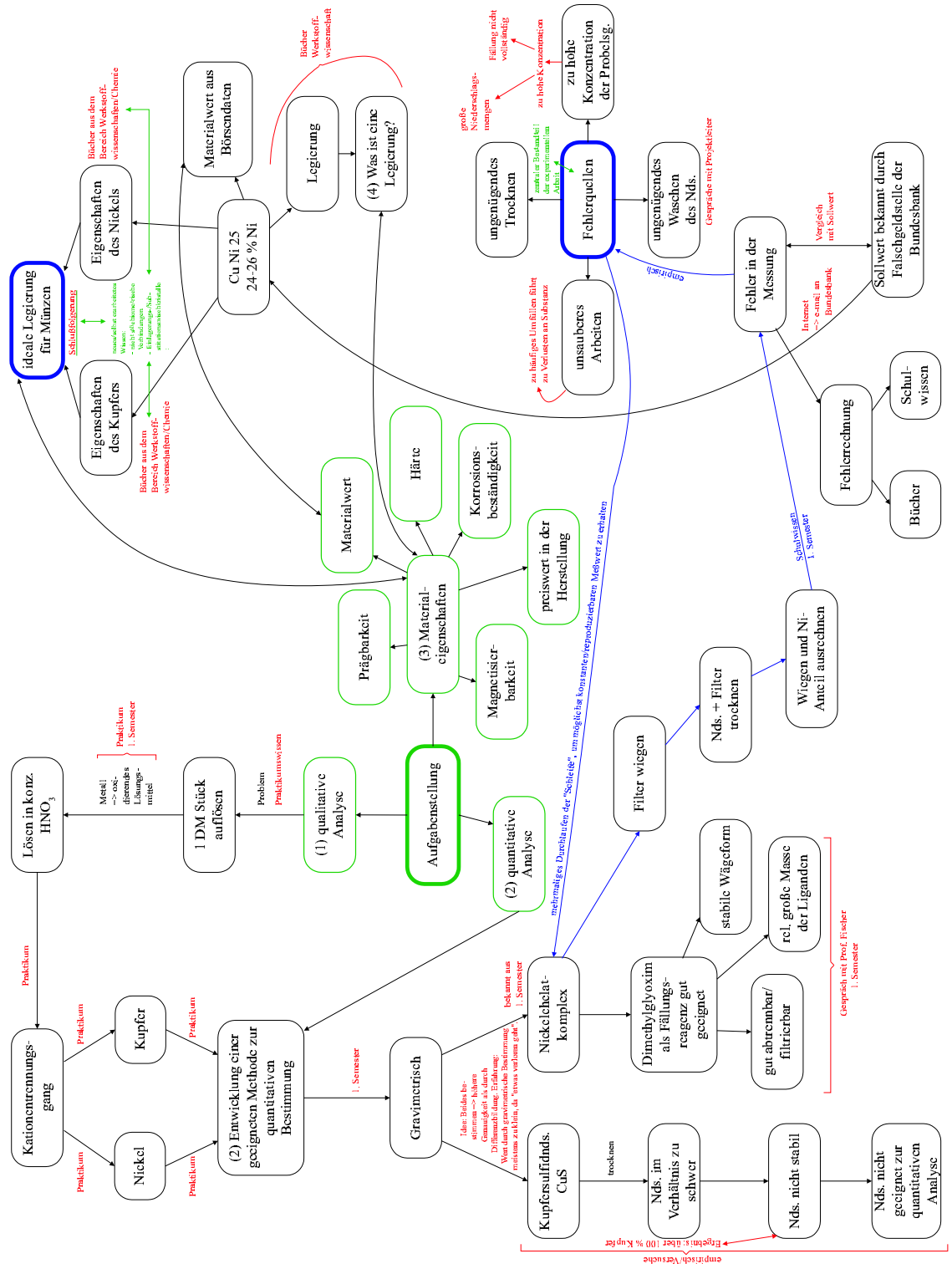
C.2.1 Projektthema 11 - Der Wert einer 1 DM - Münze

*Nach Golde drängt,
Am Golde hängt
Doch alles. Ach, wir Armen!*
Johann Wolfgang von Goethe (1749 - 1832)

An ein normales Geldstück - wie die 1 DM-Münze - werden verschiedene Materialanforderungen gestellt: Korrosionsbeständigkeit, hohe Verschleißfestigkeit, lange Haltbarkeit, gute Prägbarkeit, Farbe, Fälschungssicherheit, geringer Materialpreis und Magnetisierbarkeit.

Bestimmen Sie die qualitative und quantitative Zusammensetzung einer 1 DM-Münze. Berechnen Sie den reinen Materialwert einer solchen Münze und vergleichen ihn mit dem eingepprägten Wert.

C.2.3 Tafel 1: Concept-Map der Fallgruppe A



C.3 Fallgruppe B

C.3.1 Projektthema 15 - Oxalsäure, Citronensäure, Maleinsäure, Fumarsäure oder Äpfelsäure - das ist hier die Frage!

Sie erhalten eine organische Säure. Entscheiden Sie, um welche Säure es sich handelt! Ihnen stehen die folgenden Feststoffe zur Auswahl:

- Oxalsäure
- Citronensäure
- Maleinsäure
- Fumarsäure
- Äpfelsäure

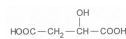
C.3.2 Poster der Fallgruppe B

Oxalsäure, Citronensäure, Maleinsäure, Fumarsäure oder Äpfelsäure - das ist hier die Frage!

Zur Unterscheidung der oben genannten Säuren - Oxalsäure, Citronensäure, Maleinsäure, Fumarsäure, Äpfelsäure - kann man folgende Kriterien heranziehen:

- Aussehen und Beschaffenheit
- Löslichkeitsverhalten in Wasser
- Schmelzpunktbestimmung
- Säure - Base - Titration zur Bestimmung der pKs - Werte
- Redox - Titration
- Fällungsreaktionen
- Komplexbildungen

Aufgrund dieser Untersuchungen, kann die Probesubstanz eindeutig als Maleinsäure identifiziert werden.



Aussehen und Beschaffenheit

Oxalsäure: weiße, kristalline Substanz
Citronensäure: weiße, pulvrig - kristalline, etwas klumpige Substanz
Maleinsäure: weiße, kristalline, feucht erscheinende, daher verklumpte Substanz
Fumarsäure: weiße, pulvrige Substanz
Äpfelsäure: weiße kristalline Substanz



Probesubstanz: Aussehen und Beschaffenheit ähneln denen der Maleinsäure

Löslichkeitsverhalten in Wasser

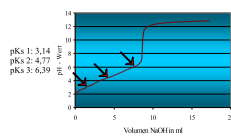
Oxalsäure: 140 Gramm pro Liter
Citronensäure: 592 Gramm pro Liter
Maleinsäure: 788 Gramm pro Liter
Fumarsäure: 5 Gramm pro Liter
Äpfelsäure: 530 Gramm pro Liter

Probesubstanz: Löst sich gut in Wasser, daher kann man die Fumarsäure ausschließen

Schmelzpunktbestimmung

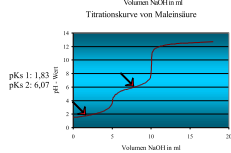
Gemessener Schmp.	Literaturwert	
Oxalsäure	ca. 180 °C	189 °C
Citronensäure	149 °C	153 °C
Maleinsäure	129 °C	131 °C
Fumarsäure	nicht messbar	287 °C
Äpfelsäure	120 °C	130 °C
Probesubstanz	134 °C	

Titrationen

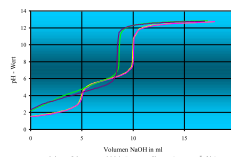


Säure - Base Titration

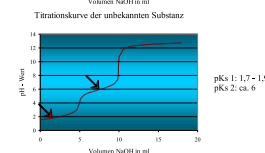
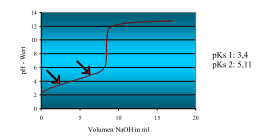
Den pKs - Wert einer Säure erhält man durch Säure - Base Titration, indem man in kleinsten Schritten Natronlauge bestimmter Konzentration, hier 1 mol/l, hinzugibt und die jeweiligen pH - Wert - Änderungen mißt. Trägt man den pH - Wert gegen das verbrauchte Volumen an NaOH auf, erhält man eine Kurve, an der man den pKs - Wert ablesen kann. Am Halbäquivalenzpunkt gilt pH = pKs.



Vergleich der Titrationskurven



Titrationen



pKs - Werte

Beim Vergleich der Kurven ist gut ersichtlich, dass es sich bei der Probesubstanz um Maleinsäure handelt, da die beiden Titrationskurven übereinstimmen, somit auch die pKs - Werte. Fumarsäure und Oxalsäure werden unter diesem Punkt nicht behandelt, diese kann man wegen der anderen Kriterien ausschließen.

Redox - Titration

Die Redox - Titration eignet sich nicht zum Vergleich der Säuren, da sie das Kaliumpermanganat z.B. jeweils auf verschiedene Oxidationsstufen reduzieren. Jedoch ist es interessant, dass einige Säuren bestimmte Oxidationsstufen hervorrufen, die sonst instabil sind. Äpfelsäure und teilweise auch Citronensäure stabilisieren z.B. Mangan(III) - Komplexe, gut zu sehen an der dunkelroten Farbe, der jedoch bei der Citronensäure schnell gespalten wird und das Mangan(III) zu Mangan(II) und Mangan(IV) disproportioniert. Bei direkter Zugabe von 0,02 molarer Kaliumpermanganat - Lsg. zu fester Oxalsäure wird diese zu Kohlenstoffdioxid oxidiert, was an der Gasentwicklung gut erkennbar ist.

Fällungsreaktionen

Nur die Oxalsäure ist durch Fällungsreaktionen eindeutig zu bestimmen. Sie bildet mit Calcium-, Nickel-, Cobalt- und Kupferionen einen Niederschlag, wie auf den Fotos gut zu sehen ist.

Da sich mit der Probesubstanz kein Niederschlag bildet, kann man die Oxalsäure ausschließen.

Komplexbildung

Die Metallkationen - Cobalt, Kupfer, Nickel - werden durch Natronlauge als Hydroxide ausgefällt. Die Säuren vermögen mit den Metallkationen unterschiedlich stabile Komplexe zu bilden und sie so verschieden stark zu maskieren. Auf den Fotos ist zu erkennen, dass durch die Komplexbildung entweder alle, einige oder keine Metallkationen in Lösung bleiben. Die Äpfelsäure bildet mit Kupferionen den stabilsten Komplex, die Citronensäure mit Nickelionen.

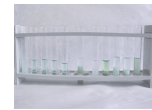
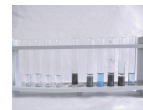
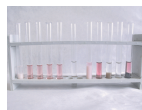
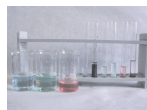
Durch den Vergleich des ersten Bildes mit den restlichen Bildern kann man ausschließen, dass es sich bei der Probesubstanz um Citronensäure, Oxalsäure oder Äpfelsäure handelt.

- 1.-3. Becherglas: Kupferulfat-, Nickelchlorid-, Cobaltchloridlösung
- 1., 3., 5. Reagenzglas: Probesubstanz + jeweilige Lösung
- 2., 4., 6. Reagenzglas: wie 1., 3., 5. Reagenzglas + Natronlauge

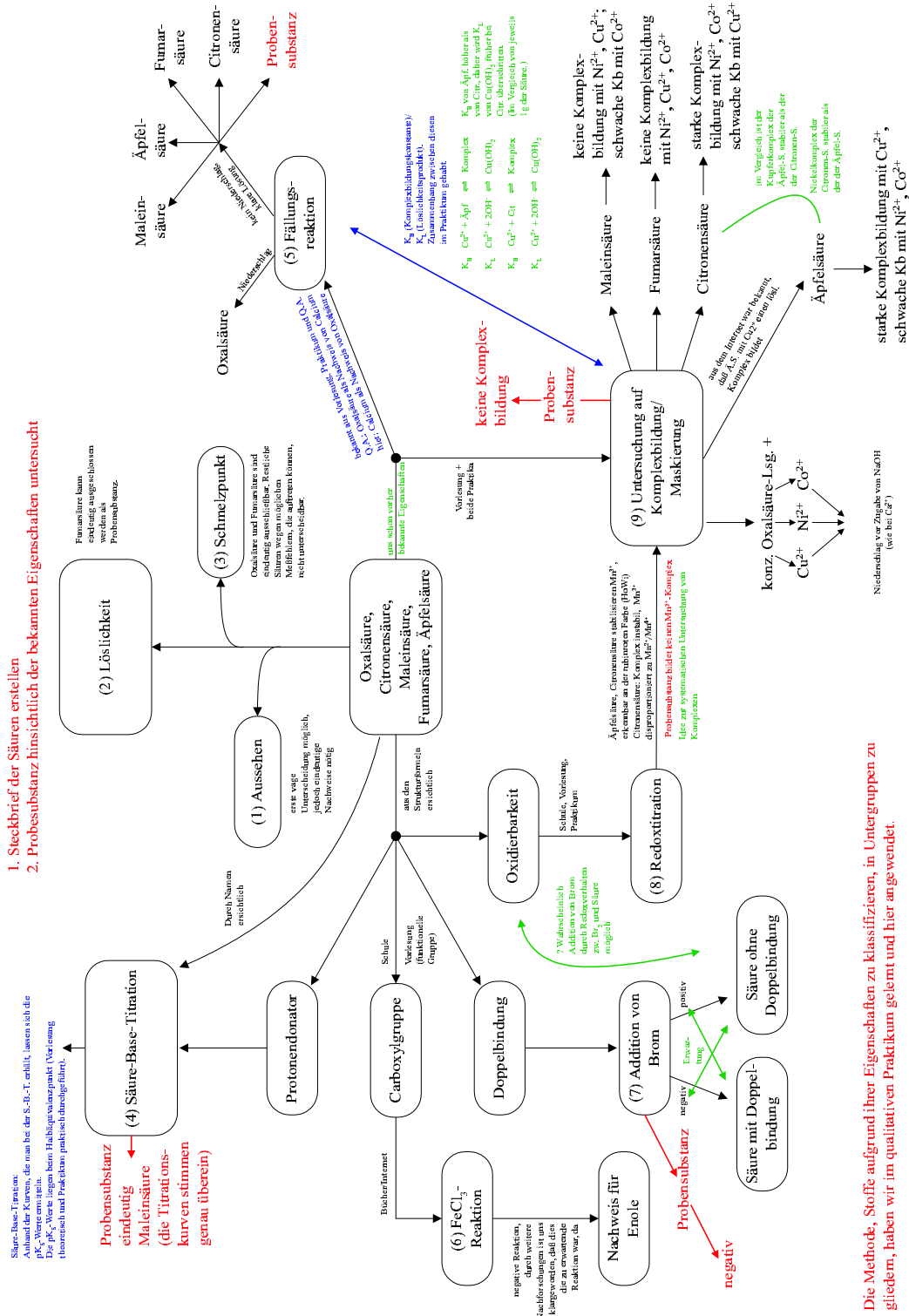
- 1.-5. Reagenzglas: Säuren (Reihenfolge siehe Überschrift) + Cobaltchloridlösung
6. Reagenzglas: Blindprobe (Cobaltchloridlösung + Natronlauge)
- 7.-11. Reagenzglas: wie 1.-5. Reagenzglas + Natronlauge

- 1.-5. Reagenzglas: Säuren (Reihenfolge siehe Überschrift) + Kupferulfatlösung
6. Reagenzglas: Blindprobe (Kupferulfatlösung + Natronlauge)
- 7.-11. Reagenzglas: wie 1.-5. Reagenzglas + Natronlauge

- 1.-5. Reagenzglas: Säuren (Reihenfolge siehe Überschrift) + Nickelchloridlösung
6. Reagenzglas: Blindprobe (Nickelchloridlösung + Natronlauge)
- 7.-11. Reagenzglas: wie 1.-5. Reagenzglas + Natronlauge



C.3.3 Tafel 2: Concept-Map der Fallgruppe B



C.4 Fallgruppe C

C.4.1 Projektthema 9 - Synthese und Analyse des Kupfertetraammin-Komplexes

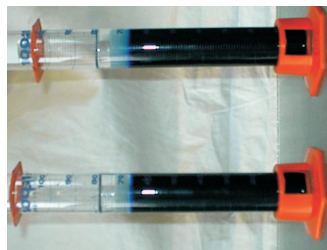
Stellen Sie die Verbindung Tetraamminkupfer(II)sulfat $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ als Feststoff her und zeigen Sie, dass das Stoffmengenverhältnis $\text{Cu} : \text{NH}_3$ im Kupfertetraammin-Komplex

1 : 4 beträgt.

Bestimmen Sie die Komplexbildungskonstante für den Kupfertetraammin-Komplex.

C.4.2 Poster der Fallgruppe C

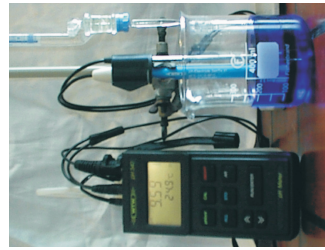
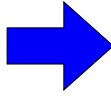
Synthese und Analyse des Kupfertetraamminkomplexes



Herstellung:

In ersten Schritt der Synthese des Tetraamminkupfer(I)sulfats wird eine halbierte Kupfer(II)sulfat-Lösung ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) hergestellt. Der durch Abkühlen wieder entstehende Niederschlag wird durch Zugabe von 25%iger Ammoniaklösung aufgelöst. Dabei entsteht der tiefblaue lösliche Kupfertetraamminkomplex ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$). In einem Standzylinder wird diese Lösung dann mit einem 1:1 Ethanol:Wasser-Gemisch 1 cm hoch überschichtet und schließlich mit 1 cm 96%igem Ethanol bedeckt.

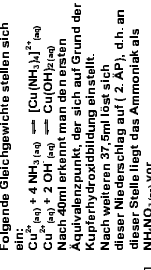
In der Kälte bilden sich nach wenigen Tagen die dunkelblauen Tetraamminkupfer(I)sulfat-Kristalle ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$). Diese werden abgefiltert, erst mit Ethanol, dann mit Ether gewaschen und getrocknet.



Experimentelle Verhältnissbestimmung von Kupfer zu Ammoniak im Kupfertetraamminkomplex

1) Durch Oxidation des $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ wird die Stoffmenge an Cu bestimmt. 0,502g eingewogene Kristalle ergeben nach dem Erhitzen 0,152g CuO . Die Stoffmenge an Cu beträgt $1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

2) Durch Titration mit HNO_3 wird die Stoffmenge an NH_3 in 0,5026g gel. Kristallen bestimmt. Folgende Gleichgewichte stellen sich ein:



Aus dem bis zu diesem Punkt verbrauchten Volumen HNO_3 lässt sich die Stoffmenge des im Kupfertetraamminsalz vorhandenen NH_3 berechnen:

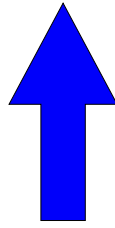
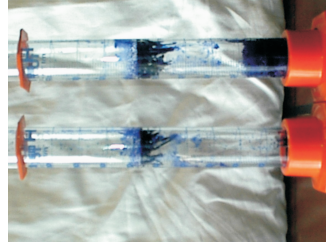
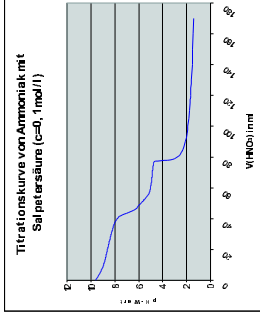
$$c_{\text{NH}_3} \cdot V_{\text{base}} = c_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = n_{\text{base}}$$

$$\Rightarrow 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,0775 \text{ l} = 0,00775 \text{ mol } (\text{NH}_3)$$

Daraus ergibt sich das Stoffmengenverhältnis:

$$n(\text{Cu}) = 1,916 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad 1$$

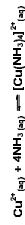
$$n(\text{NH}_3) = 7,750 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad 4,058$$



Walther Hermann Nernst
1864-1941

Bestimmung der Komplexbildungskonstante (K_B)

Für die Bestimmung des K_B -Wertes kann man nicht auf eine Methode, wie die Titration, zurückgreifen, da diese das Gleichgewicht beeinflusst. Da sich der K_B -Wert nur aus den Konzentrationen im Gleichgewicht berechnen lässt, muss man eine Methode wie die Messung der Spannungsdifferenz wählen. Diese hat keinen Einfluss auf das Gleichgewicht:



In die Halbzellen einer Galvanische Zelle mit zwei Kupferelektroden gibt man 50ml Kupfersulfatlösung ($c=0,1 \text{ mol/l}$). Nach Zugabe von 140ml NH_3 -Lösung stellt sich eine Spannungsdifferenz von 0,549V ein. Aus dieser lässt sich über die Nernst-Gleichung die Konzentration an Cu^{2+} -Ionen berechnen:

$$c(\text{Cu}^{2+}) = 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

Die Konzentration des Komplexes beträgt 0,026 mol/l. Im Gleichgewicht beträgt die Konzentration an überschüssigem Ammoniak: $6,72 \text{ mol/l}$.

Daraus ergibt sich folgende Komplexbildungskonstante:

$$K_B = \frac{c([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+})}{c(\text{Cu}^{2+}) \cdot c(\text{NH}_3)^4} = 5,2 \cdot 10^{14} \text{ mol}^4$$

Dieser Wert zeigt, dass es sich um einen sehr stabilen Komplex handelt, was unter anderem die Tatsache beweist, dass er sich selbst durch konz. Natronlauge nicht in Kupferhydroxid überführen lässt.



Quelle: Jüster/Blasius, Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie
Helmut W. Völschel für angegebene Chemie
Inform: www.usur.tu-berlin.de
www.mol.fh.de

Bearbeitet von: Jan-A. Bengert, Thorsten Lorenz

C.5 Fallgruppe D

C.5.1 Projektthema 1 - Silber und Gold

Kürzlich wurde die 20-milliardste CD hergestellt. Bei einem Durchmesser von 12 cm ergäben alle Exemplare nebeneinander gelegt ein Silberband von rund 2,4 Millionen Kilometern Länge, entsprechend mehr als dem Sechsfachen der Entfernung von Mond und Erde. Wären all diese CDs Ton-CDs (70 Minuten Spieldauer), resultierten rund 2,6 Millionen Jahre Musik.

Was wird jedoch aus dieser gewaltigen Menge an CDs, wenn sie nicht mehr gebraucht wird?

- Entwickeln Sie ein Verfahren, um die Metalle Silber und Gold von CD-Rs zurückzugewinnen. Ihnen stehen CD-Rs mit Silber- und Goldbeschichtung zur Verfügung.
- Schätzen Sie die Dicke der Metallschicht auf einer CD-R ab.
- Erläutern Sie, wie die Metallschicht auf den Kunststoffträger aufgebracht wird.

C.5.2 Poster der Fallgruppe D

Projektthema 1 :

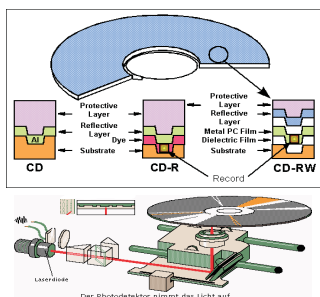


SILBER UND GOLD



Aufgabenstellungen:

Aufbau und Produktionsverfahren einer CD-R
Bestimmung der Dicke der Metallschicht
Entwicklung eines Rückgewinnungsverfahrens für Silber und Gold



Was ist eine CD-R?

„CD-R“ ist eine Abkürzung für „Compact Disc Recordable“, also eine einfach beschreibbare CD zur Datenspeicherung.

Dagegen sind CD-RWs mehrfach beschreibbar und 'einfache' CDs werden einmal gepresst und können nicht beschrieben werden. (Unterschied im Aufbau siehe Grafik links) Für dieses Projekt wurden ausschließlich silber- und goldbeschichtete CD-R's der Firmen Philips und Kodak verwendet.

Eigenschaften und Verwendung von CD-R's:

Jeder CD-Rohling besitzt die gleiche physikalische Struktur: Einen Durchmesser von 12cm; die Dicke der Scheibe beträgt 1,2mm; sie wiegt rund 17g und besteht aus mehreren aufeinander liegenden Schichten, die mit der reflektierenden Metallschicht bzw. deren hauchdünnen Schutzschicht enden. Eine durchschnittliche CD-R speichert zwischen 650-700 MB Daten und wird z.B. für Multimedia-Anwendungen, Archivierungszwecke, Photos und Zeichnungen/Grafiken verwendet.

Abspielprozess:

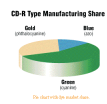
Beim Lesevorgang einer jeden CD werden digitale Daten vom Laser abgetastet, die als unterschiedlich stark reflektierende Punkte ("pits und lands") in die CD eingegraben sind. (siehe auch Schichtstruktur)

Schichtstruktur der CD-R:

Protection Layer (Schutzlackschicht): Poly-Acryllack, UV-gehärtet, sehr widerstandsfähig (gegen starke Laugen, Säuren, org. Lösungsmittel), aber löslich in konz. Schwefelsäure (s.u.)

Reflection Layer (Reflektionsschicht): bestehend aus Silber oder Gold (ungefähr 700 Atomschichten), dient zur Reflektion des CD-Player-Lasers von 780nm, gut löslich in Königswasser

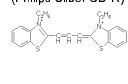
Recording Layer (organische Farbstoffschicht): geschmolzene Punkte in dieser Schicht bilden die "pits und lands" (jeweils anderes Reflexionsverhalten gegen das Laserlicht). Gebräuchliche Farbstoffe hierfür sind:



Phthalocyanin:
(Kodak Gold CD-R)

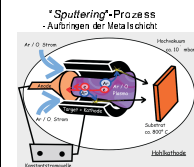
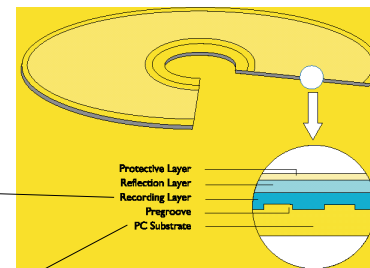


Cyanin:
(Philips Silber CD-R)



Beide Farbstoffe sind gut in Aceton löslich.

PC Substrate: Polycarbonat-Trägerschicht: Unlöslich in starken Laugen/Säuren, wird nach langer Zeit von Aceton bzw. konz. Schwefelsäure angegriffen



Produktionsverfahren:

- 350°C heißes Polycarbonat wird in die sog. Master-Form eingespritzt und bildet somit die Trägerschicht für die Folgenden.
- Der Farbstoff-Polymer wird auf den rotierenden PC-Träger aufgespritzt und bindet dabei zum Polycarbonat. Durch Zentrifugalkräfte werden ebene Oberflächen geschaffen.
- Eine 50-100nm dicke Gold-/Silber-Schicht wird im "Sputtering"-Prozess, einer Form von "Physical Vapor Deposition (PVD)" (=Vakuum-Dampfabcheidung), aufgebracht. Bei diesem Verfahren werden Goldatome aus einem kathodischen Mantel mittels energiereich stark angeregter Argon-Atome herausgeschossen.
- Diese Gold-/Silber-Schicht wird anschließend mit einer Acryl-Lackschicht überzogen und im UV-Licht gehärtet
- Meistens wird dann noch das Label aufgebracht

Silbergewinnung:

1. Lösen der einzelnen Schichten: In mehrten Einzelversuchen wurden geeignete Lösungsmittel für die einzelnen Schichten gesucht. Als die Beste erwies sich die folgende Vorgehensweise: Die Acrylschicht wird nach 15-60 min Behandlung mit konz. H_2SO_4 gelöst. Die freigelegte Silberschicht wird in konz. HNO_3 bzw. in Königswasser (1VT HNO_3 + 3VT HCl) gelöst.

2. Ausfällen des Silbers:

- A) durch Redox-Reaktion nach: $AgCl + AgCl \rightarrow AgCl_2$
Das in Salpetersäure gelöste Silber wurde durch Zugabe von NaCl als AgCl ausgefällt und danach abfiltriert.
Gewicht des leeren Filters: 0,9887 g
Gewicht mit AgCl: 1,0068 g
Im Rohling enthaltenes Silber: 0,0181 g = 140nm-Schicht

- B) durch Elektrolyse nach: Minuspole: $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$
Pluspole: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$
Gewicht der Graphitelektroden vor der Elektrolyse: 3,4847 g
Gewicht nachher: 3,5077 g (2 Rohlinge)

Also waren in 2 Philips-Rohlingen 0,0203 g Silber enthalten. Dies entspräche einer **Dicke der Silberschicht** von 104,6 nm.

Goldgewinnung:

1. Lösen der einzelnen Schichten: In mehrten Einzelversuchen wurden geeignete Lösungsmittel für die einzelnen Schichten gesucht. Als die Beste erwies sich die folgende Vorgehensweise: Die Acrylschicht wird nach 15-60 min Behandlung mit konz. H_2SO_4 gelöst. Die freigelegte Goldschicht wird in konz. HNO_3 bzw. in Königswasser (1VT HNO_3 + 3VT HCl) gelöst. Dabei bildet sich der Tetrachloraurat-Komplex $[AuCl_4]^-$.
 $HNO_3 + HCl \rightarrow NOCl + 2Cl + 2H_2O$
 $Au + HNO_3 + 4HCl \rightarrow [AuCl_4]^- + 2H_2O + NO$
Gold hätte alternativ auch in KCN-Lauge gelöst werden können ("Cyanidlaugerei"), jedoch wäre dazu ständige Luftzufuhr nötig gewesen.

2. Ausfällen des Goldes:

A) durch Redox-Reaktion:
Nicht erfolgreich waren Versuche mit $FeCl_3$, Cu , H_2O_2 , H_2SO_4 , Zn , die eigentlich Gold hätten reduzieren sollen. Dies schlug fehl, da der Gold-Komplex sich als sehr stabil erwies.
Möglich mit Zinnchlorid: $Au^{3+} + 3Sn^{2+} + 6Cl^- \rightarrow 3Au + 3Sn^{4+} + 6Cl^-$
jedoch fällt Gold dabei kolloid mit Zinnstein (in Säuren/Laugen unlöslich) aus. Also

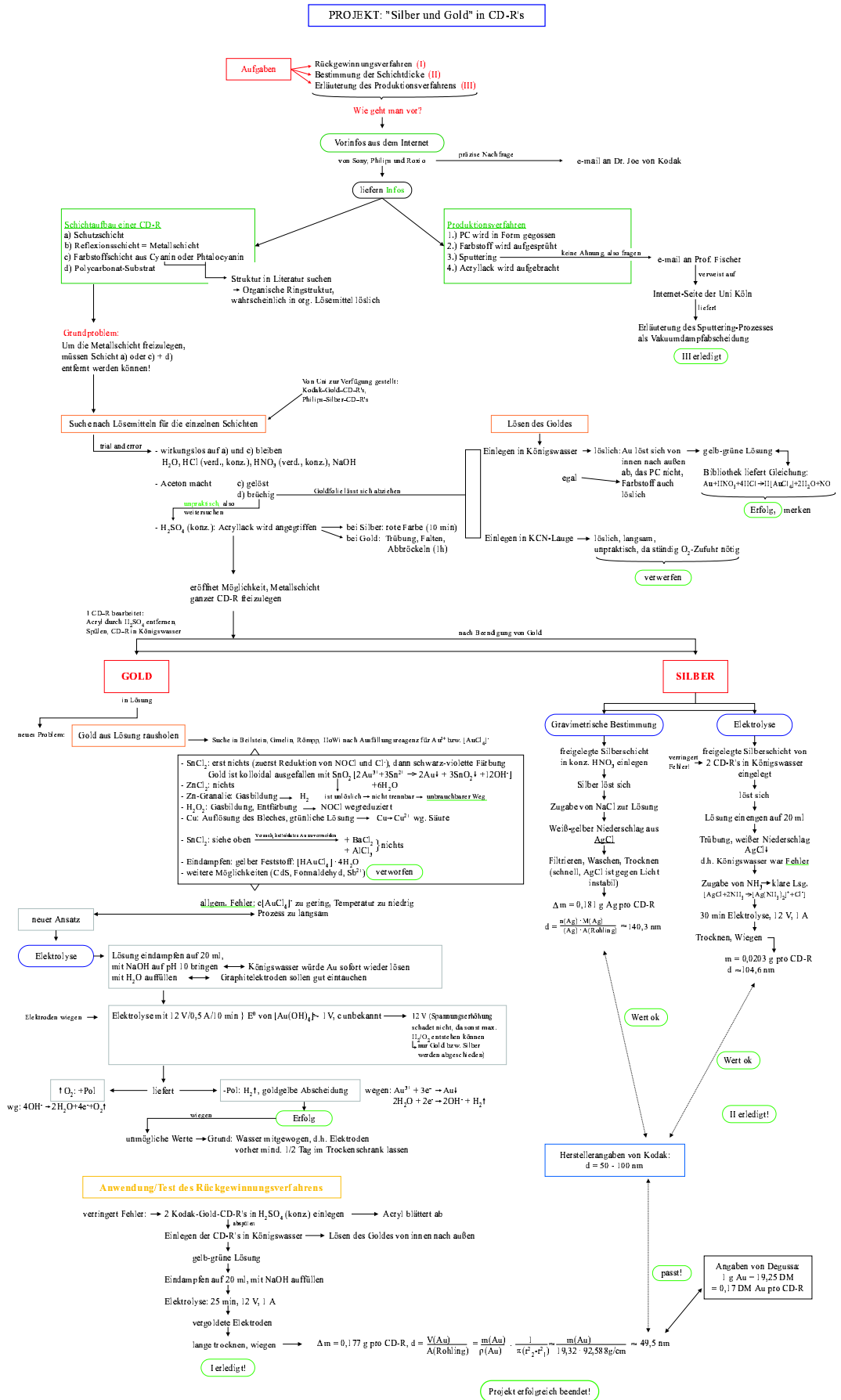
- B) durch Elektrolyse nach: Minuspole: $Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$
Pluspole: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$
Gewicht der Graphitelektroden vor der Elektrolyse: 3,7305 g
Gewicht nachher: 3,7482 g (2 Rohlinge)

Also waren in einem Kodak-Rohling 0,0177g Gold enthalten. Dies entspräche einem Marktpreis von 0,17 DM (1g Au = 19,25 DM, 03.04.2001) und einer **Dicke der Goldschicht** von 49,6 nm.

Anna Gutberlet
Daniel Käfer

Dank für die Unterstützung an:
Dr. Joe von Kodak
<http://www.kodak.com/US/en Digital/CDR/technology.htm>
und allen anderen Beteiligten

C.5.3 Tafel 4: Concept-Map der Fallgruppe D



Anhang D

Schriftliche Befragung der Studierenden

D.1 Fragebogen zum 1. Teil der Lehrveranstaltung

Fragebögen zur Vorlesung "Allgemeine und Experimentelle Chemie", zu der begleitenden Übung und zum vorlesungsbegleitenden Praktikum, Wintersemester 2000/01

Bitte geben Sie Ihre ganz persönlichen Eindrücke von der Vorlesung durch Ankreuzen der betreffenden Skalenstufen auf dem Fragebogen wieder.

Dabei bedeutet:

(-/+) 2 = starke Ausprägung

(-/+) 1 = schwache Ausprägung der jeweiligen Eigenschaft

"0" bedeutet: weder Ausprägung in die eine, noch in die andere Richtung der Skala. Die Abstände zwischen den Skalenstufen sind als gleich zu betrachten.

Fragebogen zur Vorlesung

A. Inwieweit stimmen Sie folgenden Aussagen zu?

	Stimme gar nicht zu			Stimme voll zu	
	-2	-1	0	+1	+2
1. Diese Vorlesung vermittelt mir eine allgemeine Einführung in die Chemie.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2. Die Lernziele der Vorlesung wurden klar definiert.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3. Diese Vorlesung hat einen gut nachvollziehbaren Aufbau.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4. Diese Vorlesung beinhaltet einen deutlichen Praxisbezug.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5. Es werden viele verschiedene Lehr-Medien sinnvoll eingesetzt.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6. Der Dozent stellt an mich hohe intellektuelle Anforderungen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

	Stimme gar nicht zu			Stimme voll zu	
	-2	-1	0	+1	+2
7. Der Dozent vergewissert sich kontinuierlich, ob der behandelte Stoff verstanden wird.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8. Die Beispiele des Dozenten fördern das Verstehen der Vorlesung.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9. Der Zusammenhang der Vorlesungsinhalte mit anderen Fächern wird aufgezeigt.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10. Der Dozent bringt übersichtliche Zusammenfassungen und Wiederholungen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
11. Der Dozent verdeutlicht die der Chemie zugrunde liegenden Prinzipien.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
12. Die Vorlesung ist nicht nur für die Klausur gewinnbringend.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
13. Durch die Vorlesung werde ich angeregt, über Lösungen des Aufgabenblattes hinaus eigenständig offenbleibende Fragen zu verfolgen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
14. Die Wissensvermittlung durch den Dozenten erscheint mir als ziemlich optimal.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
15. Dem Dozenten gelingt es, die Darstellung des Stoffes anschaulich und nachvollziehbar zu gestalten.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

	Stimme gar nicht zu			Stimme voll zu	
	-2	-1	0	+1	+2
16. Die vorgeführten Experimente bringen mir viel für ein besseres Verständnis der Grundideen der Chemie.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
17. Das Skript fördert mein Verständnis der Vorlesungsinhalte. Ich wünsche daher eine Vervollständigung des Skriptes.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Fragebogen zur Übung

B. Inwieweit stimmen Sie folgenden Aussagen zu?

	Stimme gar nicht zu			Stimme voll zu	
	-2	-1	0	+1	+2
18. Ich finde es hilfreich, dass zusätzlich zur Vorlesung eine Übung angeboten wird.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
19. Die Übung ist so strukturiert, dass ich an die Inhalte der Vorlesung anknüpfen kann.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
20. Die Fragen in den Aufgabenblättern sind interessant.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
21. Ich habe regelmäßig die Übungsaufgaben bearbeitet.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
22. Der/die Übungsleiter/in vermittelt mir Spaß an der Chemie.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
23. Der/die Übungsleiter/in versucht, alle Studierenden zur Mitarbeit anzuregen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
24. In der Übung reden immer dieselben drei bis vier Studenten.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
25. Ich fühle mich für das Gelingen der Übung mitverantwortlich.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

	Stimme gar nicht zu			Stimme voll zu	
	-2	-1	0	+1	+2
26. Auch auf unvollständige oder fehlerhafte Äußerungen wird von dem/der Übungsleiter/in ernsthaft eingegangen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
27. Die Atmosphäre in der Übung war für mich insgesamt angenehm und motivierend.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
28. Der/die Übungsleiter/in steht auch außerhalb der Übungsstunden für Fragen zur Verfügung.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
29. Ich arbeite auch außerhalb der Übung kontinuierlich in Lern- und Arbeitsgruppen mit anderen Studierenden zusammen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
30. Die Möglichkeit, durch aktive Mitarbeit "Credits" zu erlangen, erzeugt bei mir eine hohe Motivation.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Fragebogen zum vorlesungsbegleitenden Praktikum

C. Inwieweit stimmen Sie folgenden Aussagen zu?

	Stimme gar nicht zu		0	+1	Stimme voll zu
	-2	-1			+2
31. Im Praktikum habe ich gelernt:					
- Wissen aus der Vorlesung und den Übungen anzuwenden und zu vertiefen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
- Selbständig Problemstellungen zu bearbeiten.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
- Mein Tun zu planen (z.B. Durchführung von Experimenten).	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
- Die Vorstellung von Arbeitsergebnissen (z.B. Protokolle).	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
- Maßnahmen des Arbeitsschutzes einzuhalten.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
32. Das Praktikum hat mich inhaltlich gefordert.					
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
33. Das Praktikum macht mich neugierig auf mein weiteres Studium.					
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

	Stimme gar nicht zu			Stimme voll zu	
	-2	-1	0	+1	+2
34. Eine Strukturierung der einzelnen Versuchstage in einführendes Kolloquium, Durchführung der Versuche und abschließende Diskussion fand ich sinnvoll.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
35. Einige der Versuche habe ich bereits in der Schule kennen gelernt und finde sie daher überflüssig.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Vorlesungs-, übungs- und praktikumsübergreifende Fragen

D. Inwieweit stimmen Sie folgenden Aussagen zu?

	Stimme gar nicht zu			Stimme voll zu	
	-2	-1	0	+1	+2
36. Eine inhaltliche Verknüpfung zwischen Vorlesung, Übung und Praktikum wurde ersichtlich.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
37. Die Vorlesung behandelte Themen aus den Bereichen AC, PC, Analyt. Ch. und Biochemie.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
38. Es war hilfreich, dass es sowohl in der Übung als auch im Praktikum eine gleichbleibende Person (Assistenten) gab, an die ich mich wenden konnte.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
39. Sowohl Vorlesung als auch Übung und Praktikum haben mir einen hohen Wissenszuwachs beschert.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
40. In Übung und Praktikum musste ich Lösungswege selbständig entwickeln.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
41. In den Lehrveranstaltungen geht es um das "Verstehen" und nicht nur um das "Wissen".	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
42. Die Lehrveranstaltungen machen mich neugierig auf mein weiteres Studium.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

	Stimme gar nicht zu		0		Stimme voll zu
	-2	-1		+1	+2
43. Ich besitze die Fähigkeit zum analytischen Denken. Das "Lösen von Problemen" fällt mir daher leicht.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
44. Ich fühle mich durch meine Schulausbildung gut auf mein Studium vorbereitet.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
45. Was können wir verbessern?					
 E. Statistik:					
Alter: Jahre				
Semesterzahl: Semester				
Studiengang:	<input type="checkbox"/>	= Chemie (Diplom)	<input type="checkbox"/>	= Lehramt	
	<input type="checkbox"/>	= Biochemie	<input type="checkbox"/>	= Nebenfach	<input type="checkbox"/> = sonstiges
Beteiligung an der Vorlesung: % der Vorlesung habe ich besucht				
Beteiligung an der Übung: % der Übung habe ich besucht				

D.2 Auswertung des Fragebogens zum 1. Teil der Lehrveranstaltung

		keine Angabe	stimme gar nicht zu	stimme eher nicht zu	teils-teils	stimme eher zu	stimme voll zu
Frage 1	Häufigkeit	0	0	2	0	20	42
	Prozent	0	0	3,1	0	31,3	65,6
Frage 2	Häufigkeit	0	0	3	7	38	16
	Prozent	0	0	4,7	10,9	59,4	25,0
Frage 3	Häufigkeit	0	1	5	13	23	22
	Prozent	0	1,6	7,8	20,3	35,9	34,4
Frage 4	Häufigkeit	0	0	4	8	35	17
	Prozent	0	0	6,3	12,5	54,7	26,5
Frage 5	Häufigkeit	0	0	1	12	24	27
	Prozent	0	0	1,6	18,8	37,5	42,1
Frage 6	Häufigkeit	0	1	1	8	32	22
	Prozent	0	1,6	1,6	12,5	50,0	34,3
Frage 7	Häufigkeit	0	1	12	25	16	10
	Prozent	0	1,6	18,7	39,1	25,0	15,6
Frage 8	Häufigkeit	0	0	3	5	41	15
	Prozent	0	0	4,7	7,8	64,1	23,4
Frage 9	Häufigkeit	0	0	5	21	27	11
	Prozent	0	0	7,8	32,8	42,2	17,2
Frage 10	Häufigkeit	0	2	17	28	12	5
	Prozent	0	3,1	26,5	43,8	18,8	7,8
Frage 11	Häufigkeit	0	0	3	5	25	31
	Prozent	0	0	4,7	7,8	39,1	48,4
Frage 12	Häufigkeit	0	0	6	11	21	26
	Prozent	0	0	9,4	17,2	32,8	40,6
Frage 13	Häufigkeit	0	2	10	24	23	5
	Prozent	0	3,1	15,7	37,5	35,9	7,8
Frage 14	Häufigkeit	0	0	6	13	30	15
	Prozent	0	0	9,4	20,3	46,9	23,4
Frage 15	Häufigkeit	0	0	8	8	37	11
	Prozent	0	0	12,5	12,5	57,8	17,2
Frage 16	Häufigkeit	0	0	3	13	31	17
	Prozent	0	0	4,7	20,3	48,4	26,6
Frage 17	Häufigkeit	1	0	1	7	11	44
	Prozent	1,6	0	1,6	10,9	17,2	68,7
Frage 18	Häufigkeit	0	0	1	3	11	49
	Prozent	0	0	1,6	4,7	17,2	76,5
Frage 19	Häufigkeit	1	1	2	7	28	25
	Prozent	1,6	1,6	3,1	10,9	43,8	39,0
Frage 20	Häufigkeit	0	0	8	21	27	8
	Prozent	0	0	12,5	32,8	42,2	12,5

		keine Angabe	stimme gar nicht zu	stimme eher nicht zu	teils-teils	stimme eher zu	stimme voll zu
Frage 21	Häufigkeit	0	9	13	8	19	15
	Prozent	0	14,1	20,3	12,5	29,7	23,4
Frage 22	Häufigkeit	0	8	10	13	19	14
	Prozent	0	12,5	15,6	20,3	29,7	21,9
Frage 23	Häufigkeit	0	3	11	8	22	20
	Prozent	0	4,7	17,2	12,5	34,4	31,2
Frage 24	Häufigkeit	1	7	11	10	16	19
	Prozent	1,6	10,9	17,2	15,6	25,0	29,7
Frage 25	Häufigkeit	1	6	12	21	14	10
	Prozent	1,6	9,4	18,7	32,8	21,9	15,6
Frage 26	Häufigkeit	1	4	6	5	27	21
	Prozent	1,6	6,2	9,4	7,8	42,2	32,8
Frage 27	Häufigkeit	0	11	7	10	18	18
	Prozent	0	17,2	11,0	15,6	28,1	28,1
Frage 28	Häufigkeit	0	4	4	16	18	22
	Prozent	0	6,2	6,2	25,0	28,1	34,5
Frage 29	Häufigkeit	0	15	12	14	11	12
	Prozent	0	23,4	18,8	21,9	17,2	18,7
Frage 30	Häufigkeit	1	9	16	9	20	9
	Prozent	1,6	14,0	25,0	14,0	31,4	14,0
Frage 31a	Häufigkeit	0	0	6	19	28	11
	Prozent	0	0	9,4	29,7	43,7	17,2
Frage 31b	Häufigkeit	0	0	2	3	32	27
	Prozent	0	0	3,1	4,7	50,0	42,2
Frage 31c	Häufigkeit	0	0	7	12	30	15
	Prozent	0	0	10,9	18,8	46,9	23,4
Frage 31d	Häufigkeit	0	0	5	17	31	11
	Prozent	0	0	7,8	26,6	48,4	17,2
Frage 31e	Häufigkeit	0	3	9	13	27	12
	Prozent	0	4,7	14,1	20,3	42,2	18,7
Frage 32	Häufigkeit	0	1	6	10	30	17
	Prozent	0	1,6	9,4	15,6	46,9	26,5
Frage 33	Häufigkeit	0	3	3	9	28	21
	Prozent	0	4,7	4,7	14,1	43,7	32,8
Frage 34	Häufigkeit	2	2	6	19	22	13
	Prozent	3,1	3,1	9,4	29,7	34,4	20,3
Frage 35	Häufigkeit	0	26	14	14	4	6
	Prozent	0	40,6	21,9	21,9	6,2	9,4
Frage 36	Häufigkeit	0	0	3	7	30	24
	Prozent	0	0	4,7	10,9	46,9	37,5

		keine Angabe	stimme gar nicht zu	stimme eher nicht zu	teils-teils	stimme eher zu	stimme voll zu
Frage 37	Häufigkeit	0	1	4	18	24	17
	Prozent	0	1,6	6,2	28,1	37,5	26,6
Frage 38	Häufigkeit	0	3	4	4	19	34
	Prozent	0	4,7	6,2	6,2	29,7	53,2
Frage 39	Häufigkeit	0	0	4	10	34	16
	Prozent	0	0	6,2	15,6	53,2	25,0
Frage 40	Häufigkeit	0	1	5	14	30	14
	Prozent	0	1,6	7,8	21,9	46,8	21,9
Frage 41	Häufigkeit	0	1	3	10	27	23
	Prozent	0	1,6	4,7	15,6	42,2	35,9
Frage 42	Häufigkeit	0	0	3	13	32	16
	Prozent	0	0	4,7	20,3	50,0	25,0
Frage 43	Häufigkeit	0	0	12	26	20	6
	Prozent	0	0	18,7	40,6	31,3	9,4
Frage 44	Häufigkeit	1	9	20	14	9	11
	Prozent	1,6	14,1	31,2	21,8	14,1	17,2

D.3 Abschlussbefragung der Studierenden

Abschlussfragebogen zu den Chemie-Lehrveranstaltungen im 1. Semester				
In diesem Semester haben die Studentinnen und Studenten zum ersten Mal eine "Projektaufgabe" bearbeitet. Wir sind deshalb sehr daran interessiert zu erfahren, wie Sie diese Neuerung aufgenommen haben.				
	stimme eher nicht zu	teils-teils	stimme eher zu	stimme voll zu
Frage 1: Die Strukturierung der Erstsemester-Chemiepraktika in ein vorlesungsbegleitendes Praktikum, qualitativ-analytisches Praktikum und eine Projektaufgabe finde ich sinnvoll.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Frage 2: Ich fände es gut, auch in den folgenden Praktika eine Projektaufgabe zu bearbeiten.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Frage 3: Meine Projektaufgabe fand ich interessant, bedeutungsvoll und ich habe mich darum sehr mit ihrer Bearbeitung beschäftigt.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Frage 4: Die Projektaufgabe hat mich im besonderen Maße zum eigenständigen Lösen eines Problems motiviert.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Frage 5: Ich habe bei der Bearbeitung meines Projektes Wissen aus der Vorlesung und den vorangegangenen Praktika kreativ anwenden können.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Frage 6: Durch die Bearbeitung meines Projektes habe ich ein tieferes Verständnis chemischer Sachverhalte erlangt.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Frage 7: Ich habe beim Lösen der Projektaufgabe planmäßiges und koordiniertes Arbeiten gelernt.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Frage 8: Dass ich meine Arbeit vorstellen musste, hat mich im besonderen Maße dazu motiviert, mein Tun, meine Ergebnisse im Hinblick auf Richtigkeit, Zweckmäßigkeit und innere Klarheit zu hinterfragen und zu bewerten.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Warum sollten wir Ihrer Meinung nach weiterhin Projektthemen vergeben bzw. keine mehr vergeben?	_____			

Was fällt Ihnen sonst noch ein? (Positives und Verbesserungsvorschläge)	_____			

D.4 Auswertung des Fragebogens zur Abschlussbefragung

D.4.1 Auswertung der geschlossenen Fragen

		keine Angabe	stimme eher nicht zu	teils-teils	stimme eher zu	stimme voll zu
Frage 1	Häufigkeit	0	0	4	19	16
	Prozent	0	0	10,3	48,7	41
Frage 2	Häufigkeit	0	2	6	15	16
	Prozent	0	5,1	15,4	38,5	41
Frage 3	Häufigkeit	0	2	6	12	19
	Prozent	0	5,1	15,4	30,8	48,7
Frage 4	Häufigkeit	0	2	3	16	18
	Prozent	0	5,1	7,7	41	46,2
Frage 5	Häufigkeit	0	1	7	14	17
	Prozent	0	2,6	17,9	35,9	43,6
Frage 6	Häufigkeit	0	0	8	15	16
	Prozent	0	0	20,5	38,5	41
Frage 7	Häufigkeit	0	0	11	10	18
	Prozent	0	0	28,2	25,6	46,2
Frage 8	Häufigkeit	0	2	7	11	19
	Prozent	0	5,1	17,9	28,2	48,7

D.4.2 Antworten auf die offenen Fragen

Die erste offene Frage lautete: Warum sollten wir Ihrer Meinung nach weiterhin Projektthemen vergeben bzw. keine mehr vergeben?

Folgende Antworten wurden gegeben:

- Es ist eine interessante Erfahrung, sich von Grund auf selber mit einem Problem auseinander zu setzen. Gut für spätere weitere Projekte.
- Alle Studenten sollten in den Genuss einer Projektaufgabe kommen.
- Kreatives Arbeiten macht Spaß im Gegensatz zur qualitativen Analyse.
- Kreatives Problemlösen wird gefördert.
- Selbständiges Lösen von Problemen und Erarbeiten von Problemstellungen, Anwenden des Wissens.

- Lernen, sich selbständig mit einem Problem zu beschäftigen.
- Eigenständiges und kreatives Arbeiten.
- Sinnvoll, da man seine eigenen Ergebnisse genau überprüfen und hinterfragen muss.
- Weitere Projekte deshalb, weil für mich Wissenschaft sichtbar wurde.
- Ja, denn man kann wissenschaftliches Problemlösen kennen lernen.
- Ja, man lernt ein Thema anzugehen und die Aufgabe komplett zu lösen.
- Eigenständiges Problemlösen wird gefördert. Ich fand mein Thema erst langweilig, dann habe ich mich selbst gewundert, wie interessant es war.
- Ein Projekt führt meiner Meinung nach eher an wissenschaftliches Arbeiten heran, als das stupide Abarbeiten von Versuchen aus Skripten.
- Ich habe mir das Studium an der Universität genau so vorgestellt, dass man viele kleine Projekte bearbeitet. Darum bin ich dafür, dass wir weitere Projekte - zu unterschiedlichen Themen - bekommen.
- Wir haben uns Tage und Nächte mit unserem Thema auseinander gesetzt. Zuletzt waren wir nur noch stolz auf unser erstes eigenes Poster und unsere guten Ergebnisse.
- Weil man gezwungen wird, präzise und genau zu arbeiten um nicht Gefahr zu laufen, dass jemand einen Fehler im Vortrag bemerkt. Ich wünsche mir demnächst ein richtig schwieriges Thema.
- Gut war, dass man eigene Ideen ausprobieren konnte. Ich habe dabei viel Neues gelernt und Vieles erst richtig verstanden. Projekte finde ich gut!

Die zweite offene Frage lautete: Was fällt Ihnen sonst noch ein? (Positives und Verbesserungsvorschläge)

Folgende Nennungen erfolgten:

- Etwas mehr Zeit zum Ausprobieren wäre gut gewesen.
- Man lernt seine Mitstudenten besser kennen und schätzen.
- Eigene Rechner im Praktikum. Wir mussten immer zum Rechenzentrum laufen und dort gab es nur einen CD-Brenner.
- Wahl des Projektthemas.
- Die Zeit war recht knapp. Wir hätten gerne noch mehr ausprobiert.
- Wir hatten unser Projektthema schon nach drei Tagen bearbeitet. Wir hätten aber gerne noch mehr „gespielt“ und „getrickst“. Das nächste Mal sollte man zwischen Themen unterschiedlichen Schwierigkeitsgrades wählen dürfen.

Anhang E

Synopse der Arbeit

Fragestellungen der Untersuchung

1. Kann die problemorientierte Struktur des Curriculums den Erwerb flexibel anwendbaren chemischen Wissens und chemischer Strategien fördern?
2. Inwieweit kontrollieren die Studierenden in den einzelnen Teilen der Lehrveranstaltung ihr Handeln durch metakognitive Kontrollstrategien?

Methoden der Evaluation

Untersuchung des 1. Teils der Lehrveranstaltung - Gruppeninterviews zum Experiment:
 Untersuchung von drei Teilmengengruppen bei der Deutung der experimentellen Ergebnisse eines Experiments. Die drei Gruppen unterscheiden sich hinsichtlich ihres Vorwissens aus dem vorlesungsbegleitenden Praktikum:
Teilmentengruppe 1 - geringes Vorwissen
Teilmentengruppe 2 - mittleres Vorwissen
Teilmentengruppe 3 - hohes Vorwissen

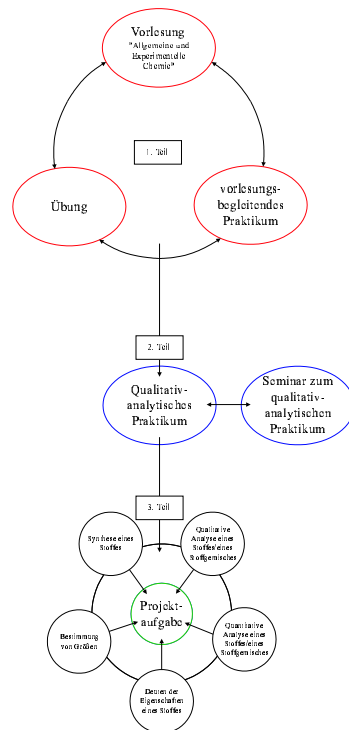
Untersuchung des 2. Teils der Lehrveranstaltungen - Problemzentrierte Interviews:
 Es wurden drei Interviews mit jeweils zwei Studenten, die unterschiedliche Leistungen im qualitativ-analytischen Praktikum erbracht haben, durchgeführt. Gegenstand der Interviews war die qualitative Analyse eines Stoffgemisches.

Untersuchung des 3. Teils der Lehrveranstaltung - Verbalis. Daten aus Laut-Think-Protokollen in Verbindung mit Concept Maps:
 Fallstudieninterviews mit Gruppen, deren Projektthemen einen unterschiedlichen Grad an Vernetzung zu den Inhalten der beiden vorangegangenen Lehrveranstaltungsstellen besitzen.
Fallgruppe A - konkrete Vernetzung
Fallgruppe B - metakognitive Vernetzung/Transfer auf feine Problemstellung
Fallgruppe C - metakognitive Vernetzung/Transfer auf komplexe Problemstellung
Fallgruppe D - abstrakte Vernetzung

Zeitstruktur der Lehrveranstaltung

18.10.2000	Beginn des 1. Teils der Lehrveranstaltung mit der Vorlesung
25.10.2000	Beginn des vorlesungsbegleitenden Praktikums
12.01.2001	1. Teilklausur
09.02.2001	Schriftliche Befragung der Studenten zum 1. Teil der Lehrveranstaltung
16.02.2001	2. Teilklausur
19.03.2001	Beginn des 2. Teils der Lehrveranstaltung
19.03.2001	1. Seminar zum qualitativ-analytischen Praktikum
21.03.2001	Vergabe der Projektthemen
01.04.2001	1. Hälfte der 1. Gruppenanalyse
23.03.2001	2. Seminar zum qualitativ-analytischen Praktikum
01.04.2001	2. Hälfte der 2. Gruppenanalyse
01.04.2001	3. Hälfte der 3. Gruppenanalyse
01.04.2001	Beginn der Projektarbeit
12.04.2001	1. Hälfte der experimentellen Arbeit
23.04.2001	Vorlesung der Ergebnisse der Projektarbeit Schriftliche Befragung der Studenten zur Projektarbeit und zur geklärten Lehrveranstaltung 2. Hälfte der Lehrveranstaltung

Teile der Chemie-Einführungs-Lehrveranstaltung



Lehr- und Lernstruktur der problemorientierten Lernumgebungen

In der Vorlesung wird Basiswissen in abstrahierter Form bereitgestellt, das in Übung, vorlesungsbegleitendem Praktikum und in den folgenden beiden Lehrveranstaltungsstellen in multiplen Kontexten und unter verschiedenen Zielperspektiven angewandt wird. Ziel ist die Indizierung eines kontextunabhängigen, flexibel anwendbaren chemischen Grundwissens.

Instruktionale Unterstützung der Lernenden:
 Der Tutor kontrolliert die Anwendung domänenspezifischer und metakognitiver Kontrollstrategien im Problemlöseprozess der Studierenden. Um die Eigenständigkeit der Lernenden zu fördern, wird die instruktionale Unterstützung im Laufe der Lehrveranstaltung immer weiter zurückgenommen.

Anwenden des im 1. Teil der Lehrveranstaltung erworbenen Wissens zur Trennung und zum Nachweis von Kationen in einer Analysenprobe.

Kennenerkennen der Eigenschaften von Stoffen im Kontext der qualitativen Analysen.

Hohes Maß an Selbst-Kontrolle des experimentellen Handelns.

Tutorien stehen den Lernenden im 2. und 3. Teil der Lehrveranstaltung als Experten für Diskussionen zur Verfügung.

Problemlösungen der Projektthemen sind authentisch, d.h. die kognitiven Prozesse bei der Bearbeitung der Lernprobleme entsprechen denjenigen bei der Lösung realer Probleme in der Chemie.

Problemlösungen der Projektthemen sind komplex, d.h. dass ein Sachverhalt aus mehreren Perspektiven betrachtet wird und die Problemlösungen im Vorfeld nicht vereinfacht wurden.

Zur Bearbeitung der Projekte müssen die Lernenden das in den beiden vorangegangenen Lehrveranstaltungsstellen erworbene Wissen und die erworbenen Methoden in neuen, situierten Kontexten anwenden. Im Kontext des Projektes erwerben die Studenten zugleich neues Wissen.

Die Lernenden stellen die Ergebnisse ihrer eigenen Arbeit in einem Kurzvortrag und einem Poster zur Diskussion.