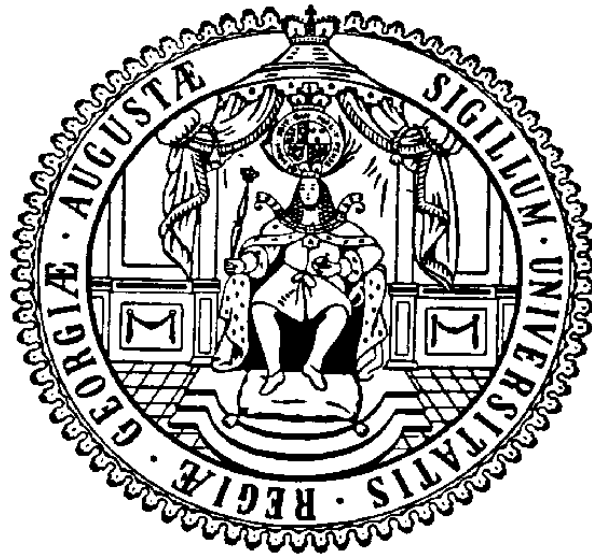


Chemie im Übergang zwischen Schule und Hochschule

Entwicklung und Evaluation eines Chemiepropädeutikums für angehende
Hauptfach- und Lehramtsstudierende der Universität Göttingen



Dissertation
zur Erlangung des mathematisch-naturwissenschaftlichen Doktorgrades

"Doctor rerum naturalium"

der Georg-August-Universität Göttingen
im Promotionsprogramm Chemie
der Georg-August University School of Science (GAUSS)

vorgelegt von

Kai Wolf

aus Kassel

Göttingen, 2018

Betreuungsausschuss

Prof. Dr. Thomas Waitz, IAC Göttingen

Prof. Dr. Dietmar Stalke, IAC Göttingen

Mitglieder der Prüfungskommission

Referent: Prof. Dr. Thomas Waitz, IAC Göttingen

Korreferent: Prof. Dr. Dietmar Stalke, IAC Göttingen

Weitere Mitglieder der Prüfungskommission:

Dr. Ingo Mey, IOBC Göttingen

Prof. Dr. Ricardo Mata, IPC Göttingen

Prof. Dr. Susanne Schneider, Didaktik der Physik Göttingen

Prof. Dr. Eva-Maria Neher, XLAB Göttingen

Tag der mündlichen Prüfung: 15.06.2018

Inhaltsverzeichnis

Danksagung	5
Zusammenfassung	7
1 Einleitung	8
2 Zielsetzung	10
3 Ausgangslage – Chemie im Übergang zwischen Schule und Hochschule mit Fokus auf die Universität Göttingen	
11	
3.1 Studienabbruch im Bachelor-Studiengang Chemie in Deutschland sowie an der Universität Göttingen ..	12
3.2 Gründe für eine fachliche Überforderung von Studierenden an der Universität	14
3.2.1 Vergleich des chemiebezogenen Fachwissens angehender Studierender mit den Voraussetzungen an der Universität Göttingen	20
3.2.1.1 Vergleich zwischen den Vorwissenserwartungen von Lehrenden zu den Anforderungen der Kerncurricula in Chemie	22
3.2.1.2 Vergleich zwischen den Anforderungen der Kerncurricula zum Vorwissen der Chemiestudierenden der Universität Göttingen	25
3.3 Zusammenfassung – Ausgangslage an der Universität Göttingen	30
4 Propädeutika als Konzepte für den Übergang zwischen Schule und Hochschule im Fach Chemie	31
4.1 Propädeutika und Supplemental Courses – ein Vergleich zweier ähnlicher Konzepte	31
4.2 Konzept relevanter Aspekte der Lehr-Lern-Theoretischen Gestaltung von Propädeutika	33
4.3 Forschungsstand bzgl. Propädeutika im Fach Chemie	36
4.3.1 Einflüsse von Chemie-Propädeutika auf das Fachwissen von Studierenden	36
4.3.2 Einflüsse von Chemie-Propädeutika auf die Fehlvorstellungen von Studierenden	38
4.3.3 Einflüsse von Chemie-Propädeutika auf die Lernstrategien von Studierenden	39
5 Das Konzept des Chemiepropädeutikums der Universität Göttingen	41
5.1 Inhalte des Kurses	41
5.1.1 Fachwissen	41
5.1.2 Fehlvorstellungen	42
5.1.3 Lernstrategien	43
5.2 Modell, Methoden und Organisation des Kurses: Blended Learning	46
5.2.1 Gestaltungsprinzipien der E-Learning-Module	50
5.2.2 Struktur der E-Learning-Module	64
5.2.3 Gestaltungsprinzipien der Präsenztage des Propädeutikums	66
5.2.4 Struktur der Präsenztage des Propädeutikums	70
6 Lernmodul und Präsenztage „Der Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem“	71
6.1 Betonung des Stellenwertes von Modellen als Werkzeuge in den Naturwissenschaften	72
6.2 Das undifferenzierte Teilchenmodell – Erklärungskraft einfacher Vorstellungen über die submikroskopische Ebene	73
6.3 Die historische Abfolge der Atommodelle von Dalton, Thomson, Rutherford und Bohr – Lebendigkeit naturwissenschaftlicher Modellbildung	79

6.4 Vom Bohr'schen Atommodell zum Orbitalmodell – didaktische Brücke oder Sackgasse?	84
6.5 Fokussierung der Quantenmechanik und des Orbitalmodells – das Problem der Veranschaulichung	88
6.6 Vom Orbitalmodell zum Periodensystem – Die Erklärungskraft der Elektronenkonfiguration	94
6.7 Wasserstoff und Helium - Die Sonderkandidaten des Periodensystems	98
6.8 Vom systematischen Aufbau des Periodensystems zum Schalenmodell und Kugelwolkenmodell – Ein Widerspruch des Prinzips „Vom Einfachen zum Komplizierten“?	99
6.9 Der Präsenztage – Festigung der Modellübergänge, grundlegender Begriffe des Atombaus und Anwendung des Orbitalmodells	100
7 Lernmodul und Präsenztage „Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“	103
7.1 Von der Ionenbindung zur Ionenbildung – Vermeidung einer hausgemachten Fehlvorstellung	104
7.3 „Elektronenpaarbindung“ – Plädoyer für einen umfassenden und eindeutigen Begriff	109
7.4 Elektrostatisches Kern-Hülle-Modell, Kugelwolkenmodell, Lewisformel, VSEPR-Modell und MO-Theorie – Die Elektronenpaarbindung im Licht verschiedener Modelle	111
7.5 Die Hybridisierung – historisch bedeutsam, aber didaktisch überflüssig?	120
7.6 „Die Hybridisierung ist eine Eigenheit des Kohlenstoffatoms“ – Vermeidung einer hausgemachten Fehlvorstellung	121
7.7 ΔEN , Bindung und das Problem der „stummen“ Formelschreibweise	123
7.8 Das Konzept der stöchiometrischen Wertigkeit - einfach, aber didaktisch unzureichend	128
7.9 Von der Summenformel zur Lewisformel – Eine Fünf-Schritt-Methode	131
7.10 Elektronenoktett ohne Hypervalenz! Eine empirisch gesicherte Grundregel für Bindungsverhältnisse der Hauptgruppenelemente	133
7.11 Die Metallische Bindung im vereinfachten elektrostatischen Kern-Hülle-Modell und im Bändermodell – Vom Bekannten zum Unbekannten	134
7.12 Metallischer Glanz – rückführbar auf die metallische Bindung?	137
7.13 Qualitative Unterscheidung zwischen Ionenbindung, Elektronenpaarbindung und metallischer Bindung - Grenzfälle eines gemeinsamen Kontinuums und systemische Betrachtung	138
7.14 Wechselwirkungen und Bindungen – etwas grundlegend Verschiedenes?	140
7.15 Leitfähigkeit, Duktilität, Oberflächenspannung, Löslichkeit und Viskosität – Experimente zur Verdeutlichung halbquantitativer Struktur-Eigenschafts-Beziehungen von Metallen, Salzen und Molekülverbindungen	150
7.16 Der Präsenztage – Unterscheidung und Anwendung grundlegender Bindungs- und Wechselwirkungsarten mit Fokus auf Transferaufgaben	153
8 Lernmodul und Präsenztage „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“	154
8.1 Was ist (k)eine chemische Reaktion?	154
8.2 Von der Bedeutung der Reaktionsgleichung als Informationsquelle für die Stoff- und Teilchenebene zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen mit Hilfe des Donator-Akzeptor-Konzeptes	166
8.3 Rechenwege in der Chemie – Deduktive Darstellung mit empirischen Exkursen als didaktischer Kompromiss	171
8.3.1. Exkurse zu den chemischen Grundgesetzen	177

8.3.2. Exkurs zur Bestimmung von Atom- und Molekülmassen nach Avogadro	181
8.3.3 Exkurs zur Bestimmung von Summen- und Verhältnisformeln	183
8.4 Die Stoffmenge und das Mol – diffus aus Lernericht, praktisch aus Chemikersicht	184
8.5 Der Energieumsatz chemischer Reaktionen – Grundlagen der Thermodynamik	189
8.6 Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen – Grundlagen der Kinetik	225
8.7 Von der „stehenbleibenden Reaktion“ zum chemischen Gleichgewicht	241
8.8 Herleitung des Massenwirkungsgesetzes und Dimension der Gleichgewichtskonstanten - didaktisch alles andere als unbedeutend.....	261
8.9 „Verschiebung der Gleichgewichtslage“? – Das Prinzip von Le Chatelier	269
8.10 Redoxreaktionen – Von der Sauerstoff- zur Elektronenübertragung (?).....	276
8.11 Eine Sieben-Schritt-Methode zum Aufstellen einer beliebigen Redoxgleichung	285
8.12 Die Elektrochemie – Grundlagen, Lebensweltbezüge und Ausblicke	287
8.13 Säure-Base-Chemie – Von Boyle bis Brönsted-Lowry (?).....	309
8.14 Protolysegleichgewichte und pH-Wert: Von der Autoprotolyse des Wassers über Säure-Base-Titrationen bis zu Puffersystemen.....	318
8.15 Metall löst sich in Säure? – Vermeidung einer hausgemachten Fehlvorstellung	332
8.16 Gegenüberstellung von Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen – systematische und systemische Sichtweise des Donator-Akzeptor-Konzeptes.....	333
8.17 Der Präsenztage – Festigung grundlegender Konzepte der Gleichgewichts-, Redox- und Säure-Base-Chemie sowie chemisches Rechnen	334
9 Evaluation des Propädeutikums.....	335
9.1 Ziele der Evaluation	335
9.2 Effekte auf die fachliche Kompetenz der Studierenden	337
9.2.1 Testdesign, Datenerhebung und Datenauswertung	337
9.2.2 Ergebnisse: Hochsignifikante Verbesserungen ohne signifikante Gruppenunterschiede	339
9.3. Effekte auf die Lernstrategien der Studierenden	345
9.3.1 Testdesign, Datenerhebung und Datenauswertung	346
9.3.2 Ergebnisse: Lernerfolg durch aktive Nutzung des multimedialen Lernangebotes	349
9.4 Evaluation des Propädeutikums durch die Studierenden	350
9.4.1 Testdesign, Datenerhebung und Datenauswertung	350
9.4.2 Ergebnisse: nachhaltig hilfreiche Vermittlung von Grundlagen	352
10 Diskussion der Ergebnisse der Evaluation des Propädeutikums.....	360
10.1 Welche Relevanz hat die Teilnahme am Propädeutikum für den Studieneinstieg?.....	360
10.2 Wie können nicht erreichte Kompetenzen und nicht abgebaute Fehlvorstellungen erklärt und verhindert werden?	362
10.3 Wie ist mit dem Feedback der Studierenden und der Erhebung der Lernstrategien umzugehen?	366
11 Ausblick – Entwicklung des Propädeutikums und weiterführende Evaluation	370
11.1 Entwicklung des Propädeutikums.....	370
11.2 Weiterführende Evaluation des Propädeutikums	373

Literaturverzeichnis.....	375
Abbildungsverzeichnis.....	404
Tabellenverzeichnis.....	407

Danksagung

Mein Dank geht an Herrn Prof. Waitz für die stets konstruktive und kritische Betreuung meiner Arbeit. Zudem möchte ich Herrn Prof. Dietmar Stalke für die Zweibetreuung danken.

Ich danke außerdem Lukas Riehl, Janina Dege, Julia Müller, Maximilian Konrad, Constanze Koch, Anna Hille, Bastian Hollemann, Nicolai ter Horst, Sina Bachsmann, Elena von Hoff, Johanna Schakowske, Anne Steinkuhle, Timm Wilke und Ramona Schoop, ohne deren Hilfe ich die Gestaltung, Durchführung und Evaluation des Propädeutikums nicht hätte bewältigen können.

Der Niedersächsischen Landesschulbehörde und Stefan Kuntscher vom Eichsfeldgymnasium in Duderstadt danke ich dafür, dass mir die Erprobung der Lernmodule ermöglicht wurde, und den Schülerinnen und Schülern des Leistungskurses von Herrn Kuntscher danke ich für ihr kritisches Feedback.

Ich danke zudem den Teilnehmenden des Propädeutikums im WiSe 2014/15 für ihr kritisches Feedback während und nach dem Kurs, welches sehr hilfreich für die Optimierung des Konzeptes war.

Besonders möchte ich Kevin Eichhardt für die Betreuung bei der Entwicklung und Umsetzung des Forschungsdesigns dieser Arbeit danken.

Mein Dank geht zudem an Herbert Wöske für die Beschaffung der Forschungsliteratur und die Hilfe beim Drucken der Testbögen und der Raumplanung sowie an Jörg Schöne und Hanns-Georg Schmidt für ihre Unterstützung meiner laborpraktischen Tätigkeit.

Schließlich gilt mein Dank meiner Familie, meinen Freunden und all denjenigen, die mich ebenfalls im Laufe der Promotion unterstützend begleitet haben.

Für Johanna

Zusammenfassung

Studierende der Chemie brechen weltweit wie auch an der Universität Göttingen vergleichsweise häufig ihr Studium ab, wobei sich als einer der Hauptgründe für den Studienabbruch fachliche Überforderung ausmachen lässt. Neben verschiedenen weiteren Konzepten für den Übergang zwischen Schule und Hochschule für das Fach Chemie ist daher die Etablierung von Propädeutika hochschuldidaktische Praxis. Im Rahmen dieser Arbeit wurde auf Basis chemiedidaktischer und pädagogisch-psychologischer Forschungsergebnisse sowie einer Vorwissenstudie der fachlichen Grundlagen von Studienanfängern an der Universität Göttingen und einer qualitativen Interviewstudie mit kommunikativer Validierung des Lehrpersonals der Fakultät für Chemie ein Blended-Learning-Propädeutikum entwickelt und durchgeführt. In der Kombination aus Präsenz- und Onlinelehre haben Studierende die Möglichkeit, ihre individuellen fachlichen Defizite durch selbstständiges und kooperatives Lernen auszugleichen.

Das Projekt wurde im Wintersemester 2014/15 hinsichtlich des Fachwissens, der Lernstrategien und des qualitativen Feedbacks der Studierenden evaluiert, wobei eine Kombination aus quantitativen und qualitativen Methoden eingesetzt wurde. Zur Ermittlung des Fachwissens der Studierenden wurde im Rahmen des Propädeutikums eine Studie im Pretest-Posttest-Design und anschließend eine Korrelations- und Gruppenvergleichsstudie hinsichtlich der Leistungen im Posttest des Propädeutikums und in der Abschlussklausur in allgemeiner und anorganischer Chemie des ersten Semesters durchgeführt. Zur Ermittlung der Lernstrategien im Propädeutikum wurde eine qualitative Interview- und Fragebogenstudie hinsichtlich der Verwendung aufgabenspezifischer Strategien und deren Wirksamkeit durchgeführt. Das Feedback der Studierenden wurde im Rahmen einer qualitativen Fragebogenstudie erhoben.

Die Ergebnisse zeigen, dass durch die Teilnahme am Propädeutikum auch für Studierende mit defizitären Kenntnissen relevantes Wissen für den Einstieg in das Chemiestudium an der Universität Göttingen vermittelt wird. In Hinblick auf die Lernstrategien konnten bezüglich bestimmter Kompetenzen erfolgreiche sowie weniger erfolgreiche Strategien im Rahmen des Propädeutikums ermittelt werden. Das Feedback der Studierenden ist weitestgehend positiv; besonders hervorgehoben wurde die Verständlichkeit der Lernmodule, die Gruppenarbeit an den Präsenztagen und die hilfreiche Auffrischung des Schulwissens sowie Vermittlung bisher unbekannter Themen wie dem Orbitalmodell.

1 Einleitung

Der Übergang zwischen Schule und Hochschule ist für den Studiengang Chemie bislang sowohl in Deutschland als auch im internationalen Raum untersucht worden. Im Rahmen zahlreicher Analysen der Fähigkeiten und Fertigkeiten von Studienanfängern in den USA und Kanada sowie Untersuchungen der Prädiktoren von Schulnoten auf den Studienerfolg im deutschsprachigen Raum wurden einige Schwierigkeiten ermittelt, die mit diesem Übergang im Zusammenhang stehen:

- Studienanfängern in den USA mangelt es u.a. an analytischen Fähigkeiten, Problemlösefähigkeiten sowie an Selbstständigkeit. Cherif und Wideen kommen in ihrer Metanalyse verschiedener Studien zu dem Urteil: „High school students enter university without adequate academic preparation“ (Cherif & Wideen, 1992).
- Studierende an der Universität Toronto, die im Laufe des ersten Semesters bzgl. des Lernfortschritts abgehängt werden, finden in der Regel keinen Anschluss mehr. Stone konstatiert: „those who fall behind, stay behind“ (Stone, 2010).
- Deutsche Studierende, die in der Schule keine guten Leistungen erbracht haben, werden mit hoher Wahrscheinlichkeit auch an der Universität Leistungsschwierigkeiten haben. Beispielsweise kommen Trapman, Hell, Weigand und Schuler in ihrer Metastudie zu dem Schluss, dass die Abiturnote „an der Spitze der Einzelprädiktoren zur Vorhersage des Studienerfolgs“ steht (Trapman et al., 2007).
- Studierende, die in der Schule keinen vertiefenden Chemieunterricht hatten (z.B. einen eA-Kurs), haben an der Universität einen erheblichen Wissensnachteil. Die Vorwissensstudie an der Universität Oldenburg von Busker, Parchmann und Wickleder hat offenbart, dass „mit steigender Dauer und Intensität des Unterrichts auch eine Steigerung der Eingangstestergebnisse beobachtet werden kann“ (Busker, Parchmann & Wickleder, 2010).

In diesem Kontext ist bemerkenswert, dass im deutschsprachigen wie auch im internationalen Raum mathematisch-naturwissenschaftliche Studiengänge die vergleichsweise höchsten Zahlen an Studienabbrechern aufweisen und der meistgenannte Grund für den Studienabbruch fachliche Überforderung ist (Hoyt & Winn, 2004, Heublein et al., 2010, Heublein et al., 2014). Angesichts des ständigen Bedarfs an Absolventen naturwissenschaftlicher Studiengänge allein in der deutschen Wissenschaft und Industrie sind diese Schwierigkeiten durchaus ernst zu nehmen (Heublein, 2014, Bundesagentur für Arbeit, 2015).

Hochschuldidaktische Praxis zur Begegnung dieser Probleme ist u.a. die Etablierung von sog. Propädeutika. Dem Wort nach handelt es sich um Vorbereitungskurse für den universitären Bildungsweg. Gemäß einer im Rahmen dieser Arbeit durchgeführten Analyse der Universitätshomepages nationaler Hochschulen werden für den Studiengang Chemie deutschlandweit in mindestens 36 Fällen derartige Kurse angeboten (s. Anhang A), wobei die folgenden Ziele angestrebt werden:

- Optimale fachliche Vorbereitung auf ein Chemiestudium
- Angleichung des Wissenstandes der Lernenden
- Kennenlernen der Studienstruktur
- Kennenlernen zukünftiger Kommilitonen/-innen.

Es konnte in einigen Fällen gezeigt werden, dass Propädeutika einen positiven Einfluss auf die Leistungen von Studierenden in den ersten Semestern ihres Chemiestudiums zeigen (Garcia, 2010, Brouwer & McDonnell, 2009, Botch et al., 2006), was ihre Etablierung als Brückenkonzepte zwischen Schule und Hochschule legitimiert.

2 Zielsetzung

Auch an der Universität Göttingen wurden zum Teil sehr hohe Studienabbruchquoten in den ersten Semestern des Studiengangs Chemie 1-Fach-Bachelor sowie zusätzlich eine sinkende Tendenz von Neumatrikulationen festgestellt. Daher wurde im Rahmen des Dissertationsprojektes ein Propädeutikum für angehende Studierende im Bachelor-Studiengang Chemie sowie Studierende im 2-Fächer-Bachelor-Studiengang Chemie (Profil Lehramt) der Universität Göttingen entwickelt, um einerseits fachliche Defizite der angehenden Studierenden aufzuarbeiten und andererseits für den Studienstandort Göttingen zu werben. Aufgrund einiger empirischer Studien sowie Beiträge zur Effektivität von Blended-Learning-Veranstaltungen wurde dabei eine Kombination aus Präsenzlernphasen und E-Learning-Phasen gewählt (Wolf et. al., 2012, Mandl & Kopp, 2006, Garrison & Kanuka, 2004). Dabei wurden Inhalte aus den Themenkomplexen „Bau der Materie“, „Chemische Bindung“ und „Chemische Reaktion“ (inklusive Stöchiometrie und Chemischem Rechnen) fachdidaktisch aufgearbeitet und behandelt. Die Evaluation des Propädeutikums verfolgt die folgenden Ziele:

- Ermittlung der Entwicklung des Fachwissens der Studierenden hinsichtlich der behandelten Inhalte mittels einer Pretest-Posttest-Studie.
- Ermittlung der verwendeten Lernstrategien der Studierenden im Rahmen der Blended-Learning-Umgebung mittels qualitativer Interviews und Fragebögen.
- Ermittlung eines Feedbacks der Studierenden hinsichtlich der Gestaltung des Propädeutikums und dessen Nützlichkeit für den Studieneinstieg mittels qualitativer Fragebögen.

Der Aufbau der vorliegenden Arbeit ist zweigeteilt. Im ersten Teil wird das entwickelte didaktische Konzept des Propädeutikums „Chemtroduction“ erklärt, wobei sowohl die Gestaltung der E-Learning-Module als auch die Gestaltung der Präsenztage beschrieben wird. Im zweiten Teil wird die Evaluation des Propädeutikums hinsichtlich der Entwicklung des Fachwissens, der verwendeten Lernstrategien und des qualitativen Feedbacks der Studierenden dargestellt. In der Diskussion der Ergebnisse erfolgt eine Beschreibung von möglichen Optimierungen des Kurskonzeptes. Ausblickend wird beschrieben, wie das Propädeutikum auf Basis der Evaluation weiterentwickelt werden kann und welche anschließenden Forschungsfragen sich ergeben.

3 Ausgangslage – Chemie im Übergang zwischen Schule und Hochschule mit Fokus auf die Universität Göttingen

Dieses Kapitel soll verdeutlichen, inwiefern Brückenkonzepte zwischen Schule und Hochschule in chemiebezogenen Studiengängen Potenzial für die Lösung der o.g. Probleme bieten. Zunächst werden aktuelle Studienabbruchstudien bzgl. des Bachelor-Studiengangs Chemie in Deutschland sowie an der Universität Göttingen angeführt. In diesem Zusammenhang wird auch auf die Gründe des Studienabbruchs eingegangen. Darüber hinaus werden Diskrepanzen zwischen dem Vorwissen, welches Dozenten und Tutoren an der Universität Göttingen von Erstsemesterstudierenden erwarten, zu dem Vorwissen herausgestellt, welches diese Erstsemesterstudierenden gemäß einer empirischen Studie an der Universität Göttingen vorweisen. Schließlich werden die sich ergebenden Gründe für die Notwendigkeit eines Brückenkonzeptes an der Universität Göttingen zusammengefasst.

3.1 Studienabbruch im Bachelor-Studiengang Chemie in Deutschland sowie an der Universität Göttingen

Studierende der Chemie in Deutschland brechen mit relativ hoher Wahrscheinlichkeit ihr Studium ab. Abb. 1 zeigt die Studienabbrecherzahlen in Bachelor-Studiengängen einer deutschlandweiten Studie des Deutschen Zentrums für Hochschul- und Wissenschaftsforschung (DZHW) für die Kohorten des WiSe 06/07 und des WiSe 08/09 im Vergleich. Es wird deutlich, dass der Bachelorstudiengang Chemie mit einer Abbrecherquote von 41%-43% einer der Studiengänge ist, der in Deutschland am häufigsten abgebrochen wird (Heublein et al., 2014).

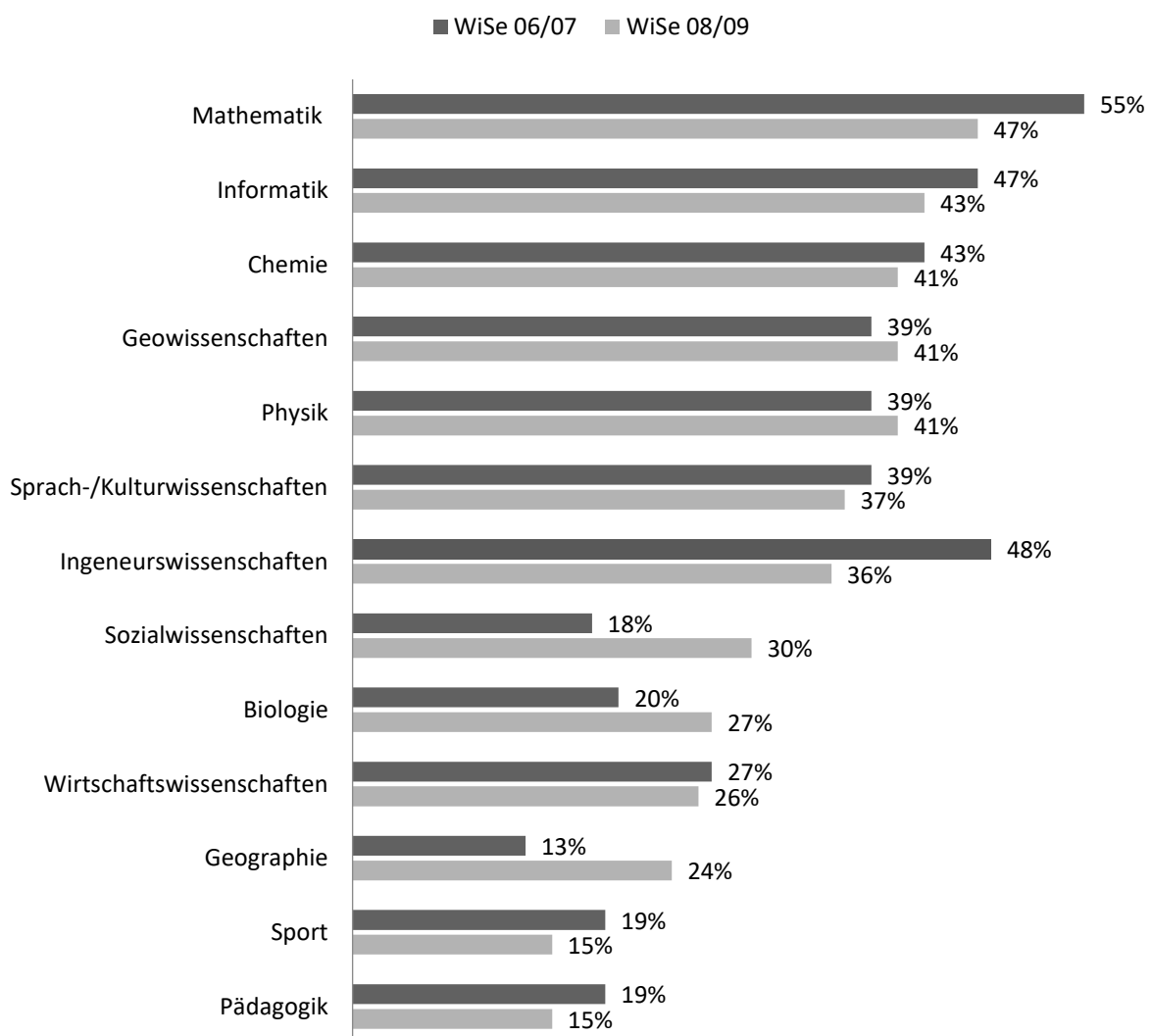


Abb. 1: Anteil der Studienabbrecher pro BA-Studiengang für die Kohorten WiSe 06/07 und WiSe 08/09 (Heublein et al., 2014).

An der Universität Göttingen ergeben sich vergleichbare Zahlen – Abb. 2 ist zu entnehmen, dass bis zu 40% der Studierenden des BA-Studiengangs Chemie in Göttingen ihr Studium bereits im 3.

Fachsemester abbrechen (Stabstelle Strategieentwicklung und Controlling der Universität Göttingen, 2015).

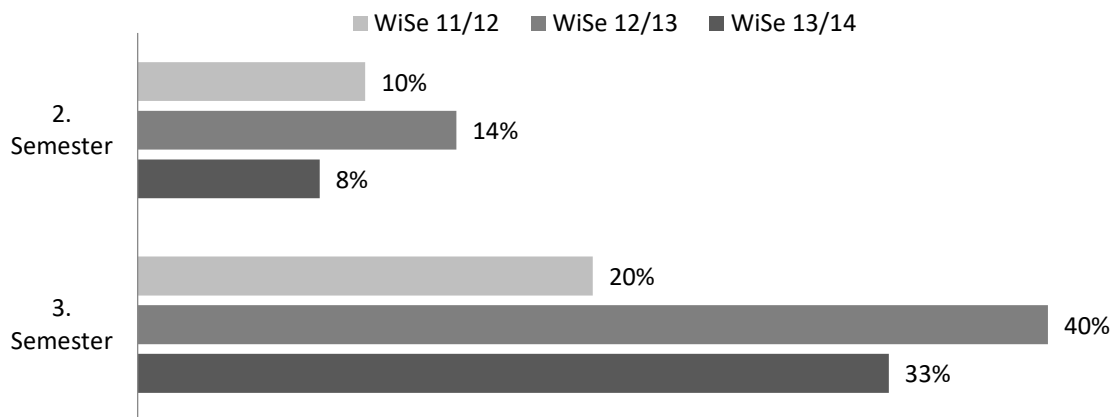


Abb. 2: Zahl der Studienabbrecher im BA-Studiengang Chemie der Kohorten WiSe 11/12, WiSe 12/13 und WiSe 13/14 nach dem 2. sowie dem 3. Fachsemester (Stabstelle Strategieentwicklung und Controlling der Universität Göttingen, 2015).

Interessant ist dabei die Frage nach den *Gründen* für den Studienabbruch. In Abb. 3 ist zu sehen, dass Studienabbrecher im Rahmen der DZHW-Studie in der Kohorte des WiSe 08/09 in mathematisch-naturwissenschaftlichen BA-Studiengängen zahlreiche Gründe für ihren Studienabbruch nennen. Der meistgenannte ist jedoch *Leistungsprobleme*: 33% der Studierenden, die ein mathematisch-naturwissenschaftliches Studium abgebrochen haben, geben an, dass sie mit den fachlichen Anforderungen des Studiengangs überfordert sind. Zählt man dazu noch die Studierenden, die *Prüfungsversagen* angeben, so ergibt sich ein Anteil von 40% Studierenden, die ihr Studium aufgrund mangelnder Leistungen abbrechen (Heublein et al., 2010).

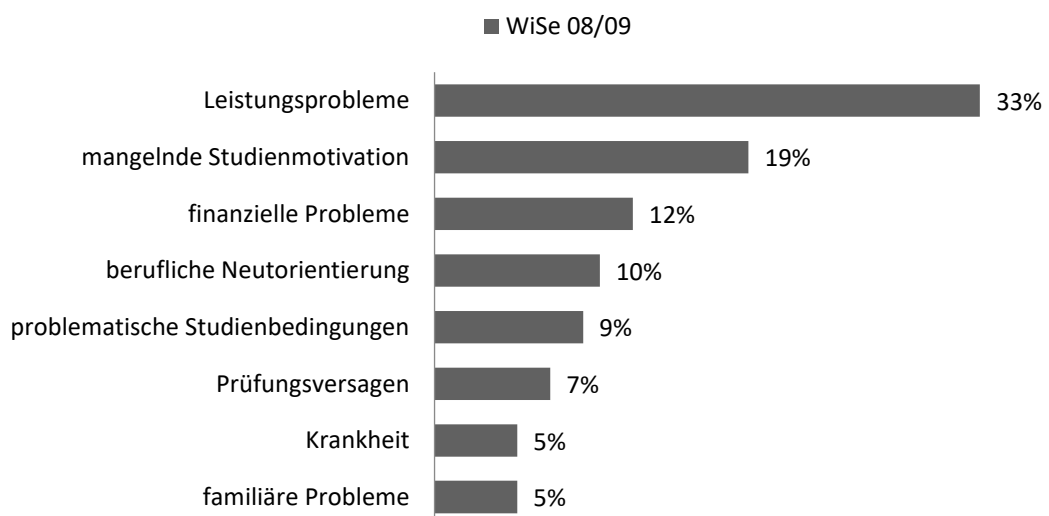


Abb. 3: Gründe für den Studienabbruch in mathematisch-naturwissenschaftlichen BA-Studiengängen der Kohorte 08/09 (Heublein et al., 2010).

Zusammenfassend lässt sich festhalten, dass der BA-Studiengang Chemie nicht nur verhältnismäßig häufig abgebrochen wird, sondern dass vor allem Leistungsprobleme die Ursache für den Studienabbruch bilden. Zwar teilte die Bundesagentur für Arbeit 2015 einen Rückgang gemeldeter Arbeitsstellen in Deutschland für MINT-Fächer mit; dennoch ist ein ständiger Bedarf an Absolventen des Studiengangs Chemie und verwandter Studiengänge wie Nano- und Materialwissenschaften nicht abzusprechen (Bundesagentur für Arbeit, 2015). Wenn es nun daher gilt, die Studienabbruchzahlen des BA-Studiengangs Chemie zu senken, muss in einem nächsten Schritt gefragt werden: *Aus welchen Gründen* können Studierende an der Universität Leistungsprobleme haben?

3.2 Gründe für eine fachliche Überforderung von Studierenden an der Universität

Zur Beantwortung der Frage nach den Gründen der fachlichen Überforderung von Chemiestudierenden lässt sich grundsätzlich das Angebots-Nutzungs-Modell erfolgreicher Lehr-Lern-Prozesse von Helmke et al. heranziehen (Helmke et al., 2009). Das Modell beschreibt auf umfassende Art und Weise die Einflussfaktoren auf Lehr-Lern-Prozesse im Allgemeinen, wobei im Kern davon ausgegangen wird, dass im Rahmen des Unterrichts, der von einer Lehrperson gestaltet wird, Lernaktivitäten stattfinden, die dann bestimmte Wirkungen erzielen. Diese können fachlich (z.B., wenn Lernende nach dem Unterricht das Schalenmodell erklären und anwenden können), fachübergreifend (z.B. im Sinne der Lesekompetenz) und/oder erzieherisch sein (z.B., wenn sich das Sozialverhalten verbessert). Ob das Angebot (d.h. der Unterricht) tatsächlich genutzt wird (d.h. ob es zu Lernaktivitäten kommt), hängt dabei sowohl von der Gestaltung des Unterrichts als auch vom Lernpotential der Lernenden ab. Eine in diesem Sinne vereinfachte Darstellung des Modells ist in Abb. 4 zu finden.

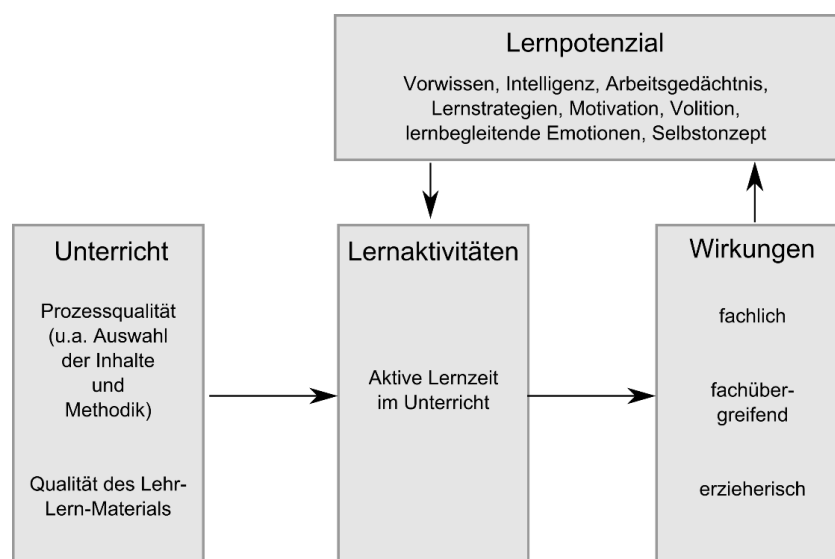


Abb. 4: Vereinfachte Darstellung des Angebots-Nutzungs-Modells von Unterricht (Helmke et al., 2009). Die Facetten des Lernpotenzials wurden im Sinne von Hasselhorn und Gold beschrieben (Hasselhorn & Gold, 2013).

Um also Gründe für die fachliche Überforderung von Studierenden auszumachen, müssen sowohl die Dimension des Lernpotenzials als auch die Dimension des Unterrichts im Detail betrachtet werden.

Die *Dimension des Lernpotenzials* umfasst die Dispositionen eines Lernenden, die in der pädagogischen Psychologie als relevant beschrieben wurden. Das INVO-Modell (individuelle Voraussetzungen) für erfolgreiches Lernen von Hasselhorn und Gold fasst diese Dispositionen zusammen (siehe Abb. 5). Es ist so zu verstehen, dass Arbeitsgedächtnis, Intelligenz, Vorwissen, Lernstrategien, Motivation, Selbstkonzept, Volition und lernbegleitende Emotionen als Stellschrauben für erfolgreiches Lernen wirken; je nach Ausprägung können sie Lernprozesse unterstützen und auch behindern.

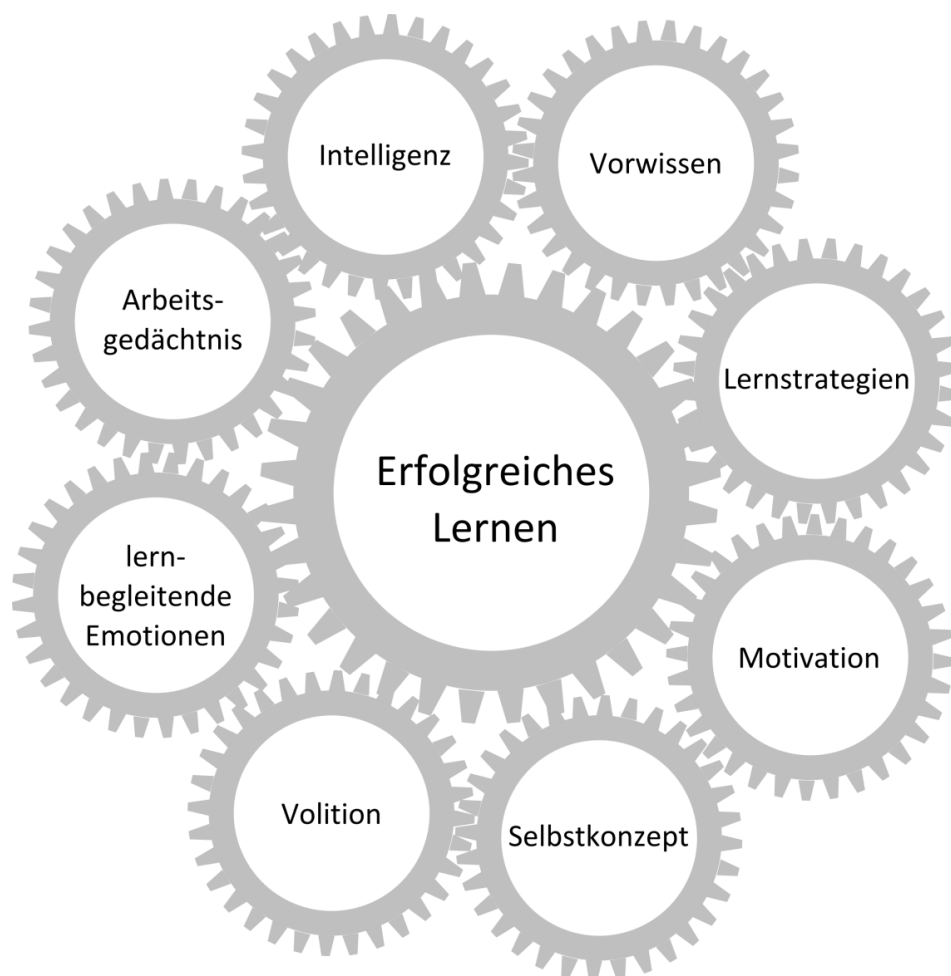


Abb. 5: Anlehnung an das INVO-Modell erfolgreichen Lernens (Hasselhorn & Gold, 2013).

Geht man nun davon aus, dass sich Studierende fachlich überfordert fühlen, so kann dies auf Basis der im Modell genannten Dispositionen beispielsweise die folgenden Gründe haben:

Einfluss des Arbeitsgedächtnisses und der Intelligenz: Das Arbeitsgedächtnis sowie die Intelligenz lassen sich als stabile und grundlegend limitierende Faktoren der menschlichen Wahrnehmung und

Auffassungsgabe beschreiben (Hasselhorn & Gold 2013). In diesem Sinne kann die fachliche Überforderung von Studierenden zum Teil daraus resultieren, dass sie von Geburt an im Vergleich zu anderen Studierenden eingeschränkte kognitive Fähigkeiten wie räumliches Vorstellungsvermögen, Abstraktionsvermögen, Sprachverständnis usw. haben, die ihren Lernprozess negativ beeinflussen.

Einfluss des Vorwissens: Als Vorwissen bezeichnet man das Wissen, welches Studierenden beim Lernen bereits in ihrem eigenen Langzeitgedächtnis zur Verfügung haben (Hasselhorn & Gold, 2013). Wenn nun Studierende kein relevantes Vorwissen zu bestimmten Inhalten einer Vorlesung haben (, weil sie z.B. im Schulunterricht Themen wie das Orbitalmodell nie behandelt haben) oder dieses Vorwissen nicht aktivieren (, weil bspw. die Behandlung des Themas zu weit in der Vergangenheit liegt), kann von einem erheblichen Nachteil hinsichtlich des Lernprozesses ausgegangen werden (Hailikari & Nevgi, 2010).

Einfluss der Lernstrategien: Als Lernstrategie bezeichnet man eine bewusst ausgeübte Handlung, um ein bestimmtes Lernziel (z.B. eine bestimmte Kompetenz) zu erreichen (Hasselhorn & Gold, 2013, Friedrich & Mandl, 2006). Wenn Studierende nicht wissen, was sie tun sollen, um zu lernen (d.h. wie sie am besten Informationen speichern, Sachverhalte strukturieren und elaborieren, Lernprozesse planen und überwachen usw.), so sind sie hinsichtlich der Effektivität ihrer Lernprozesse im Nachteil.

Einfluss der Motivation: Motivation ist die Bereitschaft, sich anhaltend und langfristig mit einem bestimmten Thema zu beschäftigen (Hasselhorn & Gold, 2013). Es ist kaum vorstellbar, dass Studierende zu Beginn eines Studiums keine Motivation haben; denkbar wäre jedoch, dass sie etwa im Laufe der ersten Semester feststellen, dass die behandelten Themen der Chemie doch nicht so interessant sind wie angenommen, viel schwieriger sind als erwartet, zu viel Stoff auf einmal gelernt werden muss o.Ä. und sie daher die Lust am Lernen verlieren. Weitere negative Einflüsse der Motivation können eine ungünstige Zielorientierung des Lernens (soziale Bezugsnorm und Noten ohne Fokus auf Durchdringung des Sachverhaltes) sowie eine ungünstige Wertschätzung von Aufgaben sein (bestimmte Aufgaben auf einem Übungszettel werden als irrelevant eingestuft und daher nicht oder nur halbherzig bearbeitet) (Pintrich, 1999, Dweck & Leggett, 1988).

Einfluss des Selbstkonzeptes: Als Selbstkonzept beschreibt man das Wissen einer Person über seine eigenen Fähigkeiten und Fertigkeiten (Hasselhorn & Gold, 2013, Schwarzer, 1992). Wenn Studierende bspw. der Meinung sind, dass sie „Anorganische Chemie“ einfach nicht verstehen, egal ob sie lernen oder nicht, so wäre dies ein ungünstiges Selbstkonzept hinsichtlich des Lernerfolgs. Ein Teil des Selbstkonzeptes stellt die sog. Selbstwirksamkeitserwartung dar, womit nicht eine globale

Einschätzung der Fähigkeiten („Ich kann halt kein Chemie, egal was ich tue“) sondern eine konkretere Einschätzung gemeint ist („Ich werde das Orbitalmodell nie verstehen; das ist einfach zu schwer“) (Bandura, 1997).

Einfluss lernbegleitender Emotionen: Eine lernbegleitende Emotion ist ein zeitlich überdauernder Gemütszustand während des Lernens, wobei zwischen für Lernprozesse positiven und negativen Emotionen unterschieden werden kann (Hasselhorn & Gold, 2013). Wenn Studierende bspw. Angst vor gefährlichen Chemikalien, vor der Schwierigkeit des Fachs oder vor dem Versagen (insbesondere bei mathematischen Aufgaben in der Chemie) haben, werden sie in ihrem Lernverhalten beeinträchtigt (Abendroth & Friedman, 1983).

Einfluss der Volition: Der Begriff „Volition“ bündelt die metakognitive, metaemotionale und metamotivationale Kontrolle des Lernprozesses (Rickey & Stacy, 2000). Mangelnde Volition kann sich beispielsweise darin äußern, dass die Studierenden ggf. wissen, wie man effektiv lernt, jedoch aus Angst, Lustlosigkeit oder unangemessener Vorstellung über die eigenen Fähigkeiten gar nicht erst mit dem Lernen anfangen. Denkbar ist auch, dass sie zwar anfangen, aber ihren Lernprozess nicht so lange aufrechterhalten, dass sie die Inhalte wirklich durchdrungen haben und wie gefordert anwenden können.

Darüber hinaus umfasst die *Dimension des Unterrichts* gemäß dem Modell von Helmke im Wesentlichen die Aspekte der Prozessqualität des Unterrichts (u.a. Auswahl der Inhalte sowie Auswahl der Methodik) und der Qualität des Lehr-Lern-Materials. (Helmke et al., 2009). Sucht man hinsichtlich dieser Aspekte nach Gründen für eine fachliche Überforderung der Studierenden, so lässt sich wie folgt ausführen.

Einfluss der Auswahl der Inhalte: Es kann hinsichtlich der Auswahl der Inhalte zu Lernschwierigkeiten der Studierenden kommen, wenn bspw. keine Anpassung des Lernstoffs an das Vorwissen der Studierenden erfolgt (Hasselhorn & Gold, 2013). Steigt ein Dozent mit der Vermittlung des Orbitalmodells in die Grundlagenvorlesung der Chemie ein und setzt dabei alle historisch vorherigen Atommodelle als bekannt voraus, ohne zu überprüfen, ob die Studierenden über ebendieses Wissen verfügen, so kann eine fachliche Überforderung der Studierenden resultieren.

Einfluss der Auswahl der Methodik: Grundsätzlich hat die Art und Weise der Wissensvermittlung einen z.T. erheblichen Einfluss auf die Lernaktivitäten (Hasselhorn & Gold, 2013). Wird beispielsweise der zu

behandelnde Stoff lediglich in einer Vorlesung vermittelt, ohne dass es in Tutorien zu einer Anwendung, Wiederholung und Vertiefung des Wissens kommt, sind die resultierenden Lernaktivitäten eher gering. *Einfluss der Qualität des Lehr-Lern-Materials*: Zur Gestaltung von Lehr-Lern-Prozessen gehört immer auch eine Gestaltung entsprechender Materialien (Helmke et al., 2009). Fehlerhafte Übungszettel oder Vorlesungsfolien ohne eine entsprechende Klärung sind logischerweise wenig lernförderlich.

Zusammenfassend können all diese Dispositionen und Aspekte zu einer fachlichen Überforderung von Studierenden beitragen. Die Dimension des Unterrichts (und dort insbesondere die Auswahl der Inhalte) soll angesichts der mit diversen Preisen ausgezeichneten Effizienz und Qualität der Lehrveranstaltung „Experimentalchemie I: Allgemeine und Anorganische Chemie“ nicht im Fokus dieser Arbeit stehen, ist jedoch selbstverständlich ebenfalls Gegenstand beständiger Optimierungsbestrebungen, wie etwa durch das ProFiLe-Projekt des Bundesministeriums für Bildung und Forschung (BMBF, 2012). Folglich muss die Dimension des Lernpotenzials der Studierenden in den Fokus rücken, wobei sich die Frage stellt: Welche der im INVO-Modell genannten Faktoren sind insbesondere bedeutsam für erfolgreiches Lernen in Chemie? Hierbei ist auf Basis zahlreicher empirischer Studien das *Vorwissen* der Studierenden hervorzuheben:

- Gemäß der bislang größten Metastudie empirischer Forschung der pädagogischen Psychologie von John Hattie hat das Vorwissen bzw. die vorherige Leistung mit einem Effekt von $d = 0,65$ ($N > 380000$) den größten Einfluss auf die Lernleistung bzgl. der im INVO-Modell genannten Dispositionen (Hattie, 2014). Hattie hat hierbei insgesamt mehr als 3500 Studien im Zeitraum von 1981-2007 berücksichtigt, wobei sowohl Effekte auf schulische als auch auf universitäre Lernleistungen über verschiedenste Disziplinen hinweg ermittelt wurden.
- Außerdem ermittelten Giesen, Gold, Hummer und Jansen eine Korrelation von $r = 0,34$ ($N = 237$) zwischen der Schulnote in einem naturwissenschaftlichen Fach und dem Klausurergebnis der jeweiligen Einführungsveranstaltung an der Universität (Giesen et al., 1986), was einer mittleren Pearson-Korrelation entspricht (Brosius, 1998).
- Schließlich berichten auf den Studiengang Chemie gerichtete Untersuchungen Korrelationen von $r = 0,249$ ($N = 459$) (Freyer, 2013) über $r = 0,41$ ($N = 6525$) (Russell, 1994) und $r = 0,495$ ($N = 191$) (Busker, 2010) bis zu $r = 0,51$ ($N = 220$) (BouJaoude & Giuliano, 1994) zwischen einem jeweils spezifisch erstellten Vorwissenstest zu Beginn des 1. Semesters und dem Klausurergebnis der jeweiligen Einführungsveranstaltung im ersten Semester, meist zur allgemeinen und anorganischen Chemie. Diese Werte entsprechen ebenfalls einer schwachen bis mittleren Pearson-Korrelation (Brosius, 1998).

Wenn nun das Vorwissen im Fach Chemie einen entsprechenden Einfluss auf die Studienleistungen in einem chemiebezogenen Studiengang hat, so müssen im Kontext der Erstellung eines Propädeutikums im Fach Chemie für die Universität Göttingen folgende Fragen geklärt werden:

1) Inwiefern unterscheiden sich die fachlichen Vorwissenserwartungen der Lehrenden an der Universität Göttingen von den Anforderungen der Kerncurricula in Chemie? Mit den Lehrenden sind sowohl die Dozenten als auch die studentischen Tutoren der Veranstaltungen des ersten Semesters gemeint. Die Dozenten sind für die Auswahl der Lerninhalte einer Veranstaltung verantwortlich (s.o.). Sollte ein Dozent einer Einstiegsveranstaltung in der Chemie der Auffassung sein, dass ein bestimmter Inhalt bereits in der Schule vermittelt wurde, so ist denkbar, dass dieser Inhalt im Rahmen seiner Veranstaltung begrenzt oder auch gar nicht thematisiert wird – der Dozent hat dann eine bestimmte Vorwissenserwartung an das Fachwissen von Erstsemesterstudierenden. Dabei erscheint es für die Auswahl der Inhalte eines Propädeutikums sinnvoll, diese Vorwissenserwartungen mit dem durch die deutschlandweiten Kerncurricula theoretisch zu erwartenden Vorwissen in Chemie zu vergleichen – entsprechende Diskrepanzen dieser Wissensbereiche ließen sich im Rahmen eines Propädeutikums thematisieren und ggf. aufarbeiten. Darüber hinaus ist es bedeutsam, die Tutoren der Lehrveranstaltungen des ersten Semesters hinsichtlich ihrer Einschätzung der fachlichen Defizite der Studierenden zu fragen, die im Rahmen eines Propädeutikums aufgearbeitet werden sollten – sie stehen wöchentlich bei den Lernprozessen der Studierenden mit Rat und Tat zur Seite und gewinnen daher einen authentischen Eindruck entsprechender Lernschwierigkeiten.

2) Inwiefern unterscheiden sich die Anforderungen der Kerncurricula vom fachlichen Vorwissen in Chemie angehender Studierender der Universität Göttingen? Es gibt zahlreiche denkbare Gründe dafür, dass die angehenden Studierenden zu Beginn des Studiums nicht (oder nicht mehr) allen Anforderungen der Kerncurricula gerecht werden – bspw., wenn sie gar keinen Chemieunterricht in der Oberstufe hatten, der Chemieunterricht durch Tätigkeiten wie Freiwilligendienste bereits mehr als ein Jahr zurückliegt, die Gestaltung des Unterrichts durch die Lehrpersonen optimierungsbedürftig war usw. Auch hier wäre hinsichtlich der Bestimmung der Inhalte des Propädeutikums ein Vergleich der Wissensbereiche sinnvoll.

3.2.1 Vergleich des chemiebezogenen Fachwissens angehender Studierender mit den Voraussetzungen an der Universität Göttingen

In diesem Kapitel wird auf Basis der vorherigen Ausführungen zwischen drei verschiedenen Wissensbereichen unterschieden: (a) dem fachlichen Vorwissen, das Lehrende und Tutoren an der Universität Göttingen von Erstsemesterstudierenden erwarten, (b) dem fachlichen Vorwissen, das gemäß curricularer Vorgaben in Chemie von Erstsemesterstudierenden theoretisch zu erwarten wäre, sowie (c) dem Fachwissen, das Erstsemesterstudierende an der Universität Göttingen zu Beginn ihres Studiums vorweisen können.

Zur Ermittlung des fachlichen Vorwissens, das Lehrende und Tutoren von Erstsemesterstudierenden erwarten (a), wurden im WiSe 12/13 qualitative Interviews mit den Lehrenden der Chemieveranstaltungen in den ersten beiden Semestern des Chemiestudiums an der Universität Göttingen geführt (Lamnek, 2010). Befragt wurden Herr Prof. Stalke (Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie), Herr Dr. Hübschle (Anorganisch-Chemisches Praktikum), Herr Prof. Schneider (Anorganische Stoffchemie I (Hauptgruppen)), Herr Prof. Eckold (Einführung in die Physikalische Chemie) sowie Herr Prof. Diederichsen (Einführung in die Organische Chemie). Dabei wurden die folgenden Fragen gestellt:

- 1) Welches Vorwissen sollten die Studierenden zu Beginn ihrer Lehrveranstaltung mitbringen?*
- 2) Welche Themenbereiche sind besonders schwierig für Studierende und sollten daher in den Fokus eines Propädeutikums genommen werden?*

Im Anschluss an die Gespräche mit den Dozenten wurden die erhobenen Daten kommunikativ validiert, d.h. es wurde ihnen ein Protokoll des Gesprächs zugesendet, welches sie anschließend verifiziert oder entsprechend korrigiert haben (Altrichter & Posch, 2007). Zur weiteren Spezifizierung von besonders problematischen Themen bzw. Aufgaben wurden die Tutoren/Tutorinnen der Veranstaltung „Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie“ durch offene Dokumentationsbögen darum gebeten, im WiSe 13/14 Defizite von Studierenden zu notieren, die ihrer Meinung nach in einem Propädeutikum aufgearbeitet werden sollten (Lamnek, 2010). An der Studie nahmen n = 6 Tutoren/Tutorinnen teil.

Um das fachliche Vorwissen zu bestimmen, das gemäß curricularer Vorgaben in Chemie und Mathematik von Erstsemesterstudierenden zu erwarten wäre (b), wurden die erwarteten Kompetenzen der Kompetenzbereiche Fachwissen aller Kerncurricula der Fächer Chemie und Mathematik in Deutschland der Sekundarstufen I und II ermittelt und gebündelt (eine Liste der Kerncurricula ist in Anhang A gegeben). Dabei werden die folgenden begründeten Annahmen getroffen:

- Laut Auskunft des Dekanats der Fakultät für Chemie vom 12.06.2015 hat der Großteil der zu diesem Zeitpunkt immatrikulierten Chemiestudierenden an der Universität Göttingen (1-Fach-BA Chemie, Chemie Master und Chemie Diplom) das deutsche Abitur erworben (ca. 92%) und ist damit nach den jeweils aktuellen Kerncurricula in Chemie an einer deutschen Schule unterrichtet worden.
- Es müssen alle Kerncurricula der beiden Fächer in Deutschland berücksichtigt werden, da sich grundsätzlich Studierende aus allen Bundesländern Deutschlands für die Studiengänge „1-Fach-BA Chemie“ oder „2-Fächer-Bachelor Chemie (Profil Lehramt)“ immatrikulieren können, welche die Hauptadressaten des Propädeutikums sind.
- Es werden die Kompetenzen im Bereich Fachwissen aller Kerncurricula einschließlich des jeweils höchstmöglichen Niveaus des schulischen Chemieunterrichts berücksichtigt, da das Propädeutikum für alle angehenden Studierenden eine Generalwiederholung der Schulcurricula mit einer entsprechenden Vertiefung hinsichtlich der Erwartungen der Lehrenden ermöglichen soll.

Um schließlich zu bestimmen, welches Wissen Erstsemesterstudierende der Chemie an der Universität Göttingen zu Beginn ihres Studiums vorweisen können (c), wurde auf Basis der deutschlandweiten Kerncurricula in Chemie der Sekundarstufe I sowie der Oberstufe und der Erwartungen der Lehrenden an der Universität Göttingen (a) ein Fachwissenstest entwickelt und im WiSe 13/14 eingesetzt. Dabei wurden die Daten der qualitativen Interviews mit den Lehrenden sowie der offenen Dokumentationsbögen der Tutoren jeweils entsprechenden Kompetenzen der Kerncurricula zugeordnet sowie (falls nötig) als Kompetenzen unter Verwendung entsprechender Operatoren wie "beschreiben", "erklären", "anwenden" usw. formuliert. Teilgenommen haben u.a. die Studierenden der beiden Studiengänge „1-Fach-BA Chemie“ und „2-Fächer-Bachelor Chemie (Profil Lehramt)“.

Die Wissensbereiche (a), (b) und (c) werden im Folgenden beschrieben, wobei entsprechende qualitative Unterschiede hervorgehoben werden.

3.2.1.1 Vergleich zwischen den Vorwissenserwartungen von Lehrenden zu den Anforderungen der Kerncurricula in Chemie

Beim Vergleich der Vorwissenserwartungen von Lehrenden und der Anforderungen der Kerncurricula in Chemie und Mathematik ergeben sich vier Kategorien:

- *Neuland-Kompetenzen*, die von Lehrenden erwartet werden, aber nicht in allen (oder auch in keinem der) Kerncurricula Deutschlands zu finden sind.
- *Vertiefungs-Kompetenzen*, die von den Lehrenden auf einem höheren Niveau erwartet werden als in den Anforderungen der meisten Kerncurricula gefordert wird.
- *Standard-Kompetenzen*, die sowohl von den Lehrenden erwartet als auch in den Kerncurricula Deutschlands zu finden sind.
- *Blindfleck-Kompetenzen*, welche nur in den Kerncurricula zu finden sind und nicht explizit von den Lehrenden genannt wurden.

Auf Basis dieser Kategorien zeigt Tab. 1 den Vergleich der beiden Wissensbereiche.

Tab. 1: Vergleich der Vorwissenserwartungen von Lehrenden (a) mit den Anforderungen der Kerncurricula in Chemie (b).

Allgemeine und Anorganische Chemie	
<i>Bau der Materie</i>	
Neuland	Das Orbitalmodell (quantenmechanische Beschreibung des Atoms) beschreiben und anwenden Kugelpackungen, Elementarzellen, Bravais-Gitter und Raumgruppensymmetrien beschreiben und anwenden
Vertiefung	Den Aufbau des Periodensystems mit einem differenzierten Atommodell (Orbitalmodell/Termschemata (a) vs. Schalen-/Energienstufenmodell (b)) beschreiben
Standard	Die Atommodelle von Dalton bis Bohr beschreiben und anwenden Tendenzen der Atomeigenschaften im Periodensystem erklären
Blindfleck	Elementare Stoffe und Verbindungen unterscheiden Stoffeigenschaften beschreiben Trennungsverfahren von Stoffen erklären Formelschreibweise anwenden
<i>Chemische Bindung</i>	
Neuland	Die MO-Theorie zur Beschreibung von Bindungen in einfachen Molekülen anwenden
Vertiefung	-
Standard	Das VSEPR-Modell (bzw. EPA-Modell) anwenden Ionische Bindungen im halbquantitativen elektrostatischen Modell beschreiben und erklären Elektronenpaarbindungen im halbquantitativen elektrostatischen Modell und im MO-Modell beschreiben und erklären
Blindfleck	Stoffeigenschaften auf der Basis von Wechselwirkungen (Wasserstoffbrückenbindungen, Van-der-Waals-Kräfte im engeren Sinn, Dipol-Dipol-Wechselwirkungen sowie Ion-Dipol-Wechselwirkungen) erklären Die Lewisschreibweise anwenden Die Löslichkeit von Salzen in Wasser beschreiben und erklären

Chemische Reaktion	
Neuland	-
Vertiefung	-
Standard	Das chemische Gleichgewicht beschreiben Die Bedeutung der Gleichgewichtskonstante erklären Grundlegende Merkmale einer chemischen Reaktion beschreiben Reaktionsgleichungen aufstellen Chemische Reaktionen in der Lebenswelt (z.B. in Batterien und Akkus) beschreiben Nachweisreaktionen beschreiben und erklären Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen beschreiben Den erweiterten Redoxbegriff anwenden
Blindfleck	Reaktionsgeschwindigkeit berechnen und Reaktionsordnungen bestimmen Säure-Base-Reaktionen nach Brönsted beschreiben Den pH-Wert definieren Säure- und Basenkonstante als spezielle Gleichgewichtskonstanten beschreiben Das Prinzip von Le Chatelier beschreiben und erklären Die Temperatur definieren und Aggregatzustände beschreiben Die Enthalpie, Aktivierungsenergie, Gitterenergie und Hydratationsenergie beschreiben Exotherme, endotherme, exergonische und endergonische Reaktionen beschreiben Die Entropie definieren und beschreiben
Stöchiometrie und chemisches Rechnen	
Neuland	Das Löslichkeitsprodukt beschreiben und berechnen
Vertiefung	-
Standard	Die folgenden Größen berechnen: Stoffmenge, Masse, Molmasse, Volumen, Konzentration, Dichte und Druck Größeneinheiten benennen und ineinander umformen Größendimensionen benennen und ineinander umformen pH-Werte starker und schwacher Säuren berechnen Das Massenwirkungsgesetz anwenden
Blindfleck	Das Prinzip der Titration und markante Punkte einer Titrationskurve beschreiben und erklären Die Henderson-Hasselbalch-Gleichung anwenden Die vereinfachte Nernst-Gleichung anwenden Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung anwenden
Organische Chemie	
Neuland	Aufbau und Funktion von Enzymen beschreiben und erklären
Vertiefung	-
Standard	Stoffklassen anhand ihrer funktionellen Gruppen (homologe Reihen) bestimmen Substitutions-, Additions- und Eliminierungsreaktionen beschreiben und anwenden IUPAC-Nomenklatur anwenden Naturstoffe und Kunststoffe klassifizieren und beschreiben Polymerisation und Polykondensation beschreiben und anwenden Nachweisreaktionen funktioneller Gruppen beschreiben und erklären
Blindfleck	Redoxreaktionen organischer Moleküle beschreiben und erklären Homolytische und heterolytische Bindungsspaltungen beschreiben und erklären Konstitutions-, Konformations- und Stereoisomerie erklären und anwenden Mesomere und induktive Effekte erklären und anwenden Das Prinzip der Chromatographie beschreiben und erklären
Mathematik	
Neuland	-
Vertiefung	-
Standard	Differenzialrechnung, Integralrechnung und Exponentialrechnung anwenden Grundlagen der Stochastik anwenden
Blindfleck	-

Aus der Tabelle wird bzgl. der Unterschiede der beiden Wissensbereiche folgendes deutlich:

- Hinsichtlich des Baus der Materie und der Chemischen Bindung machen die von den Lehrenden erwartete *Behandlung des Orbitalmodells* bzw. der damit verbundenen *Molekülorbitaltheorie* die wesentlichen Neuland-Kompetenzen aus. Beispielsweise sollten angehende Studierende den Aufbau des Periodensystems mit Hilfe des Orbitalmodells und die Bindungsverhältnisse in einfachen Molekülen wie H_2 mit Hilfe der Molekülorbitaltheorie beschreiben können. Eine detaillierte Analyse ergibt allerdings, dass in nur drei Bundesländern (Saarland, Sachsen und Rheinland-Pfalz) das Orbitalmodell verbindlich für den Oberstufenunterricht vorgeschrieben wird und in weiteren drei Fällen (Hessen, Schleswig-Holstein und Bremen) als fakultativer Inhalt genannt wird, wobei nur im Kerncurriculum des Saarlandes auch der Begriff „Molekülorbitaltheorie“ auftaucht.
- Von den Lehrenden wird eine Behandlung der *Bravaisgitter und Raumgruppensymmetrien* verschiedener Kristallsysteme vorausgesetzt. Tatsächlich tauchen die beiden Begriffe in keinem der 16 Kerncurricula für Chemie der Sekundarstufe II auf. Lediglich im Kerncurriculum für die Sekundarstufe II in Rheinland-Pfalz werden die Begriffe *Elementarzelle* und *Kugelpackung* als fakultative Inhalte erwähnt.
- Im Bereich der Stöchiometrie und des chemischen Rechnens sollten laut den Lehrenden *Berechnungen zum Löslichkeitsprodukt* über einige Kerncurricula hinaus beherrscht werden. In lediglich vier der 16 Kerncurricula in Chemie für die Sekundarstufe II in Deutschland (Saarland, Sachsen, Sachsen-Anhalt und Nordrhein-Westfalen) wird das Löslichkeitsprodukt als obligatorischer Inhalt und in zwei Kerncurricula (Hessen und Bremen) als fakultativer Inhalt erwähnt.
- In Hinblick auf die organische Chemie sollte auch der *Aufbau und die Funktion von Enzymen* über einige Kerncurricula hinaus behandelt werden. Dieses Thema wird nämlich lediglich in sieben Fällen (Brandenburg, Saarland, Thüringen, Sachsen-Anhalt, Bayern, Baden-Württemberg und Rheinland-Pfalz) verbindlich und in drei weiteren Fällen (Hessen, Schleswig-Holstein und Bremen) fakultativ durch ein Kerncurriculum der Sekundarstufe II vorgeschrieben.
- Eine Erschließung der *Grundlagen der Differenzial-, Integral- und Exponentialrechnung sowie der Stochastik* von den Lehrenden wird gewünscht, was jedoch auf Basis der Kerncurricula in Mathematik für die gymnasiale Oberstufe bereits geschehen sein sollte.

Zusammenfassend lässt sich schlussfolgern, dass die an der Befragung beteiligten Lehrenden der Universität Göttingen explizit über einige Kerncurricula hinausgehendes Vorwissen von den Studierenden erwarten. Es ist daher allgemein davon auszugehen, dass Studierende insbesondere in diesen Wissensbereichen Defizite aufweisen. Des Weiteren sollte es auf Basis der Inhalte der

Erstsemesterveranstaltungen für die Hauptfach- und Lehramtsstudierenden der Fakultät für Chemie an der Universität Göttingen durchaus im Interesse der Lehrenden sein, auch diejenigen Kompetenzen im Rahmen eines Propädeutikums anzustreben, welche in den Kerncurricula festgelegt werden, aber nicht explizit im Rahmen der Studie von den Lehrenden genannt wurden (Blindfleck-Kompetenzen in Tab 1).

3.2.1.2 Vergleich zwischen den Anforderungen der Kerncurricula zum Vorwissen der Chemiestudierenden der Universität Göttingen

Wie bereits im vorherigen Kapitel erwähnt, wurde auf Basis der Vorwissenserwartungen der Lehrenden (a) und der Wissensanforderungen der deutschlandweiten Kerncurricula (b) ein Test mit insgesamt 48 Items entwickelt, womit eine exemplarische Auswahl der in Kap. 3.2.1.1 beschriebenen Kompetenzen überprüft werden kann. Bei der Auswahl der zu testenden Kompetenzen wurde der Fokus auf Inhalte der Sekundarstufe II sowie auf die Anwendung von Konzepten gelegt. Dabei werden die folgenden Themenbereiche abgedeckt:

- *Bau der Materie* (Elementare Stoffe und Verbindungen, Atommodelle, Elektronenkonfigurationen in Termschemata, Quantenzahlen, Aufbau des Periodensystems, Tendenzen der Atomeigenschaften im Periodensystem etc.),
- *chemische Bindung* (Bildung von Ionen, ionische und Elektronenpaarbindung, Wechselwirkungen, Edelgasregel, Summen- und Verhältnisformeln, Lewisformeln einfacher Moleküle und Molekülionen, Hybridisierung etc.)
- *chemische Reaktion* (Oxidationszahlen, Aufstellen von Redoxgleichungen, Brönsted-Säure-Base-Paare und Redoxpaare etc.)
- *Stöchiometrie und chemisches Rechnen* (stöchiometrischer Ausgleich von Reaktionsgleichungen, Berechnung von pH-Werten, Stoffmengen, Konzentrationen etc.) und
- *Organische Chemie* (funktionelle Gruppen organischer Moleküle, Stereoisomerie, Nomenklatur organischer Moleküle, Nachweisreaktionen funktioneller Gruppen etc.)

Die Items sind hinsichtlich ihres Schwierigkeitsgrades zu einem geringen Teil dem Anforderungsbereichen I (Wiedergabe von Information) und zu einem Großteil dem Anforderungsbereich II (Anwendung von behandelten Konzepten) der Kerncurricula zuzuordnen. So werden bspw. eine Aufgabe zur Definition einer Kathode (Anforderungsbereich I) oder zur Anwendung der Formel zur Berechnung des pH-Wertes der Lösungen starker und schwacher Säuren und Basen (Anforderungsbereich II) gestellt. Zudem wurde anhand einiger der Items überprüft, ob typische, in

der Literatur bekannte Fehlvorstellungen im Sinne von Konzepten, die von wissenschaftlich angemessenen Vorstellungen abweichen, hinsichtlich chemischer Sachverhalte bei den Studierenden gefunden werden können (Barke, 2006, Taber, 2002).

Da die Begriffe *Bravaisgitter* und *Raumgruppensymmetrie* in keinem einzigen Kerncurriculum und die Begriffe *Elementarzelle* und *Kugelpackung* lediglich im Kerncurriculum der Sekundarstufe II in Rheinland-Pfalz im fakultativen Bereich erwähnt werden, ist auch nicht davon auszugehen, dass die angehenden Studierenden diesbezügliches Vorwissen aufweisen; dieser Inhaltsbereich wurde daher außen vorgelassen. Über die meisten Kerncurricula Deutschlands hinausgehend wurden zudem insgesamt fünf der 48 Items zum Orbitalmodell gestellt, da ebendieses immerhin in sechs der 16 bundesweiten Kerncurricula mindestens als fakultativer Inhalt genannt wird und eine der zentralen Erwartungen der Lehrenden bildet.

Die Erhebung fand in den ersten beiden Wochen des WiSe 13/14 im Rahmen der Grundlagenvorlesung „Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie“ statt. Teilgenommen haben u.a. die Studierenden der beiden Studiengänge „1-Fach-BA Chemie“ (n = 51) und „2-Fächer-Bachelor Chemie (Profil Lehramt)“ (n = 11). Für jedes der 48 Items wurde der Mittelwert richtig beantworteter Fragen bestimmt. Tab. 2 zeigt die entsprechenden Mittelwerte richtiger Antworten für Items hinsichtlich ausgewählter Kompetenzen der genannten Themenbereiche für die 1-Fach-BA-Chemie- (1FBA) und die 2-Fächer-BA-Chemiestudierenden (2FBA).

Tab. 2: Mittelwerte richtiger Antworten hinsichtlich der Items ausgewählter Kompetenzen sowie aller Items der Themenbereiche des Tests für Chemie 1-Fach-BA-Studierenden (1FBA) und die 2-Fächer-BA-Chemiestudierenden (2FBA).

Themenbereich	Getestete Kompetenz	MW _{korrekt} / % (SA / %)	
		1FBA	2FBA
Bau der Materie	den Unterschied zwischen elementaren Stoffen und Verbindungen anwenden	82	55
	den Begriff Orbital definieren	41	82
	den Einfluss der Quantenzahlen auf ein Orbital beschreiben	39	27
	die Verknüpfungsregeln der Quantenzahlen anwenden	10	9
	die Elektronenkonfiguration eines Atoms in einem Termschema bestimmen	69	36
	Tendenzen der Eigenschaften Atommasse, Atomradius, Elektronegativität und Elektronenaffinität im Periodensystem beschreiben	52	64
	das Schalenmodell anwenden (Besetzung der Schalen)	80	73
	Elemente den Gruppen der Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase zuordnen	69	45
	Elemente den Metallen und Nichtmetallen zuordnen	80	73
	Insgesamt	61 (19)	55 (16)
Chemische Bindung	die Ionenbindung auf Basis des Coloumbgesetzes definieren	39	9
	die Bildung von Ionen mit Hilfe des Schalenmodells erklären	88	81
	Salze benennen	9	12
	den Begriff Gitterenergie definieren	12	27
	die Lewisschreibweise von Molekülen anwenden	0	0
	die Edelgasregel anwenden	29	36
	das Konzept der Hybridisierung auf Ein-, Zwei- und Dreifachbindungen anwenden	9	22
das VSEPR-Modell auf schulrelevante Molekülstrukturen anwenden	78	71	

	beurteilen, welche Bindungsverhältnisse (ionisch, Elektronenpaarbindung oder metallisch) vorliegen	69	45
	das Konzept der Van-der-Waals-Wechselwirkungen anwenden	57	45
	die Löslichkeit von hydrophilen und hydrophoben Stoffen erklären	39	36
	die Löslichkeit von Salzen in Wasser beschreiben (und skizzieren)	63	45
	Insgesamt	34 (21)	26 (19)
Chemische Reaktion	die Begriffe exotherm und endotherm anwenden		
	die Entropie als Maß der Unordnung eines Systems beschreiben	27	0
	die Begriffe endergonisch und exergonisch anwenden		
	das Chemische Gleichgewicht beschreiben	2	7
	das Prinzip von Le Chatelier anwenden	2	0
	den erweiterten Redoxbegriff anwenden	27	14
	Oxidationszahlen bestimmen	27	14
	Eine Redoxgleichung aufstellen	35	0
	Halbzellreaktionen ein Standardpotential zuordnen	27	29
	die Begriffe Kathode und Anode definieren	22	14
	die Begriffe Säure, Base und Lauge anwenden	3	7
	den pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen (stark, schwach) berechnen	33	29
Korrespondierende Säure-Base-Paare und Redoxpaare unterscheiden	27	14	
	Insgesamt	22 (17)	16 (18)
Stöchiometrie und chemisches Rechnen	die Aussagen einer Reaktionsgleichung bzgl. der Mengenverhältnisse der reagierenden Stoffe beschreiben	46	21
	die Größen Stoffmenge, Masse, Molmasse, Volumen, Dichte, Konzentration und Druck aus linearen Gleichungen berechnen	76	65
	Insgesamt	61 (20)	37 (16)
Organische Chemie	Stoffklassen anhand ihrer funktionellen Gruppen bestimmen	37	18
	Nachweisreaktionen funktioneller Gruppen beschreiben und erklären	18	7
	Konstitutions-, Konformations- und Stereoisomerie erklären und anwenden	32	14
	Die Anzahl der Signale in einem ¹ H-NMR-Spektrum vorhersagen	13	0
	IUPAC-Nomenklatur anwenden	70	29
	Redoxreaktionen organischer Moleküle beschreiben und erklären	26	4
	Insgesamt	36 (26)	17 (13)

Aus der Tabelle geht hervor, dass beide Studierendengruppen durchschnittlich *weniger als zwei Drittel der Items* eines Themenbereichs korrekt beantworten können, wobei sich hinsichtlich der Items einzelner Kompetenzen wie bspw. „Die Bildung von Ionen mit Hilfe des Schalenmodells erklären“ Abweichungen nach oben ergeben. Zudem liegen Standardabweichungen von bis zu 26% vor, sodass es in beiden Studiengängen *enorme interindividuelle Wissensunterschiede* zwischen den Studierenden gibt. Hinsichtlich der Mittelwerte richtiger Antworten bei Items zu Kompetenzen wie „Die Edelgasregel anwenden“, „Oxidationszahlen bestimmen“, „Das Chemische Gleichgewicht beschreiben“, „den pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen (stark, schwach) berechnen“ oder „Die Lewisschreibweise von Molekülen anwenden“ lässt sich zudem darauf schließen lassen, dass *die Anwendung basaler Konzepte der allgemeinen und anorganischen Chemie von vielen Erstsemesterstudierenden unzureichend beherrscht wird*. Dabei wurde insbesondere das in Abb. 6 gezeigte Item zur Anwendung der Lewisformel von *keinem* Testteilnehmer vollständig korrekt beantwortet. Es kam insbesondere beim Sulfatanion, jedoch auch bei den anderen Molekülen sowohl Nichtbeachtungen der Edelgasregel als auch zu Fehlern bei der Zuweisung von Ladungen zu Atomen bzw. zu Fehlern bei der Ermittlung der Anzahl an Valenzelektronen sowie zur Aufstellung falscher Bindungsverhältnisse (z.B. eine H-H-Bindung in CH₄) und zum Teil sogar zu einer Missachtung der

Summenformel – kurzum: Es mangelte den Studienanfängern grundlegend an einer angemessenen, systematischen Herangehensweise an die Aufgabe.

Zeichne für die folgenden Moleküle die Lewisformel/Valenzstrichformel einschließlich nichtbindender Elektronenpaare: N_2 , CO_2 , H_2S , CH_4 , SO_4^{2-}
 Beispiel: $H - H$ (H_2)

Abb. 6: Item zur Kompetenz „Die Lewisschreibweise von Molekülen anwenden“.

Darüber hinaus ist hinsichtlich der Grundlagen der organischen Chemie ebenfalls nur eine Minderheit der Erstsemesterstudierenden in der Lage, die entsprechenden Items zu lösen. So ist bspw. nur 37% (bzw. 18%) der Studierenden klar, was einen Ester von einem Alkohol, einem Ether, einer Aminosäure usw. unterscheidet, und ebensoviele Studierenden sind in der Lage, Enantiomere von cis-trans-Isomeren, Konstitutions- und Konformationsisomeren zu differenzieren.

Zudem ergibt sich für die überprüften Fehlvorstellungen der Studierenden das in Tab. 3 gezeigte Bild.

Tab. 3: Ergebnisse der Vorwissensstudie hinsichtlich der getesteten Fehlvorstellungen.

Fehlvorstellung	Antworten / %	
	1FBA	2FBA
Ein Orbital beschreibt einen exakten Aufenthaltsbereich für ein Elektron.	4	0
Ein Orbital entspricht einer Schale im Schalenmodell.	8	9
Eine Ionenbindung beruht auf dem dynamischen Austausch von Elektronen zwischen Kationen und Anionen.	22	0
Calciumchlorid ($CaCl_2$) ist ein Ion.	17	18
Calciumchlorid ($CaCl_2$) ist ein Molekül.	17	0
Im Gleichgewichtszustand entspricht die Summe der Stoffmenge an Edukten der Summe der Stoffmenge an Produkten.	37	50
Im Gleichgewichtszustand haben alle beteiligten Stoffe die gleiche Stoffmenge.	13	21
Im Gleichgewichtszustand findet weder Hin- noch Rückreaktion statt.	14	7
Nur eine Gleichgewichtskonstante von 1 bedeutet, dass das System im Gleichgewicht ist.	32	43
Säuren sind gefährlicher als Basen.	6	0
Säuren und Laugen haben definierte Farben (rot vs. blau/grün).	13	36
Wenn man saure Lösungen und Laugen mischt, entsteht immer eine neutrale Lösung (pH = 7).	21	29
Starke Säuren haben einen höheren pH-Wert als schwache Säuren.	24	43
Eine Redoxreaktion ist eine Reaktion mit Sauerstoff.	19	14
Dreifachbindungen entstehen durch die Reaktion einer Einfach- und einer Doppelbindung.	18	29

Obwohl einige Fehlvorstellungen nur bei sehr wenigen Studierenden ausgemacht werden konnten (z.B. Fehlvorstellungen zum Orbitalmodell), glauben bspw. ein Drittel der Hauptfachstudierenden, dass eine Gleichgewichtskonstante von 1 vorliegen muss, damit ein System im Gleichgewicht ist, während 43% der Lehramtsstudierenden das Konzept „eine starke Säure hat einen hohen pH-Wert“ verinnerlicht haben.

Für die Studierendendenkohorte des WiSe 14; 15 in den Studiengängen „BA Chemie“ und „2-Fächer-BA Chemie (Profil Lehramt)“ lässt sich also zusammenfassend festhalten, dass sie zu Beginn des Studiums bzgl. der Wissensanforderungen der deutschlandweiten Kerncurricula *deutliche Defizite* aufweisen. Dabei zeigen sich in keinem der getesteten Inhaltsbereiche zufriedenstellende Ergebnisse, sodass hinsichtlich der Inhalte des Propädeutikums keine besondere Schwerpunktsetzung ergibt. Zudem sind die Ergebnisse der Studie vergleichbar mit einer ähnlichen Studie an der Universität Oldenburg – Busker, Parchmann und Wickleder beschreiben ebenfalls eine durchschnittlich geringe Anzahl richtiger Antworten bei den von ihnen gewählten, ebenfalls auf den Kerncurricula Deutschlands beruhenden Items (Busker, Parchmann & Wickleder, 2010).

3.3 Zusammenfassung – Ausgangslage an der Universität Göttingen

Für den BA-Studiengang Chemie an der Universität Göttingen lässt sich zusammenfassen, dass

- bereits nach zwei Semestern ähnliche Abbruchquoten wie im deutschlandweiten Vergleich nach sechs Semestern erreicht sind.
- höchstwahrscheinlich wie im deutschlandweiten Vergleich fachliche Überforderung als der entscheidende Grund des Studienabbruchs gelten kann, wenn man bedenkt, dass
- die *Erwartungen der Lehrenden* an das Vorwissen der Erstsemesterstudierenden die meisten Kerncurricula Deutschlands *zu bedeutsamen Teilen überschreiten*,
- Erstsemesterstudierende Anforderungen der Kerncurricula Deutschlands und der Lehrenden der Universität nur bedingt gerecht werden, sowie
- deutliche interindividuelle Unterschiede bzgl. des Vorwissens von Erstsemesterstudierenden festzuhalten sind.

Hinsichtlich dieser Ausgangslage wird im folgenden Kapitel verdeutlicht, inwiefern ein Propädeutikum in Chemie als Brückenkonzept eine Optimierung des Übergangs zwischen Schule und Hochschule bedeuten kann und welche grundlegenden Lehr-Lern-Theoretischen Gestaltungsmittel für Propädeutika relevant sind.

4 Propädeutika als Konzepte für den Übergang zwischen Schule und Hochschule im Fach Chemie

Propädeutika im Sinne von Vorbereitungskursen auf chemiebezogene Studiengänge werden bereits seit Jahrzehnten weltweit eingesetzt. Dabei lassen sich zunächst Propädeutika von sog. Supplemental Courses unterscheiden, da diese beiden Konzepte angesichts des aktuellen chemiedidaktischen Forschungsdiskurses als zentral hinsichtlich des Übergangs zwischen Schule und Hochschule beschrieben werden können (4.1). Anschließend wird gezeigt, welche Aspekte einer Lehr-Lern-Theoretischen Gestaltung für Propädeutika in der Chemie relevant sind (4.2).

4.1 Propädeutika und Supplemental Courses – ein Vergleich zweier ähnlicher Konzepte

Bezüglich der Gestaltung des Übergangs zwischen Schule und Hochschule in der Chemie werden im fachdidaktischen Diskurs im Wesentlichen zwei Konzepte diskutiert: Propädeutika und sog. Supplemental Courses, d.h. unterstützende Kurse für Studierende mit defizitären Kenntnissen zu den regulären Tutorien einer Lehrveranstaltung. Grundsätzlich verfolgen beide Konzepte ähnliche Ziele, nämlich

- fachliche Vorbereitung bzgl. der Inhalte der ersten universitären Chemieveranstaltungen (insbesondere für Studierende mit entsprechenden Defiziten).
- Wiederholung, Vertiefung und fachliche Weiterführung relevanter Grundlagen aus der Schule
- Vermittlung der notwendigen Haltungen und Fähigkeiten zur angemessenen Verwendung von Lernstrategien an der Universität (Mitchell, 1993).

Die individuelle Schwerpunktsetzung und Ausgestaltung eines Konzeptes kann dabei sehr unterschiedlich sein: Turner beschreibt beispielsweise das Konzept eines Supplemental Courses, in dem neben Strategien des Notizenmachens und der Arbeit mit Notizen auch Leseübungen naturwissenschaftlicher Texte stattfinden, während ein von Webster und Hooper beschriebenes Konzept lediglich die vorangegangenen Vorlesungsinhalte ein weiteres Mal vermittelt und dabei auf die Fragen der Studierenden eingeht (Webster & Hooper, 1998, Turner, 1990). Darüber hinaus existieren Propädeutika mit dem Fokus auf der Entwicklung realistischer Selbstwirksamkeitserwartungen ebenso wie reine E-Learning-Veranstaltungen mit einer optionalen Abschlussklausur (Garcia, 2010, Botch et al., 2006).

In jedem Fall unterscheiden sich Propädeutika und Supplemental Courses jedoch sowohl im *Zeitpunkt* als auch im *Zeitraum*, zu bzw. in dem sie angeboten werden. Während Propädeutika vor dem ersten Semester stattfinden, finden die Supplemental Courses begleitend zum ersten Semester statt, und während Propädeutika laut einer eigenständig durchgeführten Analyse von 68 bereits bestehenden Konzepten (s. Anhang B) in der Regel einen Monat nicht überschreiten, finden Supplemental Courses eine gesamte Vorlesungszeit lang durchgängig statt (ca. 3 Monate).

Als Gründe für die Etablierung von Supplemental Courses im Vergleich zu einem Propädeutikum ließen sich also anführen, dass sie zeitlich unmittelbar auf individuelle Schwierigkeiten bzgl. konkreter Inhalte der Veranstaltungen des ersten Semesters reagieren und damit den *Lernprozess im jeweiligen Semester direkt unterstützen*. So sind beispielsweise auch unmittelbare Klausurvorbereitungen möglich. Fraglich ist in diesem Zusammenhang jedoch, inwiefern nicht genau diese Aufgaben bereits von den Tutorien der jeweiligen Veranstaltungen eines Semesters übernommen werden. Ebendiese auf heterogene Leistungsniveaus zu Beginn des ersten Semesters durch gestaffelte Übungsaufgaben mit unterschiedlichen Schwierigkeitsgraden zuzuschneiden, wäre nämlich eine weitere Möglichkeit, die von Maike Busker an der Universität Oldenburg mit deutlich positivem Einfluss auf die Ergebnisse der Abschlussklausur realisiert wurde (Busker, 2010).

Propädeutika bieten dagegen die Möglichkeit, *einen Teil der Übergangszeit zwischen dem Schulabschluss und dem Beginn des ersten Semesters* lernförderlich zu nutzen. Nachdem angehende Studierende in dieser Zeit einen Studienplatz und Studienort ausgewählt haben, lassen sich durch Propädeutika bereits vor dem Studium grundlegende Inhalte der deutschlandweiten Kerncurricula vermitteln bzw. wiederauffrischen, Lernstrategien und Besonderheiten des Lernens an der Universität herausstellen sowie wichtige erste soziale Kontakte knüpfen. So sind sie im Gegensatz zu Supplemental Courses in der Lage, der oftmals auftretenden Überforderung von Studienanfängern aufgrund veränderter Lebensumstände und erhöhter Anforderungen im Vergleich zur Schule unterstützend entgegenzuwirken.

Es stellt sich jedoch die Frage: *Wie genau sollten Propädeutika gestaltet werden* und welche Lehr-Lern-Theoretischen Aspekte gilt es zu berücksichtigen? Dazu wird im folgenden Teilkapitel ein im Rahmen dieser Arbeit entwickeltes Modell geschildert.

4.2 Konzept relevanter Aspekte der Lehr-Lern-Theoretischen Gestaltung von Propädeutika

Vergleicht man die Kursbeschreibungen von Chemie-Propädeutika verschiedener Universitäten, so fallen zahlreiche Gemeinsamkeiten und Unterschiede auf. Um relevante Aspekte der Gestaltung eines Chemie-Propädeutikums zu ermitteln und eine Orientierung an Praxisbeispielen zu erhalten, wurde im Rahmen der Arbeit auf Basis einer Analyse von 68 Propädeutika an deutschen sowie englischsprachigen Universitäten (s. Anhang B) ein Konzept rrelevanter Aspekte der Lehr-Lern-Theoretischen Gestaltung (RALG-Konzept) von Propädeutika entwickelt. Die Auswahl der Propädeutika basiert auf entsprechenden Publikationen, in welchen die Konzepte beschrieben werden, sowie auf einer Internetrecherche der Darstellung entsprechender Kurskonzepte auf den jeweiligen universitären Internetseiten. Zudem wurde zur Entwicklung des Konzeptes grundlegende Literatur der pädagogischen Psychologie sowie der Chemiedidaktik hinsichtlich der Frage nach Faktoren für möglichst effiziente Lehr-Lern-Prozesse in Betracht gezogen (Wild & Möller 2015, Woolfolk, 2014, Fritz, Hussy & Tobinski, 2014, Hasselhorn & Gold, 2013, Barke, 2006, Pfeifer, Lutz & Bader, 2002, Taber, 2002). Abb. 7 zeigt das RALG-Modell.

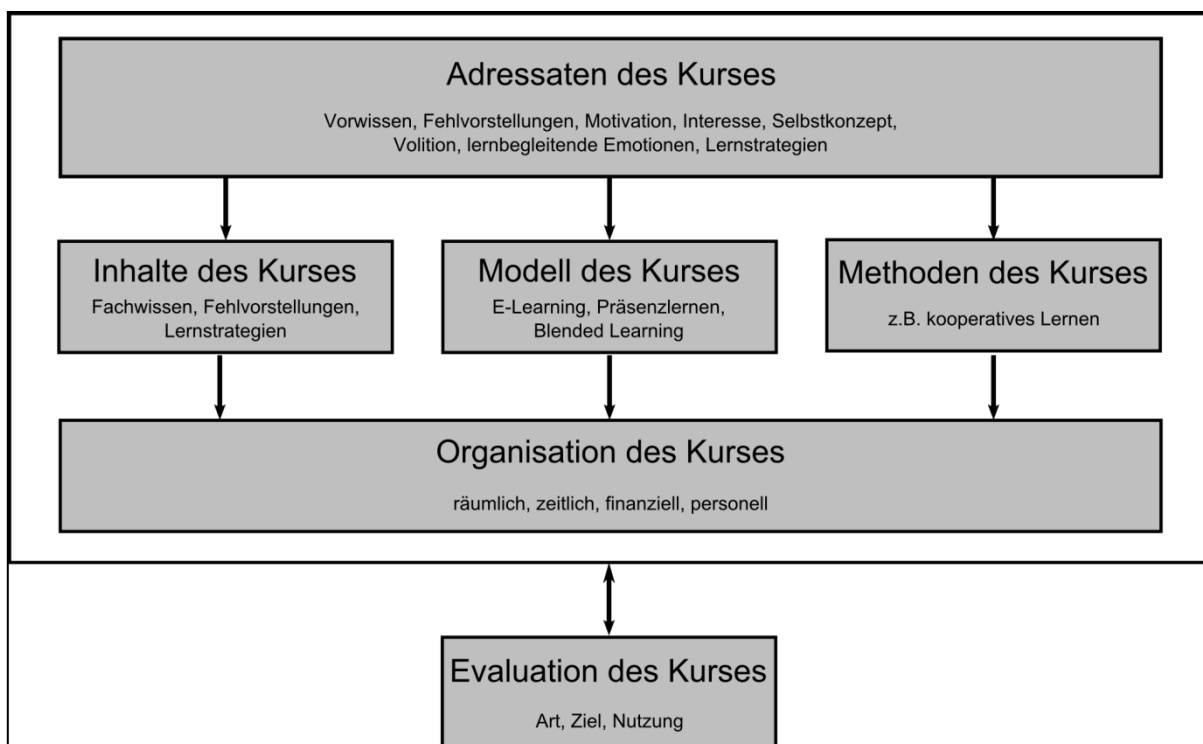


Abb. 7: Darstellung des RALG-Konzepts von Propädeutika auf Basis der Analyse von 68 Propädeutika an deutschen sowie englischsprachigen Universitäten und grundlegender Literatur der pädagogischen Psychologie sowie der Chemiedidaktik.

Das Konzept ist hierarchisch aufgebaut und geht davon aus, dass zuallererst die *Adressaten* des Kurses mit ihren individuellen Lernvoraussetzungen als bestimmende Faktoren zu berücksichtigen sind. Im Rahmen der Gestaltung von Propädeutika sind auf Basis der fachdidaktischen Literatur hier in erster

Linie Vorwissen, Fehlvorstellungen, Motivation, Interesse, Selbstkonzept, Volition, lernbegleitende Emotionen sowie die Lernstrategien von Studierenden zu nennen (Kap. 3.2).

Mit Fehlvorstellungen sind Vorstellungen der Lernenden bzgl. chemischer Konzepte gemeint, die nicht den wissenschaftlichen Konzepten entsprechen und daher das Verständnis und vor allem die Anwendung wissenschaftlicher Konzepte erschweren. Dabei lassen zwei Arten von Fehlvorstellungen unterscheiden – Präkonzepte, die nicht im Rahmen von Unterricht, sondern bereits davor von Kindern durch eigenständige Auseinandersetzung mit ihrer Umwelt entwickelt wurden (z. B. dass Luft aus Nichts besteht, weil man durch sie hindurchgehen kann), und hausgemachte Fehlvorstellungen, die im Rahmen naturwissenschaftlichen Unterrichts entstanden sind (Barke, 2006, Taber, 2002). Letztere gilt es, durch didaktisch entsprechend reflektierte Unterrichtsmaterialien bestmöglich zu vermeiden. Im Sinne des sog. Conceptual-Change-Ansatzes gilt es außerdem, Fehlvorstellungen von Lernenden im Unterricht aufzudecken und zugunsten fachlich korrekter Vorstellungen zu revidieren (Pfundt, 1975). Dies kann gelingen, wenn Lernenden aufgezeigt wird, dass ihre Vorstellungen nicht mit beobachtbaren Phänomenen vereinbar sind und revidiert werden müssen, um ebendiese erklären zu können (Schmidt & Parchmann, 2011, Steffensky, Parchmann & Schmidt, 2005, Stark, 2002, Duit, 2000, Vosniadou, 1999, Driver et al., 1994). Dies erinnert an das forschend-entwickelnde Unterrichtsverfahren: Auch hierbei werden in der Phase der „Überlegungen zur Problemlösung“ Vorstellungen von SuS wachgerufen und aufgezeigt, die es anschließend zu bestätigen oder zu revidieren gilt (Schmidkunz & Lindemann, 1999).

Wenn beispielsweise eine Fehlvorstellung zum chemischen Gleichgewicht vorliegt, dass die Gleichgewichtslage dann erreicht ist, wenn auf Edukt- und Produktseite die gleichen Stoffmengen vorliegen, so ließe sich bspw. in einem photometrischen Experiment anhand des Stickstoffdioxid-Distickstofftetraoxid-Gleichgewichts bei einer bestimmten Temperatur belegen, dass diese Vorstellung unangemessen ist (Köhler, 1977, Dorst, 1979).

Diese Lernvoraussetzungen bestimmen die Auswahl des *Inhalts*, des *Modells* sowie der *Methodik* sowie des Kurses (vgl. Abb. 7). *Inhalt* meint das zu vermittelnde Fachwissen in Chemie unter Berücksichtigung relevanter Fehlvorstellungen sowie die Vermittlung von Lernstrategien. Als *Modell* des Kurses wird das grundlegende Lehr-Lern-Konzept bezeichnet; d.h. ob es sich um einen E-Learning-Kurs, einen Präsenzlernkurs oder um einen Blended-Learning-Kurs handelt, der E-Learning und Präsenzlernen miteinander verknüpft. Schließlich ist mit der *Methodik* des Kurses die Art der Wissensvermittlung (direkte und adaptive Instruktion, selbstgesteuertes Lernen, kooperative Lernformen usw.) gemeint (Hasselhorn & Gold, 2013, Oliver & Trigwell, 2005, Bersin, 2004, Schunk & Zimmerman, 1998).

Die Auswahl von Inhalt, Methodik und Modell des Kurses bestimmt in einem weiteren Schritt dessen *Organisation*: In welchen Räumen findet der Kurs statt (räumlich), wann findet der Kurs statt und wie lange sind jeweilige Phasen des Kurses (zeitlich), wie wird er finanziert und wer leitet ihn?

Darüberhinausgehend muss ein entsprechender Kurs angemessen evaluiert werden, wobei sich Fragen nach der Art, dem Ziel und der Nutzung der *Evaluation* stellen. Als Arten der Evaluation lassen sich bspw.-summative Evaluation (nach der Durchführung eines Projektes) und formative Evaluation (schon während der Durchführung eines Projektes, um direkt intervenieren zu können) sowie qualitativ und quantitativ orientierte Evaluationen unterscheiden. Die Ziele einer Evaluation können u.a. die Erkundung eines wissenschaftlich bislang weitgehend unerforschten Gebietes oder die Überprüfung bestimmter Forschungshypothesen sein (Bortz & Döring, 2009). Schließlich kann die Nutzung der Ergebnisse der Evaluation einer Optimierung des bestehenden Kurskonzeptes (bspw. durch die Gestaltung von zusätzlichem Lernmaterial) entsprechen; andere Nutzungen wären bspw. die Veröffentlichung der Ergebnisse im Rahmen wissenschaftlicher Zeitschriften.

4.3 Forschungsstand bzgl. Propädeutika im Fach Chemie

Hinsichtlich der Evaluation von Propädeutika im Fach Chemie lassen sich grundsätzlich u.a. diese Forschungsbereiche festlegen, um die Einflüsse der Maßnahme auf relevante Lernerdispositionen zu erheben:

- 1) *Einfluss auf das Fachwissen:* Mit welchem Vorwissen beginnen Studierende ein Propädeutikum und welches Wissen erwerben sie dazu?
- 2) *Einfluss auf die Fehlvorstellungen:* Welche Fehlvorstellungen haben Studierende zu Beginn und zum Ende eines Propädeutikums? Selbstverständlich handelt es sich hierbei um einen Teilbereich des Fachwissens, dem jedoch besondere Beachtung geschenkt werden sollte (vgl. Kap. 4.2)
- 3) Einfluss auf affektive Dispositionen wie Motivation, Interesse, Selbstkonzept, Volition und lernbegleitende Emotionen: Inwiefern treten hinsichtlich dieser Dispositionen Veränderungen im Rahmen des Propädeutikums auf?
- 4) *Einfluss auf Lernstrategien:* Erwerben die Studierenden im Laufe eines Propädeutikums hilfreiche Lernstrategien?

Zur Evaluation des für die Universität Göttingen erstellten Propädeutikums wurden die Forschungsbereiche 1), 2) und 4) festgelegt. Im Folgenden wird nun der Forschungsstand zur Ermittlung der Einflüsse von Chemie-Propädeutika auf das Fachwissen, die Fehlvorstellungen sowie die Lernstrategien beschrieben.

4.3.1 Einflüsse von Chemie-Propädeutika auf das Fachwissen von Studierenden

Wenn das Ziel eines Propädeutikums die Erleichterung des Einstiegs in das Chemiestudium für Studierende mit Wissensdefiziten ist, gilt es zu überprüfen, *ob das vermittelte Wissen tatsächlich relevant ist*, um die entsprechende Abschlussklausur des ersten Semesters des Chemiestudiums zu bestehen. Diese Frage nach der Relevanz des im Propädeutikum vermittelten Fachwissens lässt sich grundsätzlich durch einen Abgleich der Anforderungen der Kerncurricula mit den Vorwissenserwartungen der Lehrenden an der Universität und dem Vorwissen der Studierenden klären (Siehe Kap. 3.2.1). Ohne eine entsprechende empirische Untersuchung durch ein Pretest-Posttest-Design kann jedoch weder eine Aussage darüber getroffen werden, (a) ob es überhaupt zu einem Wissenszuwachs bei den Studierenden im Rahmen des Propädeutikums kommt und (b) ob ebendieser Wissenszuwachs einen Mehrwert für das Ergebnis der Abschlussklausur des ersten

Semesters hat. Derartige empirische Untersuchungen sind bereits mehrfach erfolgt – statistisch hochsignifikante Ergebnisse ($p < 0,001$) zeigen beispielweise

- die Korrelation der Abschlussnote des sog. Introductory Course der California State University mit der Abschlussnote des darauffolgenden ersten Chemiekurses der Universität. Mit $r = 0,7$ handelt es sich dabei um eine hohe Pearson-Korrelation – wenn ein Student also in einem der beiden Tests erfolgreich ist, so ist er es mit hoher Wahrscheinlichkeit auch in dem anderen Test (Chambers, 2005).
- die Korrelation der Abschlussnote des sog. Preparatory Course der University of South Florida mit der Abschlussnote des darauffolgenden ersten Chemiekurses der Universität. Mit $r = 0,44$ liegt hier eine mittlere Korrelation der beiden Noten vor (Garcia, 2010).
- der Einfluss von ChemPrep an der University of Massachusetts Amherst auf die Abschlussnote in der entsprechenden Klausur des ersten Chemiekurses der Universität. In dieser Studie wurde die Effektstärke d als Maß für die Bedeutsamkeit von Mittelwertsunterschieden unter Berücksichtigung der jeweiligen Standardabweichungen zwischen einer Intervention und einer Vergleichsgruppe bestimmt. Es wurde $d = 0,73$ ermittelt, was einem großen Effekt entspricht – Studierende, die das Propädeutikum besucht haben, unterscheiden sich also bedeutsam in der Abschlussklausur von Studierenden, die das Propädeutikum nicht besucht haben (Botch et al., 2007).

Selbstverständlich muss bei solchen Gruppenvergleichen beachtet werden, dass die Gruppen hinsichtlich ihrer allgemeinen Leistungsfähigkeit und ihres Vorwissens in Chemie vergleichbar sind – der Effekt, den Botch, Day, Vining und Stewart bzgl. ChemPrep auf die Abschlussklausur erheben konnten, ging nämlich mit der Beobachtung einher, dass während des Propädeutikums eine Vielzahl an Studierenden den Kurs abgebrochen hatten und diejenigen, die den Kurs tatsächlich bis zum Ende besucht hatten, bereits vor Beginn des Kurses signifikant bessere Leistungen in den Placement Tests der Universität gezeigt haben als die Vergleichsgruppe, die nicht am Kurs teilgenommen hat (Botch et al., 2007). Bei einem entsprechenden Gruppenvergleich sollte also kontrolliert werden, ob sich die Studierenden hinsichtlich bestimmter Faktoren unterscheiden, die sich als Prädiktoren für den Studienerfolg erwiesen haben. Hierbei werden die Abiturnote sowie das Niveau des Chemieunterrichtes der Oberstufe erhoben:

- Die Abiturnote gilt allgemein als starker Prädiktor des Studienerfolgs, weil sie einen Mittelwert der über zwei Jahre andauernden kreativen kognitiven Leistungsbeurteilungen einer Person bildet (Freyer et al., 2015, Trapmann et al., 2007).

- Das Niveau des Chemieunterrichts in der Oberstufe hat gemäß einer Vorwissensstudie von Busker, Parchmann und Wickleder ebenfalls einen bedeutsamen Einfluss auf das Vorwissen der Studierenden, was die Autoren sogar zu der Frage bewegt, „ob eine Abwahl [des Fachs in der Oberstufe] für ein weiterführendes Studium [...] möglich sein sollte“ (Busker, Parchmann & Wickleder, 2010).
- Beide Dispositionen sind methodisch leicht zugänglich und - etwa im Vergleich zu einem Intelligenztest als Prädiktor - in zeitlich ökonomischer Art und Weise zu erheben.

Auf Basis des geschilderten Forschungsstandes hinsichtlich der Evaluation von Chemiepropädeutika liegt das Forschungsinteresse dieser Arbeit ebenfalls darauf, das entwickelte Konzept bezüglich des Einflusses auf das Fachwissen unmittelbar nach der Veranstaltung sowie auf die Abschlussklausur in allgemeiner und anorganischer Chemie des ersten Semesters zu evaluieren. Dies dient sowohl der *Optimierung* des Konzeptes hinsichtlich ggf. notwendiger Anpassung und Überarbeitung von ineffizienten Lernmaterialien als auch der *Legitimierung* des Konzeptes hinsichtlich seiner Bedeutsamkeit für den Übergang zwischen Schule und Hochschule im Chemiestudium an der Universität Göttingen.

4.3.2 Einflüsse von Chemie-Propädeutika auf die Fehlvorstellungen von Studierenden

Auf der Basis einer Analyse von 68 Chemie-Propädeutika-Konzepten weltweit (s. Anhang B) kann die Aussage getroffen werden, dass eine explizite Auseinandersetzung mit den Fehlvorstellungen von Studierenden nicht im Fokus der Evaluation dieser Propädeutika steht. Durch die in Kap. 4.2 beschriebene Bedeutung von Fehlvorstellungen sowie deren Abbau erscheint eine ebensolche Auseinandersetzung jedoch sinnvoll (Barke, 2006, Taber, 2002, Stark, 2002, Duit, 2000, Vosniadou, 1999). Insbesondere im Rahmen eines Blended-Learning-Propädeutikums ist die Frage nach dem Abbau lernhinderlicher Fehlvorstellungen interessant – bislang wird der Gesprächsführung beim Präsenzlernen mit Phasen des Aufdeckens, Ergründens und Revidierens von Fehlvorstellungen eine tragende Rolle beigemessen, wobei jedoch unklar bleibt, inwiefern ein interaktives Lernmodul mit automatisiertem, individuellen Feedback ebenfalls zum Abbau von Fehlvorstellungen beitragen kann (Schmidt & Parchmann, 2011, Driver et al., 1994).

4.3.3 Einflüsse von Chemie-Propädeutika auf die Lernstrategien von Studierenden

Wie bereits erwähnt haben Propädeutika nicht nur die Funktion, relevantes Fachwissen aus der Schule, sondern auch notwendige geistige Haltungen und Lernstrategien zu vermitteln (Mitchell, 1993). Im Übergang zwischen Schule und Hochschule ist dies besonders bedeutsam – die weitestgehend nicht vorhandene Anwesenheitspflicht, die Stofffülle und die im Vergleich zum Schulunterricht selteneren Maßnahmen der Binnendifferenzierung hinsichtlich individueller Lernvoraussetzungen von Studierenden in universitären Lehrveranstaltungen setzen ein hohes Maß an Selbststeuerung der Lernprozesse voraus (Busker, 2010). Trotzdem gilt analog zu Fehlvorstellungen in der Chemie, dass die im Rahmen dieser Arbeit analysierten Konzepte die Entwicklung von Lernstrategien von Studierenden im Rahmen eines Propädeutikums nicht explizit in den Blick nehmen.

Dabei gibt es in der Forschungsliteratur zahlreiche Definitionen des Begriffs "Lernstrategie", die jedoch im Kern eines gemeinsam haben: Eine Lernstrategie ist eine Handlung, die von einem Lernenden ausgeübt wird, um einen bestimmten Lernerfolg zu erzielen (Friedrich & Mandl, 2006). Studien von Zusho und Pintrich sowie von Stone zeigen, dass bestimmte Arten dieser Lernstrategien positiv mit dem Lernerfolg im Rahmen einer Grundlagenvorlesung im ersten Semester eines Chemiestudiums korrelieren. Dabei handelt es sich um sog. *metakognitive* Strategien (d.h. Strategien der Planung, Überwachung und Regulation des eigenen Lernprozesses) und um *Elaborationsstrategien* (d.h. Strategien des Hinterfragens, der Analogiebildung zur Verständnisförderung usw.) (Stone, 2011, Zusho & Pintrich, 2003). Studierende, die sinnvolle Mitschriften in Vorlesungen führen, sich einen Zeitplan für das Lernen setzen, kritisch hinterfragen, ob sie die Inhalte einer Vorlesung verstanden haben, mit Kommilitonen und Tutoren Verständnisschwierigkeiten diskutieren usw. sind also erfolgreich in der Abschlussklausur. Dass dies auch für Blended-Learning-Szenarien im Sinne von Kombinationen als E-Learning und Präsenzlehre gilt, zeigt eine quantitative Studie von Aeppli, in der insbesondere metakognitive Strategien (Zeitplanung, kritische Vor- und Nachbereitung usw.) eine hohe Korrelation zu positiven Lernergebnissen gezeigt haben (Aeppli, 2005).

Als Forschungsdesiderat zeichnet sich dabei die qualitative Erforschung von Lernstrategien ab, welche Studierende im Rahmen von Kombinationen aus Online- und Präsenzlehre anwenden. Zwar wurde bspw. von Wolter eine Typisierung von Lernenden in Blended-Learning-Szenarien mittels eines quantitativen Fragebogens hinsichtlich ihrer Eigenständigkeit, Hilfsbedürftigkeit und Sozialbedürftigkeit vorgenommen – wie Lernende jedoch tatsächlich handeln, wenn sie versuchen, ein konkretes Lernziel im Rahmen eines Blended-Learning-Kurses zu erreichen, wurde dabei jedoch nur beiläufig in den Blick genommen (Wolter, 2007).

Angesichts der Tatsache, dass Blended Learning im Sinne des in dieser Arbeit erstellten Konzeptes eines Chemiepropädeutikums jedoch für die allermeisten Studierenden eine erwartungsmäßig ungewohnte Lernsituation (im Vergleich zum Schulunterricht) darstellt und konkrete Handreichungen für nachfolgende Jahrgänge deren Lernprozess deutlich unterstützen könnte, erscheint eine möglichst genaue Beschreibung der Tätigkeiten erfolgreich Lernender Studierender im Rahmen des Propädeutikums sinnvoll. Daher steht die qualitative Frage im Mittelpunkt, ob es „Blended-Learning-Strategien“ gibt, womit Kombinationen von Strategien gemeint sind, die sich auf das Lernen mit den Lernmodulen beziehen, sowie Strategien, die sich auf das Lernen an den Präsenztagen beziehen. Zudem gilt es, diese Strategien möglichst konkret zu beschreiben, weshalb die Strategien aufgabenspezifisch erhoben wurden, d.h. bzgl. des Erreichens zweier ausgewählter Kompetenzen des Propädeutikums (Wernke, 2013): *die Löslichkeit von Salzen in Wasser beschreiben und erklären* sowie *das Prinzip von Le Chatelier anwenden*. Schließlich muss dann in einem zweiten Schritt die mit quantitativen Methoden zu beantwortende Frage gestellt werden, welche der erhobenen Lernstrategien von Studierenden angewendet werden, die ein bestimmtes Lernziel erreicht haben und welche von denjenigen, die das Lernziel nicht erreicht haben. Beides zusammen – d.h. eine möglichst konkrete Beschreibung möglichst erfolgreicher Lernstrategien bzgl. der gegebenen Lernziele – dient schließlich dem Zweck, das gegebene Lernangebot des Propädeutikums zu optimieren und Studierenden konkrete Handlungsanweisungen zu geben.

5 Das Konzept des Chemiepropädeutikums der Universität Göttingen

Auf Basis des RALG-Modells kann nun im Folgenden das im Rahmen dieser Arbeit entwickelte Konzept des Chemiepropädeutikums der Universität Göttingen beschrieben werden, wobei die Auswahl des Inhalts, der Methodik sowie des Modells des Kurses beschrieben wird. Die Evaluation des auf diese Art und Weise gestalteten Propädeutikums wird in Kapitel 9 dargestellt

5.1 Inhalte des Kurses

Bezüglich der Inhalte des Kurses wurden hinsichtlich des zu vermittelnden Fachwissens, der berücksichtigten Fehlvorstellungen und der vermittelten Lernstrategien die folgenden Entscheidungen getroffen.

5.1.1 Fachwissen

Hinsichtlich des Fachwissens der angehenden Studierenden ist das grundlegende Ziel des Propädeutikums eine Auffrischung, Vertiefung und Erweiterung der chemischen Grundlagen des Schulunterrichtes. Aufgrund der Tatsache, dass der in Kap 3.2.1.2 beschriebene Vorwissenstest Defizite der Studierenden in allen getesteten Bereichen offenbart, erscheint eine Beschränkung der Inhalte auf Basis der Testergebnisse nicht sinnvoll; vielmehr unterstreichen diese Wissenslücken die Notwendigkeit der umfassenden Behandlung chemischer Grundlagen. Hinsichtlich des Kapitels 3.2.1 1. werden daher in jedem Fall die Inhalte der Kerncurricula vermittelt, die nicht explizit von den Lehrenden gefordert werden (und trotzdem ausnahmslos in den Veranstaltungen „Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie“ sowie „Einführung in die Organische Chemie“ behandelt werden), sowie alle Überschneidungen der Anforderungen der Kerncurricula und der Lehrenden. Hinsichtlich der Inhalte, die von den Lehrenden gefordert werden, sich jedoch nicht zwingend in den Kerncurricula für Chemie finden lassen, werden diejenigen für das Propädeutikum festgelegt, die in wenigstens einem der Kerncurricula für Chemie genannt werden – andernfalls handelt es sich nämlich aller Voraussicht nach nicht um schulische Inhalte. Eine Ausnahme bilden die Anforderungen an die mathematischen Grundlagen, die von allen angehenden Chemiestudierenden in der Schule behandelt worden sind, was eine Analyse der Kerncurricula der Sekundarstufe II für Mathematik ergibt (s. Anhang A). Aus diesen Überlegungen ergeben sich die folgenden Themenbereiche, die im Rahmen des Propädeutikums behandelt werden sollten:

- (a) Bau der Materie (elementare Stoffe und Verbindungen, Reinstoffe und Stoffgemische, Atommodelle, Atome und Moleküle, Protonen, Neutronen und Elektronen, Elektronenkonfigurationen in Termschemata, Quantenzahlen, Aufbau des Periodensystems, Tendenzen der Atomeigenschaften im Periodensystem etc.),
- (b) chemische Bindung (Bildung von Ionen, ionische, Elektronenpaar- und metallische Bindung, Wechselwirkungen, Edelgasregel, Summen- und Verhältnisformeln, Lewisformeln einfacher Moleküle und Molekülionen etc.)
- (c) chemische Reaktion (Oxidationszahlen, Aufstellen von Redoxgleichungen, galvanische Zelle und Elektrolysezellen, Brönsted-Säure-Base-Reaktionen, Säure-Base-Titrationen etc.)
- (d) Stöchiometrie und chemisches Rechnen (Berechnung von Stoffmengen, Konzentrationen, Reaktionsenthalpien, Halbzellpotenzialen, pH-Werten etc.) und
- (e) Organische Chemie (funktionelle Gruppen organischer Moleküle, Stereoisomerie, Nomenklatur organischer Moleküle, Nachweisreaktionen funktioneller Gruppen etc.)
- (f) Mathematische Grundlagen (Differenzial-, Integral- und Exponentialrechnung, Stochastik etc.)

Auf Basis institutsübergreifender Sitzungen zur Gestaltung des Propädeutikums wurde jedoch entschieden, dass (e) Grundlagen der Organischen Chemie aus organisatorischen Gründen nicht im Propädeutikum behandelt werden, da die Lehrveranstaltungen der organischen Chemie erst in 2. Semester beginnen und der inhaltliche Umfang des Propädeutikums dadurch deutlich und sinnvoll reduziert wird. Außerdem wurde beschlossen, dass der Bereich (f) mathematische Grundlagen vom Institut der physikalischen Chemie gestaltet wird; daher ist dieser Bereich nicht Gegenstand der vorliegenden Arbeit.

Für die Bereiche (a) bis (d) wurden auf Basis der Kerncurricula aller Bundesländer sowie der Ansprüche der Lehrenden an der Universität Göttingen 136 Lernziele im Sinne zu erreichender fachwissenschaftlicher Kompetenzen für das Propädeutikum definiert, welche im Rahmen der Beschreibung der entwickelten Lernmodule in den Kapiteln 6, 7 und 8 näher erläutert werden.

5.1.2 Fehlvorstellungen

Darüber hinaus wurden Fehlvorstellungen aus der didaktischen Literatur bei der Gestaltung der Inhalte berücksichtigt, was ebenfalls in besagten Kapiteln genau erläutert wird. Die Fehlvorstellungen sind im Rahmen einer Auseinandersetzung mit der chemiedidaktischen Forschungsliteratur erhoben worden (Marohn, 2008 A und B, Barke, 2006, Musli, 2004, Barke, Selenski & Sopandi, 2003, Nakiboglu, 2003, , Taber, 2002, Barker, 2000, Geisler & Sumfleth, 1999, Kienast, 1999, Sanger & Greenbowe, 1997,

Tsaparlis, 1997, Duit, 1992, Nakhleh, 1992, Barke, 1992, Barke, 1990, Peterson & Treagust 1989, Kircher, 1986, Pfund, 1981). Dabei wurden Fehlvorstellungen hinsichtlich der folgenden Inhaltsbereiche berücksichtigt:

- Kontinuums- und Diskontinuumsvorstellungen (z.B. „Teilchen haben eine bestimmte Farbe.“)
- Orbitalmodell (z.B. „Ein Orbital entspricht einer Schale im Bohr’schen Atommodell.“)
- Ionenbindung (z.B. „Eine Ionenbindung basiert auf einem dynamischen Austausch von Elektronen.“)
- Elektronenpaarbindung (z.B. „Hybridisierung ist eine Eigenheit des Kohlenstoffatoms.“)
- Wechselwirkungen (z.B. „Wasserstoffbrückenbindungen gibt es nur zwischen Wassermolekülen“)
- Chemische Reaktion (z.B. „Beim Sieden von Wasser brechen Wassermoleküle auseinander.“)
- Stöchiometrie (z.B. „Die Masse eines Systems wird kleiner, wenn ein Gas entsteht.“)
- Kinetik und Chemisches Gleichgewicht (z.B. „Im Gleichgewichtszustand findet weder Hin- noch Rückreaktion statt.“)
- Redoxreaktionen (z.B. „In einer galvanischen Zelle fließen Elektronen von einer Elektrode über einen Verbraucher zur anderen und dann durch die Lösung wieder zurück.“)
- Säure-Base-Chemie (z.B. „Säuren sind gefährlicher als Basen.“)

5.1.3 Lernstrategien

Bzgl. der Vermittlung von Lernstrategien im Sinne von Handlungen, die bewusst zum Erreichen eines bestimmten Lernziels angewendet werden, wurde zwischen (1) Handlungsempfehlungen im Umgang mit den Lernmodulen des Propädeutikums und (2) Handlungsempfehlungen für das Lernen im ersten Semester unterschieden (Friedrich & Mandl, 2006). Insbesondere in Hinblick auf (1) erscheinen Hilfestellungen besonders wertvoll, da es eine Grundfrage jedes interaktiven Multimediakonzepts darstellt, auf welche Art und Weise man bestmöglich mit ebendiesem umgeht (Sacher, 1996). Beide erfolgen auf der Basis der Auseinandersetzung mit verschiedenen Arten von Lernstrategien in der Forschungsliteratur der pädagogischen Psychologie. Diesbezüglich werden u.a. die folgenden Arten von Lernstrategien unterschieden, deren Bedeutsamkeit für effiziente Lehr-Lern-Prozesse in einer Vielzahl empirischer Studien belegt wurde (Fritz, Hussy & Tobinski, 2014, Hattie, 2014, Woolfolk, 2014, Hasselhorn & Gold, 2013, Friedrich & Mandl, 2006, Boerner et al., 2005, Mayer, 2003, Wild, 2000, Hacker, 1998, Borkowski & Turner, 1990, Wippich, 1984, Brown, 1978, Singer, 1978):

- *Wiederholungsstrategien bzw. Mnemotechniken:* Hierunter fallen alle Strategien der Informationsspeicherung (z.B. durch wiederholendes Aufsagen/Aufschreiben von Formeln oder Reaktionsgleichungen aus dem Gedächtnis, Arbeit mit Lernkarteikarten, Verknüpfen von Begriffen und selbst gewählten Bildern usw.).
- *Organisations- bzw. strukturierende Strategien:* Hiermit sind alle Strategien gemeint, den Lernstoff eigenständig zu bündeln und zu verknüpfen (z.B. durch das Erstellen einer Concept Map grundlegender Begriffe des Baus der Materie oder der Säure-Base-Chemie).
- *Elaborations- bzw. generative Strategien:* Diese Art der Lernstrategien bezeichnet alle Tätigkeiten, die zur Erweiterung bzw. zum Transfer des angeeigneten Wissens im Sinne einer tieferen Verarbeitung dienen (bspw. durch eine Analogiebildung zwischen dem Planetenmodell und dem Bohr'schen Atommodell (Taber, 2002)).
- *Planungsstrategien:* Hiermit sind alle Strategien gemeint, die der Vorbereitung eigentlicher Lernprozesse dienen (bspw. durch das Setzen von Lernzielen in realistischen Zeiträumen, das Bereitstellen und Beschaffen von notwendigen Lernmaterialien, das Zeitmanagement hinsichtlich der Dauer von Lernphasen in Abstimmung mit anderen Terminen, das Organisieren von Lerngruppen usw.).
- *Überwachungsstrategien:* Schließlich werden hiermit alle Strategien der Reflexion des eigenen Lernprozesses gemeint (z.B. durch kritische Selbstbefragungen zur Aufdeckung von Lerndefiziten, aber auch durch Reflexion der Dauer der Lernphasen, des gewählten Lernortes usw.).

Hinsichtlich (1) wurden daraufhin die folgenden Empfehlungen gegeben (zur Struktur der Lernmodule Kap. 4.3.3):

- *Beginne jedes Lernmodul mit dem Pretest,* um zu überprüfen, welche der für das Lernmodul gesetzten Lernziele du bereits erreicht hast.
- *Halte dich an die strategischen Anweisungen der Module!* Bspw. wird dir im Modul „Chemische Bindung“ empfohlen, dass du dir eine Tabelle zur Übersicht der verschiedenen Molekülstrukturen im VSEPR-Modell erstellen sollst.
- Vergewissere dich durch die *Bearbeitung des Posttests,* dass du die Lernziele des Moduls erreicht hast, und mach dir die entsprechenden Inhalte ggf. noch einmal bewusst.
- *Notiere dir alle Fragen und Probleme,* die du bei der Arbeit mit den Lernmodulen hast, und kontaktiere deinen Tutor/deine Tutorin oder Kommilitonen; spätestens am zugehörigen Präsenztage solltest du die Fragen in den Tutorien stellen.

Bzgl. (2) wurden zudem diese Empfehlungen gegeben (Rost, 2012, Gewarges et al., 2008):

- *Mach dir Notizen während einer Vorlesung!* Dabei ist es insbesondere sinnvoll, die Vorlesungsfolien auszudrucken und Notizen direkt auf die Folien zu machen – das erleichtert das Zusammenstellen der Lernmaterialien bei der Klausurvorbereitung.
- *Mach mit in der Übung!* Beteilige dich an den Gesprächen über die Aufgaben und äußere deine Gedanken vor allem dann, wenn du anderer Ansicht bist – das hilft dir, deinen Kenntnisstand realistisch einschätzen zu können.
- *Mach dir klar, was du können musst!* ACHTUNG: Nicht wissen – können! Welche Aufgaben musst du bewältigen, welcher Lernstoff ist relevant? Welche Schwerpunkte werden vom Professor/von den Tutoren gesetzt; gibt es Übungsklausuren? Was musst du dazu auswendig können (Formeln, Einflussfaktoren, Symbole usw.), was musst du verstanden haben?
- *Überprüfe, ob du das kannst, was du können musst!* Übungsklausuren schreiben (mit Zeitvorgabe), Übungsaufgaben der Tutorien (noch einmal) machen, Vorlesungsskript mit eigenen Notizen durchlesen und Schwerpunkte auswendig lernen und anwenden, mit Kommilitonen den Lernstoff durchgehen!
- *Stelle Fragen!* Wenn dir etwas unklar ist, dann frag deine Kommilitonen, Tutoren oder Professoren danach. Du musst nicht alles auf Anhieb verstehen und du musst auch nicht jedes Problem allein lösen!
- *Fang so früh wie möglich mit dem Lernen an!* Du kannst vorher nie genau wissen, wie lange du zum Lernen für bestimmte Inhalte brauchst – eine Woche vor der Klausur ist aber in der Regel **nicht** genügend Zeit!

Die Handlungsempfehlungen wurden jeweils im Rahmen des Einführungstages in einem Vortrag erläutert und den Teilnehmenden anschließend zur Verfügung gestellt. Wie genau die Lernenden hinsichtlich dieser Empfehlungen beim Lernen im Rahmen der erstellten Blended-Learning-Umgebung vorgehen und inwiefern ihre Lernstrategien erfolgreich sind, wurde als Gegenstand der qualitativ orientierten Evaluation des Propädeutikums festgelegt (Kap. 5.3).

5.2 Modell, Methoden und Organisation des Kurses: Blended Learning

Als *Modell* des Kurses wurde ein Blended Learning Konzept erstellt, womit eine Kombination aus E-Learning und Präsenzlehre gemeint ist (Oliver & Trigwell, 2005). Diese Kombination gestaltet sich nach dem Ablaufschema, welches in Abb. 8 gezeigt ist.

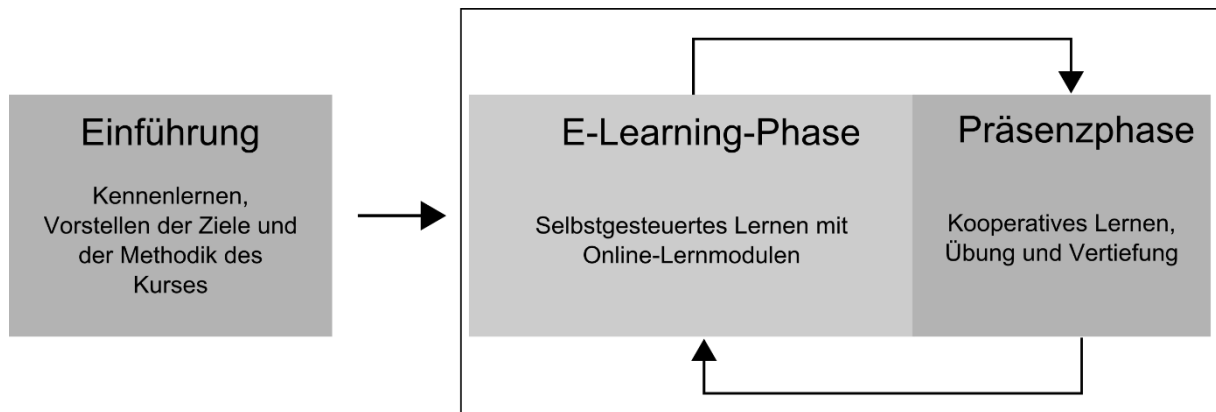


Abb. 8: Ablaufschema des Kurses – Blended Learning.

Am Einführungstag werden den Studierenden die *Ziele* und die *Methodik* des Kurses vorgestellt. Bzgl. der *Ziele* wird ihnen mitgeteilt, dass im chemischen Teil des Propädeutikums wichtige Konzepte und Prinzipien aus der Allgemeinen und Anorganischen Chemie in den Themenbereichen Bau der Materie (Atommodelle, Periodensystem etc.), Chemische Bindung (ionische, Elektronenpaar- und metallische Bindung sowie Wechselwirkungen) und Chemische Reaktion (Redoxreaktionen, Säure-Base-Reaktionen etc.) vermittelt werden sollen. Dabei wird *methodisch* so vorgegangen, dass die Studierenden zu jedem der drei Themenbereiche zunächst mit Hilfe eines E-Learning-Moduls selbstgesteuert lernen (E-Learning-Phase), bevor sie an einem Präsenztage in Übungsgruppen kooperativ wiederholende und vertiefende Aufgaben bearbeiten (Präsenzphase). Selbstgesteuertes Lernen im Sinne Schunks und Zimmermans bedeutet, dass die Studierenden in der E-Learning-Phase eigenständig ihren Lernprozess planen, kontrollieren und den Erfolg des Lernens reflektieren, indem sie das entsprechende Lernangebot nutzen (Schunk & Zimmerman, 1998). Dabei sei betont, dass die Studierenden in dieser Zeit nicht unbedingt alleine arbeiten müssen; es ist durchaus möglich, dass sie auch in dieser Phase zu zweit oder in Gruppen das Lernmodul bearbeiten (s.u.). Die Online-Module wurden mit dem ILIAS-System des Stud.IP der Universität Göttingen erstellt und die Studierenden erhalten eine Einweisung, wie sie Zugang zu den Modulen bekommen sowie Empfehlungen zur Handhabung der Module (Kunkel, 2011). Zudem erhalten sie die im vorherigen Kapitel angeführten Hinweise hinsichtlich empfehlenswerter Lernstrategien im Studium im Rahmen eines Kurzvortrages (Kap. 4.3.1.). Auf Basis des Ablaufschemas ergab sich die folgende *zeitliche Organisation* für das Propädeutikum im Wintersemester 14/15 (siehe Tab. 4).

Tab. 4: Zeitplan für das Propädeutikum im Wintersemester 14/15.

Zeitraum	Lernform	Thema
22.09.	Präsenztag	Einführung
23.09.-24.09.	Lernmodul“ (E-Learning)	„Der Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem
25.09.	Präsenztag	
26.09.-27.09.	Lernmodul (E-Learning)	„Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“
28.09.	Präsenztag	
29.09.-01.10.	Lernmodul (E-Learning)	„Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“
02.10.	Präsenztag	

Zur Begründung der Entscheidung für eine derartige Kombination von E-Learning-Phasen und Präsenzphasen lässt sich zunächst sagen, dass sich der Kurs in erster Linie an Studierende mit Lerndefiziten richtet, die bzgl. der Inhaltsbereiche des Propädeutikums Wissenslücken aufweisen. Gemäß der Aptitude-Treatment-Interaction-(ATI)-Forschung in der pädagogischen Psychologie der 70er Jahre ist größtenteils anerkannt, dass Lernende mit wenig Vorwissen von einer möglichst hohen Fremdsteuerung ihres Lernprozesses profitieren (Swanson, 1999, Snow & Swanson, 1992, Snow, 1989). Eine solche wird durch sog. direktive und adaptive Instruktionen erreicht, womit im Wesentlichen sinnvoll an die jeweiligen Lernvoraussetzungen angepasste Kombinationen aus Instruktion (d.h. Inputphasen, vorgeführten Lösungsbeispielen etc.) und angeleitetem Üben (d.h. Bearbeitung von vorausgewählten und vorgegebenen Aufgaben) gemeint sind (Hasselhorn & Gold, 2013). Multimediales, computergestütztes Lernen bietet hierbei großes Potenzial, sofern sich die Lernangebote

- am individuellen Vorwissen der Lernenden orientieren.
- insbesondere die Auswertung von Experimenten durch statische wie auch dynamische visuelle Medien unterstützen, um das Vorstellungsvermögen der Lernenden zu schulen.
- kontextorientiert sind und zur Anwendung des erlernten Wissens in verschiedenen (auch fachübergreifenden) Kontexten anregen.
- an weiteren Gestaltungsprinzipien orientieren, die in Kap. 5.2.1. ausgeführt werden (Demuth & Nick, 1993).

Gleichwohl gilt jedoch, dass spätestens an der Universität selbstgesteuerte Lernprozesse von Studierenden erwartet werden – die Studierenden sind selbst für ihren Lernfortschritt, für das Einhalten von Prüfungsbedingungen, für das Beschaffen von Lernmaterial usw. verantwortlich (Schunk & Zimmerman, 1998). Direkte Instruktion und selbstgesteuertes Lernen stehen sich jedoch zu einem großen Teil im Widerspruch: Wenn Lernende hauptsächlich das tun, was Lehrpersonen vorgeben, gibt es keine Notwendigkeit der Selbststeuerung. Ein Propädeutikum ohne direkte und adaptive Instruktion

würde also die Lernvoraussetzungen der Teilnehmer unzureichend beachten, während ein Propädeutikum mit *ausschließlicher* direkter und adaptiver Instruktion das grundlegende Ziel der Selbststeuerung des Lernprozesses eines jeden Teilnehmenden aus den Augen verlieren würde.

Das im Rahmen des Propädeutikums eingesetzte Blended Learning Modell ist nun ein Versuch, direkte und adaptive Instruktion und selbstgesteuertes Lernen miteinander zu verknüpfen. Bereits die Teilnahme am Propädeutikum wird von der Fakultät zwar empfohlen, ist jedoch nicht verpflichtend. Der direkte Anteil beschränkt sich auf die zeitlichen sowie inhaltlichen Vorgaben für die Bearbeitung der Lernmodule, die Empfehlungen des Umgangs mit den Modulen sowie die Vorgabe der Übungsaufgaben und kooperativen Lernmethoden an den Präsenztagen. Das Blended-Learning-Arrangement ermöglicht dabei in dem Sinne selbstgesteuertes Lernen, dass die Studierenden entscheiden müssen, (a) welche Teile der Lernmodule für sie von Bedeutung sind, (b) wann und wie lange (in gegebenem Zeitraum von 2-3 Tagen) sie sich mit den Inhalten des Lernmoduls auseinandersetzen, (c) welche inhaltlichen Fragen sie ggf. an den Präsenztagen (oder bereits vorher per Email) stellen sollten und (d) mit welchen Inhalten sie sich an den Präsenztagen vertiefend auseinandersetzen sollten (Schunk & Zimmerman, 1998). Diese Form der Metakognition ((a) - (d)) hat sich in der Hattie-Studie als lernwirksamste aller untersuchten Einflussfaktoren erfolgreichen Lernens ergeben (Hattie, 2014). Die explizite Erwähnung, dass sie dabei nicht allein arbeiten müssen, sondern auch in Partnerarbeit oder Gruppen arbeiten dürfen, ist ein Versuch, dem oft genannten Kritikpunkt der mangelnden Motivation durch fehlende soziale Interaktion beim E-Learning aktiv entgegenzuwirken (Brouwer & Mcdonell, 2009, Wolter, 2007). Auf diese Art und Weise wird Präsenzlernen mit direkter und adaptiver Instruktion und E-Learning als selbstgesteuertes Lernen miteinander verknüpft.

Diese Kombination aus E-Learning und Präsenzlernen birgt zudem das Potenzial, ein zentrales Problem des reinen E-Learning-Propädeutikums „Chemprep“ der Universität Massachusetts zu lösen. Dort zeigte sich nämlich, dass gerade Studierende mit wenig Vorwissen zu Beginn des Kurses gar nicht erst an der Abschlussklausur teilnehmen, sondern den Kurs frühzeitig abbrechen (Botch et al., 2007). Die Teilnehmer dieses Kurses erhalten an einem Einführungstag Informationen zum Umgang mit den Online-Lernmodulen des Kurses sowie den Termin der Abschlussklausur – darüber hinaus werden sie sich selbst überlassen. Im Sinne der Ergebnisse ATI-Forschung (s.o.) wäre eine Erhöhung der Fremdsteuerung des Lernens – etwa durch direkte und adaptive Instruktion an Präsenztagen – den Lernvoraussetzungen dieser Studierenden angemessen.

Nun ist die dargestellte Verbindung aus Präsenz- und E-Learning lediglich *eine* Möglichkeit, direkte und adaptive, multimediale Instruktion und selbstständiges Lernen miteinander zu verknüpfen – dies wäre auch gänzlich ohne E-Learning in einer Präsenzveranstaltung möglich, die bspw. aus Vorträgen, angeleiteten Übungsphasen und freien Übungsphasen hinsichtlich eigenständig gesetzter Lernziele bestehen könnte. Zudem sind technische Probleme bei der Erstellung von E-Learning-Material und beim Aufrufen des E-Learning-Materials durch die Studierenden sowie die zusätzliche Arbeitsbelastung bei der Erstellung des Materials und Organisation der Veranstaltung durch Dozenten und Tutoren als Gründe gegen den Einsatz von E-Learning in empirischen Studien erhoben worden (Holmes & Gardner, 2006, Laurillard, 2006, Sharpe et al., 2006, Salmon, 2004). Was also ist der Mehrwert durch den Einsatz von E-Learning-Lernmodulen im Rahmen des Propädeutikums? Hier lassen sich im Wesentlichen zwei Gründe anführen (Brouwer & McDonnell, 2009):

Das selbstständige Lernen ist zeit-, orts- und personenunabhängig. Insbesondere in der Zeit vor Beginn des Studiums ist zu erwarten, dass die Studierenden die relative zeitliche und örtliche Flexibilität ihrer Auseinandersetzung mit den fachlichen Inhalten des Propädeutikums begrüßen würden: Sie müssen sich ggf. zeitgleich um einen Wohnsitz in Göttingen, den Aufbau neuer sozialer Kontakte, eine Ummeldung beim Einwohnermeldeamt usw. kümmern. Für die Lehrenden gilt dabei, dass sie in der E-Learning-Phase selbstverständlich für Rückfragen zur Verfügung stehen, jedoch insgesamt im Vergleich zur Lehrtätigkeit in einer Präsenzveranstaltung höchstwahrscheinlich entlastet sind.

Das Feedback in E-Learning-Lernmodulen lässt sich automatisieren. Mittels geschlossener Aufgabenformate erhalten Lernende zeit-, orts- und personenunabhängig eine Rückmeldung bzgl. ihres Lernfortschritts, während Lehrende automatisiert über bestehende Lernschwierigkeiten informiert werden. Dies ist für Studierende durch die entsprechende Unmittelbarkeit und für Lehrende durch die entsprechende Entlastung von Vorteil.

In den nächsten beiden Teilkapiteln erfolgt nun eine genauere Beschreibung der Gestaltungsprinzipien und der Struktur der Lernmodule sowie der Präsenztage des Propädeutikums auf Basis entsprechender Forschungsergebnisse der pädagogischen Psychologie.

5.2.1 Gestaltungsprinzipien der E-Learning-Module

Für die Gestaltung der E-Learning-Module wurden die im Folgenden erläuterten lehr-lern-psychologischen und (chemie)didaktischen Prinzipien angewendet.

Zielvorgabe und Kontrolle der Erreichung der Ziele: Lernen als intentionaler Prozess findet immer mit einem bestimmten Ziel statt (Fritz, Hussy & Tobinski, 2014, Hattie, 2014, Woolfolk, 2014, Hasselhorn & Gold, 2013). Dieses Ziel muss Lernenden und Lehrenden bewusst sein und zugleich muss es eine Kontrolle der Erreichung des Ziels geben. Daher werden in jedem Lernmodul Lernziele formuliert, wobei die Studierenden in einem Pretest-Posttest-Vergleich überprüfen können, ob sie die Ziele erreicht haben.

Vom Einfachen zum Komplizierten: In jedem Lernmodul werden zunächst vergleichsweise einfache und daran anknüpfend vergleichsweise schwierigere Inhalte vermittelt. Dieses allgemein-didaktische Prinzip geht auf die Arbeiten des Didaktikers Comenius im 17. Jahrhundert zurück, wobei Jank und Meyer ausführen, dass es prinzipiell auch umgekehrt werden kann (Jank & Meyer, 2002). Gegen eine solche Umkehr des Prinzips sprechen jedoch zwei Argumente:

- 1) Es ist für Lernende vermutlich weniger motivierend, sich zu Beginn eines Lernmoduls mit einem schwierigen anstelle eines leichteren Lernmaterials zu beschäftigen.
- 2) Es stellt für Lernende in jedem Fall eine höhere intrinsische (d.h. vom Lerninhalt bedingte) kognitive Belastung dar; ggf. eine so hohe Belastung, dass sie überfordert sind und das entsprechende Lernziel daher nicht erreichen. Dabei ließe sich diese intrinsische Belastung reduzieren, wenn die Lernenden zunächst Teile der kognitiven Belastung einer schwierigen Lernaufgabe anhand leichterer Lernaufgaben automatisiert haben (Plass, Kalyuga & Leutner, 2010, Cooper & Sweller, 1994). Hat man bspw. das Konzept eines Atoms im Sinne eines Teilchens auf der submikroskopischen Ebene bestehend aus Protonen im Kern und Elektronen in der Hülle verinnerlicht, so fällt es leichter (oder wird überhaupt erst möglich), sich den Wellencharakter eines Elektrons zu erschließen, als wenn eine solche Verinnerlichung noch nicht erfolgt ist.

Das Prinzip findet daher auch bei der Gestaltung der Lernmodule des Propädeutikums Anwendung.

Vom Bekannten zum Unbekannten: Lernen im Sinne des Wissenserwerbs findet in Interaktion mit dem Wissen statt, welches der Lernende bereits zur Verfügung hat (Krause & Stark, 2006). Dieses sog.

Vorwissen ist jedoch nur unter zwei Bedingungen hilfreich für den weiteren Wissenserwerb – es muss vom Lernenden aktiviert (d.h. bewusst aus dem Gedächtnis hervorgebracht) werden und der Lernende muss bewusst Vorwissen und neues Wissen auf ihre Kongruenz hin analysieren und das Vorwissen an das neue Wissen anpassen bzw. im Extremfall zugunsten des neuen Wissens aufgeben, was als Akkommodation bezeichnet wird. Wird das Vorwissen hingegen dazu genutzt, um das neue Wissen daran anzupassen oder sogar für nichtig zu erklären, spricht man von Assimilation und in diesem Fall ist das Vorwissen hinderlich für den Erwerb des neuen Wissens. Zudem kann Vorwissen auch dann hinderlich sein, wenn es lediglich zu einer vermeintlichen und keiner tatsächlichen Auseinandersetzung mit dem neuen Wissen kommt; einer Art Illusion der Bekanntheit, was als Nivellierung bezeichnet werden kann (Pressley & Brewster, 1990, Alvermann, Smith & Readence, 1985, Peeck, 1982, Piaget, 1975, Bartlett, 1932).

Dazu ein Beispiel: Ein Student hat im Rahmen des Unterrichts (ohne Beabsichtigung der Lehrperson) die Fehlvorstellung erworben, dass der chemische Gleichgewichtszustand dann erreicht ist, wenn die Stoffmengen von Edukten und Produkten gleich sind. Er liest nun einen Text, in dem das chemische Gleichgewicht auf eine andere Art und Weise definiert wird; dass nämlich ein konstantes Verhältnis zwischen Eduktkonzentrationen und Produktkonzentrationen im Gleichgewichtszustand vorliegt – was im Gegensatz zum Vorwissen des Studenten einer wissenschaftlich angemessenen Beschreibung entspricht. Hinsichtlich des Lernprozesses des Studenten resultieren diese Möglichkeiten:

- Der Student macht sich die in seinem Gehirn gespeicherte Definition des Gleichgewichtszustandes bewusst, stellt die Unstimmigkeit zur im Text gegebenen Definition fest und speichert die neue Definition ab (Aktivierung und Akkommodation). Das Vorwissen ist in diesem Fall *hilfreich* für den Lernprozess – es dient als Folie für das neue, wissenschaftlich angemessene Konzept.
- Der Student ruft die ihm bekannte Definition des Gleichgewichtszustandes aus dem Langzeitgedächtnis ab und stellt die Unstimmigkeit zur im Text gegebenen Definition fest, behält allerdings seine Definition bei und wertet die im Text gegebene als falsch (Aktivierung und Assimilation). Hier ist das Vorwissen *nachteilig* für den Lernprozess – es behindert die Aneignung eines wissenschaftlich angemessenen Konzeptes.
- Der Student erinnert sich beim Überfliegen des Textes an die ihm bekannte Definition des Gleichgewichtszustandes und merkt beim Lesen gar nicht (oder vergisst direkt wieder), dass im Text eine andere Definition gegeben wird (Aktivierung und Nivellierung). Auch hier ist das Vorwissen gleichsam *nachteilig* für den Lernprozess wie bei einer Assimilation.

- Der Lernende speichert das neue Wissen ab und erinnert sich nicht daran, dass er bereits eine andere Definition zum Gleichgewichtszustand gelernt hat (keine Aktivierung). Hier hat das Vorwissen *keinen Einfluss* auf den Lernprozess.

In jedem Fall wird deutlich, dass eine Aktivierung des Vorwissens angeregt werden sollte –dadurch wird entweder der Lernprozess unterstützt oder es bedarf einer entsprechenden Modifikation zugunsten eines neuen, angemessenen Wissens. Diese Aktivierung erfolgt im Rahmen der E-Learning-Module mit Hilfe eines Pretests, der Aufgaben zu den entsprechenden Lernzielen des anschließenden Lernmoduls enthält.

Didaktische Reduktion und Unterstützung des Konzeptwechsels: Neben der Art des Vorwissens sowie der Art der Aktivierung dieses Vorwissens ist auch der Umfang des neu zu erwerbenden Wissens hinsichtlich des Lernprozesses enorm bedeutsam. Eine grundlegende Begrenzung dieses Wissens bzw. der Kompetenzen, welche die Lernenden in der Anwendung des Wissens erwerben sollen (quantitative didaktische Reduktion), wurde durch die Gespräche mit den Lehrenden der Universität Göttingen im Abgleich mit den Kerncurricula für Chemie in Deutschland vorgenommen (vgl. Kap. 3.2.1.1). Hinsichtlich dieser Auswahl und der damit festgelegten Lernziele der Lernmodule erfolgt die Betrachtung naturwissenschaftlicher Prozesse keinesfalls mittels aller der Forschung bekannten Theorien oder Facetten der Phänomene, sondern es erfolgt eine grundlegend beschränkte Auswahl und Fokussierung. Daher erfolgt bspw. die Darstellung des elektrochemischen Gleichgewichts an einer Elektronenoberfläche ohne eine Diskussion des chemischen Potentials; außerdem wird das Löslichkeitsprodukt schwerlöslicher Salze ohne das HSAB-Konzept dargestellt usw.

Durch entsprechende Ausblicke oder durch zunächst eingeschränkte und anschließend weiterführende Betrachtungen des gleichen Phänomens in einem anderen Blickwinkel (vertikale qualitative didaktische Reduktion) wird dabei sichergestellt, dass...

- den Lernenden die Auswahl und Fokussierung der betrachteten Aspekte und behandelten Theorien transparent bleibt.
- keine fachlich falsche oder unvollständige Darstellung erfolgt (Prinzip der fachlichen Richtigkeit; vgl. hierzu insbesondere das Phänomen der Volumenkontraktion der Mischung von Ethanol und Wasser in Kap. 7.14).
- die Darstellung derart erfolgt, dass sie ausbaufähig ist, ohne dass die Lernenden ihre bisherigen Vorstellungen völlig aufgeben müssen (Prinzip der fachlichen Ausbaufähigkeit) (Grüner, 1967). Beim Lernen im Sinne eines Wissenserwerbs werden Konzepte, d.h. mentale Informationsmuster zur Einordnung und Lösung von Aufgaben und Problemen gebildet (Carey,

2009, Murphy, 2002). Ein Konzeptwechsel kann dabei als Austausch (conceptual change) eines verinnerlichten Konzeptes durch ein anderes oder als Modifizierung (conceptual growth) eines bestehenden Konzeptes vermittelt werden. Ersteres ist dabei dringlichst zu vermeiden: Kaum etwas ist ernüchternder und demotivierender als die Erkenntnis „Was ich gelernt habe, ist völlig falsch“ (Linnenbrink & Pintrich, 2004, Grüner, 1967). Letzteres ist ein Prozess, den Lernende im konstruktivistischen Sinne selbst für notwendig halten und vollziehen müssen (Ruhf, 2003, Stark, 2002, Duit, 2000, Vosniadou, 1999). Es ist daher sehr wichtig, in der Progression der jeweils in den Lernmodulen behandelten Konzepte (bspw. der verschiedenen Atommodelle von Dalton bis zum Orbitalmodell) jeweils konkret und kleinschrittig aufzuzeigen, warum ein Konzeptwechsel nötig ist und welche neuen Erklärungsmöglichkeiten für Phänomene sich mit Hilfe des neuen Konzeptes ergeben (Amin, Smith & Wisner, 2015, Ruhf, 2003, Stark, 2002, Duit, 2000, Vosniadou, 1999). Insbesondere die Darstellung des Bohr'schen Atommodells unter Berücksichtigung des Korrespondenzprinzips ist hierbei hervorzuheben (vgl. Kap. 6.4).

Neben dieser quantitativen erfolgt auch eine qualitative didaktische Reduktion im Sinne einer möglichst unmittelbar zugänglichen Darstellung der Lerngegenstände (Grüner, 1967). Dabei spielen die im Weiteren beschriebenen Prinzipien der *Multimedialität*, der *Lösungsbeispiele* und der *Textverständlichkeit* eine zentrale Rolle.

Multimedialität: Bezüglich der Gestaltung der Lernmodule wurden die empirisch gesicherten Gestaltungsprinzipien multimedialer Lerneinheiten nach Mayer berücksichtigt:

- Es wurden möglichst viele erklärende und veranschaulichende Abbildungen und Videos/Animationen erstellt und in der Nähe des jeweiligen Textes hinzugefügt (Multimedia-Prinzip, Kohärenz-Prinzip und Prinzip räumlicher Kontiguität).
- Die Videos und Animationen wurden zeitlich abgestimmt vertont (Modalitätsprinzip und Prinzip zeitlicher Kontiguität) (Mayer, 2009).

Hinsichtlich des Einsatzes der zweidimensionalen und dreidimensionalen Computermodelle zur Visualisierung von Zuständen (z.B. Atom- und Bindungszustände, Strukturformeln usw.) und Prozessen (z.B. die Ausbildung von Bindungen, Elektronen- oder Protonenübertragungen, Diffusions- und Löseprozesse usw.) auf der Teilchenebene lassen sich die folgenden Vorteile gegenüber plastischen Modellen ausmachen (Saborowski & Reiners, 2000):

- Sie kommen ohne zahlreiche Zusatzmaterialien aus, die keine Analogie zur submikroskopischen Ebene aufweisen und daher leicht zur Bildung von Fehlvorstellungen der Lernenden führen können (z.B. Baumaterial, Klebstoff und/oder Verbindungselemente) (Graf, 2001).
- Sie haben aufgrund ihrer mangelnden physischen Präsenz von Natur aus einen höheren Abstraktionscharakter, wodurch für die Lernenden deutlicher wird, dass es sich bei allen Modellen der submikroskopischen Ebene um Denkmodelle ohne physische Realität handelt, die entsprechend veranschaulicht werden können (Barke, 2006) (vgl. Kap. 6.1).
- Schließlich lassen sich auf dem digitalen Wege leichter verschiedene Modelle für den gleichen Sachverhalt (d.h. verschiedene Atom- Bindungs- und Reaktionsmodelle) einander gegenüberstellen, wodurch die Fehlvorstellung vermieden werden kann, es gäbe ein „richtiges“ Modell (vgl. Kap. 6, 7 und 8).

Auf dieser Grundlage wurden bereits weltweit verschiedene Projekte zur multimedialen Darstellung von Atom-, Bindungs- und/oder Reaktionsmodellen durchgeführt, deren Evaluationen stets den Schluss zulassen, dass sowohl das Denken in Modellen wie auch das konzeptionelle Verständnis chemischer Grundlagen der Teilnehmenden verbessert werden konnte. Darunter fallen u.a. die folgenden:

- Das Projekt „Neue Wege zum Teilchenkonzept“ der Universität Bremen sowie die Neuauflage des Projektes „Neue Wege zum Teilchenkonzept 2.0“ (Eilks & Krause, 2015, Eilks & Möllering, 2001).
- Ein Hypermedia-Lernnetz zu Themen zu zahlreichen Themen im Bereich chemische Bindung und chemische Reaktion (Schmitz & Tausch, 2001).
- Das „PHET Interactive Simulations“-Projekt der University of Colorado Boulder (Moore et al., 2014).
- Das ChiLe-Projekt der Carl-von-Ossietzky-Universität Oldenburg (Pietzner, 2014).
- Das KinCem-Project der Universidade Federal do Ceará in Brasilien (da Silva Júnior et al., 2014).
- Verschiedene Multimedia-Programme der Uniwersytet Adam-Mickiewicza (z.B. „Stickstoff im Ökosystem) (Gulinska & Burewicz, 1997).
- Die Lernplattform CHEMGAROO und ihr Einsatz im Chemieunterricht der Sekundarstufen I und II (Hantelmann & Heinzerling, 2010).
- Das Projekt „Multimediale Lernhilfen zur systemischen Strukturierung des Lehr-/Lerninhaltes ‚Chemische Bindung‘ im Chemieunterricht der Sekundarstufen I und II“ der Universität Köln (Reiners, 2003).

- Das CHEM-Net-Hypermedia-Framework (Nick & Andresen, 2001, Nick et. al., 2001).

Ein umfangreicher Überblick hinsichtlich entsprechender Projekte im deutschsprachigen Raum findet sich in der Literatur (Eilks et al., 2004). Darüber hinaus haben Barke und Sopandi in diesem Zusammenhang durch eine empirische Studie mit 406 SuS der Jahrgänge 9 bis 12 herausgefunden, dass das räumliche Vorstellungsvermögen dieser SuS signifikant mit dem Chemieverständnis korreliert ($r = 0,482$; $p < 0,01$), weshalb es im Chemieunterricht besonders wichtig erscheint, angemessene Vorstellungen der submikroskopischen Ebene zu entwickeln (Barke & Sopandi, 2006).

Dabei werden die Animationen zur Visualisierung dynamischer Prozesse und zur Verdeutlichung von Vorgängen auf der submikroskopischen Ebene eingesetzt, was sich als deutlich lernwirksamer im Vergleich zum Lernen mit statischen Medien herausgestellt hat, sofern Lernende sich aktiv mit Ihnen auseinandersetzen (Höffler & Leutner, 2007, Tversky, Morrison & Betrancourt, 2002, Steiner, 2001, Williamson & Abraham, 1995).

Lösungsbeispiele und Vertiefungsaufgaben: Lernende mit niedrigem Vorwissen profitieren von erklärten Lösungsbeispielen hinsichtlich lernzielbezogener Aufgaben, an denen sie sich orientieren können – dies wird in der pädagogischen Psychologie *worked-example-effect* genannt (Renkl, 2011, Cooper & Sweller, 1987). Durch die Auseinandersetzung mit Lösungsbeispielen konstruieren Lernende mit wenig (oder gar keinem) Vorwissen kognitive Schemata, die dann nach einer gewissen Übungszeit bei entsprechenden Aufgaben abgerufen und angewendet werden (Atkinson et al., 2000). Lernende mit höherem Vorwissen, welche diese Schemata bereits erworben und ihre Anwendung automatisiert haben, profitieren sowohl theoretisch als auch empirisch erwiesen wenig bis gar nicht von Lösungsbeispielen - für diese Lernenden sind Lösungsbeispiele redundant (Kalyuga, Chandler & Sweller, 1998). Da sich das Propädeutikum jedoch explizit an Studierende mit niedrigem Vorwissen richtet, werden daher zahlreiche Lösungsbeispiele in die Lernmodule integriert, bspw. zur Berechnung der Konzentration von konzentrierter Salzsäure-Lösung, zum Aufstellen von Redoxgleichungen usw. Diese werden zudem möglichst kleinschrittig präsentiert, was ihre Effektivität für erfolgreiche Lernprozesse nachweislich erhöht (Gerjets, Scheiter & Kleinbeck, 2004, Gerjets, Scheiter & Catrambone, 2004, Catrambone, 1994).

Darüber hinaus zeigt die empirische Forschung ebenfalls, dass qualitativ hochwertige Selbsterklärungen grundsätzlich lernförderlich sind (sog. *self-explanation-effect*) und die allgemeine Förderung von Selbsterklärungsqualität durch gezielte Aufforderungen zur Organisation („Erkläre dir, wie die einzelnen Elemente zusammenhängen“) und Elaborationen („Erkläre dir, wie man die dargestellten Zusammenhänge auf andere Beispiele übertragen kann“) insbesondere bei leistungsschwächeren Lernenden erfolgreich ist (Renkl et. al., 1998, Stark, 1999, Wong, Lawson &

Keeves, 2002, Große & Renkl, 2004). Um nun *worked-example-effect* und *self-explanation-effect* gleichermaßen zu nutzen, werden zunächst Lösungsbeispiele gegeben, die jedoch nicht nur auf einfache Anwendungsbeispiele angewendet werden müssen (praktisch kein *self-explanation-effect*), sondern auch auf komplexe Transferaufgaben, bei denen zur qualitativ hochwertigen Selbsterklärung angeregt wird.

Textverständlichkeit: Darüber hinaus wurden die *Prinzipien des Hamburger Verständlichkeitsmodells für Texte* angewendet (Schulz von Thun, 1981):

- lange Sätze wurden vermieden,
- die Texte wurden nach Sinneinheiten auf verschiedene ILIAS-Seiten sowie auch innerhalb einer Seite durch Absätze, rote Kästen und blaue Kästen gegliedert (Mayer & Moreno, 2003),
- es wurden möglichst allgemeinbekannte Wörter verwendet,
- Fachbegriffe wurden systematisch definiert, bevor sie verwendet wurden, und
- Der Text wurde durch Personalpronomen explizit an die Leser adressiert (Mayer, 2009).

Unterstützung der Vernetzung von Konzepten: Die Konzepte der Chemie stehen nicht isoliert nebeneinander, sondern jeweils durch bestimmte Beziehungen vernetzt: Ein „Ion“ ist ein geladenes „Atom“, „Oxidation“ ist ein Gegenprozess zur „Reduktion“ usw. (Taber, 2002). Diese Vernetzungen müssen sich Lernende beim Erwerb und auch bei der Anwendung von Konzepten hinsichtlich bestimmter Aufgaben oder Probleme vergegenwärtigen. Beispielsweise müssen selbst bei vergleichsweise einfachen Aufgaben wie der Erklärung der Leitfähigkeit von Wasser und Salzwasser bereits zahlreiche Konzepte wie „Molekül“, „Ion“, „Leitfähigkeit“, „Leitfähigkeitsprüfer“, „Autoprotolyse“, „Hydronium-Ionen“, „Hydroxidionen“ usw. kombiniert und angewendet werden. In einer empirischen Studie mit $n = 50$ Schulklassen am Ende der Sekundarstufe I konnte gezeigt werden, dass das Vernetzungsniveau im Physikunterricht einen signifikanten Einfluss auf das konzeptionelle Verständnis der Lernenden hat. Somit verstehen Lernende Zusammenhänge zwischen verschiedenen Konzepten besser, umso mehr und umso tiefergehende Vernetzungsangebote von der Lehrperson gegeben werden (z.B. „Nun überlegt nochmal: Welche Zusammenhänge bestehen zwischen „Kraft“ und „Arbeit“?“). Für den Chemieunterricht konnte ein solcher Einfluss in der gleichen Studie nicht festgestellt werden, was jedoch auch mit der Beobachtung einherging, dass sich die Vernetzungsniveaus zwischen den Chemielehrkräften weniger stark unterscheiden haben als zwischen den Physiklehrkräften und insgesamt einen niedrigeren Mittelwert aufwiesen (Neumann, Fischer & Sumfleth, 2008). Grundsätzlich kann also davon ausgegangen werden, dass auch das Verständnis chemischer Sachverhalte durch die aktive Vernetzung von Konzepten gefördert werden kann. Das

Lernmodul unterstützt daher den Prozess konzeptueller Vernetzung, indem in einer Sequenz aufeinander aufbauender Konzepte

- das jeweilige Vorwissen der Studierenden aktiviert wird (s.o.),
- neue Konzepte eindeutig und unter Verwendung von Beispielen definiert werden,
- Gemeinsamkeiten, Unterschiede und Grenzbereiche von Konzepten explizit und kleinschrittig aufgezeigt werden, wobei eine Orientierung an den Basiskonzepten der Bildungsstandards in Chemie erfolgt (bspw. durch die Kontrastierung von Redoxreaktionen (Übertragung von Elektronen) und Säure-Base-Reaktionen (Übertragung von Protonen), welche beide nach einem Donator-Akzeptor-Prinzip ablaufen) und schließlich
- Lösungsbeispiele für zu bewältigende Aufgaben gegeben werden, bevor die Studierenden selbst Aufgaben lösen (s.u.) (Kollar et al., 2014, KMK, 2004, Taber, 2002, Seel, 2000).

An den Präsenztagen werden zudem sog. Concept-Map-Aufgaben eingesetzt, in denen die Lernenden dazu angeleitet werden, Beziehungen zwischen verschiedenen Konzepten hinsichtlich eines bestimmten Themas herzustellen (Kap. 5.2.3).

Berücksichtigung bekannter Fehlvorstellungen: Besondere Bedeutung hat die Unterstützung des Konzeptwechsels bei der Berücksichtigung der Fehlvorstellungen von Studierenden. Wie bereits in Kap. 4.2 dargestellt können Fehlvorstellungen hinderlich für den Erwerb angemessener, wissenschaftlicher Konzepte sein. Daher sollten Fehlvorstellungen der Studierenden *aufgedeckt* und *vor Augen geführt* werden – durch die Konfrontation mit der eigenen Fehlvorstellung wird bestenfalls ein kognitiver Konflikt ausgelöst, der zum Abbau der Fehlvorstellung und zum Aufbau eines angemessenen Konzeptes führt (Friedrich et al., 2016, Ruhf, 2003, Stark, 2002, Duit, 2000, Vosniadou, 1999, Driver et al., 1994, Pfundt, 1975). Aufdecken lassen sich die Fehlvorstellungen durch entsprechend gestaltete geschlossene Aufgaben im Rahmen des Lernmoduls, wobei Distraktoren als Antwortmöglichkeiten bestimmte Fehlvorstellungen implizieren. In Abb. 9 ist eine Beispielaufgabe gegeben - alle kursiv geschriebenen Antwortmöglichkeiten sind Distraktoren, die auf bestimmte Fehlvorstellungen hinweisen.

Welche Aussagen treffen auf den Begriff „Orbital“ zu?

- Ein Orbital ist ein Aufenthaltsbereich für bis zu zwei Elektronen.
- Ein Orbital beschreibt einen exakten Aufenthaltsbereich für ein Elektron.*
- Orbitale können verschiedene Formen haben. Sie können z.B. kugel- oder hantelförmig sein.
- Ein Orbital entspricht einer Schale im Schalenmodell.*

Abb. 9: Beispielaufgabe zum Aufdeckung von Fehlvorstellungen. Bei allen kursiv formulierten Antwortmöglichkeiten handelt es sich um Distraktoren.

Darüber hinaus werden auch Aufgaben zum Verständnis von Abbildungen und (insbesondere) Modelldarstellungen gestellt, um zu vermeiden, dass Fehlvorstellungen aufgrund von Fehlinterpretationen entstehen: Die Gefahr besteht nicht nur bei mechanischen Modellen (so etwa die Vorstellung eines „Aneinanderklebens“ von Ionen aufgrund einer Fehlinterpretation eines selbst gebastelten Anschauungsmodells), sondern bspw. auch bei der Interpretation des Plus- und Minuszeichens in der Darstellung von Wellenfunktionen (Harrison & Treagust, 2000, Butts & Smith, 1987).

Vor Augen führen lassen sich die Fehlvorstellungen durch das jeweilige fehlerorientierte Feedback auf einen Disktraktor bei Zwischenaufgaben im Lernmodul sowie im Posttest. Als Feedback für den Disktraktor „Ein Orbital entspricht einer Schale im Schalenmodell“ kann beispielsweise der folgende Text gegeben werden: „Das stimmt leider nicht – Die Schale als grundlegendes Energieniveau wird durch die Quantenzahl n festgelegt. Für ein n gibt es im Orbitalmodell aber verschiedene Orbitale; für $n = 2$ gibt es zum Beispiel $2s$, $2p_x$, $2p_y$ und $2p_z$! Schau dir bitte die genaue Beschreibung des Modells ab Seite 22 des Lernmoduls noch einmal an, falls dir das unklar sein sollte.“

Grundsätzlich werden hinsichtlich des Umgangs mit Fehlvorstellungen im Rahmen der Lernmodule antropomorphistische bzw. animistische Sprechweisen (z.B. „Ein Natriumatom gibt ein Elektron ab, weil es stabil sein möchte“; „Natriumatome und Chloratome wollen eine Bindung eingehen“ oder „Salzsäure zerfrisst ein unedles Metall“) vermieden. Diese aus dem konkret-operationalen kognitiven Entwicklungsstadium nach Piaget sowie aus der Übertragung von umgangssprachlichen Verwendungen und/oder Alltagskonzepten (z.B. „Bindung“ als „zwischenmenschliche Beziehung“) stammenden Sprechweisen werden oftmals von SuS im Chemieunterricht der Sekundarstufe I verwendet (Piaget & Inhelder, 1972). Der dortige Umgang mit ihnen ist in der didaktischen Literatur umstritten: Einerseits wird ihrer Verwendung durch die Lehrkraft von Püttschneider, Lück und Haupt eine motivierende, positiv affektive und verständnisfördernde Funktion zugeschrieben, wobei den Lernenden von selbst bewusst ist, dass es sich um Analogien handelt; andererseits beschreiben Barke und Taber, dass diese Sprechweisen von den Lernenden durch geeignetes Material so früh wie möglich reflektiert und abgebaut werden müssen, um einem Verständnis der zugrundeliegenden Konzepte der

Chemie nicht im Wege zu stehen (Haupt, 1990, Taber, 1997 B, Barker, 2000, Pütttschneider & Lück, 2004, Barke, 2006).

Nun könnten die Lernmodule des Propädeutikums antropomorphistische und animistische Sprechweisen und fachsprachlich korrekte Formulierungen gegenüberstellen, um ggf. vorhandene Fehlvorstellungen der Lernenden aufzugreifen und abzubauen, ebenso wie mit allen anderen berücksichtigten Fehlvorstellungen verfahren wird. Die folgenden beiden Gründe sprechen jedoch für eine rein fachsprachlich korrekte Darstellung der Inhalte:

- Die Lernenden haben das konkret-operationale Entwicklungsstadium nach Piaget mit dem Erlangen des Abiturs bei weitem überschritten. Daher ist zu erwarten und vorauszusetzen, dass der Umgang mit abstrakten Denkmodellen für die Lernenden möglich ist (Piaget & Inhelder, 1972).
- Die Lernenden sollen und wollen auf ein Chemiestudium vorbereitet werden, wodurch die Lernmodule als Modelltexte einer fachlich korrekten Beschreibung und Anwendung chemischer Konzepte dienen sollten.
- Eine Berücksichtigung antropomorphistischer und animistischer Sprechweisen hätte daher angesichts des Entwicklungsstandes und der Lernmotivation der Teilnehmenden eher demotivierende als motivierende Wirkung und könnte ggf. sogar erst zur Bildung von Fehlvorstellungen führen.

Interaktivität und Feedback: Multimedia-Angebote definieren sich zu einem entscheidenden Teil durch ihren Grad an Interaktivität, d.h. durch die Möglichkeit, mit den Nutzern in einen Austausch zu treten (Schulmeister, 2002, Sacher, 1996). Automatisches Feedback stellt einen wichtigen Teil dieser Interaktivität dar: Geht man davon aus, dass Lernen ein intentionaler Prozess mit einem zuvor definierten Lernziel ist, so benötigt der Lernende nach einer entsprechenden Lernphase eine Rückmeldung darüber, ob das Lernziel erreicht wurde oder nicht (Kulhavy & Stock, 1989). Diese Rückmeldung muss individuell (d.h. konkret auf einen bestimmten Lernprozess einer Person bezogen) sein und sie sollte unmittelbar nach Beendigung des Lernprozesses erfolgen, damit notfalls ein weiterer Lernprozess eingeleitet werden kann, gar nicht erst falsche Vorstellungen bzgl. der eigenen Fähigkeiten entstehen oder sich gar Fehlvorstellungen im Sinne von wissenschaftlichen Konzepten abweichende Konzepte festigen (Barke, 2006, Taber, 2002, Corbett & Anderson, 1995). Ein selbstgesteuerter Lerner generiert zwar von sich aus ein sog. internes Feedback, indem er selbst überprüft, ob er das neu gelernte Wissen verstanden hat und anwenden kann; allerdings ist die Selbststeuerung zugleich Ausgangspunkt und Ziel des Lernprozesses (Siehe Kap. 4.3.2) (Weinert, 1996). Daher sollte eine Interaktion zwischen internem Feedback des Lernenden und externem,

automatischen Feedback des Lernmoduls hervorgerufen werden, wodurch selbstgesteuertes Lernen nachweislich unterstützt werden kann (Narciss, 2012, Butler & Winne, 1995, Zimmerman & Martinez-Pons, 1990).

Im Lernmodul wird dies durch Zwischenaufgaben, Pretestaufgaben und Posttestaufgaben realisiert. Durch die Zwischenaufgaben werden die Lernenden dazu angeregt, sich aktiv mit den Texten, Abbildungen, Videos und Animationen des Lernmoduls auseinanderzusetzen (Moriz, 2008, Spector et al., 2001;). Dabei werden zwei Arten von Zwischenaufgaben eingesetzt:

- Beobachtungs- und Interpretationsaufgaben für die Videos und Animationen der Lernmodule zur Lenkung der Wahrnehmung von Studierenden (Kalyuga, Chandler & Sweller, 2000, Jeung, Chandler & Sweller, 1997) sowie
- Zwischenaufgaben zur Anwendung und Vertiefung der vermittelten Inhalte der jeweiligen ILIAS Seite/Seiten (bspw. zur Deutung eines Phänomens auf der submikroskopischen Ebene, Anwendung einer im Text genannten Regel oder Formel, Bedeutung einer bestimmten grafischen Darstellung usw.)

Zwar liegen die Aufgaben ausschließlich im geschlossenen Format vor, wodurch sich die in Kap. 5.2 genannten Vorteile der Automatisierung für die Lernenden und die Lehrenden ergeben; dennoch mangelt es durch die Vielfalt der Aufgabenformate (Multiple-Choice, Single-Choice, Zuordnung und numerisch), durch intertextuelle Bezüge zwischen einzelnen Lernmodulen und die oben beschriebene Kombination aus Präsenz- und Onlinelernen weder an Offenheit, noch liegen ausschließlich Reproduktionsaufgaben, sondern hauptsächlich Anwendungs- und Vertiefungsaufgaben vor, sodass auch die Komplexität nicht zu gering ist (Eilks et al, 2004). Dabei dienen die Pretestaufgaben der Vorwissensaktivierung, bevor eine Auseinandersetzung mit dem Lernmodul erfolgt. Schließlich dienen die Posttestaufgaben der Sicherung des erworbenen Wissens nach der Bearbeitung des Lernmoduls.

Bezüglich des externalen, automatischen Feedbacks auf eine bearbeitete Aufgabe ist jedoch die Frage nach der Bestimmtheit und der Beschaffenheit des Feedbacks zu stellen:

- Sollten die Lernenden lediglich eine Rückmeldung über die Korrektheit der Bearbeitung erhalten (sog. Richtig-Falsch-Feedback) oder
- Sollte man bei falschen Antworten eine Erklärung geben, warum die Antwort falsch ist und wie man vorgehen sollte, um die Aufgabe richtig zu lösen (sog. fehlerorientiertes Feedback)?

Es erscheint grundsätzlich wenig sinnvoll, lediglich ein Richtig-Falsch-Feedback zu geben, da hieraus für den Lernenden keine Handlungsempfehlungen oder Hilfestellungen resultieren, die er oder sie offensichtlich benötigt. Dies wird durch experimentelle Studien belegt, in denen erklärendes Feedback im Vergleich zum Richtig-Falsch-Feedback einen stärkeren Effekt auf die Lernleistung hat, was sogar unabhängig vom Vorwissen des Lernenden gilt (Narciss & Huth, 2006, McKendree, 1990). Daher wird den Studierenden am Ende eines Lernmoduls hinsichtlich aller festgelegten Lernziele ein fehlerorientiertes Feedback gegeben. Dabei werden im Rahmen der Handlungsempfehlungen auch konkrete Rückverweise auf das Lernmodul gegeben. Bei richtigen Antworten wird zudem ein positives, bestätigendes Feedback gegeben, welches sich als motivationsfördernd herausgestellt hat (Mumm & Mutlu, 2011).

Schließlich muss jedoch betont werden, dass sich die Forschungsergebnisse von Narciss, Huth und McKendree auf Feedback nach einem im Rahmen der Untersuchungen initiierten Lernprozess beziehen (Narciss & Huth, 2006, McKendree, 1990). Da im Rahmen der Lernmodule des Propädeutikums nun ebenfalls eine Vorwissensaktivierung anhand eines entsprechenden Tests erfolgen soll, stellt sich die Frage, welcher Bestimmtheitsgrad für ein Feedback auf ebendiese Tests angemessen ist: Teilte man den Lernenden schon zu Beginn des Lernmoduls in einem fehlerorientierten Feedback mit, welche Fehler sie bei welcher Aufgabe machen und was die richtigen Antworten gewesen wären, so bestünde die Gefahr, dass sie sich gar nicht erst mit dem Lernmodul auseinandersetzen, sondern lediglich versuchen, einen möglichst fehlerfreien Test zu bekommen. Daher erhalten die Lernenden an dieser Stelle lediglich ein Richtig-Falsch-Feedback für jede Aufgabe – dieser Grad an Bestimmtheit ist für die Lernenden immer noch ausreichend, um ein Bild ihrer Fähigkeiten hinsichtlich bestimmter Lernziele (z.B. der Bestimmung von Oxidationszahlen) zu erhalten und bei der Arbeit mit den Lernmodulen gezielt an ihren individuellen Schwachstellen zu arbeiten.

Kontextorientierung und Emotionalisierung: Es wurde zudem darauf geachtet, die Lernmodule möglichst kontextorientiert zu gestalten, wobei nicht nur Bezüge zur Lebenswelt hergestellt wurden, sondern auch Bezüge zur Forschungsgeschichte der Chemie. Zwar geht es im Propädeutikum um die Vermittlung fachwissenschaftlicher Wissensstrukturen und nicht um das Erlangen von gesellschaftlicher, wissenschaftlicher Diskursfähigkeit; jedoch hat sich das Vermitteln naturwissenschaftlicher Inhalte in lebensweltlichen Kontexten empirisch nicht nur als motivationssteigernd und interessensfördernd, sondern auch als verständnisfördernd im Vergleich zu nicht-kontextorientierten Verfahren erwiesen (Martensen, 2008, Bennett, Hogarth & Lubben, 2005). Ebendieses wird auch Bezügen zur Forschungsgeschichte zugesprochen, welche die Basis des historisch-problemorientierten Unterrichtsverfahrens bilden (Jansen, 2014).

In diesem Zusammenhang ist es aus neuodidaktischer Sicht enorm wichtig, Spannung, Neugierde und Freude am Lernen zu erwecken: Dadurch wird das Gehirn über das limbische System durch entsprechende hormonelle Steuerungen bestmöglich aktiviert (Herrmann, 2009). Dies kann nicht nur durch entsprechende Kontexte, sondern auch durch ehrliche Mutzusprechungen, positives Feedback (s.o.), angemessenen Humor sowie die Aufforderung zu sinnvollen Pausen gelingen, was selbstverständlich nicht nur für die Gestaltung der Lernmodule, sondern insbesondere für das Präsenzlernen gilt (s.o.). Zudem ist zu berücksichtigen, dass es auch negativ-aktivierende Emotionen (z.B. Angst davor, den Stoff nicht bis zum Abschlusstest zu lernen) und dass es auch positiv-desaktivierende Emotionen gibt (z.B. totale Entspannung, die zu verringerter Leistungsbereitschaft führt), sodass für die Texte der Lernmodule und die Arbeitsatmosphäre während der Präsenztage ein angemessenes Verhältnis aus Druck und Entspannung herrschen sollte (Pekrun & Schiefele, 1996).

Trennung von makroskopischer, submikroskopischer und symbolischer Ebene: Als eine der grundlegenden Lernschwierigkeiten in der Chemie gilt der Wechsel vom Kontinuums- in das Diskontinuumsdenken, d.h. der Wechsel zwischen phänomenologischer, makroskopischer und nicht-phänomenologischer, submikroskopischer Ebene. Hinzu kommt die symbolische Ebene, welche im sog. chemischen Dreieck als Bindeglied zwischen den beiden anderen Ebenen fungiert (Johnstone, 2000). Es gilt, hinsichtlich der Verwendung von Sprache und Bildern auf eine systematische Trennung dieser Ebenen zu achten, um einerseits Lernende nicht kognitiv zu überlasten und andererseits die Bildung von Fehlvorstellungen zu vermeiden (Barke, 2006, Johnstone, 2000). Ein Wassermolekül besteht bspw. nicht aus den elementaren Stoffen Wasserstoff und Sauerstoff (makroskopische Ebene), sondern aus *Atomen* der Elemente Wasserstoff und Sauerstoff (submikroskopische Ebene), während bspw. Eigenschaften wie Aggregatzustand, Farbigkeit u.a. *Stoffeigenschaften* und keine Eigenschaften von Atomen und Molekülen sind. Zudem sollte die Bedeutung der symbolischen Ebene für die makroskopische und submikroskopische Ebene explizit herausgestellt werden: „Fe_(s)“ bedeutet beispielsweise auf der makroskopischen Ebene „festes Eisen“ und auf der submikroskopischen Ebene „ein Eisen-Atom des festen Eisens“. Um nun Verwechslungen zwischen Stoff- und Teilchenebene bei der Beschreibung von Phänomenen wie bspw. der Löslichkeit zu vermeiden, werden Stoffbezeichnungen stets in Worten (z.B. „Wasser“) und Bezeichnungen auf der submikroskopischen Ebene zunächst in einer Kombination aus Symbolsprache und Bezeichnung der Teilchenart in Worten (z.B. „H₂O-Molekül“ oder „Na⁺-Ion“) und anschließend in Worten (z.B. „Wasser-Molekül“ oder „Natrium-Kation“) vorgenommen. Letzteres dient insbesondere dazu, Fachbegriffe wie „Oxonium-Ion“ oder „Hydroxid-Ion“ zu erlernen und sicher anzuwenden.

Schließlich wird ein direkter Kurzschluss zwischen makroskopischer und symbolischer Ebene vermieden, ohne einen Prozess oder Zustand explizit auf der submikroskopischen Ebene zu behandeln und

zu visualisieren – Lernende werden in diesem Fall mit ihrer Vorstellungsbildung allein gelassen und entwickeln ggf. Fehlvorstellungen (Barke, 2006, Johnstone, 2000, Barke, 1985).

Darstellung chemischer Theorien und Modelle im Zusammenhang mit Experimenten: Chemie ist eine empirische Wissenschaft – Erkenntnisse werden auf induktivem wie auch auf deduktivem Wege mit Hilfe von Experimenten gewonnen (Kranz & Schorn, 2008, Pfeifer, Lutz & Bader, 2002). Eine Zusammenfassung allgemeiner und anorganisch-chemischer Grundlagen ohne den Bezug auf Bestätigungsexperimente hinsichtlich dargestellter Theorien (bspw. der Übergang vom klassischen zum erweiterten Redox-Konzept durch die Ähnlichkeiten der Reaktion von Natrium in Sauerstoff und Natrium in Chlor) wäre gegenüber der wissenschaftlichen Disziplin unangemessen. Folglich werden die theoretischen Grundlagen im Zusammenhang mit Experimenten vermittelt.

Dabei wird der Grundsatz gewählt: Realexperiment mit entsprechender Visualisierung der submikroskopischen Ebene vor Modellexperiment! Letzere werden bspw. im Zusammenhang mit der Verdeutlichung des dynamischen Charakters des chemischen Gleichgewichts als Hilfsmittel verstanden, wenn ein phänomenologisch erschließbares, reales Experiment einen zu hohen Grad an Vorwissen und eine zu hohe methodische Komplexität darstellt. Da sie jedoch von Menschen konsturierte und damit manipulierte Erfahrungen anstelle von beobachtbaren, authentischen Naturerfahrungen ermöglichen, müssen sie im Sinne des Primats der Empirie zweitrangig bleiben (Kircher, 2015, Plikat, 2008 B).

In diesem Sinne handelt es sich bei der Gestaltung der multimedialen Lernmodule um mehr als eine „peusointeraktive Neuzusammenstellung altbekannter audio-visueller Medien“ (Riedel, 1997, S. 85) ohne Reflexion der Sinnhaftigkeit einzelner (insbesondere dynamischer) Medien, was bereits 1997 von Riedel gefordert wurde. Stattdessen ergibt sich ein lehr-lern-psychologisch und chemiedidaktisch reflektiertes Gestaltungskonzept der E-Learning -Module, die einen Lernerfolg der Kursteilnehmenden erwarten lassen.

5.2.2 Struktur der E-Learning-Module

Um die im vorherigen Kapitel 5.2.1. erläuterten Gestaltungsprinzipien umzusetzen, wurde für alle Teilmodule des E-Learnings eine einheitliche *Pretest-Posttest-Struktur* gewählt, die in Tab. 5 gezeigt ist.

Tab. 5: Allgemeine Struktur der Teilmodule des E-Learnings.

	Baustein	Beschreibung
1.	Einleitung	Einführung in das Thema durch einen lebensweltlichen/wissenschaftlichen Kontext Auflistung der fachlichen Lernziele des Moduls
2.	Pretest	5-15 Items zu den Lernzielen des Moduls Richtig/Falsch-Feedback für jedes Item
3.	Lerneinheit	Vermittlung der Lerninhalte zur Erreichung der Lernziele Kombination von Texten, Abbildungen, Animationen, Videos und Zwischenfragen
4.	Posttest	Aufgaben zu den gleichen Lernzielen wie im Pretest Fehlerorientiertes Feedback für jedes Item

In der *Einleitung* zum Modul wird das entsprechende Thema im Rahmen eines lebensweltlichen und/oder wissenschaftlichen Kontextes skizziert. Zudem wird den Lernenden ein Überblick über die konkreten Kompetenzen des Propädeutikums gegeben, damit sie wissen, worauf sie bei ihrem selbstregulierten Durcharbeiten des Lernmoduls achten sollen.

Anschließend erfolgt ein *Pretest* bzgl. des entsprechenden Vorwissens und der Fehlvorstellungen bzgl. der Inhalte des Moduls. Dieser Test (5-15 Items) hat die Funktion, den Studierenden eine Einschätzung ihres Kenntnisstands zu ermöglichen und ihr Vorwissen zu aktivieren. Zudem wird mit einiger der Items getestet, ob typische Fehlvorstellungen bzgl. der vermittelten Inhalte vorliegen (Taber, 2002). Die Items beziehen sich auf die Lernziele des Moduls, welche den Studierenden vorher mitgeteilt wurden. Sie erhalten am Ende des Tests ein Richtig-Falsch-Feedback, aus dem nicht hervorgeht, welche konkreten Fehler sie gemacht haben und ob sie eine bestimmte Fehlvorstellung haben oder nicht, sondern lediglich, wie viele Punkte sie erhalten haben. Abb. 10 zeigt einen beispielhaften Screenshot des Feedbacks zu einem Pretest.

Testergebnis					
Übersicht der Testdurchläufe					
(1 - 1 von 1)					
Bewerteter Durchlauf	Durchlauf	Datum	Beantwortete Fragen	Erreichte Punkte	Prozent gelöst
1	1	31. Mär 2015, 15:57	6 von 6	15 von 21	71.43%
(1 - 1 von 1)					
Titel			Maximale Punktezahl	Erreichte Punkte	Prozent gelöst
Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff			3	1	33.33 %
Reaktion in einem geschlossenen System			3	2	66.67 %
Konzentrationsberechnung aus dem Löslichkeitsprodukt			4	2	50.00 %
Löslichkeitsprodukt von Bleichlorid			4	4	100.00 %
Gesättigte Lösung			3	2	66.67 %
Reaktion in einem offenen System			4	4	100.00 %
Gesamt			21	15	71.43 %

Abb. 10: Screenshot des Feedbacks zu einem Pretest.

Im Anschluss an den Pretest folgt die *Lerneinheit* zum jeweiligen Thema. Es handelt sich dabei um multimediale Module bestehend aus einer Kombination aus Texten, Abbildungen, Animationen, Videos und Zwischenaufgaben.

Schließlich erhalten die Studierenden einen *Posttest* zum Modul. Dieser enthält die gleiche Anzahl an Fragen sowie Fragen zu den gleichen Lernzielen wie im Pretest, damit die Studierenden überprüfen können, ob sie ebendiese Lernziele des Moduls erreicht haben. Außerdem erhalten die Studierenden nun ein fehlerorientiertes Feedback, d.h. es wird Ihnen gezeigt, welche Antworten sie angekreuzt haben und welche Antworten korrekt gewesen wären, und bei falschen Antworten sowie ggf. noch vorhandenen Fehlvorstellungen erhalten sie zusätzliche Erklärungen und Rückverweise auf das Lernmodul („z.B. schau dir dazu noch einmal S. 5 des Lernmoduls an und überlege, ...“).

5.2.3 Gestaltungsprinzipien der Präsenztage des Propädeutikums

Analog zur Gestaltung der E-Learning-Module wurden auch für die Präsenztage des Propädeutikums Gestaltungsprinzipien formuliert, die in diesem Kapitel erläutert werden.

Berücksichtigung der Merkmale guten Unterrichts nach Meyer. Die empirische Schulforschung der letzten Jahrzehnte hat insgesamt zehn Merkmale guten Unterrichts hervorgebracht, die von Meyer gebündelt wurden. Neun der Kriterien können auf den Bereich der Präsenzlehre im Rahmen des Propädeutikums angewendet werden; das zehnte Kriterium – *individuelles Fördern* – wird in erster Linie durch die Arbeit mit dem Lernmodul erreicht (Meyer, 2004, vgl. Kap. 5.2.1):

- *Strukturiertheit und sinnstiftende Kommunikation:* Der Ablauf des Kurses im Gesamten als Wechsel von E-Learning- und Präsenzlernphasen ist terminlich klar strukturiert. Zudem gibt es einen sich wiederholenden Ablauf von Phasen an jedem Präsenztage (vgl. Kap. 5.2.4). Nicht nur die Bedeutung der E-Learning- und Präsenzlernphasen sowie der einzelnen Phasen an einem Präsenztage, sondern auch die Bedeutung der Inhalte des Kurses wird den Lernenden am ersten Präsenztage der Veranstaltung transparent gemacht, wobei insbesondere der Stellenwert des selbstständigen Lernens, die Schwerpunktsetzungen der einzelnen Module (historische Entwicklung der Atommodelle mit Fokus auf dem Orbitalmodell, Wiederholung grundlegender Bindungs- und Reaktionsarten zur Vorbereitung auf die Vorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“) und das Verfahren der Festlegung der Inhalte des Propädeutikums (Befragung der Lehrenden und Tutoren der Universität Göttingen, Abgleich mit den Kerncurricula und Vorwissensstudie zur Ermittlung von besonderen Schwierigkeiten) betont werden.
- *Lernförderliches Klima:* Es wird darauf geachtet, dass ein wertschätzender Umgang zwischen Tutoren und Lernenden sowie zwischen den Lernenden untereinander herrscht. Für Kritik und Anregungen seitens der Studierenden haben die Tutoren dabei stets ein offenes Ohr. Sie sorgen zudem für eine positive Lernatmosphäre durch entsprechende Emotionalisierung (s.o.).
- *Hoher Anteil an echter Lernzeit und vorbereitete Umgebung:* Durch die festgelegten Termine der E-Learning- und Präsenzlernphasen, die Bildung von Tutorengruppen am ersten Präsenztage, die Zuweisung fester Seminarräume für die einzelnen Gruppen und die Vorbereitung des Lernmaterials werden organisatorische Schwierigkeiten weitestgehend vermieden.
- *Inhaltliche Klarheit und intelligentes Üben:* Die Aufgaben für die Lernenden werden unter Verwendung der in den Kerncurricula für Chemie festgelegten Operatoren formuliert, die den

Lernenden bereits aus ihrer Schulzeit bekannt sind. Zudem werden ausschließlich den Lernenden aus der Auseinandersetzung mit dem Lernmodul bekannte Fachbegriffe verwendet. Bei Rückfragen der Lernenden und in der Ergebnissicherungsphase wird zudem darauf geachtet, dass sie sich der Vorgehensweisen zum Lösen der Aufgaben bewusstwerden. Darüber hinaus werden nicht nur wiederholende Aufgaben im gleichen Format, sondern weiterführende Aufgaben der Anforderungsbereiche II (Anwendung) und III (Transfer) gestellt, sodass die Lernenden das in der Auseinandersetzung mit dem Lernmodul erworbene Wissen in neuen Kontexten vernetzen und vertiefen. Schließlich wird darauf die Verbindlichkeit der Ergebnissicherungsphase geachtet.

- *Klare Leistungserwartungen:* Durch die Pretest-Posttest-Klammer des Kurses wird den Lernenden bereits am ersten Präsenztage bewusst, welche Art Aufgaben sie am Ende des Kurses zu bewältigen haben. Im Anschluss an den Posttest erhalten sie dabei eine individuelle, anonymisierte Rückmeldung über ihren Lernzuwachs und weiterer Entwicklungsschwerpunkte.
- *Methodenvielfalt:* An jedem der Präsenztage erwarten die Lernenden mit der Besprechung der „muddiest points“, der Erklärungsphase in Gruppenarbeit sowie der Einzel- und Partnerarbeit an den Übungszetteln drei verschiedene Lernmethoden, welche an die zu vermittelnden Inhalte angepasst sind und für einen gewissen Abwechslungsreichtum sorgen.

Besprechung der „muddiest points“: Wie in den vorangegangenen Kapiteln beschrieben, erhalten die Studierenden im Rahmen eines Posttests zu jedem Lernmodul ein fehlerorientiertes Feedback hinsichtlich Aufgaben der zu erreichenden Lernziele. Dieses Feedback gibt jedoch nicht nur den Lernenden, sondern auch den Lehrenden Aufschluss über ggf. vorhangene Lern- und Verständnisschwierigkeiten. Um auf ebendiese zu reagieren, wird eine Auswahl der am meisten falsch bearbeiteten Aufgaben getroffen (sog. "muddiest points") und am Präsenztage durch wiederholende und ergänzende Erklärungen behandelt. Dies ist ein Verfahren des formativen Assessments, d.h. der Lernstandserhebung zum Zwecke der Anpassung der Lehre an die Bedürfnisse der Lernenden, dem in der pädagogischen Psychologie eine enorme Bedeutung beigemessen wird (Hattie, 2014, Angelo & Cross, 1993). Selbstverständlich können hierdurch auch hartnäckige Fehlvorstellungen zur Sprache kommen und geklärt werden.

Tutorielle Unterstützung: Die Studierenden werden an den Präsenztagen nicht sich selbst überlassen, sondern Tutorien zugeteilt. Im Rahmen dieser Tutorien haben sie einerseits die Möglichkeit, mit Hilfe der Tutoren und der Lerngruppe inhaltliche und auch technische Rückfragen bzgl. der Lernmodule zu klären und andererseits werden sie zu einem Austausch bzgl. ihres strategischen Umgangs mit den

Lernmodulen durch eine offene Diskussion im Plenum angeregt. Diese Maßnahme lässt sich als Versuch verstehen, selbstgesteuertes Lernen tutoriell zu unterstützen (Wolter, 2007, Butler & Winne, 1995). Bei den Tutoren handelt es sich dabei um Chemie- und Chemie-Lehramts-Studierende in fortgeschrittenen Semestern. Dieses sog. Cross-age-peer-tutoring hat im Vergleich zur Leitung der Tutorien etwa durch einen Dozenten der Universität bei ausreichender fachlicher und didaktischer Kompetenz der Tutoren u.a. die folgenden Vorteile (Stolz, 2005, Gensemer, 2000, Gaustard, 1993):

- Durch die verringerte Distanz zu den Tutorinnen und Tutoren verringert sich gleichsam die Angst davor, etwas Falsches zu sagen oder eigene Probleme anzusprechen.
- Dadurch werden allgemein die Interaktivität, die Selbstständigkeit, die Motivation und das Selbstbild der Lernenden gesteigert.
- Darüber hinaus können Peer-Tutoren authentische und situativ angemessene Lernhilfen zur Verfügung stellen, die ihnen selbst vor nicht allzu langer Zeit geholfen oder die sie sich selbst gewünscht hätten.

Dabei verhalten sich die Tutoren während der gesamten Gruppenarbeitsphase im Sinne eines *sokratischen Tutors*: Kommt es zu Schwierigkeiten, welche die Lernenden auch in der Gruppe nicht allein lösen können, greifen sie ein, indem sie gezielte Rückfragen bzgl. der Sachverhalte stellen bzw. durch Rückfragen die Studierenden zur Selbsterkenntnis anregen (Collins et al., 1975).

Kooperatives Lernen: Das gemeinsame Lernen in Gruppen bildet das Herzstück des Präsenztages. Dabei werden zwei Phasen unterschieden - die *Erklärphase* und die *Übungsphase*.

In der Erklärphase müssen die Studierenden zunächst in Vierergruppen basale Konzepte/Modelle und Unterschiede zwischen Konzepten/Modellen erklären (z.B. zwischen dem Atommodell von Thomson und dem Atommodell von Rutherford). Zum Teil sollen die Studierenden hierbei sog. *Concept Maps* bilden; d.h. Abbildungen, aus denen die logische Beziehung einer bestimmten Zahl an Konzepten hervorgeht (Taber, 2002, Fischler & Peukert 2000).

Im Anschluss erhalten die Studierenden in der Übungsphase anwendungsorientierte Aufgaben, die auf den Inhalten der Lernmodule basieren und selbige wiederholen und vertiefen. Die Aufgaben sind hauptsächlich dem Anforderungsbereich I (Reproduktion) zuzuordnen; es gibt jedoch auch einige Aufgaben mit Anforderungsbereich II (Transfer) (s. Anhang A). Nach der Bearbeitung der Aufgaben erfolgt eine Besprechung im Plenum.

Jahrzentelange empirische Forschung hat belegt, dass bestimmte kooperative Lernformen im direkten Vergleich mit entsprechenden kompetitiven Lernformen (d.h. Arten des Lernens, bei denen Erfolg eines Lernenden sich im Misserfolg von anderen Lernenden ausdrückt) in ihrer Effektivität überlegen

sind (Hattie, 2014, Slavin, 2011, Johnson, Johnson & Stanne, 2000). Diese Effektivität ist jedoch an bestimmte Faktoren für erfolgreiches Lernen in Gruppen geknüpft (Konrad & Traub, 2010, Green & Green, 2005, Johnson, Johnson & Holubec, 2005):

- Es muss eine klare *Rollen- und Aufgabenverteilung* mit *individueller Verantwortlichkeit* geben. In der Erklärphase wird dies durch Rollenkarten mit einer vorherigen Instruktion erreicht (jeweils eine Person erklärt, die anderen drei hören zu und stellen ggf. Rückfragen). In der Übungsphase wird die Rollen- und Aufgabenverteilung den Studierenden überlassen, jedoch auf die Wirksamkeit des selbstständigen Lernens verwiesen (vgl. Kap 5.2).
- Es muss zu *lernförderlicher Interaktion* kommen, die an das *Sozialverhalten* der Lernenden geknüpft ist. Falls dies notwendig erscheint, werden Lernende, die bereits eine bestimmte Kompetenz haben, dazu angeregt, anderen Studierenden zu helfen, die ebendiese Kompetenz noch nicht erreicht haben.
- Es muss eine *positive Zielinterdependenz* geben, d.h. alle Lernenden müssen davon profitieren, dass *jeder* in der Gruppe einen Lernzuwachs erhält. Dies wird durch die anschließende Besprechung im Plenum erreicht, bei der die Tutoren zufällig eine Person bestimmen, die eine Aufgabe vorstellt, und anschließend die gesamte Gruppe für die Leistung gelobt wird.
- Es muss zu einer *regelmäßigen Gruppenreflexion* hinsichtlich der Effizienz der Aufgabenverteilung und des Gruppenfortschritts kommen. Auch hierzu wird im Tutorium Zeit zur eigenständigen Reflexion der Arbeit in der Gruppe gegeben.

In diesem Sinne wurden bekannte Faktoren für effektives Lernen in Gruppen berücksichtigt.

5.2.4 Struktur der Präsenztage des Propädeutikums

Analog zu Kapitel 5.2.2. ist in Tab. 6 die allgemeine Struktur der Präsenztage des Propädeutikums gegeben.

Tab. 6: Allgemeine Struktur der Präsenztage.

Baustein	Beschreibung
Einleitung	Begrüßung der Studierenden und Besprechung der "muddiest points" im Plenum
Reflexion	Klärung inhaltlicher und ggf. technischer Rückfragen Austausch über Lernstrategien im Rahmen der Blended-Learning-Lernumgebung
Gruppenarbeit	Erklärung basaler, fachlicher Konzepte in Gruppen Bearbeiten anwendungsorientierter Aufgaben in Gruppen Ergebnissicherung im Plenum

In der *Einleitung* werden die Studierenden begrüßt und es werden die Aufgaben der Posttests des vorangegangenen Lernmoduls im Plenum besprochen, welche den Studierenden am meisten Schwierigkeiten bereitet haben (sog. „muddiest points“).

Anschließend erfolgt eine *Reflexion* des Lernverhaltens der Studierenden in Tutorengruppen, wobei die Studierenden Inhalte und technische Rückfragen stellen und ihr Lernverhalten reflektieren können.

Schließlich bleiben die Studierenden in ihren Tutorengruppen und widmen sich in *Gruppenarbeit* Aufgaben zur Erklärung basaler Konzepte, die im Lernmodul vermittelt wurden, sowie Aufgaben der Anforderungsbereiche I (Wiederholung), II (Anwendung) und III (Transfer).

6 Lernmodul und Präsenztage „Der Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem“

Das erste Lernmodul des Propädeutikums behandelt den Modellbegriff in den Naturwissenschaften, das undifferenzierte Teilchenmodell, die historische Entwicklung der wissenschaftlichen Atommodelle vom Modell Daltons bis zum Orbitalmodell sowie die didaktischen Modelle "Schalenmodell" und "Kugelwolkenmodell". Dabei wird auf Basis des Orbitalmodells der Aufbau des Periodensystems der Elemente beschrieben. Tab. 7 zeigt die Abfolge der Teilmodule dieses Lernmoduls.

Tab. 7: Abfolge der Teilmodule zum Lernmodul „Der Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem.“

„Der Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem“	
	Modelle als Werkzeuge in den Naturwissenschaften
1	<ul style="list-style-type: none"> • Den Sinn und Zweck von Modellen in den Naturwissenschaften beschreiben • Den Prozess der Modellbildung in den Naturwissenschaften beschreiben • Den Sinn und Zweck von Modellen anhand von Beispielen aus der Chemie erläutern • ...
	Das undifferenzierte Teilchenmodell
2	<ul style="list-style-type: none"> • Beschreiben, dass alle Materie aus Teilchen aufgebaut ist • Anwenden, dass zwischen Teilchen keine Materie vorliegt • Anwenden, dass die Teilchen verschiedener Stoffe sich in ihrer Größe unterscheiden • ...
	Das Atommodell von Dalton
3	<ul style="list-style-type: none"> • Anwenden, dass verschiedene Elemente aus Atomen mit verschiedenen Massen und Volumina bestehen • Den Unterschied zwischen Elementen und Verbindungen anwenden • Den Unterschied zwischen Reinstoffen und Stoffgemischen anwenden
	Das Atommodell von Thomson
4	<ul style="list-style-type: none"> • Die Eigenschaft „elektrische Ladung“ beschreiben • Beschreiben, dass Atome positiv geladene Kugeln sind, die negativ geladene Elektronen enthalten • Zentrale Aussagen des Modells von Thomson anwenden (Austritt von Elektronen aus einer Glühkathode)
	Das Atommodell von Rutherford
5	<ul style="list-style-type: none"> • Beschreiben, dass in einem Atom die positive Ladung im Kern zentriert ist und Elektronen in der Atomhülle verteilt sind • Zentrale Aussagen des Modells von Rutherford anwenden (Streuversuch)
	Das Atommodell von Bohr
6	<ul style="list-style-type: none"> • Beschreiben, dass ein Atom Kreisbahnen mit definierten Energieniveaus besitzt, auf denen sich Elektronen bewegen • Zentrale Aussagen des Modells anwenden (Spektrallinien, Flammenfärbung)
	Grundlegende Erkenntnisse der Quantenmechanik
7	<ul style="list-style-type: none"> • Die Unbestimmtheit von Quantenobjekten beschreiben • Die Unbestimmtheit von Quantenobjekten anwenden (Interferenzmuster eines Elektronenstrahls)
	Das Orbitalmodell
8	<ul style="list-style-type: none"> • Den Zusammenhang von Wellenfunktion und Aufenthaltswahrscheinlichkeit beschreiben • Den Einfluss von Quantenzahlen auf ein Orbital beschreiben • Beschreiben, inwiefern das Orbitalmodell eine Aussage bzgl. der Elektronenkonfiguration von Atomen zulässt
	Das Periodensystem der Elemente
9	<ul style="list-style-type: none"> • Eigenschaften der Nucleotide Proton, Elektron und Neutron nennen • Das Pauli-Prinzip, die Hund'sche Regel und das Energieprinzip beschreiben • Tendenzen der Eigenschaften Atommasse, -radius, Ionisierungsenergie, Elektronegativität und Elektronenaffinität im Periodensystem erklären • ...

6.1 Betonung des Stellenwertes von Modellen als Werkzeuge in den Naturwissenschaften

Im ersten Teilmodul erschließen sich die Studierenden das Thema "Modelle als Werkzeuge in den Naturwissenschaften". Empirische Ergebnisse zum Modellverständnis von Schülerinnen und Schülern der Sekundarstufen I und II zeigen, dass Modelle grundsätzlich als erweiterte Realität und nicht als menschengemachte Konstrukte zur Erklärung von Phänomenen angesehen werden (Treagust, 2002). Im Hinblick auf Atommodelle fassen Mikelskis-Seifert und Fischler diese naiv-ontologische Haltung wie folgt zusammen: „Atome [sind] real existierend, und ihre Sichtbarkeit [ist] nur eine Frage der technischen Entwicklung entsprechender Mikroskope.“ (Mikelskis-Seifert & Fischler, 2003, S. 78). So ist auch gemäß der in Kap. 3.2.1.2 beschriebenen Studie an der Universität Göttingen nicht allen Studierenden klar, dass es sich beim Orbitalmodell *nicht* um eine exakte Beschreibung der Wirklichkeit, sondern eben um ein menschengemachtes Modell handelt.

Ein naturwissenschaftliches Modell ist jedoch eine Vorstellung über die submikroskopische Ebene, ohne dass eine Möglichkeit existiert, wie etwa bei einer Spielzeugeisenbahn und einer "echten" Eisenbahn, Modell und Realität miteinander abzugleichen. Naturwissenschaftliche Modelle haben also kein nachweisbares, sondern lediglich ein vorstellbares Original; auf der Realitätsebene befinden sich ausschließlich beobachtbare Phänomene (bspw. von Experimenten), die durch Denkmodelle erklärt und Anschauungsmodelle verbildlicht werden können (Ansari, Demuth & Hilpert, 1994, Steinbuch, 1977, Stachowiak, 1973). Den Realitätsbegriff über die sinnlich erfahrbare Welt hinaus zu strecken und von „durch Apparaturen erst geschaffene[...]“ (Kircher, 1995, S. 43) Realität zu sprechen, um Lernende nicht mit der prinzipiellen Unerfahrbarkeit der Mikroebene zu demotivieren, mag im Rahmen des Schulunterrichtes überzeugen (Eilks et al., 2001). Da das Lernmodul jedoch der Vorbereitung von Studierenden auf ein Universitätsstudium dient, ist ein derartiger Realitätsbegriff hinsichtlich des Begreifens naturwissenschaftlicher Modelle und ihrer Aussagekraft kontraproduktiv. Darüber hinaus muss Lernenden aufgezeigt werden, dass Modelle

- stets in einem Forschungskontext von Menschen entwickelt werden und keine objektiven Wahrheiten darstellen.
- im Prozess naturwissenschaftlicher Erkenntnisgewinnung auf der Basis von Experimenten erstellt und überprüft sowie verändert/erweitert werden (Plikat, 2008 B).
- die Grundlage der Erklärung und Vorhersage naturwissenschaftlicher Phänomene bilden.
- in Denk- und Anschauungsmodelle unterteilt werden können, wobei erstere „geistige Werkzeuge“ zur Deutung von Phänomenen und letztere grafische Visualisierungen der „geistige[n] Werkzeuge“ sind (Graf, 2001, S. 4).

- im Sinne von Anschauungsmodellen stets Gestaltungsmerkmale (Farben, Formen, Materialien usw.) haben, deren Übertragung auf die submikroskopische Ebene aufgrund der Unmöglichkeit des Abgleichs nicht zulässig ist (Graf, 2001),

Dieses akademische Grundverständnis des Modellbegriffs ist für das Verständnis *aller* naturwissenschaftlichen Modelle (d.h. nicht nur Teilchen- und Atom-, sondern auch Bindungs- und Reaktionsmodelle), welche die Studierenden in ihrer Laufbahn zur Erklärung und zum Verständnis naturwissenschaftlicher Phänomene nutzen, unerlässlich und wird daher zu Beginn des ersten Lernmoduls des Propädeutikums zum Lernziel erklärt (Kircher, 2015, Mikelskis-Seifert & Fischler, 2003, Pfeiffer, Lutz & Bader, 2002, Graf, 2001, Keller, 1977, Steinbuch 1977, Stachowiak, 1973).

Im Lernmodul wird zur Erreichung dieses Ziels ein Analogiemodell eingesetzt, das in seinen Grundzügen auf Einsteins Schachtelproblem zurückreicht (Fine, 1996). In einem Hörspiel erhalten zwei Studierende die Aufgabe, zu ermitteln, was sich in einer Schachtel befindet, ohne dass die Schachtel dabei geöffnet werden darf (Mikelskis-Seifert & Leisner, 2003). Sie stellen Vermutungen an (z.B. „es könnte aus Metall sein“), überprüfen die Vermutungen mit Hilfe eines Experimentes und interpretieren das Ergebnis zur Bildung eines Modells. Dadurch werden nicht nur der Modellbildungsprozess in den Naturwissenschaften und die Rolle des Experimentierens beispielhaft aufgezeigt, sondern es wird ebenfalls eine Analogie zur prinzipiellen Unerfahrbarkeit der submikroskopischen Ebene gegeben: So wie der Blick ins Innere der Schachtel ist Naturwissenschaftlern auch der Blick ins Innere der Materie verwehrt (Buck, 1994).

Dieser Aspekt soll zunächst im Vordergrund stehen; weitere Versuche zur Demonstration des Prozesses naturwissenschaftlicher Modellbildung erfolgen in der historisch-verlaufsorientierten Darstellung des Wandels der Atommodelle (vgl. Kap. 6.4) sowie in einigen Exkursen im Modul „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“ (vgl. Kap. 8.3).

6.2 Das undifferenzierte Teilchenmodell – Erklärungskraft einfacher Vorstellungen über die submikroskopische Ebene

Im zweiten Teilmodul erschließen sich die Lernenden das „undifferenzierte Teilchenmodell“. Gemäß diesem Modell bestehen Stoffe aus Teilchen, in deren Zwischenräumen sich materieloser Raum befindet, wobei verschiedene Stoffe aus verschiedenen, gleichartigen Teilchen mit einer jeweils einheitlichen Größe und Masse bestehen und die Teilchen beständig in Bewegung sind. Diese eindeutige Definition des Begriffs „Teilchen“ zu Beginn des Teilmoduls erscheint unbedingt notwendig, zumal der Begriff sowohl alltagssprachlich (Teilchen als kleines Objekt und Bruchstück eines Ganzen, z.B. „Puzzle-Teil“) als auch fachsprachlich (Atome als „kleinste Teilchen“, „Elementarteilchen“ als

Bausteine der Atome, Photonen als „Lichtteilchen“) zahlreiche Bedeutungen und Verwendungen hat (Fischler, 1997). Die empirische Forschung zeigt, dass Schülerinnen und Schülern der Sekundarstufe I und II, aber auch angehende Chemiestudierende Kontinuums- und Diskontinuumsvorstellungen der submikroskopischen Ebene zur Deutung naturwissenschaftlicher Phänomene vermischen (z.B. „zwischen Salzteilchen ist Salz“, „Schwefelteilchen sind gelb“, „löst man blaues Kupfersulfat, so verschwindet es und die Farbe geht in Lösung“, „Teilchen kommen zum Stillstand“ „wenn man Eis zerbricht, entstehen irgendwann kleinste Eis-Teilchen“, „löst man Salz in Wasser, so verschwindet es“, „gasförmige Stoffe haben keine Masse“ usw.) (Schmidt & Parchmann, 2011, Marohn, 2008 B, Barke, 2006, Duit, 1992, Kircher, 1986, Pfundt, 1981). In der fachdidaktischen Literatur lassen sich verschiedene Ursachen für diese Fehlvorstellungen (1-5) ausmachen:

1) Die Vorstellung eines Diskontinuums widerstrebt auf besondere Weise der menschlichen Wahrnehmung der Welt.

Es gibt keine Lücken in der Materie, die uns umgibt – warum soll es dann materielose Räume zwischen Teilchen geben (Duit, 1992)? Warum soll Materie existieren, die ich nicht sehen kann (bspw. gelöstes Salz in Wasser oder farblose Gase)?

2) Durch das Erzeugen von Anschauungsmodellen aus Denkmodellen (wie z.B. der Darstellung von Teilchen als Kugeln mit einer bestimmten Farbe) wird eine Analogie zur sinnlich erfahrbaren Welt suggeriert.

Kugel-Teilchen, die aufeinanderstoßen, verhalten sich offenbar so wie Billardkugeln: Wie kann auf diese Art und Weise deutlich werden, warum zwischen Kugelteilchen keine Materie und zwischen Billardkugeln Luft ist? Schwefel ist unter Standardbedingungen ein gelbes Pulver – warum sollten Schwefelteilchen daher nicht auch gelb sein (Duit, 1992)?

3) Aufgrund mangelnder Argumente für eine Diskontinuumsvorstellung sehen Lernende keinen Bedarf, ihre Kontinuumsvorstellungen aufzugeben und zu verändern.

Wie bereits in Kap. 5.2.1 dargestellt können Konzeptwechselprozesse anstrengend und demotivierend für Lernende sein. Der Wechsel von der Vorstellung, dass Materie lückenlos aufgebaut ist, zur Vorstellung, dass es Teilchen und ein „Nichts“ zwischen Teilchen gibt, gehört sicherlich zu den grundlegendsten und schwierigsten Konzeptwechseln in der Erschließung naturwissenschaftlicher Themen und muss daher umso behutsamer nachvollziehbar gemacht werden (Barke, 2006). Lösungs-

oder Diffusionsexperimente, die den Diskontinuumscharakter der Materie verdeutlichen sollen, können dabei von Lernenden ebenfalls kontinuierlich gedeutet werden: Von einem makroskopisch sichtbaren Stoff werden bei der Lösung oder Diffusion „Teile“ entnommen und im Raum verteilt, als würde man bspw. ein Laib Brot immer weiter brechen, ohne dass diese Teile als bereits vor dem Prozess vorhandene Bausteine der Materie betrachtet werden (Stork & Westphal, 1998, Pfund, 1981).

4) Sowohl Alltags- als auch Fachsprache können zur Bildung und Festigung von Fehlvorstellungen beitragen.

Wir sagen „Das Salz hat sich aufgelöst“ oder „Das Wasser ist verdampft“ und suggerieren damit entsprechende Vernichtungsvorstellungen (Marohn, 2008 B, Barke, 2006).

5) Abbildungen in Unterrichtsmaterialien und in den Medien können zur Erzeugung und zur Festigung von Fehlvorstellungen beitragen.

So gibt es beispielsweise Darstellungen von flüssigem Wasser im Teilchenmodell mit einem blauen Hintergrund, womit die Grenzen zwischen Kontinuum und Diskontinuum verwischt werden (Andersson, 1990).

Zusammenfassend lässt sich sagen: Die „prinzipielle Andersartigkeit des Mikrokosmos“ wird von SuS nicht akzeptiert und/oder nicht verstanden (Mikelskis-Seifert & Leisner, 2003). Für die didaktisch-methodische Gestaltung des Lernmoduls ergeben sich daraus die folgenden Anforderungen (A-C):

A) Die Lernenden werden durch die Deutung ausgewählter Phänomene davon überzeugt, dass eine Diskontinuumsvorstellung der Materie Erklärungspotential besitzt (Vollebredt et. al., 1997).

Hier kommt einer Beobachtung wie der erheblichen Volumenzunahme beim Erwärmen eines mit Ethanol gefüllten, verschlossenen Luftballons und anschließender Volumenabnahme beim Abkühlen eine Schlüsselrolle zu, weshalb das zugehörige Experiment im Lernmodul gezeigt wird. Das Phänomen kann ohne eine Teilchenvorstellung im Diskontinuum nicht widerspruchsfrei erklärt werden (Barke, 2006). Alternativ zu Ethanol im Luftballon ließe sich auch Butangas in einer Glasapparatur mit Kolbenprober erwärmen, was aufgrund des etwas größeren experimentellen Aufwandes unterlassen wurde (Petermann, Friedrich & Oetken, 2009).

Hierbei könnte jedoch auch die Vorstellung entstehen, dass die Teilchen beim Erwärmen größer werden und beim Abkühlen wieder kleiner, weshalb sich das Volumen des Ballons ändert – eine Art

Rettungsversuch der Kontinuumsvorstellung im Rahmen des Teilchenmodells. Daher wird durch die Beschreibung eines zusätzlichen Experiments darauf verwiesen, dass bspw. der gleiche Stoff nach dem Übergang von der flüssigen in die gasförmige Phase eine bestimmte Membran durchdringen kann, während er im flüssigen Zustand nicht hindurchgelangt, wodurch die Idee der Vergrößerung der Teilchen bei Volumenzunahme widerlegt wird (Wilms et al., 2004, Johannsmeyer, 2004). Dabei wird angesichts des „horror vacui“ behutsam darauf eingegangen, dass die einzelnen Teilchen beim Erwärmen zunehmend mehr Bewegungsenergie erhalten, sich zunehmend stärker voneinander abstoßen und daher insgesamt zunehmend mehr Raum einnehmen – was nur bedeuten kann, dass zwischen den Teilchen wirklich „Nichts“ ist (Barke, 2006)!

Weitere, im Lernmodul aufgezeigte Phänomene sind die Diffusion von Brom in Wasser (Verteilung der Teilchen im Raum), die Bewegung von Fetttropfchen auf der Oberfläche von Milch bei verschiedenen Temperaturen (ruhende Flüssigkeit vs. bewegliche Teilchen), die Volumenkontraktion bei der Mischung von 50 mL Ethanol und 50 mL Wasser (Größenunterschiede der Teilchen verschiedener Stoffe), der Aggregatzustandswechsel eines Stoffes (wie z.B. Wasser; Temperaturabhängigkeit des Abstands der Teilchen zueinander) sowie der Druck in einem Fahrrad- oder Autoreifen (ständige Bewegung der Teilchen) – all diese Phänomene befürworten die Vorstellung eines Diskontinuums, ohne zusätzliche, komplexe Konzepte wie etwa das der Ermittlung konstanter Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen, der Kristallisation (bspw. beim Auskristallisieren von Natriumchlorid-Einkristallen), Berechnungen (wie etwa beim Ölfleckversuch) oder Modellversuche (z.B. zu Aggregatzuständen oder zum Molekularen Sieben) notwendig erscheinen zu lassen (Petermann, Friedrich & Oetken, 2009, Barke, 2006, Fischler & Lichtfeldt, 1997, Fischler & Rothenhagen, 1997).

Hinsichtlich des Phänomens der Volumenkontraktion wird jedoch explizit angemerkt, dass das Phänomen nicht allein mit den unterschiedlichen Teilchengrößen, sondern zu einem Großteil mit Hilfe von Wasserstoffbrückenbindungen erklärt werden kann und auf das entsprechende Teilkapitel im Modul „Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“ verwiesen (Plehn, 2012; Johannsmeyer, 2004).

Darüber hinaus kommt der Bewegung der Fetttropfchen auf der Oberfläche von Milch bei verschiedenen Temperaturen besondere Bedeutung zu: Es ist das einzige der gezeigten Phänomene, welches den *vorgebildeten* Charakter der Teilchen im Teilchenmodell unabdingbar macht. Die ungerichtete Bewegung der Fetttropfchen lässt sich durch die ungerichtete Bewegung der kleinsten Teilchen in der Milch (hauptsächlich Wasserteilchen) erklären (sog. Brown'sche Molekularbewegung), welche die Fetttropfchen aus verschiedenen Richtungen anstoßen, was Friedrich et. al. anhand der historischen Originalversuche der Bewegung von Pollenpartikeln auf einer Wasseroberfläche darstellen (Friedrich et. al., 2007). Dabei kann die Bewegung der Fetttropfchen nicht nur bei einer bestimmten Temperatur, sondern bei beliebigen Temperaturen (mit Ausnahme des absoluten

Nullpunkts) und zu einer beliebigen Zeit unter dem Mikroskop beobachtet werden, wobei sich nicht die ungerichtete Bewegung an sich, sondern lediglich deren Geschwindigkeit ändert. Folglich kann auch bei all diesen Temperaturen auf sich ungerichtet bewegende Teilchen geschlossen werden; eine Vorstellung des *Entstehens* der Teilchen in einem Prozess des Erwärmens, Mischens, Verteilens oder Einfüllens (in einen Fahrrad- oder Autoreifen) lässt sich nicht halten (s.o.). In diesem Zusammenhang kann sowohl auf das erheblich komplexere Analogmodell zur Erzeugung von Laue-Diagrammen als auch auf das sehr viel umfangreichere Konzept der grundlegenden Erschließung der Rastertunnelmikroskopie verzichtet werden, um den vorgebildeten Charakter von Teilchen zu unterstreichen (Eilks et al., 2001, Stork & Westphal, 1998).

Gemäß den Vorschlägen von Buck und Seilnacht wäre die Andersartigkeit der Teilchenebene auch durch Analogien des Zusammenwirkens von einzelnen Teilen auf der Stoffebene zu verdeutlichen, nachdem durch eine Diaschau verschiedener Ebenen der Realität (Universum → Landschaft → Bauernhof → Hühner → Eier → Zellen in den Eiern → ?) klargemacht wurde, dass die Teilchenebene reinen Modell- und damit Irrealitätscharakter hat. Ein einzelner Zahn kann nicht kauen, so wie ein einzelnes Teilchen keine Farbe hat; die reinen „Zutaten“ eines Menschen (40L Wasser, 7kg Fett usw.) ergeben noch keinen Menschen; sie müssen in ein System von Organen gebracht werden, so wie die Teilchen eines Stoffes ein System bilden müssen, damit der Stoff als solcher erscheint (Seilnacht, 1998, Buck, 1994). Da diese Analogien jedoch lediglich eine Grundvorstellung dessen liefern, dass es verschiedene, andersartige Systemebenen gibt, ohne die Beschaffenheit der Teilchenebene sowie die Unterschiede dieser Beschaffenheit zum Makrokosmos zu verdeutlichen, werden sie nicht im Rahmen des Propädeutikums eingesetzt.

B) Die Lernenden werden hinsichtlich der willkürlichen Darstellung eines Teilchens im Anschauungsmodell informiert und geprüft.

Ein Teilchen im Anschauungsmodell hat eine bestimmte Farbe und Form, um es visuell von anderen Teilchen zu unterscheiden und *nicht*, um damit eine Aussage über die tatsächliche Form und Farbe eines Teilchens zu treffen (Mikelskis-Seifert & Fischler, 2003). Zur visuellen Abgrenzung des undifferenzierten Teilchenmodells vom Atommodell Daltons werden zur Veranschaulichung des ersteren keine von Dalton postulierte Kugeln, sondern andere, der sinnlichen Erfahrbarkeit der Stoffe bewusst entgegengesetzte geometrische Formen und Farben zur Darstellung eingesetzt (z.B. rote anstatt blaue Fünfecke für Wasserteilchen oder blaue anstatt braune Sternchen für Bromteilchen) (Johannsmeyer, 2004, Eilks et al., 2001, Fischler & Lichtfeldt, 1997) (vgl. Abb. 11).

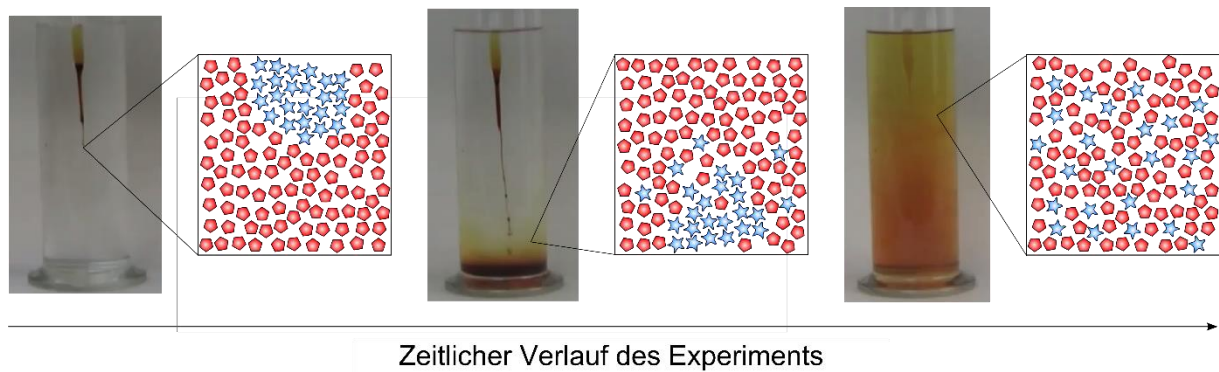


Abb. 11: Darstellung der Diffusion von Brom in Wasser im Teilchenmodell.

Zur Verständnissicherung werden diesbezüglich im Lernmodul Zwischenfragen wie etwa „Was wird in der Abbildung dargestellt?“ gegeben, wobei es falsche Antwortmöglichkeiten wie „Wasser besteht immer aus roten Fünfecken“ zur Auswahl gibt, die überprüfen, ob die Willkürlichkeit des Anschauungsmodells verstanden wurde. In diesem Sinne wird versucht, ein Mittelweg zwischen der Notwendigkeit von Anschauungsmodellen zur Verdeutlichung von Sachverhalten und der Gefahr dieser Anschauungsmodelle hinsichtlich der Bildung der oben genannten Fehlvorstellungen einzuschlagen (Fischler & Lichtfeld, 1997).

C) Schließlich werden Abbildungen verwendet, die eine klare Trennung von Kontinuums- und Diskontinuumsebene aufzeigen.

Abb. 11 ist bereits ein Beispiel hierfür; Abb. 12 zeigt darüber hinaus ein Anschauungsmodell zur flüssigen Phase von Wasser im Teilchenmodell – links findet sich eine fehlvorstellungsfördernde Darstellung, rechts eine angemessene, im Lernmodul verwendete Darstellung (vgl. Abb. 12). Die Unterschiede betreffen einerseits den Hintergrund, der im linken Beispiel Kontinuums- und Diskontinuumsebene verwischt, und andererseits die grafische Verdeutlichung des Ebenenwechsels von der Kontinuums- zur Diskontinuumsebene, die im linken Beispiel dadurch unklar bleibt, dass das schematische Becherglas eindeutig auf der Kontinuumsebene, die sich darin befindenden Teilchen jedoch eindeutig auf der Diskontinuumsebene dargestellt sind.

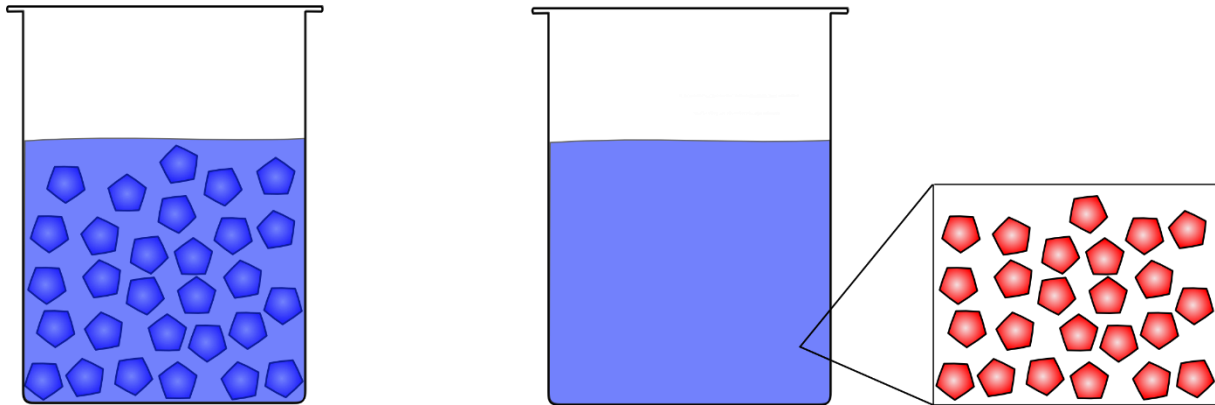


Abb. 12: Vergleich einer fehlvorstellungsfördernden Abbildung zum Teilchenmodell (links) zur analogen Darstellung im Lernmodul (rechts).

Zu letzterem wird erneut eine Zwischenfrage gestellt, um sicherzustellen, dass der Ebenenwechsel nicht als Ausschnittsvergrößerung im Sinne einer „Teilchenlupe“ missverstanden wird - das Teilchenmodell ist ein Denkmodell, keine Darstellung der Wirklichkeit.

6.3 Die historische Abfolge der Atommodelle von Dalton, Thomson, Rutherford und Bohr – Lebendigkeit naturwissenschaftlicher Modellbildung

Auf diese Art und Weise bildet die Vermittlung des undifferenzierten *Teilchen*modells die Grundlage für die Behandlung der historischen Abfolge der *Atom*modelle von Daltons über Thomsons zu Rutherfords und Bohrs Atommodell bis hin zum Orbitalmodell auf der Basis der jeweils durchgeführten Experimente (Pfeifer, Lutz & Bader, 2002, Benzinger & Meyer, 1994, Becker et. al., 1993). Eine solche Vorgehensweise lässt sich wie folgt begründen:

Die empirischen Ergebnisse zeigen nicht nur Defizite der Studierenden im Umgang mit differenzierten, sondern auch mit undifferenzierten Atommodellen auf. So konnten 18% der Hauptfach- und 45% der Lehramtsstudierenden bei Stoffen wie Wasser, Sauerstoff oder Kohlenstoffdioxid nicht zuordnen, ob es sich um einen elementaren Stoff oder eine Verbindung handelt, was bereits auf Basis des Atommodells von Dalton möglich ist (Kap. 3.2.1.2). Eine Zuordnung von Wasser zu den Elementen spricht dabei für einen Element-Begriff im Sinne der Vier-Elementen-Lehre von Aristoteles; eine Zuordnung von Sauerstoff zu den Verbindungen einem Element-Begriff im Sinne eines unteilbaren, d.h. aus Atomen und nicht aus Molekülen bestehenden Stoffes (Sieve & Rehm, 2012).

Im Lernmodul wird daher die Unterscheidung von elementaren Stoffen und Verbindungen mit Hilfe entsprechender Abbildungen vermittelt (vgl. Abb. 13), wobei auch einige Zwischenaufgaben zum Verständnis eingesetzt werden. Dabei wird der Begriff „elementarer Stoff“ auf der Stoffebene als „Stoff,

der aus einer Atomsorte (d.h. einem Element) besteht“ eingeführt. Die Definition „Stoff, welcher nicht weiter zerlegt werden kann“, würde Ozon den Verbindungen zuschreiben, obwohl dieser Stoff ebenfalls nur aus einer Atomsorte besteht; daher wird sie nicht verwendet. Damit werden die Begriffe „elementarer Stoff“ und „Element“ im Sinne der IUPAC-Vorgaben gebraucht; das „Periodensystem der Elemente“ ist daher folgerichtig das „Periodensystem der Atomsorten“ und kein Stoff-System (Nic, Jirat & Kosata, 2018 A). Für Beschreibungen auf der Teilchenebene wird dabei streng von einem *Atom* (oder später ggf. *Ion*) eines Elements gesprochen (Rehm & Sieve, 2012, Rehm & Stäudl, 2012, Leerhoff & Eilks, 2002, vgl. Kap. 5.2.1). Dass Verbindungen auch aus mehreren Ionensorten bestehen können, wird hierbei ausblickend auf das Modul „Die Ionenbindung“ beschrieben; zudem werden Verbindungen aus verschiedenen Metallatomsorten Legierungen genannt (Sauermann & Barke, 1997, vgl. Kap. 7.1).

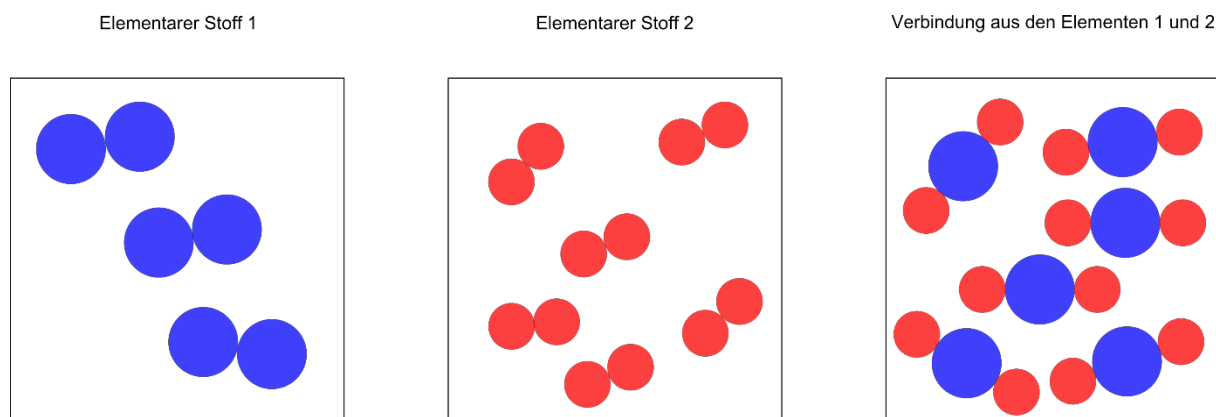


Abb. 13: Unterscheidung von elementaren Stoffen und Verbindungen auf Basis des Atommodells von Dalton.

Schließlich wird mit der Klärung der Begriffe „elementarer Stoff“ und „Verbindung“ mit dem übergeordneten Begriff „Stoff“ eine weiterführende Klärung der Begriffe „Reinstoff“, „Stoffgemisch“ und „Stoffklasse“ möglich, wobei der Begriff „Reinstoff“ auf Basis der Herstellungsverfahren von Stoffen als Ideal betrachtet werden muss; selbst sog. Reinst-Silizium ist zu ca. 0,00001% verunreinigt. Phänomenologisch wird dabei der Frage nachgegangen, wie und auf Basis welcher Stoffeigenschaften sich Stoffgemische trennen lassen, wobei auf Grundlage der Interviews mit den Lernenden keine detaillierte Betrachtung von Prozessen wie etwa der Chromatographie oder der Umkristallisierung erfolgt (vgl. Kap. 3.2.1.1). Durch konkrete Einbindung alltagsprachlicher Stoffkonzepte wie etwa „Substanz, aus der etwas besteht“ oder „Material“, wodurch bspw. Salz, Holz und Milch als „Stoffe“ verstanden werden, erfolgt somit eine fachsprachliche und konzeptionelle Differenzierung mit Hilfe entsprechender Zwischenfragen (Pfeifer & Sommer, 2012).

Durch die historische Betrachtung der ausgewählten Atommodelle wird der Prozess naturwissenschaftlicher Modellbildung verdeutlicht. Diente dazu im ersten Lernmodul zur

Vorbereitung und Verdeutlichung des Analogiemodells der Kugel in der Schachtel, wird das wissenschaftliche Arbeiten zur Gewinnung von Modellen der submikroskopischen Ebene im weiteren Verlauf der Module historisch verifiziert. Es wird aufgezeigt, welche Problemstellungen Dalton, Thomson, Rutherford und Bohr verfolgt haben, welche Hypothesen sie durch welche Experimente überprüft haben, welche Erkenntnisse sie daraus gewonnen haben, wie sie diese zu einem Modell verdichtet haben und inwiefern Vorgängermodelle erweitert wurden. Ein solcher sog. history lift, der die Lernenden vor die historischen Probleme stellt, um die Erkenntniswege nachvollziehbar zu machen, unterstützt das Verständnis der Sinnhaftigkeit der naturwissenschaftlichen Modellbildung, lässt den Prozess menschlich erscheinen und verringert dadurch die Distanz zwischen Lernenden und Wissenschaftlern (Jansen, 2014, Schmidt, 2003, Bradley, 1984).

In der didaktischen Literatur werden solche history lifts in der Schulchemie kritisch gesehen: wissenschaftliche Phylogenese entspräche nicht intellektuell-begrifflicher Ontogenese, schreiben bspw. Stäudl und Wöhrmann; man kann nicht wissenschaftlichen Erkenntnisgewinn und Erkenntnisgewinn des Lernens als Wissenserwerb gleichsetzen und dabei die historisch z.T. parallel ablaufenden, nicht aufeinander abgestimmten und daher verwirrenden Beiträge zur Wissenschaft, die Bedingungen kognitiver Entwicklung, das Vorwissen der Lernenden und das Interesse von Kindern und Jugendlichen außer Acht lassen (Pfeifer, Lutz & Bader, 2002, Stäudl & Wöhrmann, 1994, S. 54). Diese Kritik wird im Rahmen des Propädeutikums berücksichtigt: Es wird eine historisch logisch aufeinander aufbauende, progressive Entwicklung von Atommodellen dargeboten, die Teilnehmer sind des Propädeutikums mit Überschreiten des 12. Lebensjahres bereits seit langem im Stadium formal-operationaler Intelligenz nach Piaget angekommen, das Vorwissen der Teilnehmer wird jeweils explizit aktiviert und das Interesse für naturwissenschaftliche Erkenntnisse in einem Chemiestudium muss vorausgesetzt werden (Reusser, 2006). Dennoch ist hinsichtlich der Argumente der Distanzverringerung und Vermenschlichung naturwissenschaftlichen Denkens kritisch anzumerken, dass history lifts auch abschreckende Wirkung haben können, weil sie die Genialität von Hypothesen und Deutungen zur Schau stellen und dadurch ggf. negative Selbstbilder auslösen. Dies wird im Lernmodul dadurch entkräftet, dass einerseits beschrieben wird, nicht nur Erfolge, sondern auch Misserfolge können zur Wissenschaft erheblich beitragen, und andererseits beschrieben wird, dass nicht nur herausragende Modellwechsel, sondern in den meisten Fällen kleinere wissenschaftliche Beiträge als Erfolge zählen.

Zur Darstellung der history lifts werden zum Teil Videopräsentationen wie bspw. zu Daltons Experimenten zur Massenerhaltung oder Thomsons Kathodenstrahlexperiment eingesetzt. Hinsichtlich der Darstellung der Experimente von Dalton ist auszuführen, dass sie in den Kontext der Atomvorstellungen von Demokrit gestellt werden. Diese sind bereits ca. 2200 Jahre vorher entstanden und weisen deutliche strukturelle Ähnlichkeiten auf (Unteilbarkeit, kleinster Baustein der Materie

sowie Unzerstörbarkeit, verschiedene Atome als Grundlage der Vielfalt der Stoffe). Aus Gründen der didaktischen Reduktion und Zeitökonomie nicht genau aufgefächert wird, dass er selbst die Gesetze der Massenerhaltung, der konstanten Proportionen und der multiplen Proportionen lediglich aus den Experimenten von Proust mit Zinnoxid und schwarzen und rotem Kupferoxid abgeleitet hat, ohne ebendiese Experimente selbst durchgeführt zu haben; lediglich zu letzterem wurde er ergänzend durch die Analyse von Methan und Ethan selbst experimentell tätig (Jansen et al., 1986, Meyer, 1895). Zudem wird zur Verdeutlichung des Gesetzes der konstanten Proportionen ebenfalls auf die Bildung von Kupfersulfid sowie Kochsalz aus den elementaren Stoffen und zur Verdeutlichung der Gesetze der multiplen Proportionen auf die Bildung von Wasser und Wasserstoffperoxid aus den elementaren Stoffen eingegangen, da den Lernenden Kochsalz (zum Würzen von Speisen), Wasser (aus dem Hahn) und Wasserstoffperoxid (zum Bleichen von Haaren) vermutlich eher aus dem Alltag bekannt sind als Kupfer(I)- und Kupfer(II)-oxid sowie Ethan. Außerdem erfolgt die Demonstration des Gesetzes der konstanten Proportionen in der Schule typischerweise durch die Bildung von Kupfersulfid, wodurch das Experiment den Lernenden vermutlich bekannt ist, wenngleich es kritisch zu betrachten ist, wie in Kap. 8.3.1 ausgeführt wird. Darüber hinaus wird im Video aus Gründen der Pragmatik nicht das historische Experiment zur Massenerhaltung von Lomonossow mit Zinn bzw. Lavoisier mit Blei, sondern ein äquivalentes Experiment mit Streichhölzern gezeigt – es handelt sich also quasi um einen modernisierten und alltagsorientierten history lift; die kognitiven Problemstellungen bleiben die gleichen (Johannsmeyer, 2004, Jansen et al., 1986). Zusätzlich erfolgt eine saubere Trennung der Begriffe „Atommodell“ und „Atomhypothese“ von Dalton – letztere betrifft die Aussage, Atome seien kugelförmig, die Dalton allerdings nicht empirisch belegen konnte (Keller, 1977).

Darüber hinaus wird der Ionenbegriff, der von Faraday geprägt und von Arrhenius zur Deutung von Gefrierpunktniedrigungen und der elektrischen Leitfähigkeit von Salzlösungen aufgegriffen wurde, in das Kapitel der chemischen Bindung verlagert, da erst mit dem Rosinenkuchenmodell von Thomson erklärt werden konnte, wie es zur Bildung geladener Atome kommen kann (Keller, 1977). Der didaktische Stellenwert der Faraday'schen Gesetze wird dabei in Kap. 8.12 geklärt.

Schließlich gibt es zahlreiche weitere Atommodelle, die im Gegensatz zu denjenigen von Dalton, Thomson, Rutherford und Bohr im Rahmen des Propädeutikums nicht erwähnt werden, weil sie

- als nicht-empirische Modelle gelten (z.B. das Atommodell von Leukipp im Vergleich zu dem seines Schülers Demokrit) (Johannsmeyer, 2004).
- vergleichbar geringes Erklärungspotenzial haben (z.B. Dynamidenmodell von Lenard oder das Saturnmodell von Hantaro) (Lenard, 2003, Müller-Hartmann, 1984).
- für die Zwecke des Propädeutikums zu spezifisch sind (z.B. das Bohr-Sommerfeldsche Modell zur Erklärung der Feinstruktur des Wasserstoffspektrums) (Sommerfeld, 1916).

Eine tabellarische Gegenüberstellung zur Verdeutlichung am Ende jedes Teilmoduls fasst dabei jeweils die Unterschiede zwischen dem Vorgängermodell und dem Nachfolgermodell zusammen. Tab. 8 zeigt dies am Beispiel des Bohr'schen Atommodells und des Orbitalmodells.

Tab. 8: Tabellarische Gegenüberstellung des Bohr'schen Atommodells und des Orbitalmodells.

Atommodell	Was kann erklärt werden?	Was kann nicht erklärt werden?
Atommodell von Bohr	<ul style="list-style-type: none"> Die Spektrallinien und Elektronenkonfiguration des Wasserstoffatoms (quantitativ) Die Rydbergformel Die Flammenfärbungen von einigen Metallen (qualitativ) 	<ul style="list-style-type: none"> Die Interferenz von Elektronen Eine differenzierte Betrachtung der Elektronenkonfiguration des Wasserstoffatoms.
Orbitalmodell	<ul style="list-style-type: none"> Die Interferenz von Elektronen Eine differenzierte Betrachtung der Elektronenkonfiguration des Wasserstoffatoms 	<ul style="list-style-type: none"> Zusammenhalt von Materie Erzeugung, Entstehung oder Spaltung von Stoffen

Zudem wird die Notwendigkeit des Konzeptwechsels für die Forschung wie auch für den Lernenden lebendig vor Augen geführt, um die Lernmotivation aufrecht zu halten. Bspw. konnten die Ergebnisse der Streuversuche, die Rutherford mit seinen Kollegen Geiger und Marsden durchführte, nur zum Teil mit Thomsons Atommodell erklärt werden – warum sollte ein sehr kleiner Teil der Alphastrahlung *zurückgelenkt* werden, wenn doch die Masse eines Atoms über dessen Elektronen gleichmäßig im Raum verteilt ist (Voerste & Demuth, 2008)? Eine Zwischenfrage im Lernmodul geht auf ebendiesen kognitiven Konflikt ein (vgl. Abb. 14) – die Lernenden werden „hinein- und gefangengenommen von dem wirklichen, erregenden Forschungs- und Entdeckungsprozess.“ (Jansen, 2014, o.S.)

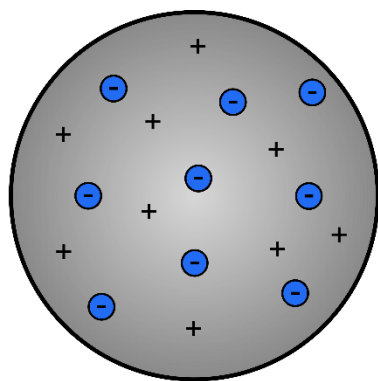
Selbiges gilt für die Entwicklung des Atommodells von Bohr, der mit seiner mutigen, der klassischen Physik widersprechenden Annahme der emissionslosen Bewegung von Elektronen auf Kreisbahnen mit diskreten Energieniveaus die von Rydberg empirisch ermittelte Formel zur Charakterisierung der Spektrallinien des Wasserstoffatoms bestätigen konnte.

Schließlich ist das Orbitalmodell eine konsequente Weiterführung des experimentellen Befunds der Elektronenbeugungsexperimente von Thomson sowie von von Davidson und Germer, dass Elektronen einen unbestimmten Zustand zwischen Teilchen und Welle einnehmen (vgl. Kap. 6.5).

Rutherford stellte sich Alpha-Strahlung als eine Strahlung aus sehr kleinen, positiv geladenen Teilchen vor (siehe Abb. unten). Goldfolie betrachtete er hingegen als eine Anordnung vieler Atome im Atommodell von Thomson. Er ging außerdem davon aus, dass Alpha-Teilchen sehr viel kleiner sind als Goldatome, aber deutlich größer und schwerer als Elektronen.

Beschreibe die Phänomene, welche auf Basis des Atommodells von Thomson eintreten könnten, wenn man Alpha-Strahlung auf eine Goldfolie sendet.

- Sie wird zu etwa 50% durchgelassen und zu etwa 50% zurückgelenkt.
- Ein Großteil der Strahlung wird hindurchgelassen.
- Ein Großteil der Strahlung wird zurückgelenkt.
- Ein sehr kleiner Teil der Strahlung wird zurückgelenkt.



Atom im Atommodell von Thomson



Alpha-Teilchen in der Vorstellung Rutherford's



Elektron

Abb. 14: Posttest-Item zu Fehlvorstellungen hinsichtlich der Summen- und Verhältnisformel.

Darüber hinaus lässt sich die Definition grundlegender Konzepte der Chemie an die Progression der Atommodelle vom Einfachen zum Komplexen knüpfen. Ausgehend vom Konzept des Teilchens auf Basis des undifferenzierten Teilchenmodells lassen sich mit Daltons Atommodell die Konzepte Atom, Element, Verbindung, Reinstoff und Stoffgemisch, mit Thomson das Elektron, mit Rutherford der Atomkern und die Atomhülle, mit Bohr das Konzept der Schale und schließlich das Konzept des Orbitals schrittweise erläutern und in einen Sinnzusammenhang stellen (Taber, 2002).

6.4 Vom Bohr'schen Atommodell zum Orbitalmodell – didaktische Brücke oder Sackgasse?

Das Bohr'sche Atommodell hat als erstes quantenmechanisches Modell des Wasserstoffatoms unumstrittene historische Bedeutung (Eckert, 2013, Fischler, 1992 A). Es birgt zudem eine unmittelbare, mechanische Anschaulichkeit: Gemäß der Bohr'schen Postulate befindet sich das Elektron im Wasserstoffatom in einem von mehreren diskreten, stationären Zuständen, indem es sich auf einer Kreisbahn um den Atomkern bewegt, ohne dabei Strahlung zu emittieren. Die Bahndrehimpulse dieser Zustände sind dabei ebenso gequantelt wie die Frequenzen der

elektromagnetischen Strahlung, die zum Übergang der stationären Zustände aufgenommen oder abgegeben wird. Im Rahmen der Schulchemie und -physik lassen sich mit Hilfe des Modells folgende Aspekte erschließen:

- die Spektrallinien des Wasserstoffatoms (quantitativ).
- die Spektrallinien der Atome aller anderen Elemente (halbquantitativ) und damit die Flammenfärbung der Alkalimetalle.

Ein Blick in die Kerncurricula der Physik offenbart außerdem, dass lediglich in Bayern, Berlin, Brandenburg und Mecklenburg-Vorpommern die Quantenphysik in der gymnasialen Oberstufe ohne das Atommodell von Bohr behandelt wird (eine Liste aller analysierten Kerncurricula ist in Anhang A) – es scheint, als würde es sich um ein Standardmodell handeln. Dennoch findet man in Hinblick auf eine anschließende Einführung des Orbitalmodells in der didaktischen Literatur Einwände gegen die Behandlung des Modells:

- Die Anschaulichkeit des Bohr'schen Atommodells ist zugleich Vorteil und Nachteil (Küblbeck, 2002, Ansari, Demuth & Hilpert, 1994). Während sie eine Vorstellung der submikroskopischen Welt ermöglicht, mit der eine Vielzahl an Phänomenen hinreichend erklärbar ist, so sinkt gleichsam die Bereitschaft, sich mit quantenmechanischen Fragestellungen auseinanderzusetzen, welche diese mechanische Anschaulichkeit erschüttern (Fischler, 1992 A, Sauer, 1978) (vgl. Kap. 6.5). Auf dieser Hypothese der didaktischen Sackgasse aufbauend wurde von Fischler und Lichtfeldt ein didaktisches Konzept der Einführung in die Quantenmechanik erarbeitet, welches u.a. ohne eine Behandlung des Bohr'schen Atommodells auskommt; das Wasserstoffatom wird direkt als Potentialtopf mit stehenden Wellen mit diskreten Energieniveaus beschrieben und die genaue Lokalisierung des Elektrons wird durch die Heisenberg'sche Unschärferelation ausgeschlossen (Fischler, 1992 B). In ihrer empirischen Erprobung des Konzeptes im Vergleich zum traditionellen Weg (inklusive des Atommodells von Bohr) fanden sie u.a. heraus, dass ca. 70% der Kontrollgruppe und nur ca. 5% der Erprobungsgruppe keinerlei quantenphysikalische Vorstellungen über den Bau der Atome entwickelten ($p < 0,001$) – ihre Hypothese hinsichtlich der negativen Wirkung der Behandlung des Bohr'schen Atommodells lässt sich dadurch zumindest nicht widerlegen (Lichtfeldt, 1992). Die Evaluation des Münchener Konzeptes der Vermittlung der Quantenmechanik in der Schule, welches ebenfalls bewusst auf eine Darstellung des Bohr'schen Atommodells verzichtet, kommt zu einem vergleichbaren Ergebnis (Müller, 2002).

- In diesem Zusammenhang verwundert es nicht, dass in nahezu allen deutschsprachigen und englischsprachigen Studien zu Vorstellungen von Studierenden zum Atombau und zur Lokalität von Elektronen erhoben wurde, dass mechanistische Bilder, die das Bohr'sche Atommodell suggeriert (Elektronen kreisen als Kugeln um den Atomkern), trotz aller Bemühungen eines quantenphysikalischen Unterrichts vorherrschend sind (Ireson, 2000, Masshadi, 1996, Wiesner, 1996, Bethge, 1992, Lichtfeldt, 1992, Bayer, 1986, Bormann, 1987).
- Dabei ist die zentrale Fehlvorstellung hinsichtlich des Orbitalmodells, dass unter einem Orbital eine Kreisbahn im Modell von Bohr verstanden wird (Tsaparlis, 1997; Nakiboglu 2003). Dies deutet ebenfalls darauf hin, dass ein Modellwechsel zwischen dem Bohr'schen Atommodell und dem Orbitalmodell durch die in den Köpfen der Lernenden verankerte Vorstellung, dass Elektronen sich auf Bahnen um den Atomkern bewegen, problematisch ist.

Inwiefern lässt sich angesichts dieser Kritik eine Behandlung des Bohr'schen Atommodells im Rahmen des Propädeutikums rechtfertigen?

Die Lernenden haben in ihrem Physikunterricht mit großer Wahrscheinlichkeit bereits eine Vorstellung von Atomen im Sinne Bohrs entwickelt. Die Präventionswirkung, welche die Konzepte von Küblbeck, Fischler und Lichtfeldt sowie Müller haben sollten, erscheint angesichts der Präsenz des Modells in den Kerncurricula Deutschlands für Physik als untergeordnet (s. Anhang A). Auch ohne den Physikunterricht haben die Lernenden jedoch spätestens seit der 9. Klasse des Chemieunterrichtes ein dem Bohr'schen Atommodell auf den ersten Blick sehr ähnliches Modell im Kopf: das Schalenmodell findet sich in allen Kerncurricula für Chemie der Sekundarstufe I (vgl. Kap. 3.2.1.1). Das Modell im Rahmen des Propädeutikums zu ignorieren, hieße damit zugleich, die Vorstellungen der Lernenden zu ignorieren.

In der beschriebenen empirischen Studie zum Vorwissen der Erstsemesterstudierenden an der Universität Göttingen konnte die beschriebene Fehlvorstellung, ein Orbital sei eine Kreisbahn im Modell von Bohr, praktisch nicht nachgewiesen werden. Lediglich 8% der 1-Fach-BA- und 9% der 2-Fächer-BA-Studierenden wählten den entsprechenden Distraktor im Rahmen der Testung aus.

Im Sinne der Betonung der Lebendigkeit des naturwissenschaftlichen Modellbildungsprozesses vermag eine angemessene Diskussion des Bohr'schen Modells sowie dessen Visualisierung, die Lernenden für die weiterführende Quantenmechanik zu öffnen. Genauso wie bei allen vorangehenden Atommodellen gibt es Phänomene, die mit dem Modell von Bohr erklärt werden können (Spektrallinien des Wasserstoffatoms (quantitativ) und Flammenfärbung der Alkalimetalle

(halbquantitativ)) und Phänomene, die eben nicht erklärt werden können (bspw. die Interferenz von Elektronen) und nach einem erweiterten oder gänzlichen neuen Modell verlangen (Bubke, 1984).

Sauer betont hierbei, dass die Darstellung des Bohr'schen Atommodells zur Beschreibung des Wasserstoffatoms derart erfolgen sollte, dass es anschlussfähig für weiterführende quantenmechanische Erkenntnisse bleibt. Damit meint er, dass das Bohr'sche Postulat der strahlungsfreien Bewegung auf einer Kreisbahn nicht als Verletzen der Gesetze der klassischen Elektrodynamik, sondern im Sinne des später von Bohr aufgestellten Korrespondenzprinzips als nahtloser Übergang klassischer Vorstellungen (Bewegung eines Elektrons auf einer Kreisbahn) und quantenmechanischer Vorstellungen (Unbestimmtheit eines Elektrons, die sich lediglich mathematisch beschreiben lässt) dargestellt werden muss (Sauer, 1978). Diese Forderung wird im Rahmen des Lernmoduls in einem kurzen Exkurs berücksichtigt; die Visualisierung der Kreisbewegung eines Elektrons, die höchstwahrscheinlich bereits in den Köpfen der Lernenden verankert ist, als „klassischer Grenzfall“ im Sinne des Korrespondenzprinzips bezeichnet.

Darüber hinaus lässt sich das Modell ebenso gut visualisieren wie das Modell von Dalton, Thomson oder Rutherford; seine Anschaulichkeit ist daher nichts Eigenartiges. In diesem Sinne erscheint die Frage Höflings berechtigt, warum „wir gerade bei diesem Modell [glauben], [die Lernenden] wolle[n] einfach nicht zur Kenntnis nehmen, daß [sie] nicht für Wirklichkeit halten dürfe[n], was nur als Denkhilfe gedacht ist“ (Höfling, 1992, S. 85). Die zitierten Studien zu den Schülervorstellungen des Atombaus, in denen auch nach der Behandlung der Quantenmechanik mechanistische Bilder in den Köpfen der Lernenden vorherrschend sind, müssten daher strenggenommen den Schluss nahelegen, einzig und allein das Orbitalmodell als Modell des Atombaus zu vermitteln, was angesichts eines wertschätzenden und didaktisch fruchtbaren Umgangs mit der Forschungsgeschichte der Chemie und Physik und der Arbeit mit Modellen in den Naturwissenschaften in den Sekundarstufen I und II völlig unvorstellbar wäre.

Schließlich muss es aufgrund seiner Ähnlichkeit zum Schalenmodell klar von diesem abgegrenzt werden: Beides sind Energiestufenmodelle, wobei ersteres zur Erklärung von Spektrallinien des Wasserstoffatoms entwickelt wurde, während letzteres zur Darstellung der Elektronenkonfiguration eines beliebigen Atoms dient (vgl. Kap. 6.5). Auch das geschieht in einem kleinen Exkurs.

Die Auslassung des Bohr'schen Atommodells ist nur eine der Änderungen, die das Konzept von Fischler und Lichtfeldt von der in ihrem Sinne „üblichen“ Vorgehensweise der Vermittlung der Quantenmechanik unterscheidet. Die Vermeidung einer dualistischen Sprechweise (Welle - Teilchen) ist bspw. ein weiterer Aspekt, der für den Erfolg ihres Konzepts verantwortlich sein könnten und daher im folgenden Kapitel diskutiert wird (Fischler, 1992 A).

Daher erscheint es legitim, dass Bohr'sche Atommodell als didaktische Brücke und nicht als Sackgasse zu verstehen. Da der Fokus des gesamten Moduls auf der Erschließung der Grundlagen der Quantenmechanik und des Orbitalmodells liegt und keine genauen Anforderungen der Lehrenden an die Darstellung des Modells vorliegen (vgl. Kap. 3.2.1.1), erfolgt ebendiese halbquantitativ. Es wird also keine mathematische Herleitung der potentiellen Energie von Elektronen auf bestimmten Kreisbahnen sowie des Atomradius eines Wasserstoffatoms über die Gleichsetzung von Zentripetalkraft und elektrostatischer Wechselwirkungskraft geliefert. Stattdessen wird beschrieben, dass mit Hilfe der Postulate der strahlungslosen Bewegung von Elektronen auf diskreten Kreisbahnen um den Atomkern die zuvor gefundene Rydbergformel des Wasserstoffspektrums durch Übergänge eines Elektrons zwischen zwei Kreisbahnen unter Strahlungsabsorption und -emission erklärt werden kann, ohne dass die entsprechenden Energien berechnet werden.

6.5 Fokussierung der Quantenmechanik und des Orbitalmodells – das Problem der Veranschaulichung

Die Module „Grundlegende Erkenntnisse der Quantenmechanik“ und „Das Orbitalmodell“ bilden aus den folgenden, zum Teil bereits erwähnten Gründen den Hauptteil des Lernmoduls:

- Das Orbitalmodell ist die konsequente Übertragung empirischer, quantenmechanischer Erkenntnisse auf die Beschreibung des Aufbaus eines Atoms. Küblbeck konstatiert: „Die [in diesem Sinne] moderne Chemie [...] wäre[] ohne Quantenphysik nicht vorstellbar“ (Küblbeck, 2015, S. 480). Phänomene wie die Interferenz von Elektronen lassen sich nicht mit den historischen Vorläufermodellen des Orbitalmodells erklären, welche Elektronen lediglich als Teilchen behandeln.
- Die statistische Betrachtung der Elektronenverteilung im Atom entspricht dem universitären Standard und wird daher von den Lehrenden explizit gefordert (vgl. Kap. 3.2.1.1).
- Durch das Aufbauprinzip und die damit verbundene Unterscheidung von s-, p-, d-, und f-Orbitalen wird nicht nur die Stellung der Hauptgruppen-, sondern auch die der Nebengruppenelemente im Periodensystem deutlich (Mahl, 1975).
- Ohne eine Behandlung des Orbitalmodells ließen sich weder die Ausnahmen der Tendenzen wichtiger Atomeigenschaften wie Elektronenaffinität und Ionisierungsenergie innerhalb einer Periode noch Grundlagen der MO-Theorie und das Phänomen der Hybridisierung erklären, was ebenfalls zu den Lernzielen des Propädeutikums gehört (Mahl, 1975).
- Zudem bildet es die Grundlage der Erklärung von Phänomenen, die im weiterführenden Studium erschlossen werden: Dia- und Paramagnetismus von Molekülen, Fluoreszenz und

Phosphoreszenz, Geometrie von Komplexen sowie Farbigkeit von anorganischen und organischen Stoffen (mit der Ausnahme von Elektronenübergängen innerhalb eines Metallkations, die auch im Bohr'schen Atommodell erklärbar sind) (Baars & Hählen, 2007).

- Darüber hinaus findet sich das Orbitalmodell lediglich in den Kerncurricula für Saarland, Sachsen und Rheinland-Pfalz als verbindlicher Inhalt des Oberstufenunterrichtes, wird von den Lehrenden der Universität Göttingen als verbindlicher Inhalt des Propädeutikums gefordert und ist nur von einer Minderheit an Studierenden im Rahmen der empirischen Studie des Vorwissens in Chemie an der Universität Göttingen anwendbar (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Bzgl. der Darstellung quantenmechanischer Grundlagen, die für das Verständnis des Orbitalmodells unerlässlich sind, wurde eine Fokussierung der *empirischen Unbestimmtheit von Quantenobjekten* anhand Jönssons Doppelspalt-Interferenz-Experiments von Elektronenstrahlen und Einsteins Experiment zur Photoionisation vorgenommen. Das Doppelspalt-Interferenz-Experiment wurde den historisch vorangehenden Interferenz-Experimenten von Thomson und Davisson und Germer vorgezogen, da durch weiterführende Experimente zum Beugungsverhalten von einzelnen Elektronen durch Tonomura die Unbestimmtheit des Quantenobjektes Elektron deutlicher wird (siehe unten).

Aus dieser Zielsetzung des Lernmoduls ergibt sich, dass weitere quantenphysikalische und -mechanische Arbeiten wie Plancks Beschreibung der Energiequantelung beim sog. schwarzen Strahler, Comptons Beschreibung des Impulses von Photonen, verschiedene Unschärferelationen als mathematische Charakterisierung der Unbestimmtheit sowie der Stark-, normale Zeeman-, anormale Zeeman- und Paschen-Back-Effekt und das Stern-Gerlach-Experiment als Grundlagen der Drehimpuls- und Spin-Quantelung von Elektronen aus didaktischen Gründen ausgelassen werden können (Atkins & de Paula, 2006). Auch eine umfassende Behandlung der bekannten Gesamtinterpretationen der Quantenmechanik – allen voran der Kopenhagener Interpretation und der Ensemble-Interpretationen – zur Klärung der Messbarkeit von Phänomenen (einzelner) Quantenobjekte sowie deren Eigenschaften wird nicht als essenziell für das Verständnis des Orbitalmodells betrachtet und geht weit über die von den Lehrenden der Universität Göttingen geforderten Inhalte hinaus (Kap. 3.2.1.1).

In der physikdidaktischen Literatur zur Quantenmechanik existieren verschiedene didaktische Positionen zwischen einer rein mathematischen bzw. formalistischen Darstellung und einer für SuS zugänglichen und wissenschaftlich zulässigen Veranschaulichung von Prozessen auf der submikroskopischen Ebene (Fischler, 1992 A). Grundsätzlich wäre eine rein mathematische Darstellung ohne jegliche Veranschaulichung im Sinne einer sprachlichen und/oder grafischen Verbildlichung im Rahmen des Propädeutikums nicht nur zu umfangreich, sondern auch dysfunktional, da keine Durchdringung der quantenmechanischen Formalismen erfolgen soll (Berg et al., 1989,

Wiesner, 1989, Bauer, 1982, Kober, 1981, Fichtner, 1980, Brachner & Fichtner, 1980, 1974, 1977). Es soll ein Grundverständnis für das Orbitalmodell als konsequente Weiterführung der Idee geschaffen werden, Elektronen mathematisch mit Hilfe komplexer Wellengleichungen mit zustandsbestimmenden Variablen (den Quantenzahlen) zu beschreiben, dass dessen Anwendung hinsichtlich des Aufbauprinzips des Periodensystems und der Erklärung der Bindung in einfachen Moleküle in der MO-Theorie in den ersten Semestern des Chemiestudiums in Göttingen ermöglicht (Keller, 1977). Insofern gehen auch die Konzepte von Niederer und Küblbeck über dieses Ziel hinaus, indem ein computergestütztes, mathematisches Grundverständnis der Schrödingergleichung als Differenzialgleichung mit entsprechenden Wellenfunktionen als Lösungen für die Zustandsbeschreibung von Elektronen in Ein- und Mehratomigen Systemen angestrebt wird (Küblbeck, 2002, Niederer, 1992). Darüber hinaus ist es aus den folgenden Gründen fraglich, die quantenmechanischen Grundlagen des Orbitalmodells als Beobachtung von Phänomenen mit rein mathematischer Deutung im Sinne der Kopenhagener Interpretation unter der Prämisse „Keine Vorstellungen sind keine falschen Vorstellungen“ zu vermitteln (Heisenberg & Bohr, 1963):

- Die Lernenden bringen zu diesem Zeitpunkt individuelle Vorstellungen aus ihrem (wie auch immer gestalteten) vorherigen Chemie- und Physikunterricht ihrer Schulzeit sowie Vorstellungen von Elektronen, Atomen und Licht aus den bisher behandelten Modulen des Propädeutikums mit. Die Anweisung, diese Vorstellungen nun beiseite zu legen und durch ein System aus Formeln zu ersetzen, wäre nicht nur ein gravierender Verstoß gegen das didaktische Prinzip der Vorwissensaktivierung, sondern birgt im Sinne Küblbecks die Gefahr, dass „heimliche“ falsche Vorstellungen gemacht oder bewahrt werden (Kap. 5.2.1, Küblbeck 2015, S. 489). Davon abgesehen könnte es aus didaktischer Perspektive wohl kaum eine demotivierendere Anweisung geben.
- Im Sinne einer historisch-problemorientierten Didaktik wäre es fatal, die Begrifflichkeiten de Broglies („la synthese des ondes et des quanta“, im Deutschen oftmals als „Materiewelle“ beschrieben) und Einsteins (die Betrachtung des Lichtes als Summe einzelner „Energiequanten“) bei der Deutung des Doppelspalt-Experimentes und der Photoionisation nicht zu verwenden (Meschede, 2015, S 857, Gross & Marx, 2014, S. 449, de Broglie, 1925, S. 56, Einstein, 1905, S. 142). Die Lernenden befinden sich an der gleichen kognitiven Schwelle zwischen klassischer und quantenmechanischer Physik wie die Physiker des beginnenden 20. Jahrhunderts (Kuhn, 2001).
- Eine Thematisierung der sprachlichen Veranschaulichungsmöglichkeiten und -grenzen der quantenphysikalischen Erkenntnisse (im Anschluss an die Kopenhagener Interpretation) trägt in jedem Fall zu einer Klärung der Sachlage bei (Küblbeck, 2015). Einer der bedeutendsten

Quantenphysiker unserer Geschichte, Werner Heisenberg, würde dem zustimmen: Sprache vermittelt „gerade durch ihren Reichtum an Bildern ein Gefühl für die Zusammenhänge auch dort [...], wo die exakte mathematische Analyse zunächst sehr kompliziert wäre“ (Heisenberg, 1969, S. 113).

In diesem Sinne wird hinsichtlich der didaktischen Darstellung der Unbestimmtheit von Quantenobjekten anhand der Interferenz von Elektronen sowie der Photoionisation wie folgt mit dem Problem der Veranschaulichung umgegangen:

Die Darstellung der Interferenz von Elektronen am Doppelspalt wird nicht als reiner Beleg für den Wellencharakter von Elektronen behandelt. Bereits mit dem Atommodell von Thomson lässt sich die Kathodenstrahlung dadurch erklären, dass Atome Elektronen (d.h. kleine, negativ geladene Teilchen) enthalten, die durch das Anlegen einer Spannung aus den Atomen herausgelöst werden können. Es gilt nun, diese Teilchenvorstellung zu erschüttern: Lässt man Elektronen durch einen Doppelspalt auf einen Detektor fliegen (wie Jönsson dies 1957 getan hat), so ergibt sich auf einem Schirm bei entsprechender elektronenoptischer Vergrößerung ein Interferenzmuster mit Maxima und Minima, das demjenigen von Licht sehr ähnlich ist (Jönsson, 1961). Erklärbar ist dieses Phänomen, wenn man den Elektronenstrahl als elektromagnetische Welle betrachtet.

Ein weiteres Elektronenbeugungsexperiment von Tonomura zeigt, dass dieses Interferenzmuster auch dann auftritt, wenn man eine bestimmte Anzahl einzelner Elektronen nacheinander auf dem Schirm auftreffen lässt (Tonomura et al., 1989, vgl. Abb. 15). Offenbar können einzelne Elektronen „mit sich selbst interferier[en]“ (Küblbeck, 2015, S. 483). In diesem Sinne ist auch de Broglies Metapher der „Materiewelle“ für ein Elektron angemessen, zumal zu diesem Zeitpunkt bereits bekannt war, dass Elektronen eine definierte Masse haben.

Gleichzeitig ist die Detektion jedes einzelnen Elektrons auf einer bestimmten Stelle des Schirms im Experiment von Tonomura nur dann vorstellbar, wenn man von einem Teilchen ausgeht, das auf dem Schirm auftrifft und ein Signal hinterlässt – andernfalls müsste sich bereits bei einem Elektron (als Welle) das gleiche Interferenzmuster wie bei einer beliebigen anderen Anzahl an Elektronen (wenn auch mit unterschiedlichem Kontrast) ergeben. (vgl. Abb. 15).

Insgesamt erscheinen die Phänomene also widersprüchlich und die Natur des Elektrons unklar.

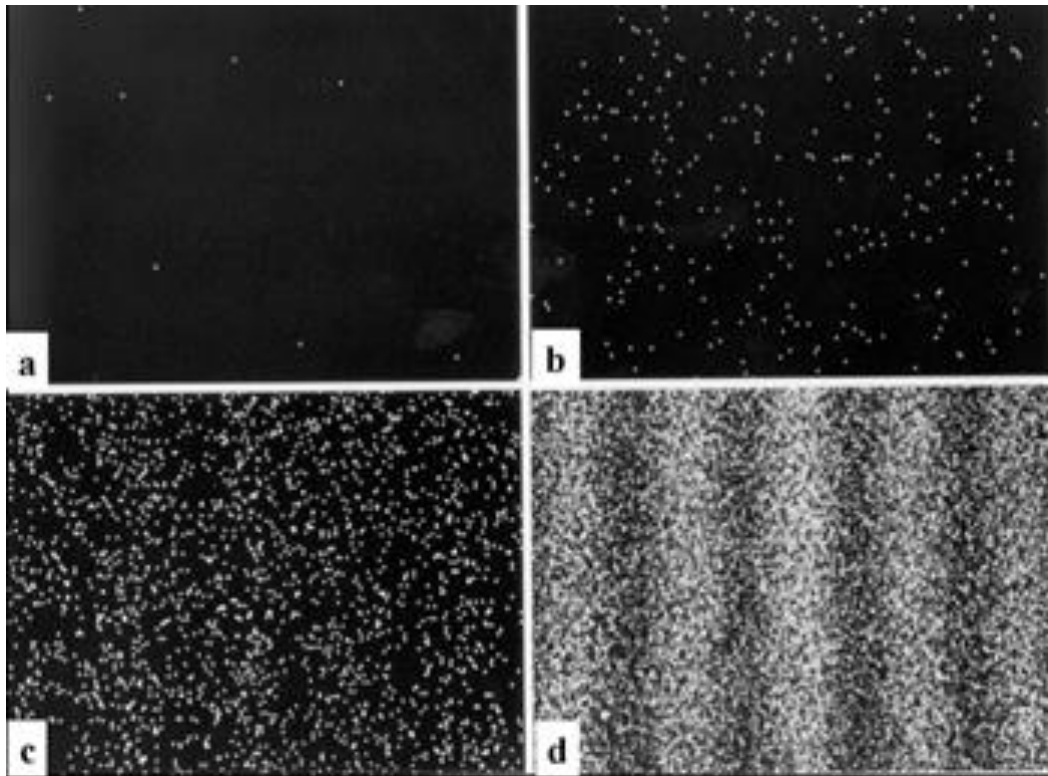


Abb. 15: Ergebnisse des Versuches "Interferenz am Doppelspalt mit Elektronen" a) nach 8, b) nach 270, c) nach 2000 und d) nach 16000 Elektronen (Hitachi, 2015).

Die Darstellung der Photoionisation wird nicht als reiner Beleg für den Teilchencharakter von Licht begriffen. Der in der Literatur als „schulüblich“ beschriebene Weg der Deutung der Photoionisation zielt darauf ab, das Licht aus einzelnen Photonen besteht, die man sich wie „Energieportionen“ vorzustellen hat. Diese Energieportionen treffen auf Elektronen (die bei der Deutung als Teilchen betrachtet werden) und geben ihre Energie ab, sodass sie aus den entsprechenden Atomen herausgelöst werden. Dabei wird das Bild eines Teilchen-Aufpralls etabliert, wobei der Widerspruch zur klassischen Physik im Wesentlichen darin liegt, dass das Phänomen unabhängig von der Intensität des einfallenden Lichtes ist (Fischler, 1992 A). Problematisch ist diese Deutung aus zwei Gründen: (1) Einstein selbst hat in seinen Schriften an keiner Stelle von einem „Teilchenaufprall“ gesprochen – er beschrieb die Photoionisation wie folgt: „In die oberflächliche Schicht des Körpers dringen Energiequanten ein, und deren Energie verwandelt sich wenigstens zum Teil in kinetische Energie von Elektronen“ (Einstein, 1905, S. 142). (2) In anderen Photoionisationsexperimenten des frühen 20. Jahrhunderts wurde ermittelt, dass sich die heraustretenden Elektronen nicht in der Ausbreitungsrichtung eines polarisierten Lichtes fortbewegen, sondern das Austrittsmaximum *senkrecht* zu dieser Richtung liegt – genau dort, wo man es erwarten würde, wenn man das einfallende Licht als elektromagnetische Welle mit senkrecht zueinander stehendem elektrischen und magnetischen Feld und eben nicht als Bündel einzelner Energieportionen

betrachtet (Simonsohn, 1981, 1980). Wiederum zeigt sich eine Unklarheit dessen, welche Vorstellung von Licht (Welle oder Teilchen) angemessen ist.

Somit werden Quantenobjekte nicht in einer dualistischen Sichtweise, sondern als unbestimmt dargestellt. Elektronen und Photonen sind nicht je nach Versuchsaufbau manchmal Teilchen und manchmal Welle, sondern wir müssen auf Basis der gezeigten Experimente davon ausgehen, dass sie stets Wesenszüge von beiden zugleich zeigen (Fischler, 1992 A, Bopp, 1985,). Dies macht sie unbestimmt und in dem Sinne unanschaulich als dass eine eindeutige Klassifizierung als Teilchen oder Welle nicht mit allen experimentellen Befunden vereinbar ist (Heisenberg & Bohr, 1963). In diesem Sinne sind die Lösungen der dem Orbitalmodell zugrundeliegenden Schrödingergleichung, welche sich als *Wellenfunktionen* beschreiben lassen, eine einseitige Betrachtung der Unbestimmtheit von Elektronen, die es jedoch ermöglicht, über die Anwendung der klassischen Wellenmechanik über die Beschreibung der Bewegung von Elektronen im Raum zu einer Ortsbestimmung von Elektronen im Sinne von Wahrscheinlichkeitsaussagen zu gelangen (Schmidt, 2003).

Davon abgesehen ist die räumliche Darstellung der Orbitale nicht vom Problem der Veranschaulichung betroffen und selbst nach der Kopenhagener Interpretation legitim. Das Betragsquadrat einer Wellenfunktion in Kugelkoordinatenform mit einer Lösungswahrscheinlichkeit von 90% im Sinne der Wahrscheinlichkeitsdichteinterpretation von Born ist eine rein mathematische und *zugleich* anschauliche Darstellung eines Elektrons (Born, 1926 A und B). Dabei handelt es sich zugegebenermaßen um eine ungewohnte Anschaulichkeit: Das Elektron ist etwas, dessen Gestalt unbestimmt ist, aber von dem wir mit großer Sicherheit davon ausgehen, dass es sich in einem bestimmten Raum aufhält. Zur Festigung dieser Orbitalvorstellung enthält das Lernmodul einige Zwischenaufgaben mit entsprechenden Lösungsbeispielen bzgl. des Einflusses der Quantenzahlen auf die Gestalt des Orbitals sowie zur Gestalt, Unterscheidung und Bezeichnung der Orbitale.

Hinsichtlich des Begriffs „Orbital“ wird im Lernmodul zunächst ausgeführt, dass er streng genommen eine Wellenfunktion beschreibt, die sich aus der Lösung der Schrödingergleichung ergibt, welche wiederum als sog. Differenzialgleichung das Phänomen einer stehenden Welle beschreibt (Keller, 1977). Eine Differenzialgleichung hat nämlich keine Werte als Lösungen, sondern Funktionen, und sie kann mehrere Lösungen haben. Diese Lösungen sind lediglich für das Elektron im Wasserstoffatom eindeutig möglich; für Elektronen aller anderen Atome müssen mathematische Näherungsverfahren angewendet werden. Bei der Einführung in das Modell wird dies insofern berücksichtigt, als dass zunächst nur die Energieniveaus des Wasserstoffatoms im Termschema dargestellt werden. Sofern es sich also nicht um Wasserstoff handelt, ist mit einem Orbital eine Ein-Elektronen-Wellenfunktion in

einem System mit mehreren Elektronen gemeint (Christen, 1994). Diese Wellenfunktion hat jedoch nur dann anschauliche Funktion, wenn (wie oben dargestellt):

- ihr Betragsquadrat gebildet wird, wodurch man eine Wahrscheinlichkeitsdichtefunktion erhält,
- diese Funktion nicht im kartesischen Koordinatensystem, sondern im Kugelkoordinatensystem darstellt und
- ihre Lösungswahrscheinlichkeit auf einen bestimmten Betrag begrenzt wird, da die Funktion ansonsten bis ins Unendliche reicht (üblicherweise wird der Betrag auf 90% festgesetzt). Um die Bedeutung dieser Begrenzung zu veranschaulichen, wird den Lernenden beschrieben, dass sich ohne die Begrenzung gemäß dem Orbitalmodell theoretisch ein Elektron in einem Kohlenstoffatom im Körper des Lernenden, der gerade vor seinem Computer sitzt und das Modul bearbeitet, zur gleichen Zeit in Paris oder auf dem Mount Everest befinden könnte.

Insofern ist es legitim (und unter Chemikern üblich), mit dem Begriff „Orbital“ nicht eine Wellenfunktion für ein Elektron, sondern ihr Betragsquadrat in Kugelkoordinatenform mit einer Lösungswahrscheinlichkeit von 90% zu bezeichnen.

6.6 Vom Orbitalmodell zum Periodensystem – Die Erklärungskraft der Elektronenkonfiguration

Anschließend wird im Modul „Das Periodensystem der Elemente“ dessen systematischer Aufbau (das sog. Aufbauprinzip) auf Basis des Orbitalmodells mit Hilfe entsprechender Termschemata erläutert. Dabei wird Wert auf eine unmissverständliche Fachsprache gelegt: Orbitale werden nicht „besetzt“ – dies löst eine unvermeidliche Assoziation des Bohr'schen Atommodells bzw. des Schalenmodells aus, wodurch Elektronen als Teilchen auf einer Kreisbahn/Schale begriffen werden. Aus dem gleichen Grund werden auch Ausdrücke wie „im 1-s-Orbital befinden sich zwei Elektronen“ vermieden. Stattdessen wird jeweils vom „Zustand eines Elektrons“ gesprochen, welcher sich mit einem bestimmten Orbital (z.B. dem 1s-Orbital) „beschreiben“ lässt und den ein Elektron „einnehmen“ kann – dadurch bleibt die quantenmechanische Unbestimmtheit von Elektronen erhalten (Mahl, 1975).

In diesem Sinne kommen das *Energieprinzip* (Elektronen nehmen zunächst Zustände von Orbitalen mit niedrigstmöglicher Energie ein), die *Hund'sche Regel* (Elektronen nehmen bei entarteten Orbitalen zunächst Zustände ohne Spinpaarung und mit gleichem Spin, positiven Spin ein (d.h. Pfeil nach oben)) und das *Pauli-Prinzip* (die Zustände zweier Elektronen unterscheiden sich in mindestens einer Quantenzahl, woraus folgt, dass maximal zwei Elektronen den gleichen Orbitalzustand haben, sofern sie sich in ihrem Spin unterscheiden) zum Tragen.

Dies entspricht nicht nur den expliziten Erwartungen der Lehrenden, sondern wird insbesondere von nur 36% der Chemie-2-Fächer-Bachelor-Studierenden beherrscht (Kap. 3.2.1.1).

Zudem wird verdeutlicht, dass das Periodensystem der Elemente in seiner gängigen Form als Periodensystem der *Atomsorten* und deren *Atomeigenschaften*, nicht als System elementarer Stoffe gedacht ist - allotrope Formen eines Stoffes wie etwa Diamant, Graphit und Fullerene werden üblicherweise nicht abgebildet (Schmidt, 1998). Davon abgesehen werden im Lernmodul die Erkenntnisse der Kernphysik und des Atombaus auf das Wesentliche reduziert dargestellt –der Atomkern besteht aus Protonen und/oder Neutronen, die Protonenzahl entspricht der Ordnungszahl im Periodensystem und die Summe aus Protonen- und Neutronenzahl ist die Massenzahl des Atoms, wobei die Atome eines Elements stets die gleiche Protonenzahl haben, es jedoch durchaus Isotope eines Elements (Atome mit gleicher Protonen- und verschiedener Neutronenzahl) gibt (Rehm & Sieve, 2012). Hinsichtlich der Anwendung von Elementsymbolen gibt es schließlich einige Übungsaufgaben (z.B. „Nenne das Symbol von Eisen und beschreibe, von welchem Wort das Symbol abstammt.“) (Bergerhoff, 1998).

Hauptsächlich wird in diesem Lernmodul verdeutlicht, dass die Elektronenkonfiguration eines Atoms nicht nur dessen Zugehörigkeit zu einem Element, sondern auch zu einer Haupt- oder Nebengruppe bestimmt. Die Bedeutung des Periodensystems als Ordnungssystem von Elementen mit vergleichbaren Eigenschaften wird dabei durch die Tendenzen der Eigenschaften Atommasse, Atomradius, Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität und Elektronegativität hinsichtlich der Hauptgruppenelemente dargelegt und durch entsprechende Zwischenaufgaben eingeübt (vgl. Abb. 16).

Ordne die Atome der folgenden Elemente nach ihrer Elektronegativität von hoch (ganz links) nach niedrig (ganz rechts).

7 14,007 N Stickstoff	13 26,982 Al Aluminium	5 10,811 B Bor	9 18,998 F Fluor	10 20,180 Ne Neon
------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	--------------------------------

Abb. 16: Zwischenaufgabe zur Anwendung des Periodensystems als Ordnungssystem für Atomeigenschaften (hier am Beispiel der Elektronegativität).

Da die konkrete Berechnung der Atomeigenschaften im Rahmen der Übung zur Vorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ nur eine untergeordnete Rolle spielt, bleiben das empirische Konzept der effektiven Kernladung von Slater und die vom ihm entwickelten Formeln zur Berechnung des Atomradius, der Ionisierungsenergie, der Elektronenaffinität sowie der Elektronegativität außen vor (Diemann, 1994, Slater, 1930).

Diese Fokussierung erscheint angesichts des Testergebnisses vom Wintersemester 2013/14 legitim, da lediglich 52% der Chemie-1-Fach-Bachelor-Studierenden und 64% der Chemie-2-Fächer-Bachelor-Studierenden die Tendenzen dieser Eigenschaften (mit Ausnahme des Metallcharakters) im Periodensystem korrekt beschreiben können. Dabei verdeutlichen die Ausnahmen der Tendenzen der beiden letztgenannten Eigenschaften die Notwendigkeit des Orbitalmodells zur Beschreibung der Elektronenkonfiguration - mit Hilfe des Schalen- oder Kugelwolkenmodells kann bspw. nicht erklärt werden, warum ein Berylliumatom eine höhere Ionisierungsenergie als ein Boratom hat, obwohl bei gleichem Abstand der Außenelektronen zum Atomkern ein Proton mehr im Kern vorliegt. Schließlich wird den Lernenden offenbart, dass sich die Bedeutung der jeweiligen Eigenschaften von Atomen im darauffolgenden Modul „Chemische Bindung“ ergeben wird.

In der Gestaltung des Teilmoduls werden zwei zentrale didaktische Entscheidungen ersichtlich:

Die Beschreibung des systematischen Aufbaus des Periodensystems auf Basis des Orbitalmodells wird einer Entwicklung des Periodensystems im Sinne des historisch-problemorientierten Verfahrens vorgezogen. Analog zur Darstellung der Entwicklung der Atommodelle würde es selbstverständlich auch in diesem Teilmodul zur Lernmotivation und zur Verdeutlichung der Lebendigkeit naturwissenschaftlicher Modellbildung beitragen, die verschiedenen historischen Formen des Periodensystems von de Morveaus Tabelle chemisch einfacher Substanzen (1772) über Döbereiners Triadenlehre (1829) bis zu Mendelejews und Meyers bis heute weitestgehend beibehaltenen Versionen (1869/70) ergänzt um Moseleys bedeutende röntgenspektroskopische Ergebnisse (1913), die das Konzept der Ordnungszahlen des Periodensystems beweisen, in ihrem Kontext darzustellen (Jansen, 2014, Moseley, 1913, Meyer, 1870, Mendelejew, 1869, Döbereiner, 1829). Dagegen sprechen jedoch die folgenden Gründe:

- Eine solche Darstellung erschiene im Zusammenhang des Periodensystems eher als historischer Exkurs denn als logische Progression: Die Fokussierung auf das Orbitalmodell aus dem vorangegangenen Lernmodul verlangt ein Beweis dessen Erklärungskraft, der in diesem Lernmodul erfolgen soll.
- Die Kerncurricula und Anforderungen der Lehrenden sind sich darin einig, dass Studienanfänger an der Universität Göttingen das Periodensystem als Informationsquelle für chemisch relevante Fragestellungen anwenden sollen – seine historische Entwicklung trägt nur indirekt zu diesem Ziel bei (vgl. Kap. 3.2.1.1)
- Schließlich nimmt die Erläuterung des Aufbauprinzips auf Basis des Orbitalmodells durch das empirisch ermittelte geringe Vorwissen der Lernenden (s.o.) erwartungsgemäß so viel Zeit in Anspruch, dass ein entsprechender historischer Exkurs als Überfrachtung gesehen würde.

Die Herleitung des Aufbauprinzips des Periodensystems kommt ohne einen Bezug zu den experimentell bestimmbar sowie sinnlich erfahrbaren Gemeinsamkeiten der elementaren Stoffe einer Elementfamilie aus. Gemäß dem Vorschlag von Pfeifer werden im Chemieunterricht der Sekundarstufe I Eigenschaften der Alkalimetalle wie etwa deren Reaktion mit Wasser (Bildung einer Lauge, Bildung von Wasserstoff, zunehmende Heftigkeit) oder mit Luftsauerstoff (Bildung einer matten Oxidschicht) sowie der metallische Glanz und deren abnehmende Härte innerhalb der Hauptgruppe als Grundlage ihrer Zugehörigkeit zu einer Elementfamilie vermittelt. Die Erarbeitung von Steckbriefen der Alkalimetalle inklusive physikalischer Eigenschaften wie die Atommasse, der Schmelzpunkt und die Dichte lassen dann den Schluss zu, dass sich innerhalb einer Hauptgruppe des Periodensystems diese Eigenschaften systematisch von oben nach unten ändern; gleichsam ordnet diese Systematik jedem der Elemente einen Platz zu. Da das gemeinsame Reaktionsverhalten mit einem einfachen Atommodell (wie dem von Dalton) nicht mehr erklärt werden kann, wird ersichtlich, warum ein differenziertes Atommodell (das Schalenmodell) benötigt wird: Die Systematik des Aufbaus des Periodensystems auf Basis der Elektronenkonfiguration wird verdeutlicht (Pfeifer, 1990).

Ein solches Vorgehen in der Sekundarstufe I lässt sich damit begründen, dass ein für die Lernenden nachvollziehbarer Weg von der sinnlich erfahrbaren Ebene der Stoffeigenschaften (mit Hilfe einer Definition des Stoff-Begriffs als „alles, was man anfassen oder in ein Gefäß geben kann“) über die systematischen Änderungen dieser Eigenschaften innerhalb einer Hauptgruppe des Periodensystems bis hin zur Erklärung dieser Systematik auf der submikroskopischen Ebene (vom Einfachen zum Komplexen) erfolgt (Kienast, Witteck & Eilks, 2012, Pfeifer, 1990). Dass dieser Weg im Rahmen des Propädeutikums quasi umgekehrt, d.h. vom Aufbauprinzip zu den Eigenschaften von Stoffen vorgeschritten wurde, ist wie folgt zu erklären:

- Die Lernenden wurden im Rahmen der Darstellung der Bedeutung von Modellen in den Naturwissenschaften und der historisch-problemorientierten Entwicklung der Atommodelle bereits über das Schalenmodell hinausgehend davon überzeugt, dass das Orbitalmodell Phänomene der sinnlich-erfahrbaren Welt (nämlich die Interferenz von Elektronen) erläutern kann bzw. auf diesen basiert. Es kann davon ausgegangen werden, dass sie zu Beginn dieses Lernmoduls mit der submikroskopischen Ebene hinreichend vertraut sind und entsprechende Modelle dieser Ebene als Erklärungsgrundlage akzeptieren.
- Im Zuge der Erarbeitung des Lernmoduls ergibt sich für die Lernenden bereits ein differenziertes Konzept des Begriffs Stoff - nämlich „Elementarer Stoff oder Verbindung“ auf Basis des Atommodells von Dalton, wodurch auch „Reinstoffe“ und „Stoffgemische“ voneinander unterschieden werden können (Kienast, Witteck & Eilks, 2012).

- Die in der Schule thematisierten Reaktionen der Alkalimetalle mit Wasser oder Sauerstoff werden erst im Rahmen des Moduls „Die chemische Reaktion“ aufgegriffen und dort systematisch erklärt.
- Schließlich ist auch an dieser Stelle das Argument der Zeitökonomie zu erwähnen.

Somit wird durch die Beschreibung des systematischen Aufbaus des Periodensystems die Erklärungskraft des Orbitalmodells verdeutlicht.

6.7 Wasserstoff und Helium – Die Sonderkandidaten des Periodensystems

Die Elemente Wasserstoff und Helium nehmen eine Sonderrolle im modernen Periodensystem ein. Zweifelsohne besetzen sie die ersten und einzigen beiden Plätze der 1. Periode und ebenfalls unbestritten sind die Ordnungszahlen der Elemente, sodass Wasserstoff links neben Helium stehen muss. Dennoch ergeben sich Schwierigkeiten in der Zuordnung zu einer bestimmten Elementfamilie.

Ein Wasserstoffatom hat die allgemeine Elektronenkonfiguration $1s^1$, analog zu allen Alkalimetallatomen. Zudem bildet es einfach positiv geladene Ionen und ist unter Extrembedingungen metallisch (d.h. glänzend und leitfähig). Allerdings sind H^+ -Ionen mit 30 pm sehr viel kleiner als alle anderen Ionen und keine eigenständigen Bausteine von Salzen, sondern von Atomkernen; sie können sich zudem in den Elektronenwolken größerer Atome auf und können übertragen werden (Säure-Base-Reaktionen), was oftmals sehr schnell geschieht (z.B. zwischen Oxoniumionen). Die Ionen des Wasserstoffs, welche als Bausteine von Ionenverbindungen vorliegen, sind einfach negativ geladene H^- -Ionen, wobei Hydridsalze der Alkalimetalle eine ähnliche kubische Struktur aufweisen wie Natriumchlorid. Zudem ist Wasserstoff bei Raumtemperatur gasförmig und ein molekulares Element. Ordnet man Wasserstoff also den Alkalimetallen oder den Halogenen zu? (Barke, 2003).

Bei Helium ergibt sich die Schwierigkeit, dass es sich physikalisch und chemisch nicht wie ein Erdalkalimetall, sondern wie ein Edelgas verhält, obwohl ein Heliumatom die gleiche Elektronenkonfiguration wie jedes Erdalkalimetall-Atom besitzt (zwei Elektronen in äußersten s-Orbital-Zustand). Zwar kann man sagen, dass auch bei Heliumatomen das energetisch höchstliegende Orbital von der maximalen Anzahl an Elektronen eingenommen wird, so wie es bei allen anderen Edelgasatomen der Fall ist; jedoch ist dies nur bei Heliumatomen ein s-Orbital und kein p-Orbital. Offenbar ist also eine $1s^2$ -Konfiguration sehr viel stabiler als alle anderen s^2 -Konfigurationen, was die Inertgas-Eigenschaften von Helium erklärt und von Lewis und Kossel experimentell bestätigt wurde - ordnet man Helium also den Erdalkalimetallen oder den Edelgasen zu (Lewis, 1916, Kossel, 1916)?

Im Lernmodul wird wie folgt vorgegangen:

- Zunächst wird (wie bereits in Kap. 6.6 beschrieben) das Aufbauprinzip des Periodensystems erläutert. Da hier die Elektronenkonfiguration der Atome der Elemente von zentralem Interesse ist, werden Natrium und Helium dem s-Block und damit den Alkali- bzw. Erdalkalimetallen zugeordnet.
- Anschließend werden im Zusammenhang mit dem Periodensystem Tendenzen der Atom- und Stoffeigenschaften thematisiert. In einem Periodensystem, welches Metalle und Nichtmetalle voneinander unterscheidet, wird Wasserstoff den Halogenen und Helium den Edelgasen zugeordnet.
- Die Ionenbildung des Wasserstoffs wird im entsprechenden Kapitel als Ausnahmefall behandelt, wobei insbesondere auf den Stellenwert von H^+ -Ionen bei Säure-Base-Reaktionen verwiesen wird.
- Eine Zuordnungsaufgabe zu den oben genannten Atom- und Stoffeigenschaften von Wasserstoff und Helium klärt schließlich die verschiedenen, funktionalen Darstellungsweisen des Periodensystems.

In diesem Sinne wird das Zuordnungsproblem von Wasserstoff und Helium im Periodensystem didaktisiert und verständlich aufgearbeitet.

6.8 Vom systematischen Aufbau des Periodensystems zum Schalenmodell und Kugelwolkenmodell – Ein Widerspruch des Prinzips „Vom Einfachen zum Komplizierten“?

Das Schalenmodell wird durch die Festlegung als verbindlicher Inhalt in allen Kerncurricula Deutschlands der Sekundarstufe I in Chemie sowie durch die explizite Forderung der Lehrenden der Universität Göttingen legitimiert. Gleichwohl stellt es jedoch offenbar für die meisten Studienanfänger/innen keine große Schwierigkeit dar – dass diese es aus der Schule kennen und anwenden können, haben 80% der 1-Fach-Bachelor-Studierenden und 73% der 2-Fächer-Bachelor-Studierenden in der Vorwissensstudie von 2013/14 gezeigt (vgl. Kap 3.2.1.2). Um dennoch explizit an das Vorwissen der Lernenden anzuknüpfen und den Stellenwert des ihnen wohl bekannten Modells zu verdeutlichen, wurde daher nicht seine Anwendung an sich, sondern seine Bedeutung als Vereinfachung des Orbitalmodells als Lernziel festgelegt. Im Modul wird verdeutlicht, dass das Schalenmodell in Anlehnung an das Bohr'sche Atommodell im Vergleich zum Orbitalmodell die Elektronenkonfiguration eines Atoms vereinfacht darstellt (keine Feinstruktur; lediglich

Hauptquantenzahl n wird berücksichtigt), wodurch es (wie im Modul „Die Chemische Bindung“ ausgeführt wird) als Modell für die Ionenbildung der Atome von Hauptgruppenelementen dienen, jedoch Ausnahmen in den Tendenzen der Ionisierungsenergien, Elektronenaffinitäten und Elektronegativitäten innerhalb einer Periode nicht erklären kann. Die Darstellung des Schalenmodells nach der systematischen Beschreibung des Periodensystems auf Basis des Orbitalmodells stellt also keinen Widerspruch des Prinzips „Vom Einfachen zum Komplizierten“ dar – das Orbitalmodell und dessen Erklärungskraft müssen bekannt sein, um das Schalenmodell als dessen Vereinfachung begreifen zu können.

Das von Bent entwickelte Kugelwolkenmodell (im Folgenden: didaktisches Kugelwolkenmodell), welches auf der von Kimball und Neumark entwickelten Näherung des Orbitalmodells im Sinne von ausschließlich kugelförmigen stochastischen Aufenthaltsbereichen fußt, findet lediglich im Kerncurriculum für Schleswig-Holstein explizit Erwähnung und ist daher vermutlich den meisten Studienanfängern unbekannt (Bent, 1963, Kimball & Neumark, 1957). Da es sich jedoch quasi um eine andere Darstellungsform der Lewisschreibweise handelt, die wiederum in allen Kerncurricula als verbindlicher Inhalt zu finden ist und von den Lehrenden als bekannt vorausgesetzt wird, soll es zunächst als Brückenmodell zwischen relativ komplexen Termschemata und vergleichsweise einfacher Lewisschreibweise eines Atoms dienen; seine eigentliche Bedeutung entfaltet es dann als Bindungsmodell der Elektronenpaarbindung zur Vereinfachung von MO-Schemata (vgl. Kap. 7.4). Analog zur Anwendung des Schalenmodells soll auch das Kugelwolkenmodell in diesem Sinne als Vereinfachung des Orbitalmodells dienen; jedoch muss angesichts der Tatsache, dass *keiner* der getesteten Studienanfänger die Lewisschreibweise von Molekülen sicher anwenden kann, ein zusätzlicher Fokus auf die Anwendung des Modells an sich gelegt werden, was in diesem Modul mit einigen Zwischenaufgaben wie in Abb. 17 gezeigt realisiert und in Modul „Chemische Bindung“ vertieft wird (vgl. Kap 3.2.1.2, Abb. 17, Kap. 7).

Nenne die untenstehenden Atome, die in der Lewisschreibweise *falsch* dargestellt sind.

$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$	$\cdot\bar{\text{K}}\cdot$	$\overset{\cdot}{\text{C}}\text{a}\cdot$	$\cdot\underset{\cdot}{\text{I}}\cdot$	$\text{I}\bar{\text{Ar}}\text{I}$
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Abb. 17: Beispiel einer Zwischenaufgabe zur Anwendung der Lewisschreibweise von Atomen.

6.9 Der Präsenztage – Festigung der Modellübergänge, grundlegender Begriffe des Atombaus und Anwendung des Orbitalmodells

Der Präsenztage dient hauptsächlich drei Zwecken:

Zu den Übergängen der verschiedenen Modelle ineinander werden kooperative Erklärungsaufgaben gestellt. Einerseits nehmen die Modellübergänge zwischen verschiedenen Atommodellen einen inhaltlichen Schwerpunkt des Moduls ein. Andererseits ist aus der Literatur bekannt, dass Lernende angesichts der Vielfalt an verschiedenen Atommodellen, die in der Chemie Anwendung finden, oftmals Schwierigkeiten haben, die Möglichkeiten und Grenzen der Modelle zu benennen und ebendiese sinnvoll anzuwenden. Große Schwierigkeiten bereitet dabei bspw. der Übergang zwischen dem Bohr'schen Atommodell (Elektronen auf Kreisbahnen) zum Orbitalmodell (Elektronen als Wahrscheinlichkeitsdichten), was sicherlich mit dem bereits geschilderten Problem der Anschaulichkeit des ersten zusammenhängt (vgl. Kap 6.4). Der eigenen Darstellung eines Atoms in einem bestimmten Modell sowie der kooperativen Bedeutungsaushandlung durch entsprechende kontrastive Aufgaben wird daher eine hohe Bedeutung beigemessen (Harrison & Treagust, 2000).

Die grundlegenden Begriffe des Baus der Materie werden in Concept-Map-Aufgaben von den Lernenden systematisiert. Concept-Map-Aufgaben haben in der Didaktik der Naturwissenschaften einen hohen Stellenwert, zumal sie nicht nur das Begriffsverständnis der Lernenden, sondern auch die immanenten Vernetzungen der verwendeten Begriffe offenbaren (Taber, 2002). Beispielsweise können die Begriffe „Proton“ und „Atom“ nicht ohne Bezug auf ihre gegenseitige Vernetzung definiert werden – ein Proton ist ein positiv geladener Bestandteil des Atomkerns eines Atoms, ein Atom besteht aus Protonen, Neutronen und Elektronen. Im Anschluss an das Modul „Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“ kann die Concept-Map um die Begriffe „Ion“ und „Molekül“ erweitert werden, da die Lernenden im Laufe dieses Moduls erklären können, auf welche Art und Weise es zur Bildung dieser Bausteine der Materie kommen kann.

Es werden Übungsaufgaben zur Anwendung des Orbitalmodells (Bestimmung von Quantenzahlen, Orbitalformen und Elektronenkonfigurationen) gestellt. Dadurch, dass die Erschließung des Orbitalmodells aus den in Kap. 6.5 genannten Gründen den Fokus des Moduls bildet, werden auch am Präsenztage genügend Übungsaufgaben zur benötigten Anwendung des Modells im Laufe der ersten Semester des Chemiestudiums an der Universität Göttingen gegeben (vgl. Kap. 6.5). Mit Blick auf diese von den Lehrenden geforderten Grundlagen (vgl. Kap. 3.2.1.1) werden keine weiteren Aufgaben zum Grundverständnis der Quantenmechanik in Abgrenzung zur klassischen Mechanik oder zur mathematischen Vertiefung der Schrödinger-Gleichung gestellt – die grundlegende Unbestimmtheit von Quantenobjekten wie Elektronen wird nach der Arbeit mit dem Lernmodul als bekannt vorausgesetzt.

Das gesamte Lernmaterial der Präsenztage befindet sich in Anhang D.

7 Lernmodul und Präsenztage „Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“

Im zweiten Lernmodul des Propädeutikums werden basierend auf den zuvor behandelten Atommodellen Grundlagen der Ionenbindung, Elektronenpaarbindung, metallischen Bindung sowie verschiedener Wechselwirkungsarten erarbeitet, die zur Deutung von Struktur-Eigenschafts-Beziehungen von Stoffen erforderlich sind. Die Komplexbindung als weitere, grundlegende Bindungsart der Chemie wurde dabei auf Basis der Erwartungen der Lehrenden an der Universität Göttingen sowie der Kerncurricula dem Hauptstudium überlassen (vgl. Kap. 3.2.1.1). Die Abfolge der Teilmodule ist in Tab. 9 dargestellt.

Tab. 9: Abfolge der Teilmodule im Lernmodul „Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“.

„Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“	
	Die Ionenbindung
1	<ul style="list-style-type: none">• Die Ionenbindung auf Basis des Coulombgesetzes definieren• Die Bildung von Ionen mit Hilfe des Orbitalmodells erklären• Die Verhältnisformel für Salze anwenden• ...
	Die Elektronenpaarbindung
2	<ul style="list-style-type: none">• Die Elektronenpaarbindung auf Basis des Orbitalmodells definieren• Die Lewisschreibweise von Molekülen anwenden• Das Konzept der Hybridisierung auf Ein-, Zwei- und Dreifachbindungen anwenden• ...
	Das VSEPR-Modell
3	<ul style="list-style-type: none">• Zentrale Annahmen des VSEPR-Modells anwenden• Das VSEPR-Modell auf schulrelevante Molekülstrukturen anwenden• Den Zusammenhang zwischen Bindungswinkel und Molekülstruktur anwenden
	Die metallische Bindung
4	<ul style="list-style-type: none">• Die metallische Bindung auf Basis des Kern-Hülle-Modells definieren• Die metallische Bindung auf Basis des Orbitalmodells definieren• Die elektrische und thermische Leitfähigkeit von Metallen erklären
5	Ionenbindung, Elektronenpaarbindung und metallische Bindung im Vergleich <ul style="list-style-type: none">• Beurteilen, welche Bindungsverhältnisse (ionisch, polar, unpolar, metallisch) vorliegen
	Wechselwirkungen
6	<ul style="list-style-type: none">• Wechselwirkungen im Kontrast zu Bindungen definieren• Das Konzept der Wasserstoffbrückenbindung anwenden• Das Konzept der Van-der-Waals-Kräfte anwenden• ...

7.1 Von der Ionenbindung zur Ionenbildung – Vermeidung einer hausgemachten Fehlvorstellung

Die Erschließung der Ionenbindung stellt den Start in das Modul „Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“ dar und entspricht einer expliziten Forderung der Lehrenden (vgl. Kap. 3.2.1.1). Sie ist eine essentielle Grundlage des Verständnisses der Eigenschaften von Metall-Nichtmetall-Verbindungen bzw. Salzen in der Mineralogie (z.B. Kupfer- und Eisenerze, Halogenidsalze usw.), der Geochemie (z.B. Vulkanite, Granite, Lehmböden usw.) und der anorganischen Biochemie (bspw. Hydroxylapatit im Zahnschmelz oder Calciumcarbonat in Knochen) und kann somit als eine Säule des Zusammenhalts der Materie bezeichnet werden (Okrusch & Matthes, 2014, Ternes, 2013). Neben dem Speise- und Streusalz Natriumchlorid begegnen uns zudem zahlreiche Salze in der Lebenswelt, wie z.B. Calciumsulfat-Dihydrat (Gips), Natriumhydrogencarbonat (Speisesoda bzw. Backpulver oder, Ammoniumchlorid (Salmiak) (Proske & Schwab, 2015).

Die didaktische Literatur beschreibt u.a. eine zentrale Fehlvorstellung zum Verständnis der Ionenbindung, die auch in der Vorwissensstudie von 2013 erhoben wurde (vgl. Kap. 3.2.1.2). So sind 22% der getesteten Chemie-1-Fach-Bachelor-Studierenden der Ansicht, dass die Ionenbindung auf der ständigen Hin- und Rückübertragung eines Elektrons zwischen zwei Atomen beruht.

Barke, Hilbing, Taber, Tran und Treagust beschreiben diese Fehlvorstellung als hausgemacht, weil in der Schulchemie einerseits oftmals die Elektronenpaarbindung vor der Ionenbindung behandelt wird und SuS dadurch in einem historisch-problemorientierten Unterricht Moleküle und Atome vor den Ionen als Bausteine der Materie kennenlernen. Überträgt man bspw. das Molekül-Konzept auf eine Verbindung aus Natrium und Chlor und wendet entweder das Konzept der Wertigkeit an oder bekommt die Formel „NaCl“ vorgegeben, dann ist es nur folgerichtig, wenn man sich „NaCl-Moleküle“ vorstellt. Einige Lernende halten so sehr am Molekülkonzept fest, dass sie sogar ein vorgegebenes Ionengitter mit Na^+ - und Cl^- -Ionen als Zwischenstadium interpretieren; erst, wenn ein Chloridion ein Elektron auf ein Natriumion überträgt, entsteht ein neutrales NaCl-Molekül und damit eine Bindung. Andererseits werden Ionen*bindung* und Ionen*bildung* gemeinsam unter Verwendung des Schalenmodells im Unterricht vermittelt, wie auch das Konzept der Einführung in die chemische Bindung in der Sekundarstufe II von Baars offenbart (Baars, 2008, Hilbing & Barke, 2004, Tan & Treagust, 1999, Taber, 1997 A, Taber, 1995, Taber, 1993, Barke, 1990). Bspw. wird die Bildung von Natriumchlorid wie folgt erklärt: Ein Natriumatom (Na) gibt das Elektron seiner äußeren Schale an ein Chloratom (Cl) ab (gebogener Pfeil in Abb. 18 links). Dabei entstehen ein Natrium-Kation (Na^+) und ein Chlorid-Anion (Cl^-), die beide eine volle Außenschale haben und sich gegenseitig anziehen (kleine Pfeile in Abb. 18 rechts). Interpretiert man ein solches Diagramm wie in Abb. 18 gezeigt entsprechend falsch, ist die Fehlvorstellung des dynamischen Hin- und Hers eines Elektrons gebildet.

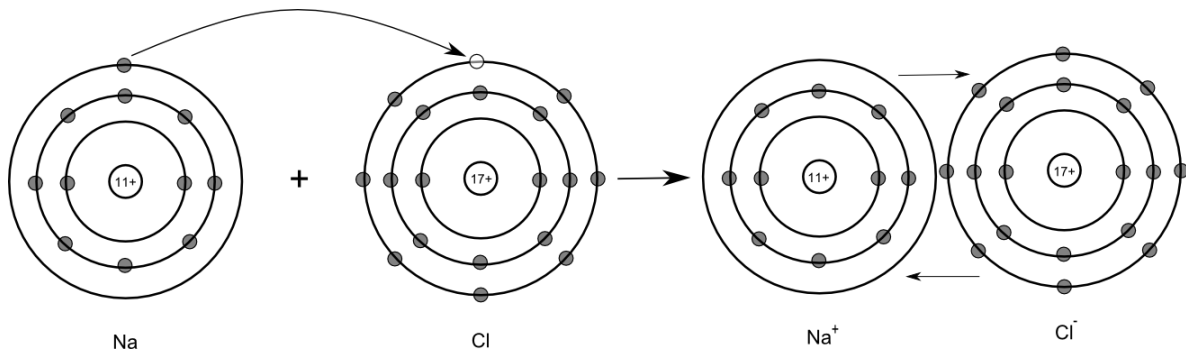


Abb. 18: Darstellung der Bildung von NaCl im Schalenmodell.

Hüttner berichtet, dass die oben erwähnte Fehlvorstellung folglich auch dann auftreten kann, wenn nicht nur die Konzepte Ionenbindung und Ionenbildung, sondern auch die Konzepte Ionenbindung und Elektronenpaarbindung innerhalb der gleichen Darstellung im Schalenmodell verwischt werden – so etwa bei der Darstellung der Reaktion von Magnesium und Sauerstoff im Schalenmodell, in der die Elektronenpaarbindung durch verbindende Linien (vgl. Abb. 19 links) und die Elektronenübertragung durch gebogene Pfeile (vgl. Abb. 19 rechts) dargestellt werden (Hüttner, 1997). Es ist zudem fraglich, ob die Unterschiede zwischen beiden Bindungsarten eindeutiger werden, wenn man für beide das gleiche Schalenmodell verwendet, mit dem Unterschied, dass einerseits Schalen überlappen und andererseits nicht, wie dies in einigen Schulbüchern umgesetzt wird (Asselborn et al., 2013).

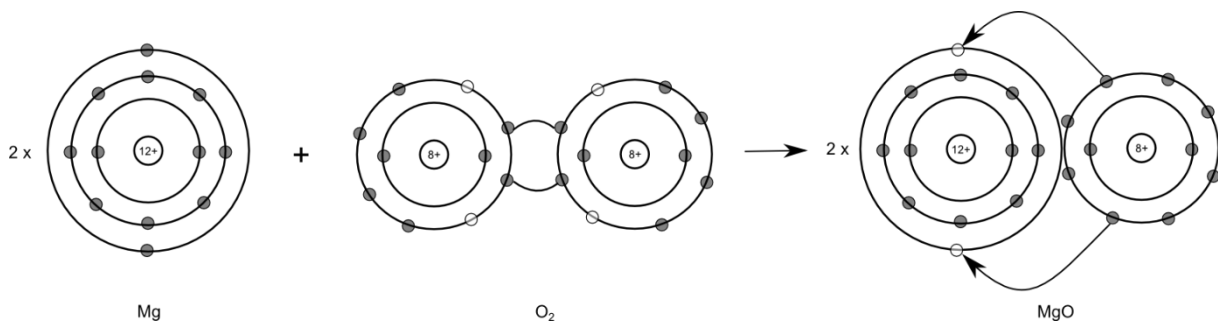


Abb. 19: Stöchiometrische Darstellung der Bildung MgO im Schalenmodell und in der Symbolschreibweise (Hüttner, 1997, S. 137).

Um diese Fehlvorstellung zu vermeiden, werden in der didaktischen Literatur folgende Schritte vorgeschlagen, die im Rahmen des Lernmoduls eingehalten werden.

1) Einführung und Plausibilisierung von Ionen als den Atomen gleichwertige Bausteine der Materie: Im Zuge der Thematisierung des Periodensystems im Unterricht der Sekundarstufe I auf Basis des Atommodells von Dalton sollten nicht nur Atome und Moleküle, sondern auch Ionen als Bausteine der Materie definiert werden. Letzteres kann mit einem einfachen Punktladungsmodell (Ion als geladene Kugel) erfolgen. So kann jedem Element sowohl ein bestimmtes Atom (z.B. Na) als auch ein bestimmtes

Ion (z.B. Na^+) zuzuordnet werden. Experimentell kann das Modell der geladenen Atome durch die Gefrierpunktserniedrigung einer Flüssigkeit auf Basis der Dissoziationstheorie von Arrhenius untermauert werden. Bspw. ist die Gefrierpunktserniedrigung von Ethanol durch das Lösen von 1 mol Magnesiumchlorid (CaCl_2) etwa 1,5-mal so hoch wie durch das Lösen von 1 mol Natriumchlorid (NaCl) und etwa dreimal so hoch wie durch das Lösen von 0,5 mol Natriumchlorid (NaCl). Offenbar handelt es sich bei der Gefrierpunktserniedrigung einer Flüssigkeit also um ein Phänomen, dass von der Anzahl an gelösten Bausteinen der Materie abhängig ist. Man kann es erklären, wenn man davon ausgeht, dass beim Lösen von 1 mol Magnesiumchlorid *3 mol* Bausteine entstehen, beim Lösen von 1 mol Natriumchlorid *2 mol* Bausteine und beim Lösen von 0,5 mol Natriumchlorid lediglich *1 mol* Bausteine, wodurch sich gleiche Verhältnisse der Anzahl an gelösten Bausteinen und der Gefrierpunktserniedrigung ergeben (Wloka & Bake, 2015 A, Barke, 1992, Arrhenius, 1887).

Dass dabei in der Lösung *freie Ladungsträger* und nicht einfach ungeladene Atome oder Moleküle vorliegen müssen, ergibt sich durch ein einfaches Leitfähigkeitsexperiment einer Salzlösung. Dabei sollte mit einer entsprechenden Visualisierung des Prozesses auf der Teilchenebene auf Basis eines elektrostatischen Punktladungsmodells sowie des Dalton'schen Atommodells und einer Diskussion mit den Lernenden der Fehlvorstellung vorgebeugt werden, dass die Leitfähigkeit auf frei gewordenen Elektronen basiert (Hilbing & Barke, 2004).

Daraufhin muss noch geklärt werden, dass diese Ladungsträger *vorgebildet* sind und nicht erst durch den Löseprozess entstehen (eine weitere, in der Literatur bekannte Fehlvorstellung), was mit Hilfe eines Experiments zur Leitfähigkeit der Schmelze von Lithiumchlorid mit einem kleinen Zusatz an Kaliumchlorid deutlich wird (Marohn, 2008 A, Ries, 2007, Taber, 2002, Barke, 1990). Das flüssige Stoffgemisch ist leitfähig, weshalb freie Ladungsträger (die Ionen) vorliegen müssen. Nach kurzer Zeit wird das Stoffgemisch wieder fest, sodass deutlich wird, dass keine neuen Stoffe mit ggf. anderen Eigenschaften entstanden sind. Somit wird deutlich: Es gibt Stoffe, in denen geladene Bausteine vorliegen.

Das Experiment wird üblicherweise als Schmelzfluss*elektrolyse* durchgeführt; zum Zweck des Belegs vorgebildeter Ionen in einem Salzgemisch ist jedoch eine Leitfähigkeitsprüfung ausreichend (Wiechoczek, 2012). Außerdem bleiben beim Leitfähigkeitsexperiment im Gegensatz zur Elektrolyse alle Ionen erhalten, sodass es nicht zu einer Mischung der Konzepte Ionenbindung und Ionenbildung kommen kann, welche (wie oben gezeigt) einen Ursprung der Fehlvorstellung hinsichtlich der Ionenbildung darstellt (Barke, 2006).

Darüber hinaus wird eine ausführliche Darstellung des Löseprozess eines Salzes in Wasser unter Berücksichtigung aller damit verbundenen Fehlvorstellungen auf das Modul „Wechselwirkungen“ verlagert (Martin, 1972, vgl. Kap. 7.14).

2) Beschreibung der Ionenbindung vor der kovalenten Bindung: Anschließend wird die Ionenbindung als kugelsymmetrische, elektrostatische Wechselwirkung zwischen Ionen auf Basis des Coulomb-Gesetzes beschrieben. Unter Energieabgabe (sog. Gitterenergie) führt diese Wechselwirkung zur Bildung eines alternierend aufgebauten, stabilen Ionengitters, wobei elektrische Feldenergie in Form von kinetischer Energie freigesetzt wird (Barke, 2006, Rückl, 1991). Diese Definition der Gitterenergie konnten im Rahmen der Vorwissenstudie lediglich 12 % der Hauptfach- und 27% der Nebenfachstudierenden liefern, weshalb sie im Rahmen des Lernmoduls mit einer zusätzlichen Zwischenfrage abgesichert wird (vgl. Kap. 3.2.1.2).

Dies ist bereits mit Hilfe eines elektrostatischen Punktladungsmodells möglich, sofern man Ionen als geladene Atome wie oben beschrieben experimentell nachvollziehbar erscheinen lässt (Huheey, 1988). Das Gegenargument, man könne die Bildung der Ionen mit Hilfe des Dalton'schen Atommodells aber nicht erklären, kann insofern entkräftet werden, als dass ein Verständnis der Ionenbildung zu diesem Zeitpunkt gar nicht notwendig ist und zudem klar von dem Verständnis der Ionenbindung abgegrenzt werden soll (s.o., Sauer mann, 2004, Barke & Hilbing, 2003, Reiners, 2003). Mit Hilfe des Modells können sich die Lernenden zusätzlich den Einfluss des Ladungsproduktes und des Größenverhältnisses zwischen Anionen und Kationen einer ladungsneutralen Einheit in einem Ionengitter auf die Gitterenergie, die thermodynamische Stabilität sowie die Schmelztemperatur der Verbindung erklären können. Somit werden halbquantitative Struktur-Eigenschafts-Beziehungen verdeutlicht (bspw. „Je höher das Ladungsprodukt der Anionen und Kationen einer ladungsneutralen Einheit ist, desto größer ist die Gitterenergie“). Experimente zu weiteren Struktur-Eigenschafts-Beziehungen von Ionenverbindungen (Duktilität, Löslichkeit und Leitfähigkeit) wurden im Anschluss an die systematische Beschreibung der weiteren Bindungs- und Wechselwirkungsarten durchgeführt, um Metalle, Ionenverbindungen und Molekülverbindungen vergleichen zu können, und sind in Kap. 7.14 beschrieben (Sieve & Barke, 2010). Eine vertiefende Anwendung des Coulomb-Gesetzes zur Ermittlung der Madelung-Konstanten sowie eine Einführung in die Kristallographie geht dabei weit über die Inhalte der chemischen Kerncurricula Deutschlands hinaus und wird daher der Vorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ im ersten Semester des Chemiestudiums in Göttingen überlassen (Berg, 1993, Grosser, 1977 A, Jungbauer, 1977, vgl. Kap. 3.2.1.1).

3) Beschreibung der Ionenbildung mit Hilfe geeigneter Atommodelle: Erst im Anschluss daran wird mit der Erschließung des Schalenmodells im weiterführenden Unterricht die Bildung der Ionen beschrieben, sodass eine klare Trennung der Konzepte Ionenbindung und Ionenbildung erreicht wird (Barke, 2015 A, Herdt, 2015, Barke, 2006, Hauschild, 2003, Wloka, 2002, Barke, 1997, Barke, 1992, Sauer mann & Barke, 1992, Wloka, 1982).

Daran anschließend soll jedoch aus den folgenden Gründen keineswegs darauf verzichtet werden, auch die Bildung der Ionen der Hauptgruppenelemente auf Basis des Schalenmodells sowie des Orbitalmodells zu erklären:

- Die differenzierten Atommodelle, die im vorherigen Lernmodul mühsam erarbeitet wurden, finden dadurch Anwendung für die Lernenden, wodurch das Denken in Modellen geschult wird.
- Mit dem Verständnis der Bildung der Ionen der Hauptgruppenelemente auf Basis ihrer Elektronenkonfiguration werden die Bedeutung des Periodensystems als wichtiges Hilfsmittel zur Systematisierung der Materie sowie die Elektronenkonfigurationen der Hauptgruppenelemente wiederholt.
- Durch diese Wiederholung wird das Verständnis der Redoxreaktion vorbereitet, welches im nächsten Modul „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“ erfolgen soll.

Dabei liegt der Fokus auf den Hauptgruppenelementen, da bei Nebengruppenelementen wie Eisen oder Kupfer mehrere Kationenzustände bekannt sind (Fe^{2+} und Fe^{3+} sowie Cu^+ und Cu^{2+}), die grundsätzlich zwar auch mit Hilfe des Orbitalmodells unter Berücksichtigung des Pauli-Prinzips und der Hund'schen Regel erklärbar sind, jedoch die expliziten Anforderungen der Lehrenden überschreiten (vgl. Kap. 3.2.1.1). Zudem wird der Begriff „Molekülion“ erst im Lernmodul zur Elektronenpaarbindung geklärt, da erst mit dem Verständnis dieses Bindungstyps ein differenzierteres Verständnis des Begriffs Molekül als „Gruppe von Nichtmetallatomen“ erfolgen kann.

7.2 Die Ionenbildung im Schalenmodell und im Orbitalmodell – Eine nutzlose Verkomplizierung?

Im vorherigen Kapitel ist deutlich geworden, dass die Erklärung der Bildung von Ionen u.a. der Anwendung der im vorherigen Lernmodul erschlossenen Modelle dient. Durch die Fokussierung der Bildung von Ionen der Hauptgruppenelementatome stellt sich jedoch für die Lernenden die Frage, warum dafür sowohl das Schalenmodell als auch das Orbitalmodell bemüht werden, zumal die Anzahl der Außenelektronen das entscheidende Kriterium darzustellen scheint und diese für alle Atome der Hauptgruppenelemente auch im Schalenmodell beschrieben werden kann. Worin besteht also für Lernende der Reiz, sich eines weitaus komplexeren Modells zu bedienen?

Die Ausnahmen der Tendenzen der empirisch ermittelten Ionisierungsenergien lassen sich im Schalenmodell nicht erklären. Dass Bor bspw. eine Standard-Ionisierungsenergie von 800,6 kJ/mol

aufweist und die Standard-Ionisierungsenergie von Beryllium mit 899,4 kJ/mol größer ist, obwohl die Außenelektronen des Bor- und Berylliumatoms etwa den gleichen Abstand zum jeweiligen Kern aufweisen und obwohl der Kern eines Bor-Atoms ein Proton mehr enthält als der Kern eines Berylliumatoms, bliebe für die Lernenden also zunächst unklar (Clementi & Ramondi, 1963). Erst mit dem Orbitalmodell lässt sich der zusätzliche Abstand vom Kern durch die Einnahme eines 2p-Orbital-Zustands eines Elektrons im Bor-Atom als Grund für das energetisch leichtere Ionisieren anführen. Darüber hinaus ist es leichter, ein Sauerstoffatom (1313,9 kJ/mol) anstelle eines Stickstoffatoms (1402,3 kJ/mol) zu ionisieren, obwohl ein Sauerstoffatom ein weiteres Elektron aufweist und es daher zu stärkeren Abstoßungskräften innerhalb des Atoms kommen sollte (Clementi & Ramondi, 1963). Auch hier wird erst mit dem Orbitalmodell klar, dass mit der Spinpaarung zweier Elektronen in einem p-Orbital-Zustand zusätzliche Energie verbunden ist. Zusammenfassend ergibt sich die Erkenntnis: Energetisch günstig ist es, wenn alle Zustände eines Orbitals oder die Hälfte aller Zustände eines Orbitals von Elektronen eingenommen werden (Perlewitz, 1987).

Außerdem ist es mit dem Orbitalmodell möglich, über die Energieniveaus der jeweiligen Elektronen sowie deren Spin den Edelgaszustand (d.h. die Einnahme aller Orbitalzustände einer Hauptquantenzahl durch Elektronen) als angestrebten, günstigsten energetischen Zustand eines jeden Atoms zu genauer zu erklären als im Schalenmodell. Somit wird bspw. nicht nur deutlich, warum ein Neon-Atom einen energetisch günstigeren Zustand als ein Natrium-Atom hat (→ es muss nicht ein weiteres Elektron eine einen energetisch höherliegenden Orbitalzustand einnehmen), sondern auch, dass ein Neon-Atom einen energetisch günstigeren Zustand als ein Fluor-Atom hat (→ es liegt kein ungepaartes Elektron vor, dass eine magnetische Suszeptibilität des Atoms verursacht). Letzteres kann mit Hilfe des Schalenmodells nur unzureichend erklärt werden („Die Schale ist noch nicht gefüllt“).

Somit ist also die Erklärung der Bildung von Ionen im Orbitalmodell aus der Sicht der Lernenden keine nutzlose Verkomplizierung, sondern eine bereichernde Lerntätigkeit, die deshalb im Rahmen des Propädeutikums durchgeführt wird.

7.3 „Elektronenpaarbindung“ – Plädoyer für einen umfassenden und eindeutigen Begriff

Für die chemische Bindung zwischen zwei Nichtmetall-Atomen existieren in der didaktischen und fachwissenschaftlichen Literatur im Wesentlichen vier Begriffe: „*Atombindung*“, „*kovalente Bindung*“, „*homöopolare Bindung*“ und „*Elektronenpaarbindung*“. Es soll nun erläutert werden, aus welchen Gründen der Begriff „*Elektronenpaarbindung*“ aus der Sicht eines Lernenden mit geringem Vorwissen über die chemische Bindung nicht nur das geringste Potenzial für Fehlvorstellungen in sich trägt,

sondern ebenfalls ohne eine unzutreffende Generalisierung auskommt und daher für das Propädeutikum ausgewählt wurde.

Der Begriff *Atombindung* bildet einen direkten Kontrast zum Begriff *Ionenbindung* – es liegen (wenn überhaupt) Partialladungen der an der Bindung beteiligten Atome vor, jedoch keine Kationen und Anionen. Aus dem Begriff selbst geht jedoch nicht eindeutig hervor, dass eine Bindung *zwischen* Atomen bezeichnet werden soll – Studierende mit geringem Vorwissen könnten unter dem Begriff auch die Bindung *innerhalb* eines Atoms verstehen, d.h. die elektrostatische Wechselwirkung zwischen negativ geladenen Elektronen und positiv geladenem Kern, die ein Atom als eine Einheit zusammenhalten. Zudem könnte der Begriff das Verständnis eines Molekül-Ions erschweren – wenn nun bei einer Atombindung nur Atome beteiligt sind, warum sollte dann ein Ion entstehen? Es zeigt sich: Die Verwendung des Begriffs könnte auf mindestens zwei Wegen zu Fehlvorstellungen führen.

Der Begriff *kovalente Bindung* fußt auf der Grundannahme, dass die Bindung zwischen zwei Nichtmetall-Atomen durch das gleichwertige (\rightarrow kovalente) Bereitstellen der gleichen Anzahl an Bindungselektronen beruht. Demnach entsteht ein Elektronenpaar zwischen den Atomen A und B, wenn beide Atome ein Elektron zur Verfügung stellen, was in den Theorien von Langmuir (1919) und Lewis (1923) als Ursache für das Entstehen unpolarer Bindungen und damit lipophiler Stoffe gesehen wurde. Mit dieser Theorie konnte Thomsons vorherrschende Idee der elektrostatischen Wechselwirkung zwischen Atomen im Sinne einer Polarisierung beider Atome ergänzt werden, was bspw. das Lösungsverhalten vieler organischer Stoffe erklärte (Lewis, 1923, Langmuir, 1919 A und B, Langmuir, Thomson, 1883,). Der Begriff „*homöopolare Bindung*“, der dann in der Valenzbindungstheorie von Heitler und London 1927 verwendet wurde, meint ebenfalls diesen unpolaren Charakter (Heitler & London, 1927). Diese Begriffe ohne den historischen Kontext nun für die Bindung zwischen zwei Nichtmetall-Atomen zu verwenden, stellt jedoch eine unzutreffende Verallgemeinerung dar, weil die Bindung zwischen zwei Nichtmetall-Atomen gemäß der Elektronegativitätsskala von Pauling durchaus polar sein kann. Beispielsweise handelt es sich bei der O-H-Bindung im Wasser-Molekül um eine polare Bindung ($\Delta EN = 1,24$), was auch die Ursache für die starken intermolekularen Wasserstoffbrückenbindungen und auf Stoffebene die bekannten Anomalien des Wassers (höchste Dichte im flüssigen Zustand bei 4°C, vergleichsweise sehr hoher Siedepunkt) sowie das Lösungsverhalten hydrophiler Stoffe bildet (vgl. Kap. 7.14).

Somit wird deutlich, dass allein der Begriff „*Elektronenpaarbindung*“ eine zulässige Verallgemeinerung der Bindung zwischen zwei Nichtmetall-Atomen darstellt, wobei auch dieser Begriff eine Gefahr birgt: er verschleiert zu einem gewissen Grad, dass nicht nur *eine* Elektronenpaarbindung, sondern auch

mehrere Elektronenpaarbindungen zwischen zwei Nichtmetall-Atomen vorliegen können. Dies sollte jedoch bei der Arbeit mit dem Lernmodul deutlich werden.

7.4 Elektrostatisches Kern-Hülle-Modell, Kugelwolkenmodell, Lewisformel, VSEPR-Modell und MO-Theorie – Die Elektronenpaarbindung im Licht verschiedener Modelle

Das Erschließen der Grundlagen der Elektronenpaarbindung wurde durch die Gespräche mit den Lehrenden der Universität Göttingen ebenfalls als verbindlicher Inhalt für das Propädeutikum festgelegt (vgl. Kap. 3.2.1.1). Sie stellt einen zweiten, grundlegenden Bindungstyp der Chemie dar und ist für ein Verständnis der folgenden Aspekte unabdingbar:

- Zusammenhalt der nichtmetallischen Materie (darunter die Bildung von Molekülen wie H₂ und O₂ sowie kristallinen Verbindungen wie Diamant und Graphit)
- Hydrophilie, Lipophilie, Siede- und Schmelztemperatur, Viskosität, Kohäsion, Adhäsion und Oberflächenspannung von Stoffen.
- Im weiterführenden Studium erschlossene Strukturanalyseverfahren wie etwa magnetische Kernspinresonanzspektroskopie Massenspektrometrie, Infrarotspektroskopie, Raman-spektroskopie oder Röntgenstrukturanalyse (Hug, 2010, Massa, 2009).
- Koordinative Bindung in Komplexen (Nic, Jirat & Kosata, 2018 B).
- Auxochrome und Chromophore Gruppen in Farbstoffen (Zollinger, & Iqbal, 2010).
- Strukturen von Käfigverbindungen (Nic, Jirat & Kosata, 2018 C)

Im Folgenden soll gezeigt werden, inwiefern es aus didaktischen Gründen sinnvoll ist, die Elektronenpaarbindung in dieser Reihenfolge im elektrostatischen Kern-Hülle-Modell, im Kugelwolkenmodell, in der Lewisschreibweise, im VSEPR-Modell und anschließend in der MO-Theorie zu beschreiben (Demuth, 1989). Tab. 10 fasst die Reihenfolge der Modelle der Darstellung der Elektronenpaarbindung im Teilmodul sowie die jeweiligen Aussagen zusammen, die mit den entsprechenden Modellen getroffen werden.

Tab. 10: Reihenfolge der Modelle der Darstellung der Elektronenpaarbindung im entsprechenden Teilmodul sowie Beschreibung der Nutzung der Modelle.

Modell	Nutzung des Modells
--------	---------------------

elektrostatisches Kern-Hülle-Modell	<p>Erklärung des Zusammenhalts der nichtmetallischen Materie: Elektronenpaarbindung als Teilen von Valenzelektronen in den Atomhüllen zweier Atome Bevorzugter Aufenthalt des Elektronenpaares zwischen zwei Atomen Energiefeld durch Gleichgewicht der elektrostatischen Anziehungs- und Abstoßungskräfte der Elektronen und Protonen Bindungslänge als Abstand R der Atomkerne im Zustand des Energieminimums</p>
didaktisches Kugelwolkenmodell	<p>Verdeutlichung der Edelgasregel und Vorbereitung der MO-Theorie: Aufenthalt der Valenzelektronen in vier tetraederisch angeordneten Kugelwolken Elektronenpaarbindung als Überlappung einfach besetzter Kugelwolken Unterscheidung von Einfachbindungen und Mehrfachbindungen Edelgaszustand als Energieminimum wird für alle beteiligten Atome erreicht</p>
Lewis-Schreibweise	<p>Praktische Schreibweise für Moleküle: Vereinfachte Darstellung des Kugelwolkenmodells</p>
VSEPR-Modell	<p>Erklärung von Phänomenen auf Basis von Molekülgeometrien: Geometrie der Moleküle von AX bis AX₆ (ohne freie Elektronenpaare bei AX₅ und AX₆)</p>
MO-Theorie	<p>Anbahnung der Erklärung weiterführender Phänomene (z.B. des Paramagnetismus von Sauerstoff): Elektronenpaarbindung als konstruktive Überlappung zweier Atomorbitale Termschema für das H₂-Molekül Grafische Darstellung der konstruktiven Überlappung von Atomorbitalen in den Molekülen CH₄, C₂H₆, C₂H₅ und C₂H₄. Hybridisierung</p>

Das *elektrostatische Kern-Hülle-Modell* im Sinne Rutherfords verdeutlicht als Einstieg zunächst die Gemeinsamkeiten und Unterschiede zwischen der Ionenbindung und der Elektronenpaarbindung: Es werden zunächst Coulomb'sche Wechselwirkung zwischen Ionen (→ geladene Atome) und anschließend vergleichbare Wechselwirkungen zwischen Bauteilen von Atomen (→ Atomkerne und Elektronen des gleichen Atoms bzw. eines anderen Atoms) behandelt; somit erfolgt ein Weg vom Einfachen zum Komplizierten (Huheey, 1988, Rutherford, 1911). Dabei wird das elektrostatische Kern-Hülle-Modell auf das einfachste aller bekannten Moleküle, das Wasserstoffmolekül, angewendet (Hauschild, 2003).

Es findet eine halbquantitative Anwendung des elektrostatischen Modells statt: Die beiden Protonen und die beiden Elektronen zweier Wasserstoffatome lassen sich als Punktladungen verstehen, von denen aus kugelsymmetrische elektrische Felder ausgehen. Empirische Untersuchungen zeigen, dass bei einem bestimmten Abstand der beiden Kerne zueinander ein Energieminimum (die sog. Bindungsenergie) des gesamten Systems vorliegt – die Anziehungs- und Abstoßungskräfte der Protonen und Elektronen befinden sich bei diesem Abstand in einem Kräftegleichgewicht. Das bedeutet nicht, dass es durch die herrschenden elektrostatischen Kräfte zu einem Stillstand der Punktladungen kommt; im zeitlichen Mittel ergibt sich jedoch ein Abstand R zwischen beiden Protonen (d.h. Atomkernen), der als Bindungslänge definiert ist, und ein relativ wahrscheinlicher Aufenthalt der beiden negativ geladenen Elektronen zwischen den beiden positiv geladenen Atomkernen, wodurch man von einer sog. *Elektronenpaarbindung* sprechen kann.

Somit erscheint die Anwendung des Kern-Hülle-Modells zur Erklärung der Elektronenpaarbindung geeigneter als die von Herrmann vorgeschlagene Kombination des quantenmechanischen

Elektronium-Modells und des elektrostatischen Modells, zumal sie direkt den Kontrast zwischen Ionenbindung und Elektronenpaarbindung im gleichen Modell erklären kann und ohne den Begriff „Elektronium“ auskommt, welcher den Lernenden zu diesem Zeitpunkt unbekannt ist. Zudem ist Herrmanns Erkenntnis, dass der Gleichgewichtszustand der Bindung nicht allein von den elektrischen Feldern der als Punktladungen gedachten Protonen und Elektronen, sondern auch von der Energie der als elektrisches Fluid gedachten Elektronendichte (d.h. des Elektroniums) um beide Atomkerne herum abhängig ist, angesichts der Forderungen der Lehrenden und der Lerninhalte des ersten Semesters für die Lernenden irrelevant (Herrmann, 2008, vgl. Kap. 3.2.1.2).

Auch der Vorschlag Simons, das elektrostatische Modell mit Hilfe der quantenmechanischen Überlegungen von Heitler und London zu kombinieren und daher von Aufenthaltswahrscheinlichkeiten der Elektronen innerhalb der Atome und innerhalb eines Moleküls im sich bildenden Molekülorbital zu sprechen und die Spinpaarung als entscheidendes Kriterium der Ausbildung der Elektronenpaarbindung zu bezeichnen, erscheint überflüssig, zumal die Anwendung der LCAO-Methode (Linear Combination of Atomic Orbitals; d.h. Superposition der entsprechenden Wellenfunktionen der AOs (Atomorbitale) mit konstruktiver und destruktiver Interferenz) in der Molekülorbitaltheorie von Hund und Mullikan zur Beschreibung der Elektronenpaarbindung zum Ende des Moduls erfolgt und angesichts der Forderungen der Lehrenden (Anwendung der MO-Theorie) relevanter ist (Simon, 1981, Heitler & London, 1927, vgl. Kap. 3.2.1.1).

Peterson und Treagust haben hinsichtlich der Elektronenpaarbindung eine Fehlvorstellung bei Lernenden ausmachen können: „Bei einer Elektronenpaarbindung hält sich das bindende Elektronenpaar stets in der Mitte zwischen beiden Atomkernen auf“ (Peterson & Treagust 1989). Dabei handelt es sich um eine Überinterpretation der Aussage, dass sich das bindende Elektronenpaar *bevorzugt* zwischen beiden Atomkernen aufhält. Hausgemacht kann die Fehlvorstellung durch unangemessene Darstellungen der Elektronenpaarbindung im Kern-Hülle-Modell sein. Abb. 20 zeigt zwei Darstellungen im Kontrast zueinander, wobei die obere durch ihren statischen Charakter fehlerfördernd ist, während die untere Darstellung durch das Aufzeigen von Grenzformeln den dynamischen Charakter der Elektronenpaarbindung unterstreicht und daher im Propädeutikum gewählt wurde. Eine entsprechende Darstellung der kovalenten Bindung im Schalenmodell weist analoge Probleme auf (Asselborn et al., 2013).

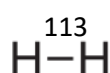
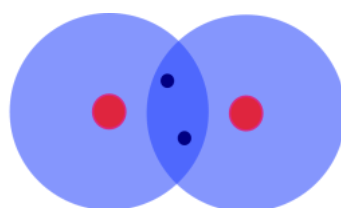


Abb. 20: Vergleich einer fehlvorstellungsfördernden, statischen Abbildung zur Elektronenpaarbindung (oben) und der dynamischen Darstellung im Lernmodul (unten).

Eine entsprechende Zwischenfrage stellt zudem sicher, dass die besagte Fehlvorstellung bei der Arbeit mit dem Lernmodul nicht dennoch entsteht bzw. von den Lernenden unentdeckt bleibt (s. Abb. 21).

Beschreibe, was mit Hilfe des Kern-Hülle-Modells in Abb. X. dargestellt wird.
<input type="checkbox"/> Die bindenden Elektronen halten sich bevorzugt in einem der beiden Atome auf.
<input type="checkbox"/> Die bindenden Elektronen halten sich immer zwischen beiden Atomkernen auf.
<input type="checkbox"/> Die bindenden Elektronen halten sich bevorzugt zwischen beiden Atomkernen auf.

Abb. 21: Posttest-Item zu Fehlvorstellungen hinsichtlich der Summen- und Verhältnisformel.

Von einem quantitativen elektrostatischen Modell im Sinne Jungermanns, mit dem sich Bindungsenergie und Bindungslänge im Wasserstoffmolekül mit Hilfe einer mathematischen Betrachtung des Kräftegleichgewichts aller beteiligten Punktladungen über die Coulomb-Gleichung mit einer Abweichung von ca. 4% gegenüber empirisch ermittelter Daten bestimmen lässt, wird aus Gründen der Zeitökonomie und der Verkomplizierung abgesehen. Eine solche mathematische Betrachtung wird weder von den Lehrenden der Universität Göttingen explizit gefordert noch im 1. Semester des Chemiestudiums an der Universität Göttingen verlangt (Jungermann, 1991, vgl. Kap 3.2.1.1). Aus dem gleichen Grund erfolgt ebenfalls keine mathematische Betrachtung der Gesamtenergie der Elektronen – hierfür wäre eine Anwendung des Hamilton-Operators notwendig (Kober, 1981, Simon, 1978).

Im Anschluss an das elektrostatische Kern-Hülle-Modell können nun mit Hilfe des *didaktischen Kugelwolkenmodells* die Bindungsverhältnisse in vergleichsweise einfachen Molekülen wie O_2 , CO_2 oder N_2 beschrieben werden – es werden jeweils ein oder mehrere Elektronenpaare gemäß der von Lewis und Kossel formulierten Edelgasregel gebildet (Kossel, 1916, Lewis, 1916,). Auf diese Art und

Weise lässt sich für alle beteiligten Atome eines Moleküls die im vorherigen Modul als energetisch günstig kennengelernte Edelgaskonfiguration erreichen. Abb. 22 zeigt beispielsweise die Darstellung der Dreifachbindung in N_2 im Kugelwolkenmodell.

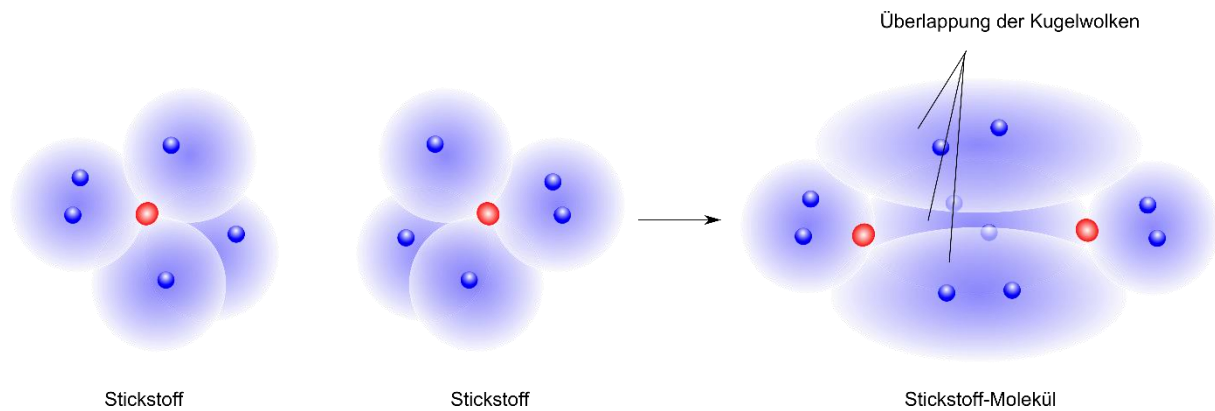


Abb. 22: Darstellung der Dreifachbindung in N_2 auf Basis des Kugelwolkenmodells.

Die Ergebnisse der Vorwissensstudie von 2013 zeigen, dass nur 29% der Hauptfachstudierenden und nur 36% der Lehramtsstudierenden zur sicheren Anwendung der Edelgasregel in der Lage sind. Daher wurde bei der Gestaltung des Lernmoduls Wert auf besonders viele Zwischenaufgaben gelegt, bei welchen die Anwendung der Edelgasregel eingeübt wird. In diesem Zuge muss jedoch auch eine von Taber erhobene Fehlvorstellung berücksichtigt werden: „Die Edelgasregel erklärt den Ablauf einer chemischen Reaktion“ (Taber, 2002). Hierbei handelt es sich um eine Überinterpretation: Studierende, welche diese Fehlvorstellung haben, geben bspw. an, dass die Bildung von Fluorwasserstoff aus den elementaren Stoffen deshalb stattfindet, weil in HF alle beteiligten Atome die Edelgaskonfiguration haben. Dass die Edelgasregel in H_2 und F_2 ebenfalls für alle Atome erfüllt ist und selbige daher nicht als Ursache für das Stattfinden einer chemischen Reaktion gesehen werden kann, ist diesen Studierenden nicht bewusst (Taber, 2002). Ein entsprechendes Item in Pre- und Posttest verweist daher ggf. auf das Teilmodul "Energieumsatz chemischer Reaktionen", in welchem das Streben nach einem Energieminimum und nach einem Entropiemaximum als Triebkraft spontaner chemischer Reaktionen erläutert wird (vgl. Kap. 8.5).

Eine begriffliche Unterscheidung zwischen Kugel- und Elektronenwolkenmodell, wobei letzteres den Prozess der Polarisierung und Veränderung der Wolken bei der Bindungsbildung berücksichtigt, erscheint für das Lernmodul als spitzfindig und verwirrend (Ansari, Demuth & Hilpert, 1994).

Da sich die *Lewisformel* direkt aus dem Kugelwolkenmodell ergibt, schließt sich die in Kap. 7.9 beschriebene Fünf-Schritt-Methode zum Aufstellen einer beliebigen Lewisformel an (Becker et al., 1993). Auch hierbei kommt es zu einer Einübung der Edelgasregel. In besagtem Kapitel wird auch der

Stellenwert der Lewisformel in der Fachwissenschaft und im Rahmen des Propädeutikums verdeutlicht.

Mit dem *VSEPR-Modell* lässt sich daraufhin die Geometrie von Molekülen erklären, was ebenfalls explizit von den Lehrenden gefordert wurde (vgl. Kap. 3.2.1.1). Das von Gillespie und Nyholm 1957 aufgestellte Modell erklärt die Molekülgeometrie auf Basis der elektrostatischen Abstoßung zwischen Elektronenpaaren sowie des Pauliprinzips, wobei zwischen der stärkeren Abstoßung von freien Elektronenpaaren und der schwächeren Abstoßung von bindenden Elektronenpaaren unterschieden wird. Demnach ordnen sich die Elektronenpaare dergestalt um ein Atom an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt liegen, wodurch sich entsprechende Molekülgeometrien und Bindungswinkel ergeben (Gillespie & Nyholm, 1957).

Auch das Kugelwolkenmodell trifft bereits eine grundlegende Aussage zur Anordnung der Kugelwolken (nämlich eine tetraederische); allerdings kann es Verzerrungen des Tetraederwinkels durch nichtbindende Elektronenpaare (wie z.B. bei gewinkelten Molekülen) sowie Geometrien in Molekülen nicht erklären, in denen ein Atom mehr als vier Bindungspartner hat (z.B. die trigonal-bipyramidale Struktur).

Dabei fokussiert sich das Lernmodul auf die qualitativen Aussagen des Modells; genauere quantitative Analysen der Molekülgeometrie wären nur durch mathematische Berechnungen bspw. durch die Anwendung der Elektronen-Lokalisierungs-Funktion möglich, was jedoch weit über die Forderungen der Lehrenden hinausführt (Fässler & Savin, 1997, vgl. Kap. 3.2.1.1).

Die Bedeutung der Kenntnis der Molekülgeometrie ist enorm – so lässt sich der Dipolcharakter von Wassermolekülen und damit die Lösungseigenschaften sowie die Anomalien des Wassers nur dann beschreiben, wenn man von gewinkelten Molekülen ausgeht und nicht etwa von linearen (Keller, 1977). Hinsichtlich des Rotations- und Schwingungsverhaltens kann im Rahmen des Lernmoduls zudem exemplarisch aufgezeigt, dass der von Methan verursachte Treibhauseffekt u.a. deshalb 25-mal stärker als der von Kohlenstoffdioxid, da CH_4 als tetraedrisches Molekül zu deutlich mehr Streck- und Deformationsschwingungen angeregt werden kann als das lineare Molekül CO_2 (Solomon et al., 2007). Im Vorwissenstest von 2013 beherrschen immerhin 78% der Hauptfachstudierenden und 71% der Nebenfachstudierenden die Anwendung des VSEPR-Modells für Strukturen bis AX_4 ohne freie Elektronenpaare bei A. Daraus wurde für die Gestaltung des Lernmoduls geschlossen, dass über eine systematische Wiederholung aller möglichen Strukturen von AX bis AX_4 (ohne freie Elektronenpaare bei A) hinausgehend auch die Strukturen AX_4 (mit bis zu zwei freien Elektronenpaaren bei A), AX_5 und AX_6 (jeweils ohne freie Elektronenpaare bei A) erschlossen werden können, die in der Veranstaltung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ benötigt werden (Demuth, 2008). Darüber hinaus wurden auch die Einflüsse unterschiedlicher Bindungspartner X und Y auf die Bindungswinkel

des Moleküls AX_3Y sowie die Einflüsse des Bindungspartners A in Molekülen AX_y hinsichtlich ihrer Elektronegativität mit entsprechenden Übungen dargestellt, um das bereits bekannte Konzept der Elektronegativität erneut anzuwenden und den Lernenden eine größtmögliche Entlastung im ersten Semester zu bieten. Neu hinzu kommen dann im ersten Semester lediglich die Strukturen AX_5 (mit bis zu zwei freien Elektronenpaaren bei A) AX_6 (mit freiem Elektronenpaar bei A) und AX_7 .

Die übliche AXE-Schreibweise (z.B. „ AX_2E_2 “ für ein Molekül mit gewinkelter Struktur), bei der „E“ für ein freies Elektronenpaar steht, wurde aus didaktischen Gründen vermieden: Angesichts der von IUPAC definierten Summenformel wird suggeriert, dass mit „E“ ein weiterer Bindungspartner des Atoms A und nicht ein freies Elektronenpaar gemeint ist (Nic, Jirat & Kosata, 2018 D). So ist die Schreibweise „ AX_yE_z “ gegenüber der gewählten Schreibweise „ AX_y mit z freien Elektronenpaaren bei A“ komprimierter, letztere ist jedoch gegenüber der IUPAC-definierten Summenformel widerspruchsfrei (Demuth, 2008).

Zu allen dargestellten Molekülstrukturen werden nicht nur entsprechende zweidimensionale Bilder gegeben, sondern sie werden mit Hilfe der Online-Version des Programms Jmol visualisiert, wobei die Lernenden dazu aufgefordert werden, sich die entsprechende Struktur durch das freie Drehen der dreidimensionalen Darstellung zu verdeutlichen.

Schließlich wird die MO-Theorie, die 1927 von Hund und Mulliken formuliert wurde, auf das Wasserstoffmolekül sowie (unter Einbezug des Konzeptes der Hybridisierung von Pauli) auf die Moleküle CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 und C_2H_2 angewendet (Pauling, 1931, Mulliken, 1928 A, 1928 B, Hund, 1927 A, 1927 B, 1927 C, 1926). Auf diese Art und Weise erschließen sich die Studierenden den näherungsweise Ansatz der Bildung von MOs (Molekülorbitalen) durch die LCAO-Methode sowie die Terminologie der Bindungsbeschreibung der MO-Theorie (bindende Molekülorbitale, antibindende Molekülorbitale, σ -Bindung, π -Bindung und Bindungsordnung), ohne dabei auf mathematische Formeln zurückzugreifen (Kober, 1981).

Die Parallelität des Überlappens von Kugelwolken und des Überlappens von Orbitalen sowie die Berücksichtigung der Heisenberg'schen Unschärferelation (Kugelwolke als Wahrscheinlichkeitsraum), der Hundt'schen Regel (erst einfach- und dann Doppelbesetzung der Kugelwolken) und der Coulomb'schen Wechselwirkung (zwischen Kern und Elektronen sowie zwischen Elektronen untereinander) in beiden Modellen sorgen dafür, dass das Kugelwolkenmodell als Bindungsmodell eine sinnvolle Brücke zur MO-Theorie bildet (Roloff, 2002, Ansari, Demuth & Hilpert, 1994, Christen, 1976). Hinsichtlich der Beschreibung von Doppelbindungen sowie von aromatischen Systemen gibt es sogar die Auffassung, das Kugelwolkenmodell im Sinne Kimballs und Neumarks könne (ähnlich wie die Bananenbindungstheorie von Pauling) experimentelle Befunde wie bspw. Ermittlungen von

Bindungsenergien genauer erklären als die MO-Theorie – dies soll jedoch im Rahmen des Propädeutikums nicht ausgeführt werden (Wagner, 2013, Pauling, 1931).

Lediglich die Anschaulichkeit des didaktischen Kugelwolkenmodells ist (analog zum Bohr'schen Atommodell, vgl. Kap. 6.4) aufgrund ggf. mangelnder Bereitschaft zum kognitiven Wechsel in ein zunächst unanschauliches Modell eine Gefahr, weshalb auf eine eindeutig kontrastierende Fachsprache Wert gelegt wird (d.h. eine Vermeidung von analogen Ausdrücken wie „Besetzung der Kugelwolken“ und „Besetzung der Orbitale“) und eine Gegenüberstellung beider Modelle erfolgt. Letztere verdeutlicht in erster Linie, dass Elektronen im Kugelwolkenmodell als kleine Kugeln veranschaulicht werden, wohingegen sie in der MO-Theorie eine unbestimmte Gestalt haben (vgl. Kap. 6.5).

Hinsichtlich des Termschemas von H_2 wird dabei durch eine Zwischenfrage sichergestellt, dass den Lernenden die Bedeutung der Symbole „+“ und „-“ als Wellenvorzeichen der den s-Orbitalen zugrundeliegenden Wellengleichungen bewusst ist, da ansonsten das Grundverständnis des Verfahrens verwehrt bleibt. Ausgehend vom oben geschilderten halbquantitativen elektrostatischen Modell zu Beschreibung der Elektronenpaarbindung kommt diese Einführung in die MO-Theorie ebenfalls ohne den Begriff der effektiven Kernladung aus, was entgegen des Vorschlags von Diemann eine Verkomplizierung des Sachverhalts bedeuten würde (Diemann, 1994).

Dabei wird die Grenze der didaktischen Reduktion zwischen dem Termschema des H_2 -Moleküls und desjenigen der anderen behandelten Moleküle gezogen, für die lediglich auf qualitative Weise die s-s- sowie die s- sp^x -Orbitalüberlappung (mit $x = 1,2,3$) zur Bildung einer σ -Bindung sowie die p-p-Orbitalüberlappung zur Bildung einer π -Bindung gezeigt wird. Abb. 23 zeigt diese Darstellungsweise für die π -Bindungen im Ethin-Molekül auf.

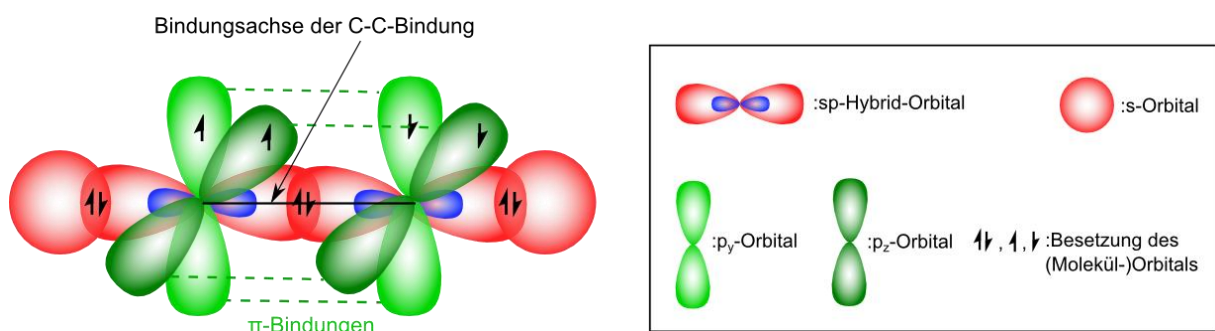


Abb 23: Darstellung der Bindungsverhältnisse im Ethin-Molekül in der MO-Theorie.

Auf diese Weise wird den Lernenden anhand ihnen bekannter Moleküle das Prinzip der MO-Theorie verdeutlicht und sie können sich erschließen, dass das zuvor mühsam erarbeitete Orbitalmodell auch zur Erklärung der Elektronenpaarbindung dienen kann, ohne dass die Fragen nach der Reihenfolge der Besetzung der Molekülorbitale in homoatomaren zweiatomigen Bindungen (\rightarrow bindendes σ -Orbital

vor bindenden π -Orbitalen oder umgekehrt?) sowie der Energieniveaus bindender Orbitale in mehratomigen Molekülen beantwortet werden müssen. Erstere würde sich stellen, wenn man die Termschemata der den Lernenden bekannten Moleküle O_2 und N_2 miteinander vergleicht und letztere stellt sich bei den im Lernmodul daher nur qualitativ behandelten Molekülen CH_4 , C_2H_6 und C_2H_4 . Zusätzlich bleibt konsequenterweise auch die Darstellung der Energieniveaus in einem Termschema heteroatomarer zweiatomiger Moleküle wie HCl oder CO außen vor.

Die in der Anwendung der Theorie auftretende Näherung, dass sich der Zustand eines Elektrons mit Hilfe eines Orbitals, d.h. einem statistisch eingeschränkten Bereich der Aufenthaltswahrscheinlichkeit beschreiben lässt (sog. Orbital-Näherung), ist den Lernenden nach der Bearbeitung des Moduls „Das Orbitalmodell“ geläufig; die Näherung, den Energiezustand von Elektronen unabhängig von umgebenen Atomkernen bestimmen zu können (sog. Born-Oppenheimer-Näherung) sowie Verfahren zur Näherung der Lösung des Drei- oder Mehrkörperproblems (z.B. Hartree-Fock-Methode) werden dabei aus Gründen der didaktischen Reduktion nicht behandelt, was auch die Forderungen der Lehrenden nahelegen (Plikat, 2008 B, Born & Oppenheimer, 1927, Ahlrichs & Ehrhardt, 1985, vgl. Kap. 3.2.1.1). Darüber hinaus wird auf eine genaue Abgrenzung der MO-Theorie zur im gleichen Jahr erschienenen VB-Theorie von Heitler und London (Konstruktion von Molekülorbitalen vs. Konstruktion einer Wellenfunktion aus den ursprünglichen, nicht miteinander kombinierten Atomorbitalen) aus Gründen der Irrelevanz hinsichtlich der Forderungen der Lehrenden ebenso verzichtet wie auf eine quantitativ-mathematische Betrachtung (Heitler & London, 1927, vgl. Kap. 3.2.1.1). Schließlich werden die Lernenden hinsichtlich der Bedeutung der Darstellung der Elektronenpaarbindung in der MO-Theorie in Abgrenzung zu den bereits kennengelernten Modellen auf die beeindruckende Demonstration der paramagnetischen Eigenschaften von Sauerstoff (Adelheim & Habekost, 2008, Brandl, 1993, Hähndel, 1993, Frank, Sextl & Weigand, 1983, Kober, 1983) im Rahmen der Vorlesung der Veranstaltung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ sowie die Erklärung des spektroskopischen und chemischen Verhaltens von Atomen und Molekülen (bspw. von Singulett- und Triplett-Sauerstoff) im weiterführenden Studium verwiesen.

Auf diese Art und Weise wird den Lernenden verdeutlicht, dass das Konzept der Elektronenpaarbindung erst im Licht verschiedener Modelle umfassend verstanden werden kann, wodurch sie nicht nur das im ersten Teilmodul des Propädeutikums entwickelte Modellverständnis flexibel anwenden müssen, sondern auch hinsichtlich der Anforderungen der Lehrenden vorbereitet werden (vgl. Kap. 3.2.1.1).

7.5 Die Hybridisierung – historisch bedeutsam, aber didaktisch überflüssig?

Das Erschließen der Hybridisierung von Orbitalen zur Ausbildung von Elektronenpaarbindungen entspricht einer expliziten Forderung der Lehrenden der Universität Göttingen und ist somit als Inhalt für das Propädeutikum verbindlich (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Das Konzept wurde 1931 von Pauling entwickelt und führte zur Erweiterung der Heitler-London-Methode (Valenzbindungstheorie) und der Hund-Mulliken-Methode (Molekülorbitaltheorie) (Pauling, 1931). Mit beiden Methoden lässt sich die Elektronenpaarbindung als Bildung eines Elektronenpaars im Sinne einer Linearkombination von Wellenfunktionen innerhalb eines Moleküls erklären, wobei letztere Methode die Zustände der Elektronen in einem Molekül als Ganzes betrachtet und zwischen bindenden und antibindenden Molekülorbitalen unterscheidet (Mulliken 1928 A, 1928 B, Heitler & London 1927, Hund 1927 A, 1927 B, 1927 C, 1926).

Mit Hilfe des Hybridisierungskonzeptes von Pauling war es ihm zusätzlich möglich, u.a. bislang ungeklärte molekülspektroskopische Ergebnisse sowie die experimentell ermittelte Geometrie diverser Moleküle mit der Molekülorbitaltheorie in Einklang zu bringen. Die Molekülgeometrie von Methan erklärte er bspw. wie folgt: Gemäß des Aufbauprinzips besitzt ein Kohlenstoffatom zwei gepaarte Elektronen im 2s-Orbital-Zustand und zwei einzelne Elektronen in jeweils einem 2p-Orbital-Zustand. Erst durch die Entartung der 2s- und 2p-Orbitale eines Kohlenstoffatoms zu sp^3 -Orbitalen und die anschließende Ausbildung von vier σ -Bindungen zu vier Wasserstoffatomen lässt sich die tetraedrische Struktur von Methan mit einem Bindungswinkel von $109,5^\circ$ erklären (Pauling, 1939).

Christen betont hierbei, dass es sich bei der Entartung nicht um einen Vorgang energetischer Anregung handelt, wie dies oftmals in Lehrbüchern beschrieben wird, sondern um einen rein mathematischen Vorgang, was Breuer und Breuer durch eine entsprechende Energiebilanzierung der Erzeugung des sp^3 -Hybridisierungszustandes eines Kohlenstoff-Atoms und Grundzustand und eines Kohlenstoff-Atoms im angeregten Zustand nachweisen (Christen, 1996, Breuer & Breuer, 1995).

Im Modellübergang des Lernmoduls vom Kugelwolkenmodell bzw. der Lewisschreibweise in Kombination mit dem VSEPR-Modell zur MO-Theorie, bei welcher das Konzept der Hybridisierung angewendet werden muss, um die besagten Bindungsverhältnisse bspw. im Methan-Molekül zu erklären, ergibt sich jedoch aus Sicht der Lernenden zwangsläufig ein Problem: Vergleichsweise einfache Modelle werden durch ein vergleichsweise komplexes Modell ersetzt, ohne dass sich dadurch ein für die Lernenden sichtbarer Nutzen ergibt. Die Vierbindigkeit des Kohlenstoffatoms ergibt sich im Kugelwolkenmodell bzw. der Lewisschreibweise durch die Besetzung der vier Kugelwolken mit je einem Valenzelektron; die Tetraeder-Geometrie und -Bindungswinkel ergeben sich bereits aus dem Kugelwolkenmodell heraus und spätestens bei der Anwendung VSEPR-Modells (Preuß, 1982). Selbst

mesomere Strukturen ließen sich problemlos im Kugelwolkenmodell veranschaulichen (Bökemeier, 1978). Hilfreich würde die Hybridisierung in diesem Sinne also nur dann erscheinen, wenn man sie mit einer Einführung in die Molekülspektroskopie verbindet, was jedoch weit über die Forderungen der Lehrenden hinausgeht (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Zwar lässt sich anhand des Paramagnetismus von Sauerstoff eindrucksvoll experimentell beweisen, dass die MO-Theorie gegenüber dem Kugelwolkenmodell bzw. der Lewisschreibweise und dem VSEPR-Modell zusätzliches Erklärungspotenzial besitzt – gerade beim Sauerstoff-Molekül tritt jedoch keine Hybridisierung auf (Hähndel, 1993). Den Lernenden muss somit zweierlei verdeutlicht werden:

- didaktisch gesehen handelt es sich um ein Hilfskonzept, um die in vielen, aber nicht allen Fällen erklärungskräftigere MO-Theorie gegenüber dem Kugelwolkenmodell bzw. der Lewisschreibweise und dem VSEPR-Modell zu legitimieren.
- historisch gesehen handelt es sich um die Erweiterung der MO-Theorie, die zu zuverlässigen Erklärungen experimenteller Befunde führt, deren genaue Behandlung jedoch den Rahmen des Propädeutikums sprengen würde.

Auf diese Art und Weise ergibt die Auseinandersetzung mit dem Konzept der Hybridisierung für die Lernenden einen Sinn - und erscheint dringend notwendig, wie die Vorwissensstudie offenbart: nur 9% der Hauptfachchemiker und 22% der Nebenfachstudierenden konnten bei gegebenem Termschema zwischen sp , sp^2 - und sp^3 -Hybridisierung differenzieren (vgl. Kap. 3.2.1.2), was im Lernmodul daher durch entsprechende Aufgaben eingeübt wird.

7.6 „Die Hybridisierung ist eine Eigenheit des Kohlenstoffatoms“ – Vermeidung einer hausgemachten Fehlvorstellung

Zum Konzept der Hybridisierung wurden in der fachdidaktischen Forschung drei zentrale Fehlvorstellungen von Lernenden erhoben:

- 1) Durch die Hybridisierung bilden sich weitere Valenzelektronen.
- 2) Ohne Hybridisierung gibt es keine Elektronenpaarbindungen.
- 3) Die Hybridisierung ist eine Eigenheit des Kohlenstoffatoms (Nakiboglu, 2003).

Fehlvorstellung 1) ist insofern problematisch als dass von einer Erzeugung von Valenzelektronen ausgegangen wird. In Anbetracht des Termschemas eines Kohlenstoffatoms im Grundzustand werden Elektronen des doppelt besetzten $2s$ -Orbitals nicht als Valenzelektronen verstanden, weil es

energetisch höherliegende, besetzte Orbitale gibt (2p-Orbitale) und im Schalenmodell Valenzelektronen immer die Elektronen sind, welche die äußerste Schale besetzen; im Grunde handelt es sich also um die konsequent angewendete Fehlvorstellung, dass ein Orbital einer Schale entspricht (vgl. Kap. 6.6). Im Lernmodul wurde daher eine entsprechende Zwischenfrage zum Termschema von Kohlenstoff im Grundzustand bzgl. der Valenzelektronen eingefügt. Bei Fehlvorstellung 2) handelt es sich um eine Überinterpretation des Hybridisierungskonzeptes. Dass bspw. bei homonuklearen, zweiatomigen Molekülen wie H_2 oder O_2 keine Hybridisierung der jeweiligen s- und/oder p-Orbitale erfolgen muss, weil ihre Energieniveaus identisch sind, wird daher im Lernmodul explizit erwähnt. Somit können also zwei dieser Fehlvorstellungen im Rahmen des Lernmoduls lediglich durch eine ungenaue Arbeit mit dem Lernmodul entstehen, was durch entsprechende Abbildungen und Zwischenfragen minimiert werden soll.

Fehlvorstellung 3) ist hingegen unabhängig von den anderen beiden Fehlvorstellungen zu sehen und dann hausgemacht, wenn das Hybridisierungskonzept ausschließlich auf das Kohlenstoffatom zur Erklärung der Bindungsverhältnisse in CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 und C_2H_2 angewendet wird. Daher wurde für das Lernmodul in einem Exkurs erwähnt, dass das Phänomen bei vielen Verbindungen der Atome der Elemente in den Hauptgruppen 4, 5 und 6 auftritt. Bspw. liegt das Stickstoffatom im Ammoniak-Molekül ebenfalls sp^3 -hybridisiert vor. Grundsätzlich könnten auch die drei p-Orbitale des Stickstoffatoms mit drei s-Orbitalen der drei Wasserstoffatome überlappen – dies widerspricht jedoch der Vorhersage des H-N-H-Bindungswinkels im VSEPR-Modell, welcher nicht 90° , sondern einem deformierten Tetraederwinkel (etwas kleiner als $109,5^\circ$) entspricht: NH_3 ist kein T-förmiges, sondern ein trigonal pyramidales Molekül.

Somit wird diese hausgemachte Fehlvorstellung vermieden, ohne eine genaue quantitative Betrachtung des Termschemas von NH_3 vorzunehmen, was wie in Kap. 7.3 beschrieben eine Überforderung der Lernenden bedeuten würde. Schließlich wird das in Abb. 24 gegebene Item hinsichtlich des Verständnisses des Hybridisierungskonzeptes mit den oben erwähnten Fehlvorstellungen als Distraktoren im Pretest und Posttest des Lernmoduls eingesetzt (vgl. Abb. 24).

Beschreibe, welche der folgenden Aussagen auf das Phänomen der Hybridisierung zutreffen.

- Es ist zur Bildung einer Elektronenpaarbindung erforderlich.
- Es führt zur Bildung von entarteten Orbitalen.
- Es handelt sich um eine Eigenheit der Kohlenstoffatome.
- Es erhöht die Anzahl an Valenzelektronen eines Atoms.
- Es führt zur Bildung neuartiger Orbitale, die Merkmale beider ursprünglicher Orbitale aufweisen.

Abb. 24: Item zur Testung von Fehlvorstellungen bzgl. der Hybridisierung.

7.7 Δ EN, Bindung und das Problem der „stummen“ Formelschreibweise

Mit dem Elektronegativitätskonzept nach Pauling lassen sich die beiden bisher kennengelernten Bindungsarten, die Ionenbindung und die Elektronenpaarbindung, als Grenzfälle einer gemeinsamen Skala verstehen und definieren. Als Elektronegativität wird die Fähigkeit eines Atoms verstanden, Bindungselektronen (d.h. ein oder mehrere bindende Elektronenpaare) an sich zu ziehen (Pauling, 1932). Diese Fähigkeit ist rein elektrostatischer Natur – mit zunehmender Größe des Atoms (d.h. des Abstands der Valenzelektronen vom Atomkern) sinkt sie und mit zunehmender Anzahl an Protonen im Atomkern steigt sie (was den Lernenden bereits aus dem Teilmodul „Das Periodensystem der Elemente“ bekannt ist (vgl. Kap. 6)). Dabei wird im Lernmodul im Sinne einer didaktischen Reduktion lediglich beschrieben, dass die Werte der Elektronegativität für die Atome der Elemente nach Pauling empirisch ermittelt wurden – dass diese aus der Dissoziationsenergie einer A-B-Bindung stammen, dass auf Basis verschiedener Referenzwerte für die Elektronegativität von Fluor- und Wasserstoffatomen und der zum Teil schweren experimentellen Zugänglichkeit der Dissoziationsenergie verschiedene Elektronegativitätswerte nach Pauling existieren und dass es darüber hinaus andere Skalen der Elektronegativität (z.B. nach Mulliken oder nach Allred und Rochow) gibt, ist für die Anwendung des Konzepts auf die im Lernmodul und im ersten Semester behandelten Verbindungen nur indirekt relevant (Lide, 2009, Allred & Rochow, 1958, Mulliken, 1934, Pauling, 1932). Mit Hilfe der Skala relativer Elektronegativität nach Pauling lassen sich dann per Definition über die Elektronegativitätsdifferenz zweier Atome drei Bindungsarten unterscheiden, die in Tab. 11 beschrieben werden. Dabei betreffen diese Unterscheidungen lediglich Nichtmetall-Nichtmetall- sowie Metall-Nichtmetall-Verbindungen, jedoch keine Legierungen.

Tab. 11: Bindungsarten in Abhängigkeit von ΔEN .

Bindungsart	Beschreibung	ΔEN	Beispiele	Verbindungsart
Unpolare Elektronenpaarbindung	Beide Atome ziehen die Bindungselektronen etwa gleich stark an.	0 - 0,4	homonukleare Bindungen (H-H, O-O, N-N usw.) und C-H-Bindung	Molekül <i>verbindung</i>
Polare Elektronenpaarbindung	Ein Atom zieht die Bindungselektronen deutlich stärker an als das andere und es kommt zu Partialladungen.	0,5 - 1,6	O-H-Bindung und C-O-Bindung	Molekül <i>verbindung</i>
Ionische Bindung	Ein Atom nimmt das Elektron eines anderen auf und es kommt zur Bildung eines Anions und eines Kations	> 1,7	Na-Cl-Bindung und K-F-Bindung	Ionen <i>verbindung</i>

Somit können die Lernenden die Bindungsart zwischen zwei Atomen/Ionen mit einem Blick auf das Periodensystem bestimmen. Liegt zusätzlich zur polaren Elektronenpaarbindung noch ein asymmetrisches Ladungsverhältnis der Partialladungen vor (was unter Anwendung des VSEPR-Modells und das Überprüfungen auf mögliche Symmetrieachsen leicht bestimmbar ist), handelt es sich um ein Dipol-Molekül, was im Teillernmodul „Wechselwirkungen“ wieder aufgegriffen wird (vgl. Kap. 7.14). Darüber hinaus wird in der tabellarischen Darstellung der fachsprachliche Unterschied zwischen „Bindung“ und „Verbindung“ verdeutlicht, den Lernende aufgrund von sprachlicher Unachtsamkeit häufiger verwischen (Hüttner, 1997).

Dabei sind die oben genannten Definitionsbereiche als Faustregeln zu verstehen, da man mit Ihnen nicht immer zur empirisch geforderten Bindungsart gelangt; entsprechende Grenzfälle bzgl. Verbindungen mit einfachen Molekülen/Ionen, die für die Lernenden hinsichtlich der Inhalte des ersten Semesters relevant erscheinen, werden in Kap. 7.13 beleuchtet.

Da erhoben wurde, dass Lernende enorme Schwierigkeiten haben, die Auswirkung der EN-Differenz auf die Lage des Bindungselektronenpaares zu beschreiben, gibt es im Lernmodul Aufgaben, in denen bei Darstellungen von heteroatomaren Molekülen im Kugelwolkenmodell in den Bereich zwischen den gebundenen Atomen geklickt werden muss, in dem sich Bindungselektronen hauptsächlich aufhält (Peterson & Treagust, 1989).

Weitere Probleme ergeben sich mit der Unterscheidung von Summen- und Verhältnisformeln. Barke, Selenski und Sopandi stellten bspw. SuS der Jahrgangsstuden 9-12 (N = 132) u.a. die Aufgabe, Moleküle und Ionen in Mineralwasser auf der Teilchenebene zu skizzieren (Barke, Selenski & Sopandi, 2003). Dabei erstellten 96% der Teilnehmenden Darstellungen ohne Ionensymbole wie in Abb. 25 gezeigt. In der Skizze werden sowohl $MgCl_2$ -Moleküle als auch $MgCl_2$ -Ionen genannt und als Einheiten betrachtet. Vergleichbare Studien von Barke führten zu ähnlichen Ergebnissen (Barke, 1990, Barke, 1985).

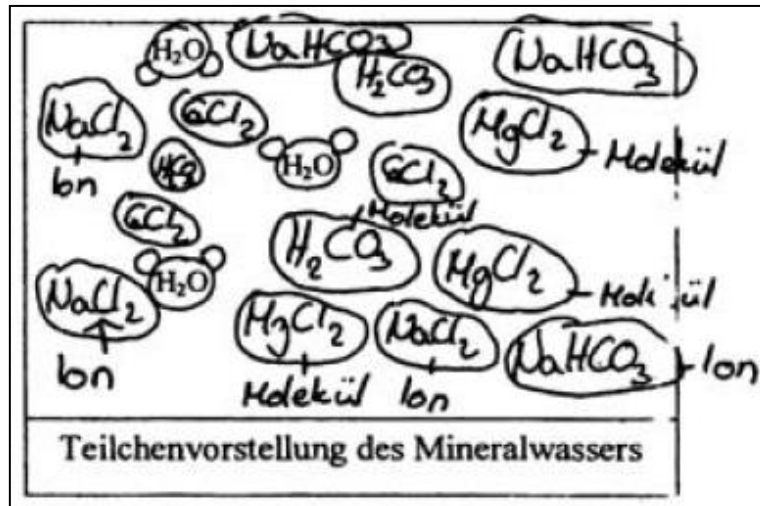


Abb. 25: Schülervorstellungen zu den Teilchen in Mineralwasser (Barke, Selenski & Sopandi, 2003).

Diese Fehlvorstellungen ließen sich auch in der im Rahmen der Arbeit durchgeführten Vorwissensstudie von 2013 reproduzieren: jeweils 17% der Hauptfach- und Nebenfachstudierenden kreuzten an, dass Magnesiumchlorid aus MgCl₂-Ionen oder aus MgCl₂-Molekülen besteht (vgl. Kap. 3.2.1.2).

Zum Teil lassen sie sich als hausgemacht bezeichnen: Wie in Kap. 7.1 erwähnt führt eine Behandlung der kovalenten Bindung vor der Ionenbindung sowie eine unklare Trennung der Konzepte Ionenbildung und Ionenbindung zu der Vorstellung, es existieren bspw. NaCl-Einheiten mit einem dynamischen Elektronentransfer. Kombiniert mit einem unsauber erarbeiteten Molekülbegriff im Sinne von „Einheit bestehend aus mehreren Atomen“ werden diese Einheiten dann als „Moleküle“ bezeichnet (Tan & Treagust, 1999, Hüttner, 1997, Taber, 1997 A, Taber, 1995, Barke, 1990). Darüber hinaus wird in diesem Zusammenhang von Barke und Wloka die im Unterricht oftmals späte Einführung des Ionenbegriffs mit Hilfe von Elektrolyse-Experimenten *nach* der Behandlung der Elektronenpaarbindung gemäß eines historisch-verlaufsorientierten Unterrichts beklagt, was sicherlich ebenfalls zu einer fehlerhaften Verwendung des Begriffs führt, die – wie in Kap. 7.1 gezeigt – mit Hilfe der Einführung des Ionenbegriffs *vor* einer Behandlung der Elektronenpaarbindung über das Phänomen der Gefrierpunktserniedrigung umgangen werden kann (Wloka, 2002, Barke, 1992; Wloka, 1982). Zudem bringt Barke wiederholt die Bedeutung der angemessenen Vorstellungsbildung hinsichtlich der Formelschreibweisen zum Ausdruck, die durch ein „Periodensystem der Bausteine der Materie“, Reaktionen mit Salzbildungen (z.B. Fällungsreaktionen wie etwa eine Eisenhydroxidfällung), Phänomene wie die Gefrierpunktserniedrigung durch Zugabe eines Salzes, das Eindampfen von Salzlösungen sowie die Sprödigkeit von Salzen und entsprechender Visualisierungen gelingen kann (Barke, 2006, Barke, 1990). Schließlich dient auch die Einführung des

Ionenbegriffs vor der Erklärung der Ionenbildung im Schalenmodell dazu, eine Überforderung des Lernenden im Umgang mit Ionensymbolen zu vermeiden (Barke, 2006).

Die grundlegende konzeptionelle Schwierigkeit liegt hier jedoch in der Unterscheidung zwischen Summenformel und Verhältnisformel, die in jedem Fall an die Kenntnis der entsprechenden Elementsymbole wie auch der jeweils vorliegenden Bindung geknüpft ist, die von den Lernenden mit Hilfe des Elektronegativitätskonzeptes erschlossen werden muss: Die Formelschreibweise selbst ist „stumm“, sie verrät dem Lernenden nicht, ob sie eine Summen- oder Verhältnisformel ist. Wenn nicht bekannt ist, dass bspw. CaCl_2 eine Verhältnisformel beschreibt, weil es sich bei der Ca-Cl-Bindung um eine ionische Bindung handelt ($\Delta\text{EN} = 1,79$), dann ist die Formelschreibweise allein keinerlei Verständnishilfe. Die Bezeichnung der Schreibweise „ CaCl_2 “ als „Ion“ zeigt darüber hinaus, dass auch der Unterschied zwischen der Symbolschreibweise für Ionen und der Verhältnisformel eines Salzes nicht ausreichend differenziert werden kann. Der Vorschlag von Wloka und Bake, stattdessen konsequent die Schreibweise „ $(\text{Ca}^{2+})(\text{Cl}^-)_2$ “ einzuführen und analog für alle anderen Ionenverbindungen umzusetzen, um auf Formelebene sauber zwischen Molekül- und Ionenverbindungen zu unterscheiden, erscheint als sinnvoller Ausweg, ist jedoch weder IUPAC-konform noch angesichts der Kerncurricula und der universitären Standards derzeit üblich (Wloka & Bake, 2015 A, vgl. Kap. 3.2.1.1).

Der Sachverhalt wird nicht leichter, wenn man dazu noch die Formelschreibweisen für reine Metalle und Legierungen betrachtet, mit denen die Lernenden im Rahmen des Studiums ebenfalls konfrontiert werden (Barke & Saueremann, 1997). Beide lassen sich als nichtionische Verhältnisformeln deuten, wobei diejenige für reine Metalle in der üblichen Notation erfolgt und ohne Indices auskommt (z.B. „Na“ für ein Natrium-Atomgitter mit metallischer Bindung), während es für letztere eine sog. Legierungsformel gibt (z.B. „CuZn37“ für eine Legierung aus Kupfer mit bis zu 37% Zink (hinsichtlich der Gesamtmasse) mit metallischer Bindung), die sich glücklicherweise dadurch von allen anderen Formeln unterscheidet, dass der prozentuelle Anteil nicht tiefgestellt geschrieben wird.

Für die Gestaltung der Lernmodule wurde daraus folgende Reihenfolge abgeleitet (Taber, 2002):

1. Aufstellungen von Verhältnisformeln von Salzen (im Teilmodul „Die Ionenbindung“). Dabei erfolgt eine Unterscheidung der Symbolschreibweise für ein Ion eines Salzes (z.B. „ Ca^{2+} und Cl^- “) und der Verhältnisformel eines Salzes (z.B. „ CaCl_2 “), indem (wie in Kap. 7.1 beschrieben) von der Beschreibung der elektrostatischen Wechselwirkung von Ionen zur Bildung eines Ionengitters fortgeschritten wird.

2. Aufstellen von Summenformeln von Molekülverbindungen (im Teilmodul „Die Elektronenpaarbindung“). Hierbei gilt es insbesondere, in Kombination von Lewis- und

Summenformel die Edelgasregel zu beachten und hypervalente Strukturen zu vermeiden (vgl. Kap. 7.9 und 7.10).

3. *Verdeutlichung des Verhältnisformelcharakters bei reinen Metallen sowie der Legierungsformel.* Im Unterschied zu Verhältnisformeln von Ionenverbindungen muss dabei in erster Linie deutlich werden, dass es sich um Atomgitter handelt.

4. *Unterscheidung aller Verhältnis- und Summenformeln (im Teilmodul „Ionenbindung, Elektronenpaarbindung und metallische Bindung im Vergleich“).* Schließlich wird tabellarisch und durch entsprechende Übungen deutlich, dass die ähnlichen Schreibweisen je nach Art der gebundenen Atome deutlich verschiedene Strukturen der submikroskopischen Ebene meinen können.

Zusätzlich wird das in Abb. 26 gezeigte Item im Pretest und Posttest des Lernmoduls eingesetzt, um die Lernenden auf die eventuell dennoch gebildete Fehlvorstellung hinzuweisen.

Magnesiumchlorid (MgCl_2) besteht aus...
<input type="checkbox"/> einem Magnesiumion (Mg^{2+}) und zwei Chloridionen (Cl^-).
<input type="checkbox"/> einem Magnesiumatom (Mg) und einem Chlormolekül (Cl_2).
<input type="checkbox"/> Magnesiumionen (Mg^{2+}) und Chloridionen (Cl^-) in einem Verhältnis von 1:2.
<input type="checkbox"/> einem Magnesiumion (Mg^{2+}) und einem Chlormolekül (Cl_2).

Abb. 26: Posttest-Item zu Fehlvorstellungen hinsichtlich der Summen- und Verhältnisformel.

Zusätzliche Komplexität gewinnt die Unterscheidung von Summen- und Verhältnisformel dadurch, dass bspw. SiO_2 und NaCl jeweils (bei Raumtemperatur) kristalline Verbindungen bezeichnen, SiO_2 jedoch als Molekulkristall vorliegt und daher sowohl Summen- als auch Verhältnisformel beschreibt, während NaCl als Ionenkristall vorliegt und daher lediglich eine Verhältnisformel ist. Schließlich bereitet die Symbolschreibweise für allotrope Formen eines Elements weitere Probleme – „C“ bezeichnet gleichermaßen Diamant und Graphit, ohne über die Bindungsverhältnisse aufzuklären, wofür sich Schreibweisen wie „ CC_4 “ und CC_3 “ anbieten würden (Taber, 2002). Daher werden diese beiden didaktischen Probleme in einem kurzen Exkurs im Rahmen des Propädeutikums beleuchtet.

7.8 Das Konzept der stöchiometrischen Wertigkeit - einfach, aber didaktisch unzureichend

Die Vermittlung des Konzeptes der stöchiometrischen Wertigkeit zur Ermittlung der Formel einer Verbindung stellt eine didaktische Streitfrage für den Unterricht der Sekundarstufe I dar. Dabei ist mit Wertigkeit des Atoms eines Elements im Sinne der Begriffsverwendung von Niederweiss und Häusler die Anzahl an Wasserstoffatomen gemeint, die dieses Atom an sich binden oder in einer Verbindung ersetzen kann. Mit dem Bezugswert „1“ für das Wasserstoffatom ergeben sich dann die entsprechenden Zahlenwerte für andere Atome, wenn von bekannten Formeln (z.B. „HCl“ und „NaH“) auf unbekannte Formeln (z.B. „NaCl“) geschlossen wird; alternativ lassen sich die Wertigkeiten vorgeben und auf Verbindungen anwenden (z.B. Ca ist zweiwertig und O ist ebenfalls zweiwertig; daher lautet die Formel für Calciumoxid „CaO“) (Niederweis, 2000, Häusler, 1980). Befürworter des Konzeptes argumentieren wie folgt:

- Es ist zeitökonomisch einzuführen und Lernende erleben sich vergleichsweise schnell als kompetent Handelnde: Sie können bereits in der Sekundarstufe I Formelschreibweisen für Verbindungen aufstellen.
- Es kommt ohne Vorwissen hinsichtlich Konzepte der chemischen Bindung aus und lässt sich quasi als Präkonzept chemischer Bindung bezeichnen, das dann im weiterführenden Unterricht ausgeschärft werden kann.
- Die Arbeit mit dem Konzept stellt ein Beispiel für ein heuristisches, wissenschaftliches Arbeiten dar, das auch heutzutage in den Naturwissenschaften angewendet wird und mit dem man den Prozess der naturwissenschaftlichen Modellbildung nachvollziehen kann (Freiman, 2003).
- Im Sinne Jansens lässt sich erneut von einem history lift sprechen: Die Lernenden der Sekundarstufe I befinden sich kognitiv auf einer vergleichbaren Stufe wie die Wissenschaftler des 19. Jahrhunderts, die nach allgemeingültigen Regeln in den Formeln bekannter Verbindungen suchen (Jansen, 2014, Häusler, 1980).

Kritiker führen in erster Linie an, dass die Lernenden ein logisches Ordnungsverfahren anwenden, *dessen Hintergründe sie nicht verstehen*: Warum haben bspw. Alkalimetalle die Wertigkeit 1? Worauf basiert die Eigenschaft der Atome, eine entsprechend ihrer Wertigkeit bestimmte Anzahl anderer einwertiger Atome in einer Verbindung zu ersetzen oder zu binden (Häusler, 1980)? Ohne die Verknüpfung des Konzeptes an ein differenziertes Atommodell und entsprechende Bindungsmodelle bleiben diese Fragen ungeklärt und führen zu tautologischen Schleifen („Natriumchlorid hat die Formel NaCl, weil Natrium und Chlor die Wertigkeit 1 haben.“) (Just, 1982).

Zudem – und das ist wohl der gravierendste Mangel des Konzeptes – ist eine *Unterscheidung von Verhältnis- und Summenformeln sowie von Atomen und Ionen nicht vorgesehen*: In Natriumchlorid bindet eben nicht ein Natriumatom mit der Wertigkeit 1 ein Chloratom mit der Wertigkeit 1, sondern ein Natriumion bindet theoretisch *unendlich viele* andere Chloridionen, da die von den Ionen ausgehende Coulombkraft kugelsymmetrisch ist; in direkter Nachbarschaft befinden sich *sechs* Chloridionen. In diesem Sinne lässt sich das Wertigkeitskonzept als weitere, potentielle Ursache für die in Kap 7.7 beschriebenen Fehlvorstellung ausmachen, Magnesiumchlorid bestünde aus MgCl_2 -Molekülen (vgl. Kap. 7.7). Lediglich für Molekülverbindungen hat das Konzept also Gültigkeit und historischen Wert; als Präkonzept chemischer Bindung kann es nicht einfach ausgeschärft, sondern muss für Ionenverbindungen durch völlig andere Konzepte der Ionenbindung, Ladungszahlen und Verhältnisformeln ersetzt werden (Barke, 1988).

Darüber hinaus führt das Konzept der stöchiometrischen Wertigkeit in seiner Anwendung oftmals *zu fachsprachlich falschen Aussagen*, wenn nicht zwischen Ionenwertigkeit und Bindungswertigkeit unterschieden wird (z.B. „Ein Natrium-Ion ist einwertig“ (Ionenwertigkeit, aber keine stöchiometrische sowie Bindungswertigkeit) vs. „Ein Natrium-Atom ist einwertig“ (stöchiometrische und Bindungswertigkeit, aber keine Ionenwertigkeit) (Herdt, 2015).

Schließlich liefert das Konzept für viele schulisch relevante Verbindungen (Halogenidsalze und Oxide der Alkali- und Erdalkalimetalle, Halogenwasserstoffverbindungen sowie Wasser) die korrekte Symbolschreibweise; *es versagt jedoch bereits bei einfachen Verbindungen* wie schulisch relevanten Monooxiden (CO und NO), verschiedenen Stickstoff- und Schwefelverbindungen (NO_2 und NH_3 sowie SO_2 , SO_3 und H_2S), verschiedenen Oxide der Nebengruppenmetalle (z.B. Fe_2O_3 und Fe_3O_4), Peroxiden (z.B. H_2O_2) oder gar Halogenoxiden (z.B. ClO_2) (Freiman, 2003, Wolsch, 1983, Häusler, 1980). Davon abgesehen bleiben Formeln für elementare Stoffe (H_2 , O_2 , N_2 und S/S_8) ebenfalls unerklärlich.

Zur Verteidigung des Konzeptes ließen sich hier zwar – wie auch von den Wissenschaftlern des 19. Jahrhunderts geschehen – Ausnahmeregeln aufstellen; spätestens an dieser Stelle stellt sich jedoch die berechtigte Frage, warum die Formeln der Verbindungen nicht entweder von der Lehrperson vorgegeben und als empirisch ermittelte Formeln bezeichnet oder (für einige Beispiele) empirisch erarbeitet werden (Just, 1982, vgl. Kap. 8.3.3). Die empirische Absicherung der Formel für eine Verbindung, die rein mit Hilfe der Wertigkeit ermittelt wurde, stellte auch für die Gründerväter des Verfahrens (Liebig, Frankland, Blomstrand, Ostwald und Nernst) eine Unabdingbarkeit dar (Just, 1982, Häusler, 1980). Seitz bringt es auf den Punkt: „Es ist ein Irrtum, Formeln theoretisch herleiten zu wollen. Die Theorie vermag uns nur eine Erklärung für die Formeln geben.“ (Seitz, 1976, S. 62).

Da den Lernenden im Rahmen des Propädeutikums differenzierte Atommodelle und Bindungskonzepte bereitstehen, mit welchen die genannten Schwächen des Konzeptes der Wertigkeit überwunden werden können, erübrigt sich also eine Einführung in dieses Konzept.

Verhältnisformeln von Ionenverbindungen der Hauptgruppenelemente (mit Ausnahme von Per- und Superoxiden) können nach der Erläuterung der Bildung der Ionen mit Hilfe des Schalen- und Orbitalmodells direkt mit Hilfe des Periodensystems und Bestimmung der Ladungszahlen erschlossen werden, was am Ende des Teilmoduls „Die Ionenbindung“ für Halogenide, Oxide und Sulfide erfolgt. Dabei wird erwähnt, dass sich die resultierenden Formeln (z.B. „MgO“) empirisch bestätigen lassen, was im Laufe der Geschichte der Chemie geschehen ist. Zudem wird Wert auf entsprechende Anschauungsmodelle auf der Ebene eines einfachen Atommodells mit Ladungszahlen der kreisförmig dargestellten Ionen gelegt, damit die Lernenden eine Vorstellung des Konzeptes der Verhältnisformel erhalten (Barke, 1985, Haupt, 1985). Da das Benennen von Salzen im Rahmen der Vorwissenstudie den allermeisten Studierenden Schwierigkeiten bereitet, werden dabei Nomenklaturregeln an Lösungsbeispielen vorgeführt und durch einige Zwischenaufgaben eingeübt (Wolsch, 1983, vgl. Kap. 3.2.1.2). Hinsichtlich der Nebengruppenmetalle wird jeweils die Ladungszahl der gebildeten Kationen vorgegeben. Molekülionen in Salzen werden den Lernenden im Rahmen des Teilmoduls „Die Elektronenpaarbindung“ als empirisch ermittelbare Einheiten präsentiert und erneut durch Übungen zum Aufstellen der Verhältnisformeln sowie Benennung der jeweiligen Salze abgesichert.

Schließlich werden Summenformeln für elementare Stoffe und Molekülverbindungen ebenfalls als empirisch ermittelte Formeln vorgegeben und können anschließend mit Hilfe des Periodensystems und der im Lernmodul „Die Elektronenpaarbindung“ vermittelten Modelle nachvollzogen werden (Wloka & Bake, 2015 B).

Dabei wird die Frage, wie historisch bestimmte Summen- und Verhältnisformeln wie etwa diejenige von Wasserstoff oder von Kupfer(I)- und Kupfer(II)-oxid ermittelt wurden, im Rahmen des Teilmoduls „Die Redoxreaktion“ in einem Exkurs beantwortet, da hierfür die im Rahmen des Lernmoduls „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“ zu vermittelnden Grundlagen der Stöchiometrie zum Verständnis notwendig sind (vgl. Kap. 3.2.1.1, vgl. Kap. 8).

Allerdings ist nicht auszuschließen, dass die Lernenden das Konzept aus ihrer Schulzeit kennen, wenn sie an dem Kurs teilnehmen, und nun versuchen, dieses Wissen zu aktivieren und anzuwenden. Daher wird zu Beginn der Beschreibung der Regeln für das Aufstellen von Verhältnisformeln und Summenformeln in den Modulen „Die Ionenbindung“ und „Die kovalente Bindung“ in einem kurzen Exkurs das Konzept der Wertigkeit beschrieben, um Transparenz darüber herzustellen, dass die Lernenden ebendieses Konzept nun nicht mehr benötigen, sondern sich differenzierter Konzepte (Beschreibung der Elektronenkonfiguration im Schalen- und Orbitalmodell und Bilden von Ionen, Differenzierung zwischen metallischen und nichtmetallischen Elementen, Bildung der Elektronegativitätsdifferenz und Bilden von Elektronenpaaren in verschiedenen Modellen) bedienen können.

7.9 Von der Summenformel zur Lewisformel – Eine Fünf-Schritt-Methode

Das Aufstellen von Lewisformeln wurde angesichts der Forderungen der Lehrenden der Universität Göttingen als verbindlicher Inhalt für das Propädeutikum festgelegt (vgl. Kap 3.2.1.1). Dies ergibt sich aus den grundlegenden Bedeutungen der Schreibweise hinsichtlich...

- der Darstellung der Konstitution eines Moleküls.
- der anschließenden Anwendung des VSEPR-Modells zur Klärung der Molekülgeometrie.
- der Erklärungsmöglichkeiten chemischer Reaktionen in der anorganischen und organischen Chemie durch die Kenntnis der Valenzelektronenstruktur eines Atoms/Moleküls.

Das von Lewis 1916 formulierte Konzept sieht es vor, die Valenzelektronen eines Atoms als Punkte auf vier Bereiche um das Elementsymbol zu verteilen (Lewis, 1916). Eine Elektronenpaarbindung wird dabei in Form von zwei Punkten zwischen zwei Elementsymbolen dargestellt, nichtbindende Elektronenpaare als zwei Punkte auf einer der drei übrigen Seiten (vgl. Abb. 27 links,). In der sog. Valenzstrichformel werden die jeweiligen einzelnen Elektronen zu einem Strich verbunden (vgl. Abb. 27 rechts).



Abb. 27: CO₂ in der Lewisformel (links) und der Valenzstrichformel (rechts).

Im Lernmodul wird die weitaus geläufigere Valenzstrichformel eingeführt, jedoch (in diesem Sinne fälschlicherweise) zu Ehren der bedeutsamen Arbeiten von Lewis als Lewisformel bezeichnet, zumal der Begriff „Valenzstrichformel“ insofern eine unzutreffende Verallgemeinerung darstellt als das Molekülradikale sich gerade durch einzelne Elektronen auszeichnen.

Die Vorwissensstudie offenbarte, dass *keiner* der Erstsemesterstudierenden die Lewisformel für die Moleküle N₂, CO₂, H₂S, CH₄ und SO₄²⁻ vollständig korrekt aufstellen konnte und die gemachten Fehler (Missachtung der Edelgasregel, falsche Bindungsverhältnisse, falsche Formalladungszuweisung/falsche Bestimmung der Anzahl an Valenzelektronen und zum Teil sogar Missachtung der Summenformel) eine zumindest unangemessene wenn nicht fehlende Systematik bei der Aufstellung der Lewisformeln suggerieren (vgl. Kap. 3.2.1.2).

Für das Lernmodul wurde daher schrittweise anhand verschiedener Beispiele ein Schema erarbeitet, welches von den Studierenden für alle in der Vorlesung „Allgemeine und Anorganische

Chemie“ vorkommenden Moleküle angewendet werden kann, womit auch Polyoxoanionen wie SO_4^{2-} oder PO_4^{3-} gemeint sind (Baars, 2008).

Das Ablaufschema von der Summenformel zur Lewisformel von Molekülen mit der allgemeinen Struktur A_zX_y mit $z+y \leq 5$ sieht folgende Schritte vor:

- Atome des Moleküls in der Lewisformel angeben.
- Zentralatom bestimmen (wenn $x < y$, dann ein A-Atom).
- Ggf. Ladungen des Moleküls auf Nicht-Zentralatome verteilen.
- Ggf. so lange Ladungen des Zentralatoms gleichmäßig auf die anderen Atome verteilen, bis jeweils mindestens eine Einfachbindung zwischen Zentralatom und anderen Atomen möglich ist. Dabei nicht vergessen, jeweils die Ladungen zu notieren!
- Prüfen, ob die Oktettregel für eines der Atome verletzt ist. Wenn ja, dann wieder bei Schritt 4. ansetzen.

Dieses Schema wird im Lernmodul am Beispiel von H_2O und SO_4^{2-} vorgestellt. Sollte das Molekül die allgemeine Struktur A_xB_y mit $x+y = 5$ (z.B. $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) oder $x+y = 7$ (z. B. N_2O_5) haben, dann gilt das gleiche Schema, mit den beiden Unterschieden, dass

- im zweiten Schritt nicht nur ein, sondern zwei Zentralatome bestimmt und in diesem Sinne zwei Zentren gebildet werden müssen und
- die beiden Zentren im Falle von $x+y = 6$ mit einer A-A-Bindung und im Falle von $x+y = 7$ mit einer A-X-A-Bindung verknüpft werden müssen.

Unter Anwendung des Schemas sollte es dann keine Schwierigkeiten geben, die korrekte Lewis-Schreibweise für einfache Moleküle wie CO_2 oder N_2 oder komplexere Moleküle wie N_2O_5 (Abb. 28) anzugeben. Durch insgesamt zehn solcher Zwischenaufgaben wird auf diese Art und Weise das Aufstellen der Lewisformeln von den Lernenden eingeübt.

Nenne die korrekte Lewis-Schreibweise für N_2O_5 .

Abb. 28: Zwischenaufgabe zum Aufstellen der Lewisformeln für N_2O_5 .

7.10 Elektronenoktett ohne Hypervalenz! Eine empirisch gesicherte Grundregel für Bindungsverhältnisse der Hauptgruppenelemente

Die im vorherigen Kapitel beschriebene Fünf-Schritt-Methode zum Aufstellen einer Lewisformel hat die Grundregel, dass die Edelgasregel und damit (bis auf Atome der Elemente Wasserstoff, Helium, Lithium, Brom, Iod und Astat) das Elektronenoktett der Valenzelektronen für ein Atom unter keinen Umständen verletzt wird. Wie bereits erwähnt wurde diese Regel bereits 1916 von Lewis und Kossel unabhängig voneinander aufgestellt, wobei jedoch Pauling 1948 Ausnahmefälle der Regel definierte: Er legte fest, dass angesichts aller Varianten einer Lewisformel diejenige am wahrscheinlichsten realisiert wird, welche die wenigsten Formalladungen aufweist (Pauling, 1948). Nach Pauling wäre die Struktur A des Sulfations (vgl. Abb. 29 links) der Struktur B (vgl. Abb. 29 rechts) vorzuziehen und Hypervalenz im Sinne einer Überschreitung des Elektronenoktetts am Schwefelatom die notwendige Folge (vgl. Abb. 29).

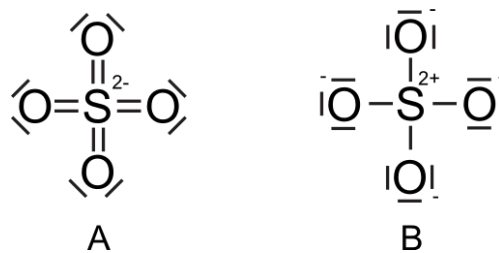


Abb. 29: SO_4^{2-} in der von Pauling bevorzugten Struktur mit Hypervalenz und Formalladung am Schwefelatom (A, links) und in der Struktur ohne Hypervalenz mit Formalladungen an allen beteiligten Atomen (B, rechts).

Da sich die Darstellung A auch in vielen Schulbüchern findet, wäre dies eine der möglichen Ursachen für den in Kap. 3.2.1.2 beschriebenen Schwierigkeiten der Lernenden beim Aufstellen von Lewisformeln. Muss also das Schema der Fünf-Schritt-Methode, welches im vorherigen Kapitel geschrieben wurde, an die besagte Regel von Pauli angepasst werden? Die moderne Röntgenstrukturanalyse kann diese Frage grundlegend verneinen (Irmer & Stalke, 2008). Beispielsweise wurde die Elektronendichteverteilung in einkristallinem K_2SO_4 mittels einer Synchrotronstrahlung von 30 keV bei ca. 10 K ermittelt und mit Hilfe der Quantum Theory of Atoms in Molecules (QTAIM) von Bader ausgewertet, was für die S-O-Bindung einen stark polaren Einfachbindungscharakter ergab – es liegt also keine Hypervalenz am Schwefelatom im Sulfation vor, sondern eine zweifach positive Formalladung (wie in Abb. 27 rechts) (Bader, 1990, Schmokel et al., 2012). So kommen auch zahlreiche weitere Analysen der Arbeitsgruppe Stalke bspw. hinsichtlich der Bindungsverhältnisse in Polyphosphazenen und Polyphosphoranen mit vermeintlichen P-N-Doppelbindungen oder der Methandi(triimido)sulfonsäure mit vermeintlichen S-N-Doppelbindungen zu dem Ergebnis, dass stattdessen jeweils stark polarisierte Einfachbindungen und damit keine

Verletzungen der Oktettregel vorliegen (Kocher et al., 2004, Leusser, Walford & Stalke, 2002). Schließlich führen auch Reed und Ragué Schleyer sowie Weidenbruch anhand verschiedener Bindungen wie etwa der Xe-F-Bindung in XeF_2 oder der S-F-Bindung in SF_6 aus, dass die Oktettregel eine strenge Gültigkeit besitzt (Weidenbruch, 1994, Reed & Ragué Schleyer, 1990).

In diesem Sinne wäre das Konzept der Hypervalenz auf die Erklärung der Bindungsverhältnisse in Übergangsmetallkomplexen zu beschränken, was jedoch weit über die Inhalte des Propädeutikums hinausgeht (Irmer & Stalke, 2008, vgl. Kap 3.2.1.1).

7.11 Die Metallische Bindung im vereinfachten elektrostatischen Kern-Hülle-Modell und im Bändermodell – Vom Bekannten zum Unbekannten

Des Weiteren wird im Lernmodul zur chemischen Bindung auch die metallische Bindung von den Lernenden erschlossen, was ebenfalls aus den Gesprächen mit den Lehrenden der Universität Göttingen hervorgeht (vgl. Kap. 3.2.1.1). Ohne ein Verständnis der metallischen Bindung bleiben die Einteilung der elementaren Stoffe in Metalle, Übergangsmetalle und Nichtmetalle, die charakteristischen Eigenschaften von Metallen und Legierungen (elektrische und thermische Leitfähigkeit, Duktilität und relative Härte) sowie deren darauf basierenden Anwendungen in Wissenschaft und Technik unklar (Simon & Weerden, 1983 A und B, Full, 1979, Wöhrmann & Stäudl, 1978).

Im Lernmodul wird im Sinne der didaktischen Progression vom Bekannten zum Unbekannten die metallische Bindung zunächst in einem vereinfachten elektrostatischen Kern-Hülle-Modell nach Rutherford und anschließend im Bändermodell nach Wilson (auf Basis des Modells von Bloch) dargestellt (Wilson, 1931 A und B, Bloch, 1928,)

Das vereinfachte elektrostatische Kern-Hülle-Modell stellt im Kontrast zum elektrostatischen Kern-Hülle-Modell, welches zur Beschreibung der Elektronenpaarbindung eingesetzt wurde, lediglich die *Atomrümpfe* und ihre Valenzelektronen (anstelle des Atomkerns, der Atomhülle und aller Elektronen des Atoms) dar. Mit dem Begriff „*Atomrumpf*“ ist nach Rutherford ein Atom ohne seine Valenzelektronen gemeint (Rutherford, 1911). Zur visuellen Unterscheidung der Modelle wurden Atomrümpfe rot und Atomhüllen blau dargestellt; Abb. 30 zeigt ein Natrium-Atom im Kern-Hülle-Modell (links) und im vereinfachten Kern-Hülle-Modell (rechts).

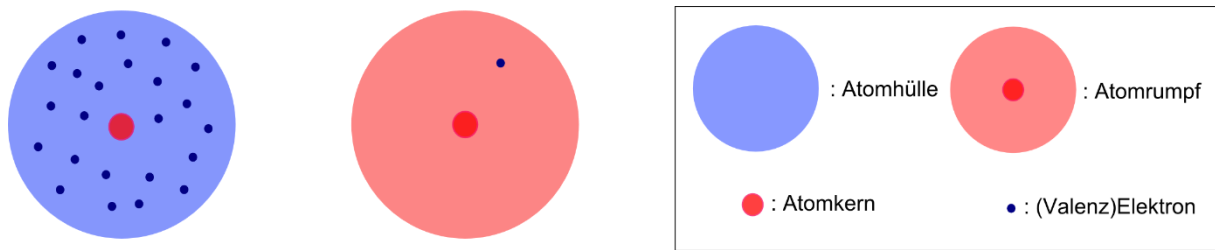


Abb. 30: Ein Natriumatom im Kern-Hülle-Modell (links) und im vereinfachten Kern-Hülle-Modell (rechts).

Wendet man das Modell nun zur Beschreibung der Bindung zwischen Natriumatomen an, dann lässt sich die metallische Bindung als gemeinsames Teilen der Valenzelektronen über alle miteinander verbundenen Atomrümpfe hinweg darstellen (Baars, 2008, Hauschild, 2003). Die übrigen acht Nicht-Valenz-Elektronen jedes Natriumatoms sind für die Bindung irrelevant, da sie sich deutlich näher am Atomkern befinden – um dies zu verdeutlichen, wurde auch Natrium und nicht Lithium zur Einführung der metallischen Bindung gewählt, dessen Atome neben dem Valenzelektron lediglich zwei weitere Elektronen haben. Das Modell ist hier ebenso dynamisch zu verstehen wie bei der Anwendung des elektrostatischen Kern-Hülle-Modells auf das Wasserstoffmolekül – sowohl die Atomkerne als auch die Elektronen befinden sich in ständiger Bewegung, wobei sich im zeitlichen Mittel ein entsprechendes Energieminimum (die Bindungsenergie) bei einem bestimmten Abstand R zwischen den jeweiligen Atomkernen (die Bindungslänge) ergibt. Somit zeigt Abb. 31 drei beliebig gewählte Verteilungen der Valenzelektronen über die Atomrümpfe hinweg zu drei verschiedenen Zeitpunkten; denkbar sind unendlich viele solcher Verteilungszustände.

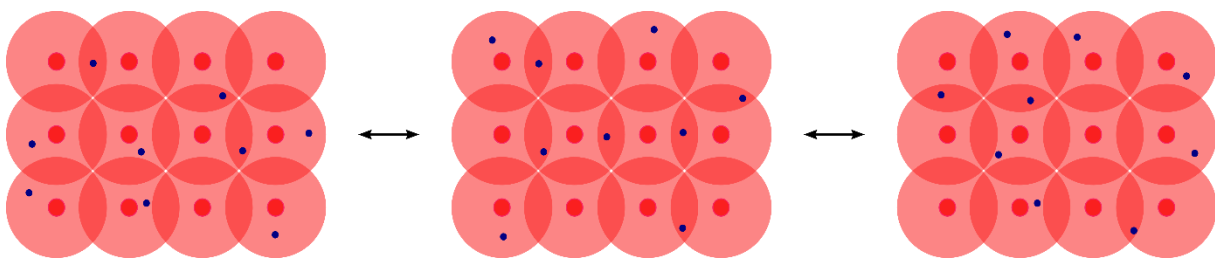


Abb. 31: Verteilung der Valenzelektronen zwischen zwölf Natriumatomen zu drei verschiedenen, beliebig gewählten Zeitpunkten.

Dabei wird der oftmals verwendete Begriff „Elektronengas“ (z.B. in Baars' Konzept zur Einführung der chemischen Bindung in der Sekundarstufe II), welcher auf das historische Modell von Drude zurückgeht, zur Beschreibung der Bindungsverhältnisse vermieden – als Sprachbild gedacht suggeriert er einen nichtzutreffenden Aggregatzustand der Bindungselektronen und könnte somit zu einer Fehlvorstellung führen (Baars, 2008, Full, 1979, Wöhrmann & Stäudl, 1978, Drude, 1900). Die von Simon und Weerda angeführte Fermi-Statistik zur Beschreibung des Elektronengases wirft dabei eher weitere Fragen auf als dass sie eine Klärung verschafft (Simon & Weerda, 1983 A).

Insgesamt lassen sich mit dem Kern-Hülle-Modell die Wärmeleitfähigkeit (Übertragung von Bewegungsenergie der frei beweglichen Elektronen), elektrische Leitfähigkeit (freie Beweglichkeit der Elektronen) sowie Duktilität (Verschiebung der Atomrümpfe gegeneinander hat keinen grundlegenden Einfluss auf die Bindung) und relative Härte (starke Bindung durch das Teilen der Valenzelektronen über alle Atomrümpfe hinweg) von Metallen erklären (Full, 1979). Hinsichtlich der Duktilität wird im Lernmodul jedoch ausblickend erwähnt, dass ebendiese nicht nur von der metallischen Bindung, sondern auch von der Anordnung der Metallatome im Raum abhängig ist – Metalle des sog. Mg-Typs (mit hexagonal-dichtester Kugelpackung) sind dabei wenig duktil, sondern zerbrechen unter Kräfteeinwirkung ebenso in kleine Stücke wie Salz- oder Zuckerkristalle (Barke, 2006). Dabei erfolgt jedoch keine Einführung in die verschiedenen Kugelpackungen der Materie, da dies über die Inhalte der Kerncurricula in Chemie hinausgeht und daher behutsam im Rahmen der Vorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ erfolgen kann (Grosser, 1977 B, vgl. Kap. 3.2.1.1). Bei einer solchen Einführung wäre darüber hinaus darauf zu achten, ebendiese erst nach der Beschreibung der metallischen Bindung im vereinfachten Kern-Hülle-Modell durchzuführen: Eine Gruppierung aus Kugeln im Sinne des Atommodells von Dalton kann ansonsten zu Vorstellungen führen, Metallatome sind überhaupt nicht chemisch aneinandergebunden und/oder werden nur durch Gravitation aneinandergehalten (Taber, 1997 B).

Die lebensweltbezogene Relevanz ist offensichtlich – nicht nur Heizkörper sind aus Metall, sondern auch Leiterkabel enthalten Kupferdraht und Werkzeuge oder Stahlträger werden nach wie vor aus Eisen geschmiedet. Die im Lernmodul gezeigten Experimente zur elektrischen Leitfähigkeit und Duktilität von Metallen werden in den Kapitel 7.15 beschrieben (Wißner, 2010).

Um die Bildung von Fehlvorstellungen der Lernenden zu vermeiden, wird angesichts der Ähnlichkeit des Kern-Hülle-Modells und des vereinfachten Kern-Hülle-Modells noch einmal explizit darauf eingegangen, dass sich *nicht* (analog zu H_2 -Molekülen) Na_2 -Moleküle bilden, die von einem Elektronenpaar zusammengehalten werden – dies wäre nicht nur ein Verstoß gegen die Edelgasregel, sondern könnte auch die Unterschiede der jeweiligen Stoffe (Aggregatzustand bei Raumtemperatur, Wärme- und elektrische Leitfähigkeit sowie Duktilität) nicht erklären. Auch hier muss jedoch hinsichtlich der fachlichen Korrektheit erwähnt werden, dass Na_2 -Moleküle in der Gasphase durchaus bekannt sind, jedoch nicht den Regelfall im metallischen Feststoff bilden (Assion et al., 1997).

Das Bändermodell lässt sich durch die halbquantitative Anwendung der MO-Theorie auf die Bindung zwischen mehreren Metallatomen herleiten: Konstruktive Überlappung gleichartiger Orbitale führt zu bindenden, destruktive Überlappung zu antibindenden Orbitalen; beide zusammen bilden ein sog. Band (z.B. das $1s$ -Band) (Simon & Weerda, 1983 B). Dass es bei einer ungeraden Anzahl an

Metallatomen und damit an gleichartigen Orbitalen auch zu sog. nichtbindenden Molekülorbitalen kommt, wird dabei didaktisch reduziert, da ebendiese nichtbindenden Molekülorbitale auch im Modul „Die Elektronenpaarbindung“ nicht erwähnt wurden (vgl. Kap. 7.4). Man unterscheidet schließlich das sog. Valenzband, welches aus den höchsten, besetzten Orbitalen gebildet wird, und das Leitungsband, welches aus den niedrigsten, unbesetzten Orbitalen gebildet wird (Wöhrmann & Stäudl, 1978). Im Fall von Natrium wird das Valenzband durch die konstruktive und destruktive Überlappung der 3s-Orbitale gebildet; das Leitungsband durch die konstruktive und destruktive Überlappung der 3p-Orbitale. Dabei kommt es zu einer Überlappung beider Bänder. Dass man die Metallbindung in diesem Fall als Extrembeispiel einer sog. Elektronenmangelbindung bezeichnen kann, da keines der beteiligten Atome die Edelgasregel erfüllt (dazu wären bei Natrium entweder acht Elektronen im Zustand $n = 3$ oder acht Elektronen im Zustand $n = 2$ nötig), wurde im Sinne der didaktischen Reduktion ebenfalls ausgelassen (Simon & Weerda, 1983 A). Diese Art der Anwendung der MO-Theorie kann nicht nur für metallische, sondern auch für ionische Feststoffe sowie für Molekülkristalle erfolgen.

Hinsichtlich des energetischen Abstandes zwischen Valenzband und Leitungsband kann schließlich auf der Stoffebene zwischen Leitern (beide Bänder überlappen, wie im Fall von Natrium das 3s- und das 3p-Band), Halbleitern (relativ geringer Abstand zwischen beiden Bändern) und Isolatoren (relativ hoher Abstand zwischen beiden Bändern) unterschieden werden kann.

Die Modellerweiterung vom vereinfachten elektrostatischen Kern-Hülle-Modell zum Bändermodell hat für das Verständnis der Leitfähigkeit von Stoffen zusätzliche lebensweltbezogene Relevanz für die Lernenden – so sind Leiterkabel bspw. stets von Isolatoren umgeben, während Halbleiter in Solarzellen oder elektrischen Schaltern in Computern und anderen elektrischen Geräten eingesetzt werden; sie leiten dann lediglich ab einer bestimmten Energiezufuhr den Strom durch einen weiteren Stromkreis. Da der Fokus des Moduls jedoch auf dem Grundverständnis der metallischen Bindung liegt, werden die Anwendungsgebiete von Leitern, Halbleitern und Isolatoren lediglich angedeutet.

7.12 Metallischer Glanz – rückführbar auf die metallische Bindung?

Neben Duktilität, elektrischer und thermischer Leitfähigkeit wird der Glanz als grundlegende Eigenschaft von Metallen in der didaktischen Literatur beschrieben. Darüber hinaus wird diese Eigenschaft ebenfalls mit Hilfe der metallischen Bindung erklärt: Full beschreibt bspw., dass der Glanz daher resultiert, dass Elektronen durch Licht nahezu aller Wellenlängen des sichtbaren Bereiches im Leitungsband angeregt werden können und beim Übergang in den Ursprungszustand Licht ebendieser Wellenlänge wieder emittieren, was insgesamt in weißem Licht resultiert (Full, 1979). Bis heute findet sich eine zusammenhängende Darstellung zwischen Bindung und Glanz von Metallen in Schulbüchern (Asselborn et al., 2013).

Nach dieser Erklärung müssten Metalle unabhängig von ihrer Oberflächenbeschaffenheit in alle Raumrichtungen glänzen und daher einheitlich weiß erscheinen. Die von Full gegebene Erklärung kann also nicht die ausschlaggebende zur Beschreibung des metallischen Glanzes sein - erstens haben die meisten Metalle einen silbrig-weißen Glanz, zweites ist bspw. handelsübliche Aluminiumfolie nur auf einer Seite glänzend, während die andere bestenfalls als matt schimmernd bezeichnet werden kann, was mit dem sog. Doppelwalzverfahren der Herstellung zusammenhängt: Nur eine der beiden Seiten kommt dabei mit geschliffenen Walzen in Berührung (Benig, 1963).

Die Erklärung des Glanzes ist also in erster Linie mit dem physikalischen Konzept der Reflexion an einer glatten Oberfläche zu erklären und *nicht* auf Basis der metallischen Bindung. Im Lernmodul wird dies am Beispiel der Aluminiumschicht handelsüblicher Spiegel verdeutlicht.

7.13 Qualitative Unterscheidung zwischen Ionenbindung, Elektronenpaarbindung und metallischer Bindung – Grenzfälle eines gemeinsamen Kontinuums und systemische Betrachtung

Im Anschluss an die systematische Erschließung der drei grundlegenden Bindungsarten Ionenbindung, Elektronenpaarbindung (unpolarer und polarer Art) sowie metallische Bindung wird in einem zusammenfassenden Lernmodul deren qualitative Unterscheidung eingeübt. Die Bedeutung der Kenntnis der qualitativen Bindungsverhältnisse erschließt sich in den jeweiligen Modulen durch die gezeigten Struktur-Eigenschafts-Beziehungen (vgl. Kap. 7.1, 7.4 und 7.11). Um ausgehend von einer Summen- oder Verhältnisformel für eine Verbindung eine Aussage über die Bindungsverhältnisse treffen zu können, sind lediglich zwei Informationen erforderlich:

- *Sind die beteiligten Elemente metallisch oder nichtmetallisch?* Metall-Nichtmetall-Verbindungen werden durch Ionenbindung, Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen sowie molekulare elementare Stoffe durch Elektronenpaarbindungen und Metall-Metall-Verbindungen (sog. Legierungen) sowie metallische elementare Stoffe durch metallische Bindung zusammengehalten. In diesem Zusammenhang wird den Lernenden zudem bewusst, dass Verbindungen auch aus verschiedenen Ionensorten (und nicht nur aus verschiedenen Atomsorten) bestehen können (Barke & Sauer mann, 1998).
- *Ist im Falle der Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung die Elektronegativitätsdifferenz zwischen den Atomen beider Elemente kleiner oder größer als 0,4?* Ersteres deutet auf eine unpolare, letzteres auf eine polare Elektronenpaarbindung hin. Bei molekularen elementaren Stoffen liegt stets eine Elektronegativitätsdifferenz von 0 vor.

Den Lernenden werden im ersten Semester ihres Chemiestudiums nur wenige Verbindungen begegnen, deren überwiegende Bindungsverhältnisse sich nicht qualitativ mit diesen beiden Regeln ermitteln lassen. Beispiele wären Fluorwasserstoff, welches aus HF-Molekülen besteht, obwohl die Elektronegativitätsdifferenz zwischen einem in einer H-F-Bindung nach der Pauling-Skala 1,78 beträgt, was sich aus röntgen- und neutronenreflektometrischen Untersuchungen ableiten lässt, Lithiumhydrid, eine Metall-Nichtmetall-Verbindung, die eher auf einer Elektronenpaarbindung beruht, wie ab-initio-Rechnungen der sog. Valence Bond Self Consistent Field (VBSCF)-Methode zeigen, sowie Lithiumfluorid, dessen durch Röntgenstrukturanalyse ermittelte Elektronendichtekarte durchaus auf Li-F- sowie F-F-Elektronenpaarbindungen innerhalb des Ionengitterns schließen lässt (McLain et al., 2004, Mo & Zhang, 1995, Witte & Wölfel, 1958). Sowohl eine Einführung in die Röntgen- und Neutronenreflektometrie als auch in die VBSCF-Methode sowie die Röntgenstrukturanalyse würde (trotz des von Dämmgen, Demuth und Keune vorgeschlagenen didaktischen Konzepts zur Einführung des letzteren in der Schule) nicht nur deutlich über das von den Lernenden im ersten Semester des Chemiestudiums benötigte Wissen hinausgehen, sondern wäre weder mit den expliziten Forderungen der Lehrenden noch mit den Inhalten der Kerncurricula vereinbar (Dämmgen & Demuth, 1989, Demuth & Keune, 1986, vgl. Kap. 3.2.1.1). Dennoch werden diese Verbindungen als Grenzfälle der Anwendung der Methode der Elektronegativitätsdifferenzbildung beschrieben, um die Lernenden nicht nur für die im weiterführenden Studium behandelten Strukturaufklärungsmethoden zu sensibilisieren und den Modellcharakter der Elektronegativität zu unterstreichen.

Ferner wird ausblickend erwähnt, dass es einige Metall-Nichtmetall-Verbindungen gibt, in denen überwiegend metallische Bindungsverhältnisse ausgemacht werden können (bspw. in Rb_9O_2 oder in Cs_{11}O_3 , die auch als „verdünnte Metalle“ bezeichnet werden können) sowie Metall-Metall-Verbindungen, in denen eher ionische Bindungsverhältnisse vorliegen (bspw. in CsAu) (Knecht et al., 1978, Vahrenkamp, 1974). Zudem sind Metall-Nichtmetall-Verbindungen bekannt, in denen Metall-Metall-Elektronenpaarbindungen vorliegen (bspw. die Hg-Hg-Bindung in Hg_2Cl_2) (Grdenic, 1965).

Es wird deutlich: Nicht nur die Konzepte der Ionenbindung und Elektronenpaarbindung, sondern auch die Konzepte der metallischen Bindung und der Ionenbindung sowie der metallischen Bindung und der Elektronenpaarbindung liegen auf einem Kontinuum. Dies wird in einem Dreiecks-Modell von Van Arkel und Ketelaar verdeutlicht (König, 2003, Ketelaar, 1958, Van Arkel, 1949, vgl. Abb. 32). Beschränkt man sich schließlich nicht nur auf den überwiegenden, sondern auf alle ermittelbaren Bindungsarten einer Verbindung, dann muss die Aussage getroffen werden, dass es nur sehr wenige „eindeutige“ Bindungen gibt. Nicht einmal das einfachste aller Moleküle – das Wasserstoffmolekül – hat rein kovalenten Charakter, sondern zu einem geringen Anteil auch ionischen (McWeeny, 1984, Pauling, 1973, Coulson, 1969,).

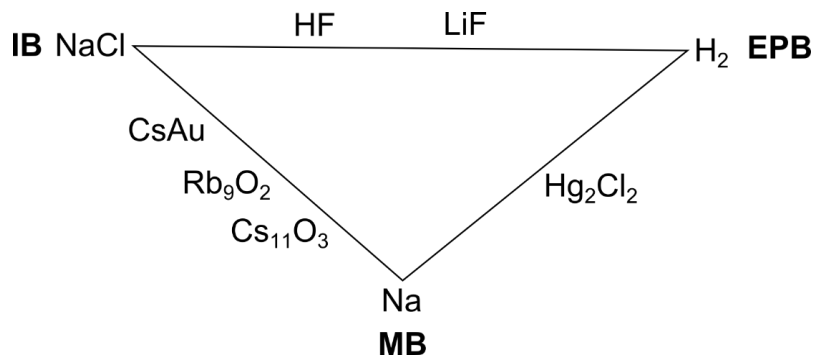


Abb.32: Dreiecks-Modell der chemischen Bindung nach Van Arkel und Ketelaar (König, 2003, S. 52; Ketelaar, 1958, Van Arkel, 1949). IB meint Ionenbindung, EPB meint Elektronenpaarbindung und MB meint metallische Bindung. Es wird deutlich, dass die Bindungsart bei vielen Verbindungen (z.B. HF) auf einem Kontinuum zweier Arten (mit Tendenz zu einer bestimmten Art) liegt, während andere Verbindungen (wie z.B. H₂) einen Grenzfall einer bestimmten Art bilden. Auch letztere weisen dabei jedoch nicht ausschließlich eine Art der Bindung auf; H₂ ist bspw. auch zu einem geringen Teil eine ionische Verbindung (McWeeny, 1984, Pauling, 1973, Coulson, 1969).

Somit erschließen sich die Lernenden einerseits eine einfache und relativ zuverlässige Methode der qualitativen Bestimmung der Bindungsverhältnisse in einer Verbindung, wobei sie gleichzeitig den Umgang mit grundlegenden Informationen aus dem Periodensystem wiederholen sowie die Grenzen der Methode erfahren. Andererseits gewinnen sie einen systemischen Einblick in das Phänomen der chemischen Bindung, in welchem die Unterscheidung zwischen Elektronenpaarbindungen, Ionenbindungen, metallischen Bindungen sowie van-der-Waals-Wechselwirkungen und Wasserstoffbrückenbindungen systematisch notwendig erscheint. Für viele Verbindungen führt diese Unterscheidung zu eindeutigen Zuordnungen, während die Bindungsverhältnisse andere Verbindungen angesichts ihrer sichtbaren und messbaren Eigenschaften entweder untypisch oder durch eine Kombination mehrerer Bindungstypen beschrieben werden müssen (König, 2003, Reiners, 1998).

Darüber hinaus hilft das Konzept nicht bei der Bestimmung der Bindungsverhältnisse in Salzverbindungen mit Molekülionen (letztere müssen die Lernenden einfach als solche auswendig lernen) sowie in Komplexverbindungen, in denen wiederum andere Theorien wie bspw. die Ligandenfeld-Theorie oder das HSAB-Konzept zum Tragen kommen, welche den Rahmen des Propädeutikums deutlich sprengen würden (vgl. Kap. 3.2.1.1).

7.14 Wechselwirkungen und Bindungen – etwas grundlegend Verschiedenes?

Schließlich werden angesichts der Forderungen der Lehrenden an der Universität Göttingen auch die grundlegenden Arten der Wechselwirkungen dargestellt, worunter im Rahmen des Lernmoduls angesichts der deutschlandweiten Kerncurricula für Chemie Wasserstoffbrückenbindungen, Van-der-

Waals-Kräfte im engeren Sinn, Dipol-Dipol-Wechselwirkungen sowie Ion-Dipol-Wechselwirkungen verstanden werden (vgl. Kap 3.2.1.1). Diese Konzepte der Wechselwirkung erschließen den Lernenden wesentliche Struktur-Eigenschafts-Beziehungen von Metallen, Molekülverbindungen und Ionenverbindungen wie z.B. Löslichkeit, Siede- und Schmelztemperatur, Viskosität, Kohäsion, Adhäsion, Oberflächenspannung sowie Leitfähigkeit (Scheffel, Beckhaus & Parchmann, 2010). In diesem Sinne hat das Aufzeigen von Struktur-Eigenschafts-Beziehungen elementare Bedeutung für das Verständnis grundlegender Fragestellungen der Chemie, das im Rahmen des Propädeutikums erreicht werden soll.

Diese Beziehungen werden im Rahmen des Lernmoduls anhand von Lebensweltbezügen hinsichtlich der Unmischbarkeit von Fett und Wasser und der damit verbundenen Bildung von Fettsäuren an der Oberfläche eines Suppentellers, der Entkoffeinierung durch überkritisches Kohlenstoffdioxid, der Wirkungsweise eines physikalisch abbindenden Klebstoffs, der Dichte- und Siedetemperaturanomalie des Wassers (z.B. bei Gefrieren eines Sees), der Fortbewegungsmöglichkeit eines Wasserläufers und eines Gekkos, des Lösens von Kochsalz und Zucker in Wasser sowie der Meersalzgewinnung aufgezeigt.

Die didaktische Struktur des Teilmoduls „Wechselwirkungen“ unterscheidet die Definition und Erläuterung der verschiedenen Wechselwirkungsarten einerseits sowie eine Diskussion der Gemeinsamkeiten und Unterschiede zwischen chemischen Bindungen und Wechselwirkungen andererseits. Dabei wurde angesichts der Forderungen der Lehrenden ein tiefes, konzeptionelles Verständnis der Elektrostatik als gemeinsames Grundprinzip chemischer Bindungen und Wechselwirkungen grundsätzlich für bedeutsamer erachtet als eine Ausgestaltung der Anwendungskontexte, z.B. hinsichtlich der Erläuterung verschiedener Verfahrenen der Stofftrennung, (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Bei Wasserstoffbrückenbindungen handelt es sich laut aktueller IUPAC-Definition um elektrostatische Wechselwirkungen zwischen positiv polarisierten Wasserstoffatomen einerseits und a) einem freien Elektronenpaar oder b) einem bindenden π -Elektronenpaar andererseits (Nic, Jirat & Kosata, 2018 E). Da aromatische Verbindungen sowie Moleküle mit Doppel- und Dreifachbindungen im Rahmen des Propädeutikums wie auch im ersten Semester des Chemiestudiums an der Universität Göttingen keine große Rolle spielen, wurden im Lernmodul lediglich Beispiele für a) gezeigt. Als Modell dient die Lewisformel mit entsprechenden farblichen Akzentuierungen (rotes H für „positiv polarisiertes Wasserstoffatom“ und blauer Strich für „freies Elektronenpaar“), gewinkelter Geometrie und Verdeutlichungen der Polarität von Elektronenpaarbindungen (im Folgenden als „Wasserstoffbrückenbindungsmodell“ bezeichnet). Die Polarität wird also genauso wie in der sog. Keilstrichformel verdeutlicht. Gegenüber einem Kugel-Stab-Modell der Wasserstoffbrückenbindungen

zwischen Wassermolekülen, welches ebenfalls oftmals in Lehrbüchern zu finden ist, hat das Wasserstoffbrückenbindungsmodell den Vorteil, dass die Natur der Wechselwirkung unmissverständlich verdeutlicht wird: Es geht nicht um Wechselwirkungen zweier Atome, sondern um Wechselwirkungen eines Atoms einem freien Elektronenpaar. Abb. 33 stellt das verwendete Wasserstoffbrückenbindungsmodell (links) und das Kugel-Stab-Modell (rechts) einander gegenüber.

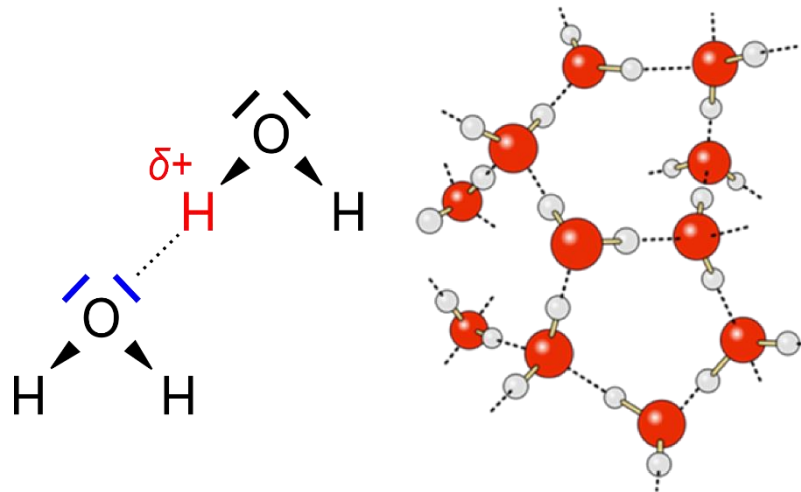


Abb. 33: Wasserstoffbrückenbindungsmodell (links) und Kugel-Stab-Modell (rechts). Im Wasserstoffbrückenbindungsmodell wird deutlich, dass die Wechselwirkung zwischen einem positiv polarisierten Wasserstoffatom und einem freien Elektronenpaar eines Sauerstoffatoms besteht und nicht einfach zwischen einem Wasserstoff- und einem Sauerstoffatom, wie es rechts dargestellt wird.

Mit Hilfe dieses Konzeptes lassen sich die Anomalien des Wassers (höchste Dichte bei 4°C und nicht im festen Zustand durch die starke Kohäsion der Wassermoleküle im flüssigen Zustand, herausragend hohe Siedetemperatur und herausragend hohe Oberflächenspannung) mit ihren entsprechenden Anwendungen (ein See gefriert von oben nach unten (vgl. Abb. 34), Wasser siedet bei vergleichbarer Molekülmasse deutlich später als Methan und Wasserläufer können sich auf dem Wasser fortbewegen) erklären.

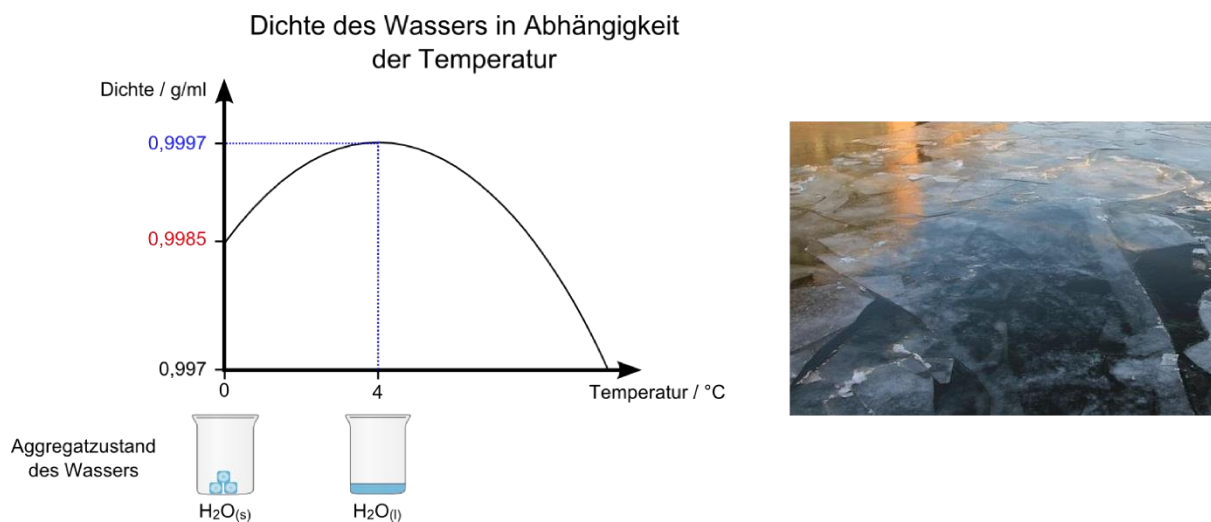


Abb. 34: Beschreibung der Dichteanomalie des Wassers, welche sich in Lebenswelt u.a. dadurch bemerkbar macht, dass ein See im Winter von oben nach unten gefriert und nicht umgekehrt.

Zum Konzept der Wasserstoffbrückenbindung wurde von Henderleiter, Smart und Elian eine zentrale Fehlvorstellung erhoben: „Wasserstoffbrückenbindungen beschreiben die Wechselwirkungen zwischen Wassermolekülen“ (Henderleiter, Smart & Elian, 2001). Diese Fehlvorstellung ist (ähnlich wie die Fehlvorstellung zur Hybridisierung als Eigenheit des Kohlenstoffatoms) verständlich, wenn man bedenkt, dass das Konzept der Wasserstoffbrückenbindung oftmals zur Erklärung der Kohäsion von Wassermolekülen bzw. der Anomalien des Wassers eingeführt wird. Zwar findet es dann bei deutlich mehr Beispielen Anwendung (z.B. zur Erklärung der Löslichkeit von Ethanol in Wasser, zur Erklärung unterschiedlicher Löslichkeit von Ethanol und Propan in Wasser usw.), wodurch sich die bereits gebildete Fehlvorstellung jedoch offenbar nicht in allen Fällen abbaut.

Im Lernmodul wird die Fehlvorstellung daher explizit als solche erwähnt an den Beispielen der intermolekularen Wasserstoffbrückenbindungen zwischen Ammoniak-Molekülen und zwischen Ethanol-Molekülen widerlegt. Letzteres schafft auch einen Rückbezug zur Volumenkontraktion eines Wasser-Ethanol-Gemisches, die nun auch mit Hilfe der Wasserstoffbrückenbindungen zwischen Wasser-Molekülen und Ethanol-Molekülen erklärt werden kann (Plehn, 2012, vgl, Kap 6.2). Zudem gibt es einige Zwischenfragen, anhand derer den Studierenden deutlich werden sollte, dass Wasserstoffbrückenbindungen auch zwischen anderen Molekülen als H_2O auftreten können - bspw. auch die Erklärung der Siedepunktsanomalie von Fluorwasserstoff in der homologen Reihe der Halogenwasserstoffe sowie die Carbonsäuresimerisierung (König, 2003).

Mit Van-der-Waals-Kräften im engeren Sinn (auch London-Kräfte genannt) sind Wechselwirkungen zwischen induzierten Dipolen gemeint (Nic, Jirat & Kosata 2018 F). Zwar belegt Allmendinger mit einem Vergleich der Siedepunkte von lipophilen und hydrophilen Stoffen mit Molekülen ähnlicher Masse

eindrucksvoll, dass das Modell der induzierten Polarität zur Erklärung der van-der-Waalskräfte eher durch ein Modell der Elektronen-Atomkern-Wechselwirkung ersetzt werden müsste (Allmendinger, 1985). Angesichts der genannten IUPAC-Definition sowie der Darstellung in gängigen Lehrbücher der anorganischen Chemie wird dennoch das Modell der induzierten Dipole für das Lernmodul gewählt (Riedel & Janiak, 2015, Holleman & Wiberg, 2007). Mit Hilfe des Kern-Hülle-Modells wird deutlich, dass *jedes* Atom sich durch die Bewegung der Elektronen in der Atomhülle kurzzeitig polarisieren lässt (vgl. Abb. 35) und anschließend benachbarte Atome ebenfalls polarisieren kann, wobei die Polarisierbarkeit mit der Größe der Atomhülle und der Anzahl an Elektronen zunimmt.

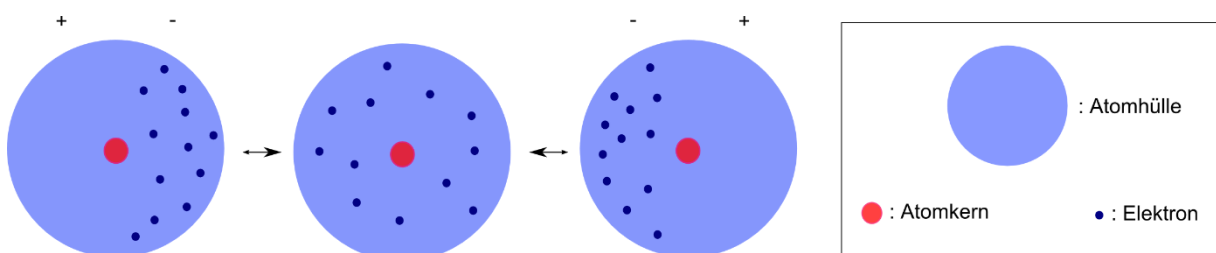


Abb. 35: Verteilung der Elektronen eines Kohlenstoffatoms im Kern-Hülle-Modell in drei Extremzuständen: rechtsseitige Verteilung (links), ausgeglichene Verteilung (mittig) und linksseitige Verteilung (rechts). Links und rechts liegt eine Polarisierung des Kohlenstoffatoms vor.

Diese Darstellung wurde dabei für so eingängig befunden, dass die von Westerworth vorgeschlagenen Modellversuche zur Polarisierung (unterschiedliche Relativbewegung von Kern und Hülle dargestellt durch zwei Kreise, die mit Hilfe eines Handmixers gedreht werden, und polarisierung einer Aluminiumkugel mit Hilfe eines Katzenfells) aus ökonomischen Gründen ausgelassen wurden (Westerworth, 1985).

Van-der-Waals-Wechselwirkungen herrschen folglich auch zwischen Atomen und Ionen jeglicher Art, sind jedoch aufgrund der spontanen Induktion von Dipolen sehr viel schwächer als die übrigen im Lernmodul behandelten Wechselwirkungen, sodass sie insbesondere bei der Erklärung der Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen (wie etwa Alkanen) ins Gewicht fallen. Für ebendiese wird dabei die Lewisschreibweise mit dargestellten induzierten Dipolen (im Folgenden „Van-der-Waals-Kräfte-Modell“) angewendet.

Bei zunehmender Kettenlänge bzw. Größe unpolarer Moleküle werden diese van-der-Waals-Kräfte zunehmend stärker (es gibt mit jedem weiteren Atom einen weiteren potentiellen Dipol sowie eine größere Moleküloberfläche), wie das in Kap. 7.15 beschriebene Experiment zur Viskosität von Hexan und Hexadecan sowie die stetig ansteigenden Siedepunkte der homologen Reihe der Alkane zeigen. Ferner werden van-der-Waals-Kräfte auch bei zunehmender Atomgröße zunehmend größer, da sich die Atomhüllen zunehmend leichter und stärker polarisieren lassen, was sich bspw. in den Siedepunkten der Edelgase (Lemke, 2005, Allmendinger, 1985). Als lebensweltlicher Bezug wird

beschrieben, dass es einem Gekko möglich ist, an einer Wand hochzulaufen, weil seine Finger und Zehen zahlreiche Falten aufweisen, daher eine sehr große Oberfläche haben und dadurch starke Van-der-Waals-Kräfte zwischen seinen Fingern und Zehen und der Oberfläche einer Wand wirken können.

In der kombinierten Anwendung der Konzepte der Wasserstoffbrückenbindungen und Van-der-Waals-Kräfte lässt sich zudem erklären, warum bei einer bestimmten Kettenlänge Alkohole oder Fette/Öle nicht mehr in Wasser löslich (d.h. lipophil statt hydrophil) sind. Ab einer bestimmten Kettenlänge überwiegt der unpolare Molekülanteil derart, dass zunehmend mehr Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den polaren Wassermolekülen aufgebrochen werden müssten, um eine Lösung zu bewirken. Somit muss zunehmend mehr Wasserstoffbrückenbindungsenergie aufgewendet werden, welche durch die freiwerdende Energie der deutlich schwächeren Van-der-Waals-Kräfte zwischen Wassermolekülen und Alkoholen bzw. Fettsäuren nicht kompensiert werden kann (Plikat, 2008 A). Mehr als 60% der getesteten Studierenden im Rahmen der Vorwissensstudie war zu einer solchen Erklärung der Löslichkeit am Beispiel der Lösung von n-Butanol in Wasser nicht in der Lage, weshalb hierzu einige Übungsaufgaben gestellt wurden (vgl. Kap. 3.2.1.2). Den von Marohn ermittelten Fehlvorstellungen, dass bei Löseprozessen dieser Art eine chemische Reaktion stattfindet (bspw. eine Additionsreaktion von Wasser an n-Butanol) oder dass die Moleküle gar auseinanderbrechen, wird dabei ebenfalls mit einer entsprechenden Zwischenfrage begegnet (Marohn, 2008 B). Zudem wird erneut Wert auf eine klare Fachsprache gelegt - Moleküle oder Teile von Molekülen sind „polar“ oder „unpolar“, Stoffe hingegen sind entweder „hydrophil“ oder „lipophil“ (Fladt, 1990). Auf der Stoffebene bilden sich entweder zwei Phasen oder es kommt zur Bildung einer kolloidalen Lösung; letztes wird jedoch im Rahmen des Lernmoduls angesichts der Irrelevanz hinsichtlich der Forderungen der Lehrenden nicht weiter vertieft (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Ein lebensweltlicher Kontext dieses Phänomens ist bspw. die Bildung von Fettaugen auf einer Suppe, was den Lernenden verdeutlicht wird. Zudem kann durch Anwendung der Konzepte der Wasserstoffbrückenbindung und der Van-der-Waals-Kräfte die Oberflächenspannung von Wasser und Butanol im Vergleich erklärt werden. Außerdem wird die Löslichkeit von Zucker in Wasser, von Ethanol in Wasser sowie die Unlöslichkeit von Oktan in Wasser verständlich. Beide Versuche werden in Kap. 7.15 aufgegriffen. Schließlich kann auch die Wirkungsweise physikalisch abbindender Klebstoffe verstanden werden, was als Transferaufgabe am Präsenztage erfolgt (vgl. Kap 7.16).

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen sind Wechselwirkungen zwischen Dipolen (Jirat, Kosata 2018 G). In diesem Sinne kann die Wasserstoffbrückenbindung als besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkung verstanden werden. Das Konzept dient bspw. der Beschreibung der Wechselwirkungen zwischen CO- oder CO₂-Molekülen untereinander. Da Dipol-Dipol-Wechselwirkungen erheblich schwächer als

Wasserstoffbrückenbindungen sind, was an der höheren Elektronegativitätsdifferenz der X-H im Vergleich zur X-Y-Bindung liegt, hat Wasser bspw. eine deutlich höhere Siedetemperatur als Kohlenstoffmonoxid, obwohl die Molekülmasse eines H₂O-Moleküls deutlich geringer ist als die Molekülmasse eines CO-Moleküls.

Lebensweltliche Relevanz erhält das Konzept der Dipol-Dipol-Wechselwirkungen durch die Beschreibung der Entkoffeinierung von Kaffeebohnen und Schwarzteeblättern durch überkritisches Kohlenstoffdioxid als Lösungsmittel, wobei es zu Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen Koffein-Molekülen und Kohlenstoffdioxid-Molekülen kommt.

Angesichts der drei bisher behandelten Wechselwirkungskonzepte und der Alltags- und Unterrichtserfahrungen kann nun leicht der Eindruck gewonnen werden, dass sich „Gleiches in Gleichem“ löst – hydrophile Stoffe bestehen aus polaren Molekülen bzw. Molekülen mit hinreichend polarem Anteil und lösen sich nur in hydrophilen Lösungsmitteln (bspw. löst sich Ethanol in Wasser), hydrophobe Stoffe bestehen aus (größtenteils) unpolaren Molekülen und lösen sich nur in hydrophoben Lösungsmitteln (bspw. lösen sich Oktan und Öl nicht in Wasser). Letzteres ist dabei tatsächlich allgemeingültig (wenn man kolloidale Lösung aus der Betrachtung ausschließt), ersteres jedoch nicht: Es gibt bspw. einige Stoffe mit polaren Molekülen, die eben nicht hydrophil sind; bspw. löst sich Hexamethylacetone trotz hoher Polarität der Moleküle nicht in Wasser, Nitromethan ebenfalls nur schwer (Fladt, 1990). Um daher die Bildung einer Fehlvorstellung zu vermeiden, wird den Lernenden dieser Zusammenhang in einem Exkurs erläutert.

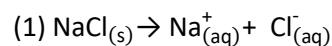
Desweiteren wurde von Lemke ein Verfahren zur Ermittlung sog. *pia*-Werte (polare Interaktion) vorgestellt, welches Unstimmigkeiten der ermittelten Werte der Polarität von Flüssigkeiten durch alternative Polaritätsbestimmungsverfahren (über sog. Polaritäts-Indikatoren) ausräumen kann. Davon abgesehen, dass in dem Konzept „Polarität“ widersprüchlich als *Stoffeigenschaft* bezeichnet wird, spielen die von Lemke dadurch neu klassifizierten Moleküle (wie z. B. Hexan-2-on oder Heptan-2-on) in der im Lernmodul zu leistenden grundlegenden Einführung in verschiedene Wechselwirkungsarten keine Rolle und sind für die Lernenden erst im zweiten Semester im Rahmen Experimentalvorlesung zur organischen Chemie interessant. Dadurch wurden Verfahren zur quantitativen Polaritätsbestimmung im Lernmodul nicht erwähnt (Lemke, 1991).

Schließlich treten Ion-Dipol-Wechselwirkungen zwischen Ionen und Dipolen auf, was am Vorgang des Lösens von Kochsalz in Wasser durch die Bildung der entsprechenden Hydrathüllen und Na⁺-Ionen und Cl⁻-Ionen herum dargestellt wird. Durch Verdampfen des Wassers wird der Prozess des Lösens von Salzen rückgängig gemacht, was bei der Meersalzgewinnung zum Einsatz kommt. Ein Maß für die

Löslichkeit bildet das sog. Löslichkeitsprodukt, welches den Lernenden jedoch erst im Teilmodul „Das chemische Gleichgewicht“ nähergebracht wird (vgl. Kap. 8.7).

In diesem Zusammenhang gilt es erneut, eine aus der Literatur bekannte Fehlvorstellung zu berücksichtigen: „Beim Lösen von Salz in Wasser bilden sich Ionen; d.h. es findet eine Elektronenübertragung statt, bevor sich eine Hydrathülle bildet.“ Barke und Taber konnten ermitteln, dass einige Schülerinnen und Schüler hinsichtlich der Frage, was mit den Ionen in einer Salzlösung passiert, wenn das Wasser verdampft, elektrisch neutrale Na- und Cl-Atome zeichnen; sie gehen also beim Lösen wie auch beim Verdampfen von einer Elektronenübertragung aus (Barke, 1990, Taber, 2002). Eine sehr ähnliche Fehlvorstellung wurde von Marohn hinsichtlich der Elektrolyse von Salzsäure erhoben - SuS beziehen den Begriff „Elektrolyse“ (d.h. Spaltung eines Stoffes mit Hilfe von elektrischem Strom) auf die Erzeugung von Protonen und Chlorid-Ionen beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser (Marohn, 2008 A).

Diese Fehlvorstellungen lassen sich möglicherweise als eine fehlerhafte Interpretation der Formelschreibweise verstehen, wenn bspw. die "Reaktionsgleichung" des Lösens von Salz in Wasser (1) im Unterricht wie folgt behandelt wird („Reaktionsgleichung“ steht in Anführungsstrichen, da in Kap. 8.1 genauer darauf eingegangen werden muss, ob es sich bei dem Vorgang um eine chemische Reaktion handelt oder nicht):



Links von der Gleichung steht Na, rechts steht $\text{Na}_{(aq)}^{+}$; also wird ein Elektron beim Lösen des Salzes übertragen - auf diese Weise würde ein Student/eine Studentin mit den genannten Fehlvorstellungen argumentieren. Um sie zu vermeiden bzw. aufzufangen, wird wie folgt vorgegangen:

- Im Lernmodul „ionische Bindung“ wird zur Beschreibung der Verhältnisformel explizit erwähnt, dass das Elementsymbol in diesem Fall ein Kation/Anion anstelle eines Atoms meint. Die Ionen sind also vorgebildet, wenn ein Salzkristall in Wasser gelöst wird, was mit einem Rückbezug zum Experiment der Leitfähigkeit einer Salzschnmelze verdeutlicht wird (vgl. Kap. 7.1)
- Im Lernmodul „Wechselwirkungen“ wird die oben angegebene „Reaktionsgleichung“ nur in Kombination mit der Darstellung des Prozesses auf der submikroskopischen Ebene verwendet (vgl. Abb. 34), aus welcher explizit hervorgeht, dass bereits ein Ionengitter vorliegt, wenn der Salzkristall in Wasser gegeben wird. Das verwendete Modell ist dabei eine Kombination aus elektrostatischem Punktladungsmodell und Dalton'schen Atommodell unter Berücksichtigung

der gewinkelten Struktur der H₂O-Moleküle sowie darin auftretender Partiaalladungen, welches im Folgenden „Ion-Dipol-Wechselwirkungsmodell“ genannt wird.

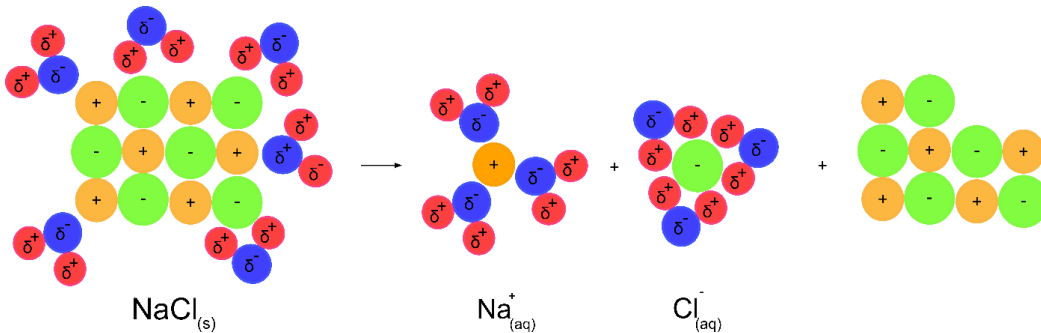


Abb. 36: Darstellung des Löseprozesses von Natriumchlorid in Wasser auf der Teilchen- und Symbolebene in Kombination miteinander.

- Zusätzlich wird im Lernmodul „Wechselwirkungen mit Hilfe einer Animation von Ralf Schmitz (Schmitz, 2007 A) die Dynamik des Prozesses verdeutlicht.
- Schließlich wird im Pretest und Posttest des Lernmoduls „Wechselwirkungen“ ein Item zur Überprüfung der eventuell vorhanden oder (trotz aller Bemühungen) im Lernmodul gebildeten bzw. nicht abgebauten Fehlvorstellung der im Prozess entstehenden Ionen eingesetzt.

Den aufmerksamen Lernenden wird also bei der Bearbeitung des Lernmoduls „Wechselwirkungen“ deutlich: Wechselwirkungen sind ebenso elektrostatischer Natur wie alle bislang kennengelernten Bindungsarten. Zudem wird eine der als „Wechselwirkung“ bezeichnete Form sogar „Wasserstoffbrückenbindung“ genannt – worin besteht nun also der Unterschied zwischen Wechselwirkungen und chemischen Bindungen?

- 1) Bindungen sind stets intramolekular oder interionisch, während *Wechselwirkungen sowohl (in den meisten Fällen) intermolekular als auch intramolekular* sein können. Das gilt ebenfalls angesichts der Bindungsverhältnisse in Komplexen, welche die Lernenden im Laufe ihres Studiums kennenlernen werden. Dabei ist die eine Einübung der Unterscheidung zwischen inter- und intramolekularen Kräften durch Zwischenaufgaben enorm wichtig: 23% der von Peterson und Treagust getesteten Studierenden behaupten nämlich, Wechselwirkungen seien *ausschließlich* intramolekulare Kräfte.
- 2) *Bindungen sind erheblich stärker als Wechselwirkungen.* So beträgt die Bindungsenergie der Ionenbindung in Natriumchlorid 766 kJ/mol, die Bindungsenergie der Elektronenpaarbindung in molekularem Wasserstoff 436 kJ/mol und die Wasserstoffbrückenbindung zwischen Wassermolekülen lediglich 20,9 kJ/mol; Ion-Dipol-Wechselwirkungen haben dabei eine typische Bindungsenergie von 15 kJ/mol während Dipol-Dipol-Wechselwirkungen und Van-der-Waals-Kräfte zwischen Molekülen/Atomen lediglich etwa 2 kJ/mol betragen (Nic, Jirat &

Kosata 2018 F und G, Atkins & de Paula 2006). Auch diese Unterscheidung wird durch Zuordnungsaufgaben eingeübt, da 33% der von Peterson und Treagust befragten Studierenden nicht zwischen Wechselwirkungen und Bindungen hinsichtlich der Bindungsenergie unterscheiden (Peterson & Treagust, 1989).

Auf diese Art und Weise erschließen sich die Lernenden die grundlegenden Konzepte der Wechselwirkung sowie den weniger konzeptionellen als betragsmäßigen Unterschied zwischen Wechselwirkungen und chemischen Bindungen, was zu einem Verständnis beider Konzepte maßgeblich beiträgt (Barker, 2000).

Schließlich wird die konzeptionelle Gleichheit von Bindungen und Wechselwirkungen auch in systemischer Sichtweise mit der Bindungstypenbipyramide von König dargestellt (König, 2003, Laing, 1993). Das Modell berücksichtigt die Ionenbindung, die kovalente Bindung, die metallische Bindung, van-der-Waals-Wechselwirkungen und Wasserstoffbrückenbindungen. Es werden jeweils ein vergleichsweise eindeutiger Vertreter des Bindungs- oder Wechselwirkungstyps (z.B. Natriumfluorid für die Ionenbindung, Wasserstoff für die kovalente Bindung usw.) und entsprechende Vertreter für Zwischentypen dargestellt (vgl. Abb. 37). So wird deutlich, dass bspw. die Bindung in Salzhydraten ($AX \cdot yH_2O$) zwischen Ionenbindung und Wasserstoffbrückenbindung liegt, die Bindung in Alkoholen ($C_nH_{2n+1}OH$) zwischen Elektronenpaarbindung und Wasserstoffbrückenbindung usw.

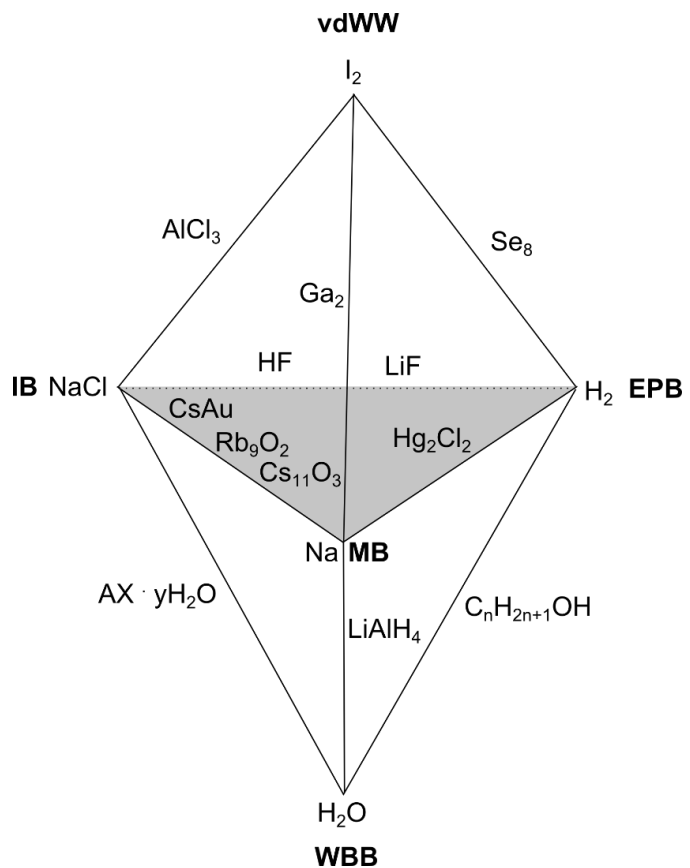


Abb. 37: Bindungstypenbipyramide (König, 2003, S. 55, Laing, 1993). IB meint Ionenbindung, EPB meint Elektronenpaarbindung, MB meint metallische Bindung, vdWW meint van der Waals Wechselwirkungen und WBB meint Wasserstoffbrückenbindungen. Die graue Ebene bildet zusammenhaltende Kräfte innerhalb der stoffkonstituierenden Einheiten ab, während die Spitzen zusammenhaltende Kräfte (hauptsächlich) zwischen den stoffkonstituierenden Einheiten meinen. Dargestellt wird, dass viele Stoffe Bindungsarten zwischen zwei verschiedenen Typen aufweisen (z.B. Ga_2), während andere Stoffe größtenteils durch eine Bindungsart zusammengehalten werden (z.B. I_2).

In diesem Sinne wird den Lernenden letztendlich offengelegt, dass es sowohl erforderlich ist, einzelne Bindungs- und Wechselwirkungstypen unterscheiden zu können (z.B. zur Erklärung von Löslichkeitsphänomenen), als auch für das Verständnis wesentlich erscheint, die Gesamtheit aller Bindungsarten sowie Übergänge in den Bindungen in den Blick zu nehmen, die bestimmte Stoffe zusammenhalten.

7.15 Leitfähigkeit, Duktilität, Oberflächenspannung, Löslichkeit und Viskosität – Experimente zur Verdeutlichung halbquantitativer Struktur-Eigenschafts-Beziehungen von Metallen, Salzen und Molekülverbindungen

Im „Lernmodul“ Wechselwirkungen werden einige Experimente gezeigt, welche die Struktur-Eigenschafts-Beziehungen von Metallen, Salzen und Molekülverbindungen aufzeigen (Sieve & Barke, 2010, Wißner, 2010).

Die Leitfähigkeit und Duktilität von Metallen im Kontrast zu Salzen lässt sich auf relativ leichte Art und Weise durch qualitative Experimente demonstrieren, wie im Folgenden gezeigt wird. Um die Leitfähigkeit eines Metalls zu bestimmen, wurde ein Stromkreis bestehend aus einer Spannungsquelle, Leiterkabeln, zwei Krokodilklemmen, einem Flügelmotor sowie einem Metallblech (in diesem Fall Kupfer) gemäß der folgenden Abbildung aufgebaut.

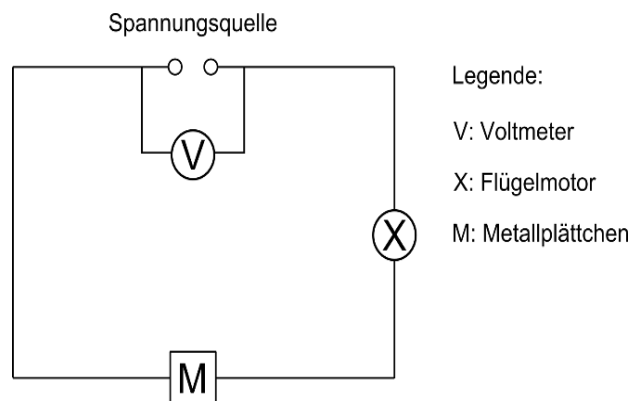
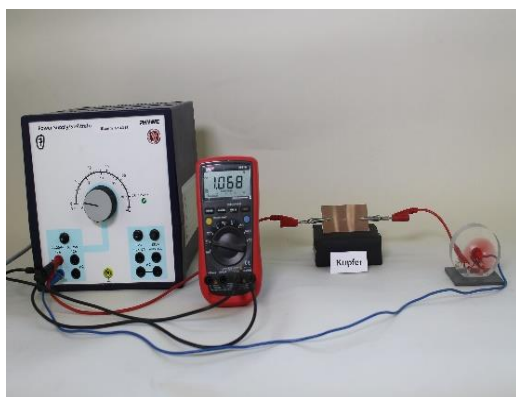


Abb. 38: Versuchsaufbau des Versuchs zur Ermittlung der qualitativen Leitfähigkeit eines Metalls (in diesem Fall Kupfer).

Schaltet man die Spannungsquelle ein, dann dreht sich der Flügelmotor; der Stromkreis ist also geschlossen. Damit wäre die Leitfähigkeit von Kupfer experimentell nachgewiesen; sie lässt sich sowohl mit dem in Abb. 38 gezeigten vereinfachten elektrostatischen Kern-Hülle-Modell (die Valenzelektronen des Kupfers sind über alle Atomrümpfe des Metalls hinweg frei beweglich) sowie mit dem Bändermodell (die Valenzelektronen des Kupfers befinden sich zum Teil bereits im Leitungsband und müssen daher nicht zusätzlich energetisch angeregt werden) erklären.

Wählt man einen vergleichbaren Aufbau für die Ermittlung der qualitativen Leitfähigkeit eines Salzkristalls (in dem Fall Natriumchlorid), so stellt man fest, dass sich der Flügelmotor nicht dreht - der Salzkristall ist also nicht leitfähig. Löst man jedoch das Salz in Wasser und verbindet zwei Elektroden mit zwei Leiterkabeln, die man in die Salzlösung hält, so dreht sich der Flügelmotor – eine Salzlösung ist also leitfähig. Ein vergleichbares Experiment mit einer Zuckerlösung zeigt dagegen, dass ebendiese nicht leitfähig ist (der Flügelmotor dreht sich nach Einschalten der Spannungsquelle nicht).

Zur Erklärung dieser Phänomene kommen nun das im Teimodul „ionische Bindung“ erschlossene elektrostatische Punktladungsmodell sowie das im Modul „Wechselwirkungen“ eingeführte Ion-Dipol-Wechselwirkungsmodell und das Wasserstoffbrückenbindungsmodell zum Einsatz. Ersteres zeigt, dass in einem Salzkristall keine freien Ladungsträger vorhanden sind; alle Ionen haben ihren festen Platz im Ionengitter. Wenn jedoch das Salz in Wasser gelöst wurde, liegen gemäß dem Ion-Dipol-Wechselwirkungsmodell freie Ionen mit einer Hydrathülle in der Lösung vor, die sich zwischen beiden Elektroden hin und her bewegen können, wodurch sich die Leitfähigkeit erklärt. Der Fehlvorstellung hinsichtlich freier Elektronen in der Lösung, welche die Leitfähigkeit verursachen, wird durch eine entsprechende Zwischenaufgabe mit dem Verweis aus den in Kap. 7.1 durchgeführten Versuch zur Leitfähigkeitsüberprüfung einer Salzschnmelze vorgebeugt (Hilbing & Barke, 2004, vgl. Kap. 7.1). Darüber hinaus können Sacharosemoleküle mit Wassermolekülen über Wasserstoffbrückenbindungen wechselwirken, wodurch sich die Löslichkeit von Sacharose in Wasser erklärt; da jedoch keine freien Ladungsträger in der entstehenden Lösung vorliegen, ist diese auch nicht leitfähig.

Zur *Duktilität* von Metallen, Salzkristallen und Molekülkristallen wurden Videos zum Verhalten der Stoffe bei der Ausübung von Verformungsarbeit durch Hammerschläge erstellt. Metalle (mit Kupfer als im Experiment gewählten Vertreter) verformen sich dabei und behalten diese neue Form bei - sie sind duktil. Salzkristalle (im Experiment ein Natriumchloridkristall) und Molekülkristalle (im gewählten Beispiel ein Zuckerkrystal) hingegen brechen auseinander – sie sind nicht duktil, sondern spröde. Auch hierbei schaffen die soeben beschriebenen Modelle eine Erklärung:

Auch zur *Oberflächenspannung* von Wasser und Butanol im Vergleich lässt sich ein einfaches Experiment durchführen, das im Lernmodul beschrieben wurde. Gibt man wenige Milliliter Wasser und wenige Milliliter Butanol auf jeweils ein Uhrglas und vergleicht die jeweils gebildeten Oberflächen, so lässt sich beobachten, dass die Oberfläche von Wasser zu den Seiten hin abgerundet ist, während die Oberfläche von Butanol glatt ist. Erklären lässt sich dieses Phänomen mit den unterschiedlichen Wechselwirkungen zwischen den jeweiligen Molekülen: zwischen Wassermolekülen wirken vergleichsweise starke Wasserstoffbrückenbindungen, welche die Moleküle der äußersten Schicht quasi nach innen ziehen (Wasserstoffbrückenbindungsmodell); zwischen Butanolmolekülen wirken hingegen hauptsächlich vergleichsweise schwache Van-der-Waals-Kräfte (Van-der-Waals-Kräfte-Modell).

Außerdem wird in einem *Löslichkeitsexperiment* verdeutlicht, dass sich mit Sudanrot gefärbtes Oktan nicht in mit Methylenblau gefärbten Wasser löst - bei Zusammengeben bilden sich eine klar unterscheidbare rote und blaue Phase (vgl. Abb. 39 oben). Gibt man jedoch mit Sudanrot gefärbtes Ethanol und mit Methylenblau gefärbtes Wasser zusammen, erhält man eine homogene, braune Lösung (vgl. Abb. 39 unten, Häusler & Pfeifer, 1990).

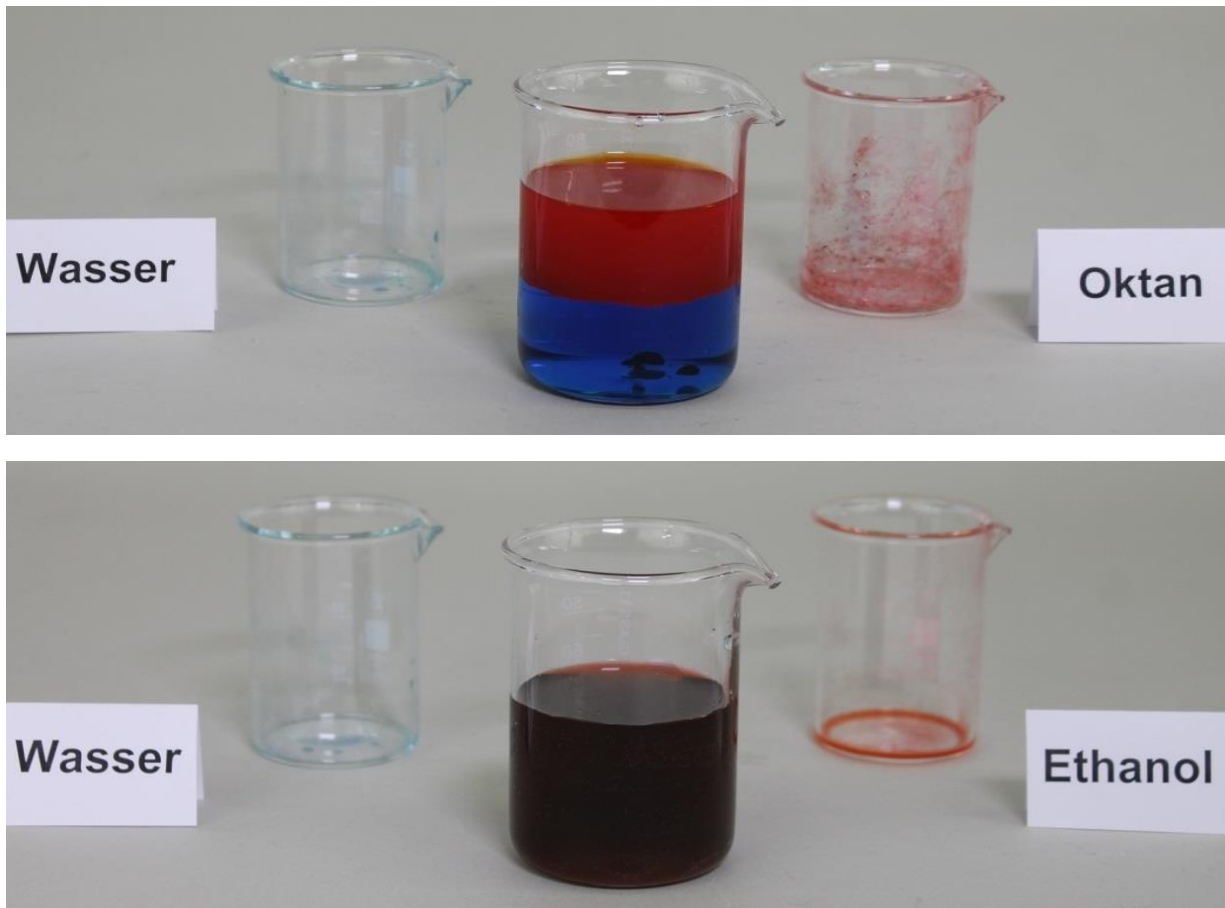


Abb. 39: Beobachtung des Experiments der Zugabe von sudanrotgefärbten Oktan zu methylenblaugefärbten Wasser (oben) und der Zugabe von sudanrotgefärbtem Ethanol zu methylenblaugefärbtem Wasser (unten).

Zur Deutung des Experiments lässt sich ausführen, dass ein Oktanmolekül vollständig unpolar ist und daher Oktan Lipophilie aufzeigt; Wassermoleküle sind polar und Wasser ist dementsprechend hydrophil – es kommt nicht zu einer Lösung. Ethanolmoleküle haben hingegen durch ihre Hydroxylgruppe einen ausreichend polaren Anteil, sodass Ethanol ausreichend hydrophil ist, um sich in Wasser zu lösen. Dabei kommt es zu Wasserstoffbrückenbindungen zwischen Ethanol-Molekülen und Wasser-Molekülen.

In einem weiteren *Löslichkeitsexperiment* wird verdeutlicht, dass die Zugabe von Kochsalz zu Wasser nach kurzem Umrühren mit einem Glasstab dazu führt, dass das Salz nicht mehr zu sehen ist, wohingegen sich bei der Zugabe von Salz zu Oktan ein Bodensatz bildet, der auch nach dem Umrühren bestehen bleibt: Wassermoleküle sind im Gegensatz zu Oktan Dipolmoleküle und können Ion-Dipol-

Wechselwirkungen mit den Ionen des Salzkristalls eingehen; die Van-der-Waals-Wechselwirkungen zwischen den Oktanmolekülen und den Ionen des Salzkristalls sind zu schwach, um die Ionenbindung der Ionen des Salzes aufzubrechen (Stegmüller, 1991).

Schließlich lässt sich das Van-der-Waals-Kräfte-Konzept auch zur Erklärung der unterschiedlichen *Viskosität* von Hexan und n-Hexadecan anwenden, was in einem Video im Rahmen des Lernmoduls experimentell bewiesen wird: Gibt man mit Sudanrot angefärbtes Hexan und n-Hexadecan in zwei Büretten und vergleicht die Fließgeschwindigkeit, mit der sie in ein darunterstehendes Becherglas laufen, dann wird deutlich, dass Hexan sehr viel schneller fließt (d.h. sehr viel weniger viskos ist) als n-Hexadecan.

Auf diese Art und Weise lassen sich zentrale Struktur-Eigenschafts-Beziehungen von Metallen, Salzen und Molekülkristallen im Rahmen der Lernmodule „Die metallische Bindung“ und „Wechselwirkungen“ experimentell aufzeigen.

7.16 Der Präsenztage – Unterscheidung und Anwendung grundlegender Bindungs- und Wechselwirkungsarten mit Fokus auf Transferaufgaben

Der Präsenztage „Die chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“ dient im Wesentlichen dazu, dass die Lernenden grundlegende Bindungs- und Wechselwirkungsarten wiederholend unterscheiden und anwenden, wobei einige Transferaufgaben bzgl. der Inhalte des Lernmoduls gestellt wurden. Für ersteres kommen dabei erneut kooperative Erklärungsaufgaben und Übungsaufgaben zum Einsatz (vgl. Kap 5.2.3). Besondere Bedeutung hat hierbei eine Concept-Map-Aufgabe zu den Grundbegriffen des Baus der Materie, die bereits am Präsenztage des vorherigen Moduls „Der Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem“ eingesetzt und nun um die Begriffe „Ion“, „Molekülion“, „Salz/Ionenverbindung“, „Molekülverbindung“, „Legierung/metallische Verbindung“ „molekularer elementarer Stoff“ und „metallischer elementarer Stoff“ erweitert wird: Hiermit erschließen sich die Lernenden in erster Linie, dass Verbindungen nicht nur aus verschiedenen Atomsorten, sondern auch aus verschiedenen Ionensorten bestehen können (Barke & Sauer mann, 1998). Für letzteres wurde eine Aufgabe zur Kohäsion und Adhäsion physikalisch abbildender Klebstoffe sowie eine Aufgabe zur Fähigkeit von Gekkos gestellt, an einer Glaswand hochzuklettern, die im Wesentlichen aus Siliziumdioxid besteht. In beiden Transferaufgaben müssen jeweils ein bis zwei Wechselwirkungskonzepte angewendet werden. Die Aufgaben finden sich in Anhang D.

8 Lernmodul und Präsenztage „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“

Das dritte und letzte Lernmodul behandelt Grundlagen der chemischen Reaktion unter den Teilaspekten der Abgrenzung zum physikalischen Prozess, Stöchiometrie und chemisches Rechnen, Energetik und Klassifikation in der allgemeinen und anorganischen Chemie, d.h. die Einteilung in Gleichgewichts-, Redox- und Säure-Base-Reaktionen. In Tab. 12 wird die Reihenfolge der Teilmodule des Lernmoduls vorgestellt.

Tab.12: Abfolge der Teilmodule des Lernmoduls „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“.

„Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“	
	Chemische Reaktion und Physikalischer Vorgang
1	<ul style="list-style-type: none">• Merkmale chemischer Reaktionen und physikalischer Vorgänge beschreiben• Die Trennschärfe der beiden Begriffe (z.B. bei Lösevorgängen) erläutern• ...
	Stöchiometrie und chemisches Rechnen
2	<ul style="list-style-type: none">• Die Aussagen einer Reaktionsgleichung bzgl. der Mengenverhältnisse der reagierenden Stoffe beschreiben• Das Löslichkeitsprodukt berechnen• ...
	Energieumsatz Chemischer Reaktionen
3	<ul style="list-style-type: none">• Die Enthalpieänderung als ausgetauschte Wärme bei konstantem Druck beschreiben• Die Gibbs-Energie berechnen• ...
	Kinetik und Chemisches Gleichgewicht
4	<ul style="list-style-type: none">• Den Begriff Reaktionsgeschwindigkeit als Änderung der Konzentration pro Zeiteinheit definieren• Das Chemische Gleichgewicht beschreiben• ...
	Redoxreaktionen und Elektrochemie
5	<ul style="list-style-type: none">• Den sog. erweiterten Redoxbegriff anwenden• Aufbau und Funktionsweise einer galvanischen Zelle erläutern• ...
	Säure-Base-Reaktionen
6	<ul style="list-style-type: none">• Die Säure-Base-Konzepte von Arrhenius und Brønsted-Lowry anwenden• Den pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen (stark und schwach) berechnen• ...
7	Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen im Vergleich <ul style="list-style-type: none">• Korrespondierende Säure-Base-Paare und Redox-Paare unterscheiden

8.1 Was ist (k)eine chemische Reaktion?

Das Lernmodul „Die chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“ beginnt mit dem Teilmodul „Chemische Reaktion und Physikalischer Vorgang“, in dem zunächst verdeutlicht werden soll, was überhaupt unter einer chemischen Reaktion verstanden wird. In der Schulchemie verfolgt eine solche Einführung in die chemische Reaktion in Sekundarstufe I drei Ziele:

- Die chemische Reaktion wird als Basiskonzept eingeführt, um die im Unterricht betrachteten Phänomene der Stoffumwandlung beschreiben zu können (s. Anhang A, KC Niedersachsen, Sek. I).
- Aggregatzustandsänderungen, Diffusions- und Löseprozesse, Mischungsprozesse und Verformungsprozesse, die in jedem Chemieunterricht der Sekundarstufe I behandelt werden, sollen klar von chemischen Reaktionen abgegrenzt werden, wozu der Oberbegriff „physikalische Vorgänge“ dient.
- die Zuständigkeiten der wissenschaftlichen Disziplinen „Chemie“ und „Physik“ sollen dadurch geregelt werden (Kern, 1976).

Zweiteres erscheint insbesondere angesichts der Fehlvorstellungen relevant, die aus der Literatur hinsichtlich des Lösens und Siedens von organischen Stoffen vorliegen. So geben in einer Studie von Marohn 72 % der getesteten Schülerinnen und Schüler (N = 2283) an, dass beim Sieden von Ethanol Moleküle auseinanderbrechen und 25% gehen davon aus, dass eine Additionsreaktion stattfindet, wenn man Pentan in Hexan löst (Marohn, 2008 B). In einer anderen Studie von Osborne und Cosgrove gehen bis zu 50% der 8-15-jährigen Lernenden (N = 20) davon aus, dass beim Sieden von Wasser eine Zersetzungsreaktion des Wassers in die Elemente eintritt (Osborne & Cosgrove, 1983).

Als Ursachen für diese Fehlvorstellungen macht Marohn u.a. (1) eine unklare Verwendung des Begriffs „Lösen“ (für Reaktionen von Säuren und unedlen Metallen, das Bilden von Hydrathüllen und das Zustandekommen von van-der-Waals-Wechselwirkungen), (2) Ähnlichkeiten der Visualisierungen von Lösungen im Teilchenmodell und Verbindungen in einem einfachen Atommodell im Anfangsunterricht (vor der Einführung des Ionenbegriffs), die sich lediglich marginal im Ordnungsgrad von Kreisen unterscheiden, wenn keine anderen Symbole für das undifferenzierte Teilchenmodell verwendet werden (vgl. Kap. 6.2) (s. Abb. 40), aber auch (3) die Deutung von veränderten Eigenschaften auf der Stoffebene (flüssiges Ethanol/Wasser unterscheidet sich optisch stark vom entsprechenden Dampf) durch eine Veränderung der stoffcharakteristischen Teilchen verantwortlich (Marohn, 2008 B).

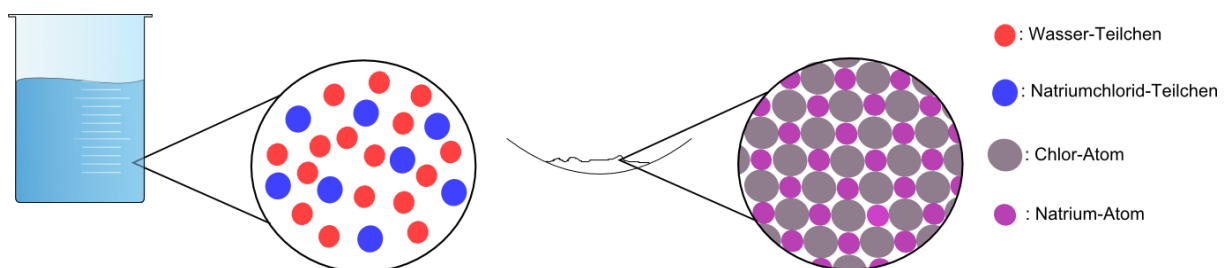


Abb. 40: Vergleich der Darstellung einer Kochsalzlösung im undifferenzierten Teilchenmodell (links) und von Kochsalz in einem einfachen Atommodell (ohne vorherige Einführung des Ionenbegriffs, rechts). Es wird deutlich, dass sich die beiden Darstellungen lediglich geringfügig im Ordnungsgrad der Kreise unterscheiden.

Im Folgenden soll gezeigt werden, warum die letzten beiden Kritikpunkte von Marohn hinsichtlich der Unterscheidung von chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen ausgeführt werden müssen: Die Unterscheidung gelingt auf Basis des Teilchen- und eines einfachen Atommodells zwar dann, wenn (1) eindeutige Visualisierungen der Teilchenebene eingesetzt und (2) spezifische Nachweisreaktionen für einzelne Stoffe etabliert werden, *widerspricht jedoch oftmals grundlegenden Erfahrungen der sinnlich wahrnehmbaren Ebene und ist hinsichtlich des weiterführenden Unterrichts nicht anschlussfähig.*

Als Kriterien für die chemische Reaktion werden im Unterricht der Sekundarstufe I die folgenden eingeführt (Sauermann & Barke, 2004, Schmidt, 2003, Eilks, Leerhoff & Möllering, 2002, Tausch, 2002, Bockhacker, 1985):

- *Energieumsatz*: Es muss Energie (z.B. in Form von Wärme) zugeführt werden oder es wird Energie während der Reaktion frei.
- *Stoffumsatz*: Es entsteht ein neuer Stoff, was sich an neuen sicht- oder messbaren Eigenschaften beobachten lässt.
- *Umkehrbarkeit*: In seiner Extremform angewendet bedeutet dieses Kriterium, dass sich chemische Reaktionen nicht umkehren lassen.
- *Veränderung auf der Teilchenebene*: Hierunter wird entweder
 - o eine *Bildung neuer stoffcharakteristischer Teilchen* im Sinne des Teilchenmodells,
 - o eine *Umgruppierung von Atomen zu stoffcharakteristischen Einheiten (unter Erhaltung von Atomen)* im Sinne des Dalton'schen Atommodells oder
 - o eine *Elektronen- und Protonenübertragung unter Erhaltung von Valenzelektronen und Atomrümpfen* im Sinne des Kern-Hülle-Modells verstanden.
- *Lösen und Ausbilden chemischer Bindungen*: Es werden ionische, kovalente oder metallische Bindungen gelöst und neu ausgebildet

Wenn nun diese Kriterien chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge voneinander unterscheiden sollen, so müssen physikalische Vorgänge als solche definiert werden, die...

- keinen Energieumsatz haben.
- keinen Stoffumsatz haben (d.h. vor und nach dem Vorgang sind alle Eigenschaften identisch).
- sich eindeutig umkehren lassen.

- von einer *Erhaltung stoffcharakteristischer Teilchen im Sinne des Teilchenmodells*, einer *fehlenden Umgruppierung von Atomen zu neuen, stoffcharakteristischen Einheiten* oder einer *fehlenden Elektronenübertragung* gekennzeichnet sind.
- ohne das Lösen und Ausbilden chemischer Bindungen stattfinden.

Dagegen lassen sich folgende Argumente anführen:

Auch bei physikalischen Vorgängen wird Energie umgesetzt. Allgemein ist kein einziger naturwissenschaftlicher Prozess ohne Energieumsatz in verschiedensten Formen (Umwandlung von thermischer, elektrischer, potenzieller, mechanischer, kinetischer oder Lichtenergie ineinander) denkbar. Selbst in Gleichgewichtszuständen, in denen die Summe der Änderungen der Gibbs-Enthalpien 0 beträgt, wird sowohl für die Hin- als auch für die Rückreaktion Energie benötigt: Die Reaktionsrichtungen beliefern sich gegenseitig.

Auch bei physikalischen Vorgängen verändern sich Eigenschaften von Stoffen. Flüssiges Wasser hat bspw. im Vergleich zu festem Wasser sicht- und spürbar (z.B. Erscheinungsform, Härte (Schlittschuhlaufen ist bspw. nur auf Eis möglich)) sowie messbar andere Eigenschaften (z.B. andere Dichte) – lässt sich bei flüssigem Wasser also doch von einem „neuen Stoff“ sprechen? Ein Verformungsprozess wie das Verbiegen von Metallen oder Glasblasen führt ebenfalls zu anderen Eigenschaften (d.h. anderen Formen), genauso wie das Lösen von Kochsalz (Wasser und Kochsalz sind nur sehr geringfügig bzw. nicht leitfähig, eine Kochsalzlösung zeigt eine erheblich höhere Leitfähigkeit). Was genau sind also „neue Eigenschaften“ und welche müssen hinsichtlich der Edukte und Produkte eines Vorgangs miteinander verglichen werden? Vogelezang schlägt in diesem Zusammenhang vor, Wasser und Eis mit wasserfreiem Kupfersulfat zu versetzen und auf Basis dieser gemeinsamen Eigenschaft („färbt Kupfersulfat blau“) auf die Gleichheit der Stoffe zu schließen – warum soll gerade dies in den Augen der Lernenden die ausschlaggebene, gemeinsame Eigenschaft sein, wenn sich die mit den Sinnen wahrnehmbaren Eigenschaften von flüssigem und festem Wasser bedeutsam unterscheiden (Vogelezang, 2012, Barke & Schmidt, 2004, Hüttner, 1995)? Leerhoff, Kienast, Möllering und Eilks schlagen eine Kategorisierung in „gute“ und „schlechte“ Stoffeigenschaften vor; nur Änderungen von „guten“ Eigenschaften deuten „bei bestimmten Bedingungen“ auf eine Stoffumwandlung hin (Leerhoff et al., 2003, S. 366). Abgesehen davon, dass diese „bestimmten Bedingungen“ wiederum nicht klar definiert sind, werden darunter zwar die von Vogelezang gemeinte Eigenschaft „Reaktivität gegenüber anderen Stoffen (z.B. in bestimmten Nachweisen)“, aber auch die Eigenschaften „Dichte“ und „Härte“ genannt, welche flüssiges und festes Wasser ebenso zu unterscheiden vermögen wie etwa Kupfer und Gold (Leerhoff et al., 2003, S. 366). Zu allem Überfluss

kann ein und derselbe Stoff je nach Umständen völlig gegensätzliche Eigenschaften haben. Wasser ist hierfür ein wunderbares Beispiel: Es ist gleichzeitig brandlöschend (z.B. bei brennendem Holz) und brandfördernd (z.B. bei brennendem Wachs oder Öl), gleichzeitig lebensnotwendig und todbringend, gleichzeitig Oxidations- und Reduktionsmittel und die Moleküle des Wassers gleichzeitig Säure und Base (Osteroth & Wöhrmann, 2001).

Zusammenfassend lässt sich schließen, dass eine Einführung des Konzeptes der Nachweisreaktion (iz.B. die Blaufärbung von Kupfersulfat als Wassernachweis) chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge auf der Stoffebene abgrenzen kann, wobei dies jedoch ggf. einer Vielfalt an dazu widersprüchlichen sinnlichen Erfahrungen gegenübersteht, was Lernenden transparent gemacht werden muss, um sie überzeugen zu können.

Chemische Reaktionen sind genauso eindeutig umkehrbar wie physikalische Vorgänge. Bspw. lässt sich das Schmelzen von Wasser durch Kühlung im Gefrierschrank ebenso eindeutig umkehren wie die Knallgasreaktion durch Elektrolyse, das Lösen eines Salzes in Wasser durch Destillation und Verbiegen eines Eisennagels durch eine weitere Verformung ebenso wie die Verkohlung organischer Verbindungen im Zuge des Kohlenstoffkreislaufes. Als klassisches Beispiel für die Umkehrung einer chemischen Reaktion gilt die Bildung von Zinkiodid aus den Elementen mit anschließender Elektrolyse, die im Lernmodul beschrieben wird (Kraetsch & Meyer, 1983), das Phänomen der Gleichgewichtsreaktion ist ohne Vorstellung der Reversibilität undenkbar (vgl. Kap. 8.7).

Oftmals wird mit einem *höheren energetischen Aufwand der Umkehrung* argumentiert: Wasser, das zum Sieden gebracht wurde, kondensiert bei Raumtemperatur ohne Energiezufuhr; die Veränderung sei also nur vorübergehend und bildet sich selbst zurück, während die Zersetzung von Wasser in die Elemente permanent sei und mit einem Energieaufwand verbunden ist; dies sei für viele andere Prozesse analog (Sauermann & Barke, 2004, Hauschild, 2000). Die Exemplarität dieses Beispiels mag für SuS in der Sekundarstufe I einleuchtend sein; angehende Chemiestudierende hingegen, die das Konzept der „molaren Enthalpie“ und des „Chemischen Gleichgewichts“ anwenden lernen sollen, lassen sich mit einer solchen trivialen Argumentation nicht angemessen auf ein Hochschulstudium vorbereiten (vgl. Kap. 3.2.1.1):

- *Einerseits gibt es zahlreiche Gegenbeispiele, in denen eine Aggregatzustandsänderung energetisch aufwendiger ist als eine chemische Reaktion.* Bspw. beträgt die Sublimationsenthalpie von Kohlenstoff +718,9 kJ/mol, während die Verbrennungsenthalpie von Kohlenstoff -111 kJ/mol beträgt.
- *Andererseits können sowohl Aggregatzustandsänderungen als auch chemische Reaktionen Gleichgewichtsprozesse sein, die bei einer bestimmten Temperatur einen bestimmte*

Gleichgewichtskonstante haben. Wenn man also bspw. flüssiges Wasser bis zur Gasphase erhitzt und anschließend abkühlt, erhält man den Ursprungszustand ebenso sichtbar wieder zurück als wenn man bspw. Distickstofftetraoxid (farblos) in Stickstoffdioxid (braun) zersetzt und anschließend wieder abkühlt.

Daher sollte das Kriterium der Umkehrbarkeit grundsätzlich keine Rolle zur Unterscheidung physikalischer Vorgänge und chemischer Reaktionen spielen (Stavridou & Solomonidou, 1989).

Die Unterscheidung chemischer Reaktionen und physikalischer Vorgänge mit Hilfe des Kriteriums der Bildung neuer stoffcharakteristischer Teilchen lässt sich eindeutig nachweisen und visualisieren, ist jedoch von einem unangemessenen Erhaltungskonzept geprägt. Es ist durchaus möglich, jedem Reinstoff modellhaft ein Teilchen im Sinne des Teilchenmodells zuzuordnen, um dann bspw. das Sieden von Wasser als physikalischen Vorgang (es bilden sich keine neuen Teilchen) und die Knallgasreaktion als chemische Reaktion (aus Wasserstoffteilchen und Sauerstoffteilchen werden Wasserteilchen) zu deuten. Ein Nachweis des entstehenden Gases mit weißem Kupfersulfat und eine Visualisierung auf der Teilchenebene wie in Abb. 41 verschaffen Klarheit, wenn man die Nachweisreaktion als entscheidendes Kriterium etabliert. Auch das Mischen der Gase Wasserstoff und Sauerstoff ist von der Knallgasreaktion auf dem gleichen Weg eindeutig zu unterscheiden.

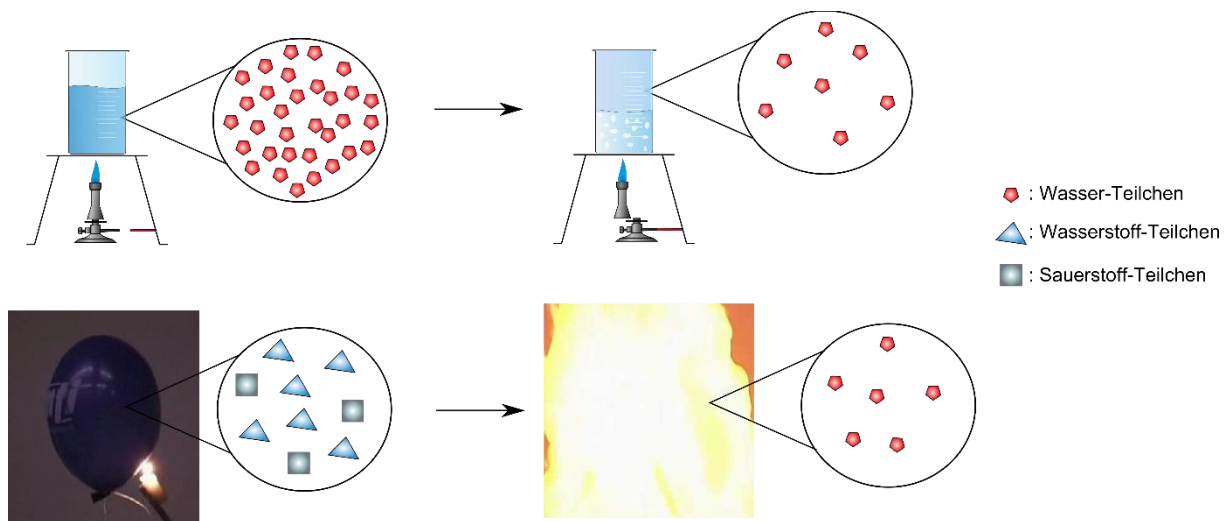


Abb. 41: Unterscheidung des Siedens von Wasser (oben) und der Knallgasreaktion (unten) auf der Teilchenebene mit Hilfe des einfachen Teilchenmodells. Deutlich wird, dass sich beide Prozessarten eindeutig voneinander unterscheiden lassen: Während oben lediglich die Menge der gleichen Teilchen im gleichen Volumen reduziert wird (Übergang zwischen flüssiger und gasförmiger Phase), entstehen unten neue Teilchen (Knallgasreaktion).

Das Konzept des Wasserteilchens, dass in allen Aggregatzuständen erhalten bleibt, ist jedoch hinsichtlich seiner Anschlussfähigkeit problematisch: Spätestens nach der Behandlung der Lewisschreibweise, des VSEPR-Modells und des Konzeptes der Wasserstoffbrückenbindungen in den Jahrgangsstufen 9 und 10 könnten kritische SuS die Frage stellen, ob die veränderten Abstände von Wassermolekülen nicht auch Veränderungen in der Stärke der Brückenbindungen sowie in der Gestalt der Moleküle mit sich bringen. Zur Anschlussfähigkeit für die Lernenden im Rahmen des Propädeutikums ist zudem auszuführen, dass die Quantum-Cluster-Equilibrium-Theorie verschiedene Cluster-Populationen in festem (hauptsächlich Cluster mit 24 Wassermolekülen), flüssigem (hauptsächlich Cluster mit acht Wassermolekülen) und gasförmigem Wasser (hauptsächlich H_2O -Monomere) belegt, wobei jeweils Wasserstoffbrückenbindungen gelöst und ausgebildet werden. Bei jedem Aggregatzustandswechsel werden also charakteristische Cluster-Verhältnisse der jeweiligen Phase ausgebildet, wobei durch die verschiedenstarken Wasserstoffbrückenbindungen innerhalb und zwischen den Clustern einer Phase bspw. die O-H-Streckschwingung und damit auch die Gestalt der Wassermoleküle beeinflusst werden (Ludwig, 2001). Zwar ist dies noch nicht Gegenstand des ersten Semesters in Göttingen, jedoch hinsichtlich weiterführender Veranstaltungen der physikalischen Chemie und der instrumentellen Analytik sicherlich bedeutsam.

Bei Aggregatzustandsänderungen von Ionenverbindungen, in denen es zur Bildung aggregierter Ionengruppen kommt, die bspw. lediglich in der Gasphase existieren, sowie von Metallen, bei denen einzelne Atome eines Metalls im festen Zustand bedingt durch die Delokalisierung der Valenzelektronen eher das Volumen entsprechender Ionen, in der Gasphase eher dasjenige des Atoms aufweisen, wird das Problem des unangemessenen Erhaltungskonzeptes noch evidenter: Es gibt kein „Salz-Teilchen“ oder „Metall-Teilchen“, welches in sämtlichen Aggregatzuständen unverändert vorliegt (Sauer mann & Barke, 2004, Schmidt, 2003).

Die Festlegung stoffcharakteristischer Einheiten auf der Basis des Dalton'schen Atommodells zur Unterscheidung chemischer Reaktionen und physikalischer Vorgänge verschafft gegenüber dem Unterscheidungsversuch im Teilchenmodell praktisch keine Vorteile. Sicherlich lässt sich bspw. H_2O als charakteristische Einheit des Stoffes Wasser, O_2 als Einheit des Stoffes Sauerstoff, H_2 als Einheit des Stoffes Wasserstoff usw. im Unterricht einführen; die Knallgasreaktion führt dann zur Umgruppierung von Wasserstoff- und Sauerstoff-Molekülen zu Wassermolekülen, während Wassermoleküle beim Sieden oder Schmelzen von Wasser bestehen bleiben (vgl. Abb. 42).

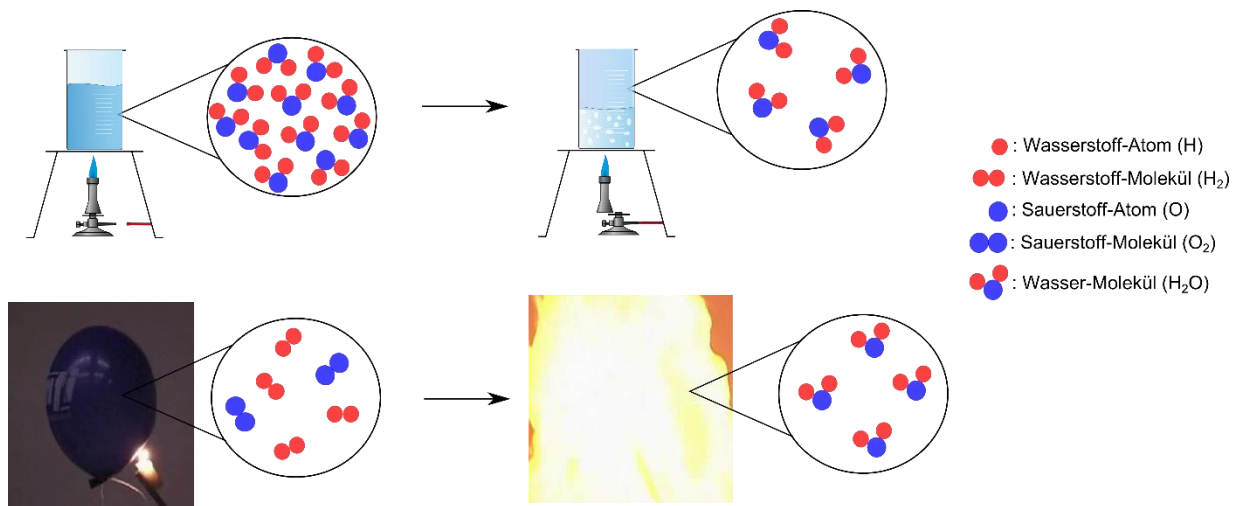


Abb. 42: Unterscheidung des Siedens von Wasser (oben) und der Knallgasreaktion (unten) auf der Teilchenebene mit Hilfe des Dalton'schen Atommodells. Deutlich wird die klare Unterscheidbarkeit beider Prozessarten: Oben liegen lediglich weniger Wassermoleküle im gleichen Raum vor (Übergang zwischen flüssiger und gasförmiger Phase), unten entstehen neue Moleküle durch Umgruppierung von Atomen (Knallgasreaktion).

Es ergeben sich jedoch die gleichen Baustellen wie bei der Anwendung des Teilchenmodells: Das Erhaltungskonzept von Wassermolekülen ist angesichts verschiedener Clusterbildungen in den verschiedenen Aggregatzuständen mit Einfluss auf die Molekülstruktur und angesichts der unmöglichen Festlegung eines gemeinsamen Teilchens für alle Aggregatzustände hinsichtlich Ionenverbindungen und Metallen nach wie vor unangemessen.

Darüber hinaus gibt es vier Prozessarten, bei denen auf der Ebene des Dalton'schen Atommodells Unklarheiten auftreten:

- *Löseprozesse:* Beim Lösen bspw. von Natriumchlorid in Wasser bleiben sowohl Wassermoleküle als auch Natriumionen und Chloridionen bestehen, ordnen sich jedoch durch die Bildung von Hydrathüllen und der Verteilung im Raum neu an. Liegen nun die gleichen stoffcharakteristischen Einheiten (NaCl als Verhältnisformel und H₂O) oder neue, charakteristische Einheiten der Lösung vor (Na⁺_(aq), Cl⁻_(aq) und H₂O)?
- *Mischungsprozesse:* Eine Unterscheidung von Mischen und Reagieren bei Sulfidbildungen, die oftmals im Anfangsunterricht eingesetzt werden, ist auf Basis typischer Abbildungen auf der Teilchenebene schwierig, die sich aus Schülersicht oftmals nur geringfügig im Ordnungsgrad unterscheiden, selbst wenn man S₈ als charakteristische Einheit des Schwefels einführt (Marohn, 2008 B, Johannsmeyer et al., 2001 A und B). Insbesondere der Eisen-Schwefel-Versuch, der nicht einmal auf der Stoffebene eindeutige Unterscheidungen zwischen einem Eisen-Schwefel-Gemisch und Eisensulfid liefert, da beide eine ähnliche Farbe, wenn man nicht

mit einem Mikroskop arbeitet, sowie jeweils magnetisierbar sind, wurde deshalb auch als „Unversuch“ bezeichnet (Buck, 1994).

- *Legierungsbildungen:* Bspw. tritt bei der Visualisierung der Bildung von Messing aus Kupfer und Zink auf der Teilchenebene erneut ein Problem auf: Liegt hier ein Mischungsprozess vor oder (analog zur Bildung von Ionengittern aus Atomen) eine chemische Reaktion? (Eilks, Leerhoff & Möllering, 2002).
- *Modifikationsänderungen:* (Hexagonaler sowie kubischer) Diamant und (α - sowie β -) Graphit bestehen ausschließlich aus Kohlenstoffatomen, welche sich wiederum in verschiedenen Gruppierungen (tetraedrische vs. planare Anordnung) und Bindungsverhältnissen (sp^3 -hybridisierte Einfachbindungen und sp^2 -hybridisierte Einfachbindungen) befinden. Darüber hinaus existieren u.a. die polymorphen Modifikationen α -, β -, γ -, λ -, π - und μ -Schwefel sowie weißer, schwarzer, violetter, faseriger und roter Phosphor, die jeweils ausschließlich aus Schwefel- bzw. Phosphor-Atomen bestehen, die jedoch in jeweils anderen molekularen Zusammensetzungen vorliegen. Legt man nun C, S und P als charakteristische Einheiten für alle Modifikationen fest oder differenziert man zwischen CC_3 und CC_4 , α - S_8 , β - S_8 usw. mit je spezifischen S_n -Anteilen in der jeweiligen polymorphen Phase und P_4 , P_6 , P_8 - P_2 - P_9 -Röhren mit P_2 - und P_3 -Quervernetzungen usw. (Holleman & Wiberg, 2007)?

Insofern ist der Unterscheidungsversuch zwischen chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen auf Basis des Dalton'schen Atommodells äquivalent zum entsprechenden Versuch im Teilchenmodell. Zusätzlich mangelt es gerade angesichts Modifikationsänderungen, die für die Lernenden im Rahmen der ersten Semester ihres Studiums relevant werden, an Klarheit darüber, ob es sich um chemische Reaktionen handelt oder nicht.

Ein Fokus auf chemische Bindungen zur Definition der chemischen Reaktion vernachlässigt die qualitative Gemeinsamkeit von Bindungen und Wechselwirkungen. Beim Lösen von Natriumchlorid in Wasser werden Ionenbindungen gelöst und Ion-Dipol-Wechselwirkungen ausgebildet; beide beruhen auf elektrostatischen Ladungsdifferenzen und unterscheiden sich in erster Linie im Betrag. Nun ließe sich sagen: Die Ion-Dipol-Wechselwirkung zählt nicht als chemische Bindung; daher wird zwar eine chemische Bindung gelöst, jedoch keine neue ausgebildet und es handelt sich folglich nicht um eine chemische Reaktion. Welchen Sinn hat es aber, das Kriterium der Bindungsänderung bei Löseprozessen als nicht erfüllt anzusehen und lediglich bei der Ausbildung kovalenter, ionischer und metallischer Bindungen von chemischen Reaktionen sprechen, zumal Bindungen und Wechselwirkungen im Kern das Gleiche sind (vgl. Kap. 7.14)? Ist hier nicht eher von einer

terminologischen Spitzfindigkeit zu sprechen anstelle eines hilfreichen Unterscheidungskonzeptes (Sauermann & Barke, 2004)?

Würde man konsequent diese Trennung aufrechterhalten, ergäbe sich zudem eine wenig hilfreiche Neueinteilung der typischerweise als „physikalische Vorgänge“ bezeichneten Prozesse:

- Löse- und Diffusionsprozesse in Wasser und anderen Flüssigkeiten bleiben physikalische Vorgänge (siehe oben). Ließe sich beim Lösen von Ionenverbindungen und Metallen in Wasser noch anmerken, dass immerhin chemische Bindungen aufgebrochen werden, ohne dass sich neue bilden, so sind beim Lösen von Molekülverbindungen keine chemischen Bindungen betroffen. Auch die Einlagerung von Kristallwasser zur Bildung von Hydratsalzen wäre dann als physikalischer Vorgang zu bezeichnen, da sich hier lediglich Ion-Dipol-Wechselwirkungen ändern. Was ist jedoch mit dem Lösen eines Metalls in einem Anderen zur Bildung einer Legierung, bspw. dem Lösen von Zink in Kupfer zur Bildung von Messing? Hier werden eindeutig metallische Bindungen aufgebrochen und neue gebildet; somit wäre dieser Lösevorgang eine chemische Reaktion.
- Mischungsprozesse (Ansetzen eines Kuchenteigs, Mörsern von Pulvern oder Mischen von Gasen (bspw. im Zylinder eines Motors) zur Erzeugung eines Reaktionsgemisches) bleiben ebenfalls physikalische Vorgänge, da es lediglich zu Veränderungen hinsichtlich bestimmter Wechselwirkungen kommt.
- Das Schmieden von Eisen oder Glasblasen als Verformungsprozesse wären allerdings nun chemische Reaktionen, da Bindungen bspw. zwischen einzelnen Metallatomen oder Ionen im Glas gelöst und neu ausgebildet werden, wohingegen die Förderung von Steinsalz durch Bohr- und Sprengverfahren als Verformungsprozess ein physikalischer Vorgang wäre, da Ionenbindungen „ersatzlos“ gelöst werden, sodass es zum Bruch von Salzkristallen kommt.

Analog zum Energieaspekt gilt also: Kein naturwissenschaftlicher Prozess ist ohne Veränderungen von chemischen Bindungen oder Wechselwirkungen denkbar, wobei eine kleinliche Unterscheidung zwischen beiden Vorgängen deren elektrostatische Gemeinsamkeit verschleiert und zu unnützigen Attributionen hinsichtlich Löse- und Verformungsprozessen führt. Entscheidend dafür, dass es nicht zu den von Marohn erhobenen Fehlvorstellungen kommt, ist dabei eine klare Bezeichnung der jeweiligen Art der Bindung und Wechselwirkung, die sich in einem bestimmten Prozess verändert, sowie eine angemessene Visualisierung auf der Teilchenebene.

Kurzum: Nur, wenn es auf der Teilchenebene zu einer Elektronenübertragung oder zu einer Protonenübertragung kommt, lässt sich mit Hilfe differenzierter Atommodelle eindeutig von einer

chemischen Reaktion (Redoxreaktion bzw. Säure-Base-Reaktion) sprechen (Johannsmeyer et. al., 2001 A und B). Einerseits lassen sich mit diesen Kriterien für die Teilchenebene Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen von Aggregatzustandsänderungen, Diffusions- und Löseprozessen, Mischungsprozessen, Verformungsprozessen sowie die für Chemiestudierenden neu hinzukommenden Modifikationsänderungen abgrenzen, andererseits lassen sich beide Reaktionsarten auf der Stoffebene eindeutig und für Lernende überzeugend sichtbar machen (s. Tab. 12) (Isengard, 1987). Je nach Vollständigkeit des Ablaufs liegen ggf. Gleichgewichtsreaktion bzw. Gleichgewichtsprozesse vor. Darüber hinaus ist anzumerken, dass die Begriffe „Ionenaustauschreaktion“ und „Fällungsreaktion“ (bspw. Halogenid-Nachweise durch Silber-Kationen nichts anderes als eine Kopplung von Löseprozessen meinen und daher in diesem Sinne fälschlicherweise als „Reaktionen“ bezeichnet werden (Schmidkunz, 2012, Schmidt, 2003).

Tab.13: Abgrenzung von chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen

Chemische Reaktionen		Physikalische Vorgänge		
<i>Elektronen werden übertragen</i>		<i>Weder Elektronen noch Protonen werden übertragen</i>		
Redox-reaktion	Lässt sich sichtbar machen durch... 1) Bildung eines ggf. kristallinen, wasserlöslichen Feststoffs, wobei die entstehende Lösung leitfähig ist. 2) Bildung von Wasserstoffgas aus einer sauren Lösung (Nachweis: Knallgasprobe) 3) Betreiben eines elektrischen Verbrauchers wie etwa einer LED-Leuchte. 4) Zündung eines Gasgemisches, Funken, Bilden einer Flüssigkeit. 5) Abscheiden von Stoffen, Farbänderungen an Elektroden.	Beispiele 1) Bildung von Kochsalz aus den Elementen 2) Reaktion von Zink mit Salzsäure (c = 1 mol/L) 3) Daniell-Element 4) Knallgasreaktion 5) Elektrolytische Kupferraffination	Lässt sich sichtbar machen durch... Aggregatzustandsänderung Bilden von Tropfen aus einem Dampf, Bilden einer Flüssigkeit aus einem Feststoff usw. 1) Ein Feststoff ist in einer Flüssigkeit nach Schütteln, Rühren usw. nicht mehr zu sehen. 2) Nach Zugabe einer Lösung bildet sich ein Niederschlag (<i>Ausnahme: Komplexbildungsreaktionen</i>) 3) Farbänderung, Änderung der Dichte, Härte usw. 4) Ein Rauch oder Dampf mit einer bestimmten Farbe und/oder einem bestimmten Geruch breitet sich im Raum aus. Verformungsprozess Etwas wird verbogen, gestreckt, gestaucht usw. Mischungsprozess Mischfarbe zwischen den Farben der Reinstoffe wird eingenommen Modifikationsänderung Farb- und Gestaltänderung, Nachweisreaktionen nach wie vor stoffspezifisch positiv	Beispiele Sieden von Wasser, Sublimation von Iod 1) Lösen von Kochsalz oder Zucker in Wasser. 2) Kationennachweise (z.B. Silberkationen durch Silberchlorid-Fällung) und Anionennachweise (z.B. Halogenid-Fällung durch Zugabe von Silbernitrat-Lösung) 3) Bildung von Messing aus Kupfer und Zink 4) Ausbreitung von Parfüm im Raum. Schmieden von Eisen, Glasblasen Anrühren eines Kuchenteigs, Erzeugen eines Knallgas-Gemisches, Erzeugen eines Pulver-Gemisches Erzeugen von Diamant aus Graphit, Erzeugen von γ -Schwefel aus α -Schwefel, Erzeugen von weißem aus schwarzem Phosphor
	<i>Protonen werden übertragen</i>			
Säure-Base-Reaktion	Färben von Indikatoren (<i>Ausnahmen: Reaktion von Alkali- und Erdalkalimetallen mit Wasser und Lösen von Hydroxiden in Wasser</i>)	Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser, Neutralisationsreaktion		

Daher wurden im Lernmodul die Grenzen des Teilchenmodells und eines einfachen Atommodells hinsichtlich der Unterscheidung von chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen wie oben beschrieben aufgezeigt sowie die anschlussfähigen Konzepte der Elektronen- und Protonenübertragung zur Unterscheidung chemischer Reaktionen und physikalischer Vorgänge eingeführt. Hierbei einerseits klar zwischen beiden Prozessarten zu differenzieren, andererseits jedoch die Gemeinsamkeiten der Prozesse mit dem Begriff „stoffdynamisch“ im Sinne von „die Teilchenebene verändernd“ zu beschreiben, erscheint für das Verständnis wesentlich (Barke & Sauer mann, 2004). Dabei wird ausblickend erwähnt, dass ebendiese Konzepte in den Kapiteln „Redoxreaktionen“ und „Säure-Base-Reaktionen“ ausgeschärft werden. Somit wird erreicht, dass ggf. problematische Vorstellungen der Lernenden hinsichtlich der Unterscheidung von chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen aus ihrem Schulunterricht (Widersprüche zwischen Modellen und sinnlich erfahrbaren Stoffeigenschaften, Vorstellung der Unumkehrbarkeit chemischer Reaktionen, unangemessene Erhaltungskonzepte von Einheiten der Teilchenebene, unklare Festlegung stoffcharakteristischer Einheiten und wenig hilfreiche Trennung chemischer Bindungen und Wechselwirkungen) aufgegriffen und geklärt werden können sowie Modifikationsänderungen eindeutig als physikalische Vorgänge einzuordnen sind.

Grundsätzlich wären Chemische Reaktionen der anorganischen und analytischen Chemie auch in Kombinations-, Zersetzungs- und Umlagerungsreaktionen bzw. Assoziations-, Dissoziations- und Umsetzungsreaktion einteilbar; diese Unterscheidung wurde jedoch nicht im Rahmen der Gespräche mit den Lehrenden als Inhalt für das Propädeutikum festgelegt (Pfeifer, 1978, Keller, 1977, vgl. Kap. 3.2.1.1).

Darüber hinaus sei angemerkt, dass sich die Einteilung chemischer Reaktionen um Komplexreaktionen ergänzen ließe, wobei das Kriterium „Ein Komplex aus Zentralatom/-ion und Liganden wird umgesetzt“ erfüllt sein müsste. Sie ist also diesbezüglich anschlussfähig (Isengard, 1987).

8.2 Von der Bedeutung der Reaktionsgleichung als Informationsquelle für die Stoff- und Teilchenebene zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen mit Hilfe des Donator-Akzeptor-Konzeptes

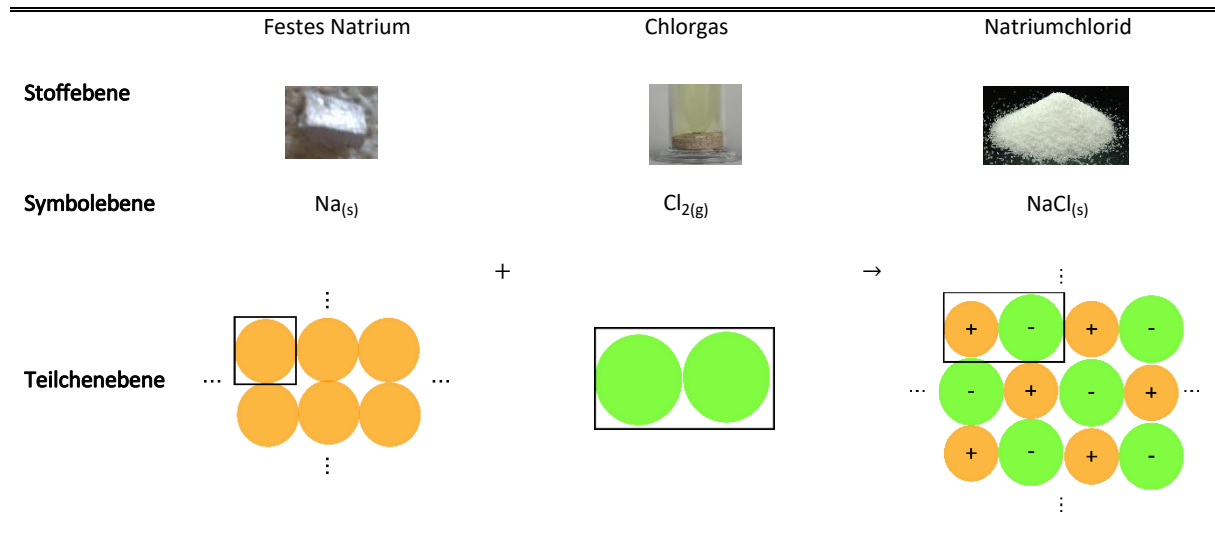
Innerhalb des Moduls „Chemische Reaktionen vs. physikalische Vorgänge“ wird auch auf die Bedeutung und Symbolik der Reaktionsgleichung eingegangen. Sie ist eines der wichtigsten Werkzeuge eines Chemikers. Angesiedelt auf der symbolischen Ebene lassen sich mit ihr sowohl Aussagen über die Stoffebene (Art der eingesetzten und entstehenden Stoffe sowie deren Aggregatzustände) als auch über die Teilchenebene (Art der stoffcharakteristischen Einheiten und Verhältnis der reagierenden Einheiten) treffen; für quantitative Betrachtungen einer Reaktion ist sie zudem unverzichtbar.

Aus der didaktischen Literatur sind in erster Linie drei Probleme im Umgang mit Reaktionsgleichungen bekannt:

- 1) Die Verknüpfung zwischen Stoff-, Teilchen- und Symbolebene fällt Lernenden grundsätzlich schwierig. Dies geht mit der Beobachtung einher, dass das Aufstellen von Reaktionsgleichungen in zahlreichen Studien als lästig und unbeliebt empfunden sowie trotz intensiver Übung und des didaktischen Weges vom Phänomen über Strukturvorstellungen zum Symbol nur unzureichend beherrscht wird (Reiners & Struve, 2011, Stübs & Wegner, 1990, 1988).
- 2) Die Bezeichnung von Einheiten auf der Teilchenebene gestaltet sich für Lernende ebenfalls schwierig, da die Lernenden ein Repertoire an Grundbegriffen und Satzmustern erwerben müssen, um fachsprachlich korrekte Aussagen treffen zu können. Oftmals wird dabei nicht zwischen Stoff- und Teilchenebene unterschieden: Es reagiert bspw. nicht „ein Magnesium“, sondern „ein Magnesiumatom“ (Barke, 2006).
- 3) Schließlich ist den Lernenden der Begriff „Gleichung“ bereits aus dem Mathematikunterricht bekannt, bevor er im Chemieunterricht verwendet wird, wodurch sich einige zulässige, jedoch auch unzulässige Übertragungen der Lernenden ergeben (Reiners & Struve, 2011).

Hinsichtlich 1) wurde den Lernenden am Beispiel der Knallgasreaktion (Nichtmetall-Nichtmetall-Reaktion) sowie am Beispiel der Bildung von Natriumchlorid aus den Elementen (Metall-Nichtmetall-Reaktion) in einer kombinierten Darstellung von Stoff-, Teilchen- und Symbolebene verdeutlicht, welche Informationen Chemiker aus der Reaktionsgleichung ziehen können, sodass sie als Brücke zwischen Stoff- und Teilchenebene in Erscheinung tritt; letzteres ist in Tab. 13 gezeigt (Sieve, 2012, Stübs & Wegner, 1990 und 1988, s. Tab. 14). Die beiden Beispiele wurden ausgewählt, da hier sowohl Darstellungen der Teilchenebene von Molekülverbindungen (z.B. Wasser), von Metallen (Natrium) sowie von Ionenverbindungen (Natriumchlorid) erfolgen, die sich mit Bezug auf die symbolische Ebene jeweils unterscheiden (voneinander getrennte Moleküle vs. einzelne Atome in Atomgittern vs. Ionen in Ionengittern).

Tab. 14: Bildung von Natriumchlorid aus den Elementen in einer kombinierten Darstellung aus Stoff-, Symbol- und Teilchenebene. Es wird deutlich, dass die Symbolebene eine Brückenfunktion einnimmt: Einerseits drückt sie durch die Elementsymbole aus, um welchen Stoff es sich handelt (z.B. Chlor), andererseits drückt sie aus, welche Konstitution die kleinste, stoffcharakteristische Einheit im Stoff hat (z.B. ein Molekül aus zwei Chloratomen, auf der Teilchenebene als Kasten dargestellt).



Hierbei zeigt sich ein Vorteil der Trennung der Themenbereiche „Chemische Bindung“ und „Chemische Reaktion“: Den Lernenden stehen an dieser Stelle bereits die Konzepte Atom, Molekül, Ion, Formeleinheit in einem Salz zur Verfügung, die ihnen angemessene Vorstellungen der submikroskopischen Ebene ermöglichen, und sie sind mit dem Unterschied zwischen Summen- und Verhältnisformel vertraut, was Ihnen die submikroskopische Bedeutung der Symbolsprache ermöglicht, die nun wieder zum Einsatz kommt. Dabei werden die Normen der IUPAC zur Schreibung von Reaktionsgleichungen berücksichtigt (stöchiometrischer Ausgleich, Verwendung von Indizes, Darstellung des Reaktionspfeiles, optionale Angabe von Zuständen des zugehörigen Stoffes in den Indices, Niederschlägen und Gasentwicklungen hinter den Stoffsymbolen, Reaktionsbedingungen auf dem Reaktionspfeil sowie der Reaktionsenthalpie hinter einem Trennzeichen) (IUPAC, 2007, Krüger, 1998). Zudem wird darauf verwiesen, dass weder die Symbole für Elemente und Verbindungen noch die stöchiometrischen Faktoren beliebig sind, sondern den Gesetzen der Massenerhaltung, der konstanten sowie der multiplen Proportionen gehorchen, was in einem weiteren Teilmodul verdeutlicht wird (vgl. Kap. 8.3.1).

Das Aufstellen von Reaktionsgleichungen wird an dieser Stelle noch nicht geübt, da dies mit Hilfe der Donator-Akzeptor-Konzepte der Elektronen- und der Protonenübertragung sowie mit Hilfe des Ermitteln von Oxidationszahlen zielführender vermittelt werden kann (vgl. Kap. 8.10 und 8.13). Dadurch erübrigen sich mathematische Verfahren zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen wie etwa

das Lösen eines Gleichungssystems mit einer Parameterschar kleinstmöglicher ganzer Zahlen, die zudem keinerlei Erklärungsmöglichkeit für den ablaufenden Prozess bieten (Zeyer, 1995, Stübs & Wegner, 1986). Außerdem wird eine Fehlvorstellung vermieden, die sich als „additives Modell“ (Heinecke, 1997, S. 184) beschreiben lässt: Einige Lernende verstehen jede chemische Reaktion als Zusammenlagern von kleineren Molekülen/Einheiten zu einem großen Molekül (z.B. $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaOClH}_2$) (Ben-Zvi, Eylon & Silberstein, 1986). Mit dem Verständnis eines Donator-Akzeptor-Konzeptes als Grundlage jeder chemischen Reaktion ist die Bildung einer solchen Fehlvorstellung nur schwer denkbar.

Schließlich wird im Rahmen des Lernmoduls nicht auf Wortgleichungen eingegangen - sie werden weder von den Lehrenden der Universität Göttingen gefordert, noch ist davon auszugehen, dass die Lernenden mit absolvieren des Abiturs zumindest irgendeine Vorstellung mit dem Begriff „Reaktionsgleichung“ verbinden, die sich im Laufe der Arbeit mit dem Lernmodul ausschärft.

Hinsichtlich 2) wurde darauf geachtet, Satzmuster als Beispiele für die verbale Formulierung einer Reaktionsgleichung auf der Stoff- und Teilchenebene zu geben (z.B. „Sauerstoff reagiert mit Wasserstoff zu Wasser“ vs. „Ein Sauerstoffmolekül und zwei Wasserstoffmoleküle werden im Verhältnis zu zwei Wassermolekülen umgesetzt“). Mit Hilfe entsprechender Zwischenaufgaben werden die Lernenden einerseits sprachhandlungsfähig, andererseits wird Ihnen die Bedeutung der Reaktionsgleichung als Brücke zwischen Stoff- und Teilchenebene sprachlich vor Augen geführt (Leisen, 2009, Schmidt, 2004).

Schließlich wurde hinsichtlich 3) der Begriff „Gleichung“ problematisiert. Eine Reaktionsgleichung und eine mathematische Gleichung haben allerdings sowohl Gemeinsamkeiten als auch bedeutende Unterschiede. Zu den Gemeinsamkeiten zählen:

- Beide Zeichensysteme drücken quantitative Beziehungen aus (stöchiometrische Verhältnisse vs. Verhältnisse von Zahlen, Konstanten, Variablen, Operatoren usw.).
- Beide Zeichensysteme können in gleicher Bedeutung Faktoren nutzen (bspw. hat der stöchiometrische Faktor „2“ in „2 Fe“ eine analoge Bedeutung zu dem Faktor „2“ in „2 x“).
- Beide Zeichensysteme verwenden das Symbol „+“ als Zeichen dafür, dass etwas zu etwas Anderem gegeben wird (bei Reaktionsgleichungen werden Stoffe oder Bausteine von Stoffen zusammengegeben, bei mathematischen Gleichungen werden Terme in verschiedensten Kombinationen addiert).

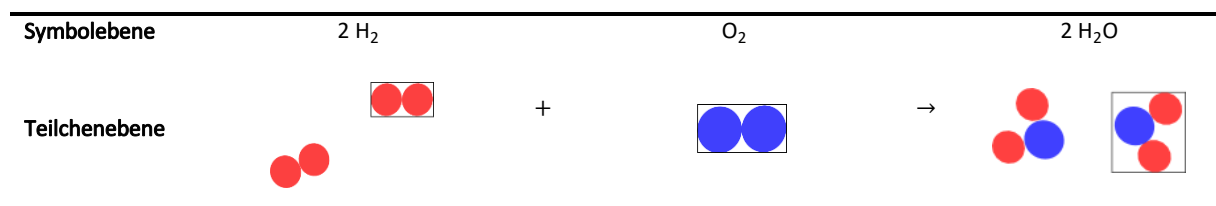
- In beiden Arten von Gleichungen ist links und rechts der Gleichung etwas „gleich“ (bei Reaktionsgleichungen ist es die Anzahl an Atomen und/oder Ionen sowie Bauteilen von Atomen, bei mathematischen Gleichungen wird eine Äquivalenz der jeweiligen Kombinationen aus Zahlen, Variablen, Konstanten, Operatoren usw. zum Ausdruck gebracht).

Zu den Unterschieden zählen allerdings:

- Bei einer Reaktions-„Gleichung“ liegt paradoxerweise keine Äquivalenz beider Seiten der Gleichung vor (es entstehen neue Stoffe), weshalb ein Reaktions- oder Gleichgewichtspfeil anstelle eines Äquivalenzzeichens gesetzt werden muss.
- Chemische Symbole bezeichnen ausschließlich Konstanten, während mathematische Symbole u.a. Konstanten (wie etwa das Planck'sche Wirkungsquantum „h“) oder Variablen (wie etwa die Variable „x“) bezeichnen können.

Um letzteres zu verdeutlichen, erscheint es enorm wichtig, die symbolische Ebene mit Hilfe der Teilchenebene zu visualisieren (s. Tab. 15), da insbesondere der Unterschied zwischen Indizes und stöchiometrischen Faktoren ansonsten unklar bleibt und für Lernende bekanntermaßen ein Problem darstellt, was u.a. an der unzulässigen Interpretation chemischer Symbole als Variablen liegen könnte (Schäpers, 2003, Barke, 1988, Schmidt, 1983). Geht man nämlich bspw. davon aus, das Symbol „Fe“ sei beliebig veränderbar, erscheint es logisch, zum Ausgleich von Reaktionsgleichungen bspw. „Fe₂“ anstelle von „2 Fe“ zu schreiben, zumal dies auch bequemer ist, da keine kleinsten gemeinsamen Vielfachen bzgl. der verschiedenen Symbole gesucht werden müssen. Visualisierungen der symbolischen Ebene durch die Teilchenebene) zeigen also einerseits, dass auch bei Reaktionsgleichungen etwas „gleich“ ist auf beiden Seiten (nämlich in diesem Fall die Anzahl an Wasserstoff- und Sauerstoffatomen, die schlicht ausgezählt werden kann, und damit auch die Masse der Atome im Gesamten).

Tab. 15: Visualisierung der symbolischen Ebene (oben) durch die Teilchenebene (unten). Es wird deutlich, dass die Anzahl roter und blauer Kreise (d.h. Wasserstoff- und Sauerstoffatome) links und rechts vom Reaktionspfeil gleich ist.



Sie können jedoch andererseits auch zum Ausgangspunkt neuer Probleme werden, bspw. einer unzulässigen Übertragung des Potenzgesetzes „ $a^n + a^m = a^{n+m}$ “ anstelle der Verwendung von stöchiometrischen Faktoren: Da auf der Teilchenebene zwei Wassermoleküle dargestellt werden, könnten Lernende auf die Idee kommen, in der Reaktionsgleichung „ H_2O^2 “ oder „ $(\text{H}_2\text{O})^2$ “ anstelle von „ $2 \text{H}_2\text{O}$ “ anzugeben. Durch eine entsprechende Zwischenfrage im Lernmodul hinsichtlich der Gemeinsamkeiten und Unterschiede von Reaktionsgleichungen und mathematischen Gleichungen sowie zulässiger mathematischer Operationen beim Aufstellen von Reaktionsgleichungen („auszählen“ von Atomen ist gewünscht, Veränderungen an chemischen Symbolen ist unerwünscht) wird versucht, ebendieses Problem zu vermeiden.

8.3 Rechenwege in der Chemie – Deduktive Darstellung mit empirischen Exkursen als didaktischer Kompromiss

In Kap. 7.8 wurde bereits beschrieben, inwiefern eine Einführung in die Summen- und Verhältnisformeln von Verbindungen im Rahmen des Lernmoduls „Die Chemie Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“ ohne das Konzept der Wertigkeit erfolgt. Dabei wird im Rahmen der Lernmodule sowohl für das Aufstellen von Verhältnisformeln als auch für das Aufstellen von Summenformeln deduktiv vorgegangen und darauf verwiesen, dass sich ebendiese Formeln auch empirisch belegen lassen (Wloka & Barke, 2015 B, vgl. Kap. 8.3.3).

Auf vergleichbare Weise werden Berechnungen in allen Teilmodulen des Moduls „Chemische Reaktion“ deduktiv dargestellt, wobei jeweils in einem Vierschritt vorgegangen wird:

1. Ausgehend von der Verwendung der Größenbegriffe in der Alltagssprache werden sie fachsprachlich definiert oder entsprechend umschrieben. Bspw. entspricht die „Masse“ der ortsunabhängigen Eigenschaft von Materie, eine Balkenwaage genau dann im Gleichgewicht zu halten, wenn sie auf beiden Seiten den gleichen Betrag hat (Zenker, 1979); die „Konzentration“ meint die Stoffmenge in einem bestimmten Volumen und ist damit analog zu Begriffen wie „Konzentrationslager“ zu gebrauchen, hat aber nur im übertragenen Sinne etwas mit „sich konzentrieren“ gemeinsam usw. Besonders wichtig ist dabei die klare Trennung der Begriffe „Menge“ und „Masse“: Der Begriff „Menge“ wird als Oberbegriff für alle Quantitätsgrößen (Masse, Stoffmenge, Volumen usw.) verwendet und auch als solcher definiert, während der Begriff „Masse“ lediglich die oben genannte ortsunabhängige Eigenschaft der Materie meint (s.o.). Diese Unterscheidung ist deshalb von Relevanz, da umgangssprachlich nicht zwischen beiden Begriffen differenziert wird (z.B. „Menschenmenge“ und „Menschenmasse“), die Stoff*menge* aber etwas grundlegend Anderes meint als die Masse eines Stoffes (vgl. Kap. 8.4, Rossa, 1998).

2. Es wird dabei zwischen Quantitätsgrößen, Umrechnungsgrößen und Gehaltsgrößen unterschieden.

Umrechnungsgrößen wie bspw. die molare Masse M sind unabhängig von der Dimension des betrachteten Systems und dienen dazu, eine Quantitätsgröße (die Masse m) in eine andere (die Stoffmenge n) zu überführen: $m = M \cdot n$. Schließlich gibt es noch Gehaltsgrößen (z.B. die Konzentration c), welche deshalb für Mengenangaben genutzt werden, weil sie eine bestimmte Quantitätsgröße (hier die Stoffmenge n) unabhängig von einer anderen Quantitätsgröße machen können (hier vom Volumen V): $c = n/V$ (Hörnig & Habelitz-Tkocz, 2015). Die Konzentration einer Lösung ist somit immer gleich, egal, wie viele mL der Lösung verwendet werden. Man kann sie auch als die in einem bestimmten Volumen wirksame und damit für den Chemiker, der u.a. an Stoffumsetzungen in wässrigen Lösungen interessiert ist, relevante Stoffmenge betrachten, was letztendlich die Definition der Aktivität für reale Lösungen vorbereitet. Somit wird den Lernenden grundlegend klar, warum sie mit welchen Größen umgehen werden.

3. Ihre Bedeutung wird mit Hilfe angemessener Modelle der Teilchenebene (in der Regel im Dalton'schen Atommodell, ggf. erweitert um Darstellungen für atomare Ionen) visualisiert. So lassen sich bspw. Lösungen mit einer hohen Konzentration an gelöstem Stoff und ebensolchen geringer Konzentration wie in Abb. 43 gezeigt darstellen.

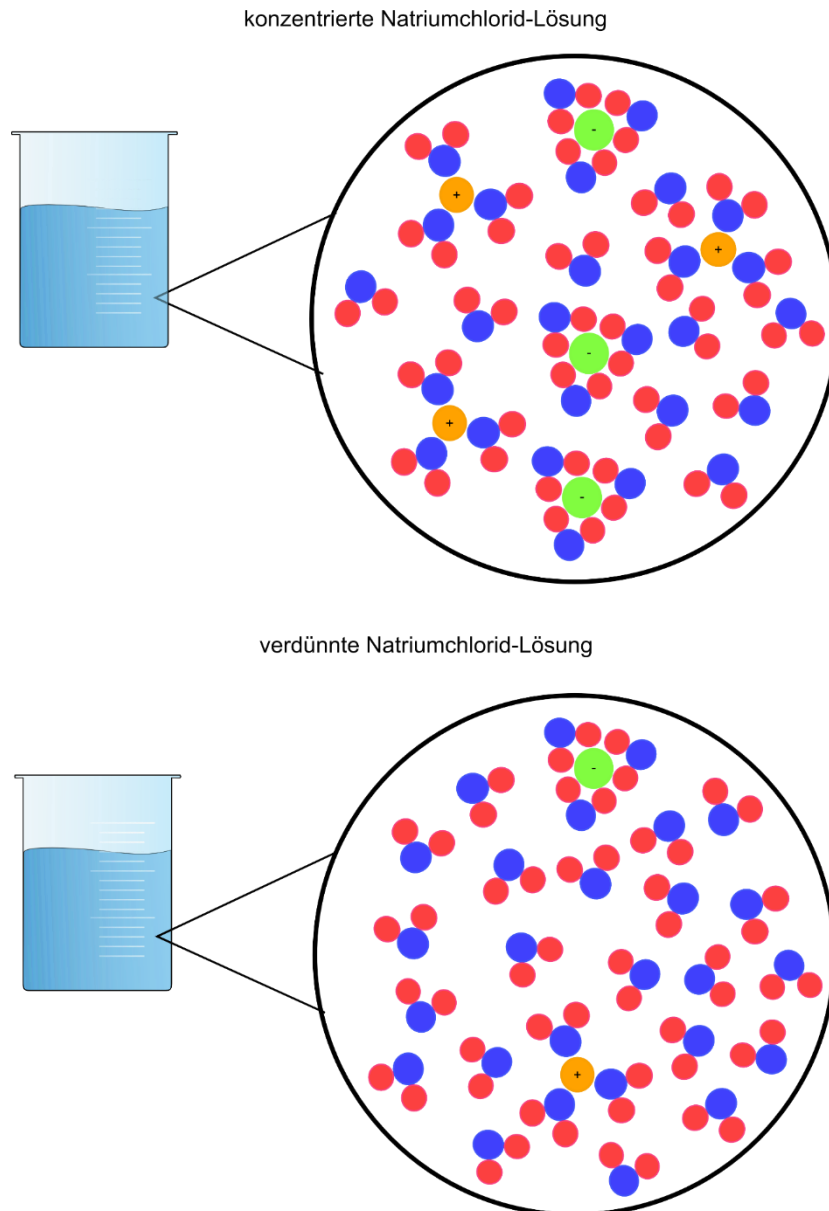


Abb. 43: Visualisierung der Teilchenebene einer Kochsalzlösung mit hoher (oben) und geringer (unten) Konzentration. Deutlich wird, dass jeweils im gleichen Volumen weniger (oben) bzw. mehr (unten) Ionen gelöst sind.

4. Ihre Anwendung in Formeln wird mit Hilfe von praxisrelevanten Lösungsbeispielen vorgeführt und es wird verdeutlicht, warum derartige Berechnungen im Labor durchgeführt werden. Die Verwendung von Lösungsbeispielen erscheint auch auf Basis der Studien zu stöchiometrischen Berechnungen mit mehreren tausend SuS der Sekundarstufe I sinnvoll, in denen sich weniger Rechenfehler, sondern eher systematisch falsche Rechenwege zur Berechnung bspw. von Stoffmengen als Ursachen für falsche Antworten offenbarten (Wloka & Bake, 2015 B, Schmidt, 1992 A und B). Tab 16 gibt einen Überblick hinsichtlich der dargestellten Berechnungen in den jeweiligen Teilmodulen sowie der jeweiligen Gründe der Berechnungen (Müller, 1993, Neuhäuser, 1989).

Tab. 16: Berechnungen im Rahmen der Teilmodule des Propädeutikums.

Teilmodul	Dargestellte Berechnungen	Grund der Berechnungen
Chemisches Gleichgewicht	Gleichgewichtspartialdrücke sowie -konzentrationen bei verschiedenen Bedingungen (mit Hilfe des MWG und des Zusammenhangs zwischen MWG und Gibbenthalpie)	Charakterisierung chemischer Gleichgewichte, Berechnung der Ausbeute in technischen Prozessen (z.B. beim Haber-Bosch-Verfahren)
	relevante Punkte einer Säure-Base-Titration	Anwendung in der analytischen Chemie (z.B. Stickstoffbestimmung nach Kjealdahl), Übertragung auf Redox titrationen (z.B. Manganometrie)
Säure-Base-Chemie	pH-Wert von Lösungen starker und schwacher Säuren/Basen Anwendung der Henderson-Hasselbalch-Gleichung	Einstellung eines pH-Wertes für eine bestimmte Reaktion
	Halbäquivalenzmethode	Bestimmung des pK_S - oder des pK_B -Wertes einer Säure/Base
Das Periodensystem der Elemente + Stöchiometrie und chemisches Rechnen	pH-Abhängigkeit der Konzentrationen von Ionen schwerlöslicher Hydroxide Löslichkeitsprodukte bzw. Konzentrationen einzelner Ionen eines schwerlöslichen Salzes	Grundlage für Fällungsreaktionen, Kationentrennungsgang sowie u.a. Kalomelektrode zur pH-Wert-Messung
	Molekülmasse und Masse einer Formeleinheit Stoffmenge einer Einwaage Konzentration einer Lösung (mit Hilfe der Stoffmenge/der Dichte/vor und nach Verdünnung)	Basisberechnungen im experimentellen Arbeiten
Energieumsatz chemischer Reaktionen	entstehendes (ideales) Gasvolumen (molare) Reaktionsenthalpie	Maß für nutzbare/erforderliche ungerichtete Energie bei konstantem Druck; quantitative Vergleichsgröße für Bindungen, Reaktionen und Aggregatzustandswechsel
	Exkurs: (molare) Lösungsenthalpie (molare) Gibbsenergie	Maximal nutzbare gerichtete Energie des Systems (z.B. einer Batterie)
Elektrochemie	Elektromotorische Kraft Anwendung der Nernst-Gleichung	Konstruktion möglichst leistungsfähiger Batterien und Akkumulatoren, Bestimmung von Löslichkeitsprodukten (s.o.)

5. Die entsprechenden Berechnungen werden durch *Zwischenaufgaben* eingeübt und vertieft. Vertiefende Aufgaben sind insbesondere deshalb wichtig, um einer reinen Reproduktion einfacher Schemata entgegenzuwirken (Hörnig & Habelitz-Tkotz, 2015).

Die Darstellung von Lösungswegen erfolgt dabei so, dass gängige Stolpersteine des chemischen Rechnens bestmöglich vermieden werden. Daraus ergeben sich die folgenden Prinzipien (Hörnig & Habelitz-Tkotz, 2015, Lewis & Randall, 1927):

A) *Sorgfältige Klärung der Bedeutung von Koeffizienten und Indices*: In Reaktionsgleichungen muss zwischen Koeffizienten *vor* den Formelschreibweisen und Indices *in* den Formelschreibweisen

unterschieden werden, um zu korrekten Berechnungen zu gelangen (vgl. Kap. 8.2). Nur erstere sind variabel und dienen der Anpassung der umgesetzten Stoffmengenverhältnisse; letztere dürfen auf gar keinen Fall verändert werden. Dies wird mit Hilfe einfacher Anwendungsbeispiele eingeübt.

B) Verdeutlichung des Mols als praktische Einheit des Chemikers: Dieser Aspekt erscheint derart bedeutsam, dass ihm ein eigenes Kapitel gewidmet wurde (vgl. Kap. 8.4).

C) Ordnung im Symbol- und Einheiten-Chaos: Jede neue Größe und jede neue Konstante wird mit ihrem jeweiligen Symbol und ihrer nach IUPAC üblichen SI- bzw. SI-genehmigten Einheit vorgestellt (IUPAC, 2007). Dabei wird auch auf die folgenden beiden Aspekte eingegangen:

- Umrechnen von gebräuchlichen Einheiten ineinander (z.B. [bar] in [Pa]).
- Umrechnen von verschiedenen Dimensionen der gleichen Einheit ineinander (z.B. [mL] in [L], [am] in [cm] usw.) (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Tab. 17 zeigt die meisten für Berechnungen verwendeten Größen, die jeweiligen Symbole und die entsprechenden Einheiten auf, der pH-Wert ist hierbei nicht aufgeführt, da er eine Sonderposition einnimmt (vgl. Kap. 8.14).

Tab 17: Größen, Symbole und Einheiten für Berechnungen im Rahmen der Lernmodule.

Größe	Symbol	Einheit	Größe	Symbol	Einheit
Masse	m	[g], [u]	(molare) (Standard-)Reaktionsenthalpie	$\Delta H_{R,(m)}^{(0)}$	
molare Masse	M	$[\frac{g}{mol}]$	(molare) (Standard-)Bildungsenthalpie	$\Delta H_{f,(m)}^{(0)}$	$[\frac{kJ}{mol}]$
Stoffmenge	n	[mol]	Änderung der (molaren) (Standard-)Gibbsenergie	$\Delta G_{(m)}^{(0)}$	
Volumen	V	[L], [m ³]	Änderung der (molaren) (Standard-)Entropie	$\Delta S_{(m)}^{(0)}$	$[\frac{J}{mol \cdot K}]$
Dichte	ρ	$[\frac{g}{ml}], [\frac{g}{cm^3}]$	Elektrochemisches (Standard-)Potenzial	$E^{(0)}$	[V]
Konzentration	c	$[\frac{mol}{l}]$	Elektromotorische Kraft	E	[V]
Druck	p	[bar], [Pa]	Reaktionsgeschwindigkeit	v	$[\frac{mol}{s}]$
Temperatur	T	[K], [°C]	Gleichgewichtskonstante	K	-

D) Sinnstiftende Einführung von Formeln: Es wird stets darauf geachtet, dass mathematische Formeln (z.B. die ideale Gasgleichung) nicht einfach vorgegeben, sondern kleinschrittig eingeführt werden.

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ kann nur dann wirklich verstanden werden, wenn man Schritt für Schritt übersetzt, dass bspw. Druck und Temperatur bei gleichbleibender Stoffmenge proportional zueinander sind, Volumen und Temperatur ebenfalls proportional zueinander sind usw.

E) Verdeutlichung der empirischen Basis von Formeln: Mathematische Beziehungen, die in der Chemie verwendet werden, fallen nicht einfach vom Himmel – dieser Eindruck kann bei Lernenden, die mit einer Vielzahl neuer Formeln konfrontiert werden, leicht entstehen, wenn man diese nicht als Ergebnisse eines empirischen Forschungsprozesses darstellt.

Hinsichtlich E) stellt sich jedoch die Frage, welchen Umfang empirische Exkurse einnehmen sollten. Unbestritten ist wohl, dass rein aus Gründen der Zeitökonomie nicht jede Summen- und Verhältnisformel und jedes Gesetz hergeleitet werden kann, was eine in diesem Sinne pragmatische Deduktion unvermeidlich macht. Zudem besteht bei deduktivem Vorgehen der Vorteil, dass der Fokus des Moduls auf dem Einüben von Rechenwegen liegen kann, welche die Lernenden im Rahmen ihrer ersten Praktika gemäß den Gesprächen mit den Lehrenden der Universität Göttingen gleichsam automatisiert beherrschen sollten (Berechnung von Einwaagen, Konzentrationen von Lösungen und Verdünnungen dieser Lösungen usw.) (vgl. Kap. 3.2.1.1). Allerdings gibt es didaktische Konzepte, welche den empirischen Weg von qualitativen und quantitativen Analysen eines Phänomens zur Deutung auf der Teilchenebene und ggf. zur Formulierung mathematischer Gesetzmäßigkeiten im Wechselspiel von Deduktion und Induktion aufzeigen, damit die Kerntätigkeit eines jeden Chemikers gleichsam exemplarisch abbilden sowie offenlegen und – wenn historisch-problemorientiert vorgegangen wird – die bereits beschriebenen motivationalen Vorteile des history lift mit sich bringen (Jansen, 2014, Stäudl & Wöhrmann, 1994).

Um nun ein Mittelweg zwischen zeitökonomischer, pragmatischer, studienpraxisorientierter Deduktion und forschungsorientierter Empirie zu gehen, werden neben den oben dargestellten deduktiven Darstellungen einige Exkurse zur empirischen Ermittlung der jeweiligen Konzepte gegeben, die im Folgenden beschrieben werden. Weitere mögliche Exkurse, die aufgrund mangelnder expliziter Relevanz angesichts der Forderungen der Lehrenden und/oder des relativ hohen zeitlichen Aufwandes ausgelassen wurden, könnten die folgenden sein:

- Entwicklung des Idealen Gasgesetzes aus den Gesetzen von Boyle-Mariotte, Amontons, Avogadro und Gay-Lussac (Kaminski & Flint, 1994 A).
- Experimentelle Ableitung des molaren Volumens idealer Gase (Kühmstedt, 2015)
- Experimentelle Bestimmung der idealen Gaskonstante R.
- Schilderung der Entdeckung der Dichte durch Archimedes (Braun & Hermeling, 2000).

8.3.1. Exkurse zu den chemischen Grundgesetzen

Zunächst werden die *chemischen Grundgesetze* der Massenerhaltung, konstanten Proportionen und multiplen Proportionen empirisch ermittelt. In der historisch-problemorientierten Darstellung des Dalton'schen Atommodells sind diese Gesetze bereits dargestellt worden – sie waren es, die Dalton zur Atomhypothese führten. Im Rahmen des Lernmoduls „Stöchiometrie“ werden sie nun nicht nur wiederholt, sondern ihre Bedeutung wird experimentell mit Hilfe entsprechender Deutungsaufgaben erschlossen. Dabei stellt sich im Wesentlichen die Frage, welche Experimente aus der Fülle an Vorschlägen aus der didaktischen Literatur nicht nur besonders motivierend und eindeutig erscheinen, sondern auch fachlich korrekt mit möglichst geringer Komplexität gedeutet werden können.

Hinsichtlich der *Demonstration des Gesetzes der Massenerhaltung* werden in der didaktischen Literatur Reaktionen in geschlossenen Systemen vorgeschlagen. Hierbei erscheint insbesondere der Boyle-Versuch beeindruckend, zumal er einen spannenden, kognitiven Konflikt auslösen kann: Kohlenstoff „verschwindet“ im Laufe der Reaktion augenscheinlich und dennoch sind die Massen des Rundkolbens mitsamt Stopfen, Glasstab, Luftballon und Inhalt vor und nach der Reaktion gleich (Johannsmeyer et al., 2001). Darüber hinaus ist der Versuch auch auf der Teilchenebene einfach zu deuten, um die Erhaltung der Atome zu visualisieren. Als Edukte liegen lediglich Kohlenstoff und Sauerstoff und als Produkt liegt lediglich Kohlenstoffdioxid vor; die zeitgleiche Bildung von Kohlenstoffmonoxid durch das sich einstellende Boudoard-Gleichgewicht ist nach Abkühlen auf Raumtemperatur und bei Normaldruck zu vernachlässigen (Lide, 2009). Der Effekt des „Verschwindens“ von Kohlenstoff ließe sich verstärken, wenn man zum Vergleich Eisenwolle unter Sauerstoffatmosphäre im geschlossenen Rundkolben erhitzt; allerdings müsste hierbei die Bildung des Eisenoxid-Ionengitters entweder thematisiert oder didaktisch reduziert werden, um die Massenerhaltung auf der Teilchenebene zu verdeutlichen (Parchmann, Freienberg & Beeken, 2007). Eine Reaktion im geschlossenen System zur Verdeutlichung der Massenerhaltung wird jedoch von Hüttner und Gerdes kritisch gesehen: Warum sollte Materie in den Augen der Lernenden ein geschlossenes System verlassen? Dass Materie in einem geschlossenen Raum bleibt (z.B. Kleidung auf dem Fußboden), auch wenn eine Veränderung im Raum eintritt (z.B. Zimmer aufräumen), und nur dann entweicht, wenn wir den Raum öffnen und sie hinausgelangen kann (z. B. wenn die Kleidung zur Waschmaschine in den Keller gebracht wird), entspricht unserer Alltagserfahrung. Der kognitive Konflikt, den das Boyle-Experiment auslöst, besteht nicht darin, dass Materie (verblüffenderweise) trotz einer Reaktion in einem geschlossenen System erhalten bleibt, sondern darin, dass bei einer Reaktion (verblüffenderweise) aus einem schwarzen Feststoff in der Reaktion mit einem unsichtbaren Gas ein anderes unsichtbares Gas entstehen kann, welches (verblüffenderweise) ebenfalls eine Masse

besitzt (vgl. Kap. 6.1). Nicht die Massenerhaltung an sich wird also durch das Experiment in Frage gestellt (im Gegenteil; sie wird eindeutig bestätigt), sondern deren Anwendung auf den Sonderfall einer Reaktion, bei der aus einem farbigen Feststoff ein farbloses Gas entsteht.

Erst durch die Betrachtung offener Systeme und durch das Aufzeigen widersprüchlicher Ergebnisse hinsichtlich scheinbarer Massenzu- oder abnahme im Verlauf chemischer Reaktionen wird ein kognitiver Konflikt hinsichtlich des Gesetzes der Massenerhaltung ausgelöst, was Gerdes und Hüttner (angelehnt an die Experimente zur Massenerhaltung von Lavoisier) am Beispiel der Massenabnahme einer verbrennenden Kerze und der Massenzunahme von verbrennender Eisenwolle mit Hilfe einer Balkenwaage aufzeigt (Gerdes, 2003, Hüttner, 1994).

Die Erklärung für diese widersprüchlichen Ergebnisse lässt sich zudem (mit den bereits dargelegten Vorteilen) historisch-problemorientiert vermitteln: Lavoisier konnte 1777 die sog. Phlogiston-Theorie seiner Vorgänger widerlegen. Im Anschluss an die Beobachtung der Massenzunahme von verbrennendem Schwefel und Phosphor, die im Rahmen der Phlogiston-Theorie nur durch eine negative Masse des entweichenden „Feuerstoffs“ erklärt werden kann, führte er u.a. Verbrennungsreaktionen von Blei in einem geschlossenen System durch und formulierte das Gesetz der Massenerhaltung (Stäudl & Wöhrmann, 1994, Lavoisier, 1777).

Im Lernmodul wird daher der Weg von der Betrachtung der scheinbaren Massenzunahme bei der Verbrennung von Eisenwolle sowie Massenabnahme bei der Verbrennung einer Kerze über den historisch-problemorientierten Exkurs, welcher das Gesetz der Massenerhaltung eindeutig bestätigt, zur erneuten Problematisierung des Gesetzes im Sonderfall der Reaktion des Boyle-Versuchs mit Kohlenstoff gegangen. Aus pragmatischen und finanziellen Gründen wurde dabei darauf verzichtet, eine Verbrennung von Blei im geschlossenen System durchzuführen. Stattdessen wird die bereits in Kap. 6.3 erwähnte Verbrennung von Streichhölzern in einem mit Luftballon verschlossenen Reagenzglas in einem Video gezeigt, wobei die Auswertung auf die Verbrennung von Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid reduziert wird; in einem kurzen Kommentar wird dabei erwähnt, dass bei der Reaktion die verschiedensten Stoffe des Holzspans sowie des Streichholzkopfes verbrennen (Blume, 2008, Kaltschmitt & Hartmann, 2001). Um die Bedeutung des geschlossenen Systems beim Nachweis des Gesetzes der Massenerhaltung zu unterstreichen, wird die in Abb. 44 gezeigte Zwischenfrage zur Verständnissicherung eingesetzt (vgl. Abb. 44).

Bei der Verbrennung von Streichhölzern in einem Reagenzglas wurde ebendieses mit einem Luftballon verschlossen. Was würde passieren, wenn das Reagenzglas *nicht* verschließen würde? Die Masse des Systems wäre...

- (immernoch) vor der Reaktion genauso groß wie nachher, da das Gesetz der Erhaltung der Masse stets gültig ist.
- vorher größer als nachher. Das liegt daran, dass das Gesetz zur Erhaltung der Masse offenbar nicht immer gültig ist.
- vorher größer als nachher. Das liegt daran, dass bei der Reaktion Gase entstehen, die aus dem Reagenzglas entweichen können.
- (immernoch) vor der Reaktion genauso groß wie nachher, da die entstehenden Gase keine Masse haben.

Abb.44: Zwischenfrage zum Verständnis der Rolle des geschlossenen Systems beim Nachweis der Gültigkeit des Gesetzes der Massenerhaltung.

Das Boyle Experiment hat dabei insbesondere die Funktion, nicht nur Gase an sich, sondern vor allem *unsichtbare* Gase wie das entstehende Kohlenstoffdioxid als Massenträger zu kennzeichnen und damit der bereits beschriebenen Fehlvorstellung hinsichtlich der Masse von Gasen entgegenzuwirken (vgl. Kap. 6.1, siehe AWM 4 in Abb. 44). Darüber hinaus wurden die aus der Literatur bekannte Fehlvorstellungen hinsichtlich des Boyle-Versuchs, der feste Kohlenstoff werde lediglich gasförmig oder gar restlos vernichtet, durch einen Vergleich des Sublimationspunktes von Kohlenstoff und der Maximaltemperatur der Spitze des Innenkegels der rauschenden Flamme eines Teclubrenners (3642 °C vs. 1200-1500°) sowie das vorherige und nachherige Wiegen der Gesamtapparatatur widerlegt (Barke, 2006, Johannsmeyer, Schneider & Oetken, 2003, Sumfleth, 1992).

Fällungsreaktionen wie bspw. die Bildung von Silberchlorid werden in der Literatur ebenfalls als Experimente zur Massenerhaltung genannt, sind jedoch nicht nur erheblich weiter von Lavoisiers historischen Originalexperiment entfernt, sondern aufgrund der Bildung eines Ionengitters auf der Teilchenebene auch komplexer in der Auswertung im Vergleich zur Bildung von Kohlenstoffdioxid-Molekülen aus Kohlenstoffatomen und Sauerstoff-Molekülen (Kern, 1976).

Zur *Demonstration des Gesetzes konstanter Proportionen* gibt es zahlreiche Vorschläge aus der didaktischen Literatur, die sich auf die Bildung von Metallsulfiden aus den elementaren Stoffen beziehen, wie z.B. Kupfersulfid, Bleisulfid oder Bismutsulfid (Barke, 1998, Langenbach, 1986, Fischer-Wasels, 1977). In vielen Schulbüchern wird (vermutlich aus finanziellen sowie gesundheitlichen Gründen) die Bildung von Kupfersulfid zur Demonstration des Gesetzes herangezogen, zumal es auch im Schülerexperiment durchgeführt werden kann (Gietz, Irmer & Schierle, 2016, Kraft, Ratermann & Stoppel, 2015, Asselborn et al., 2013). Im Sinne des Anknüpfens an das Vorwissen der Lernenden wird das Experiment daher auch im Lernmodul dargestellt (vgl. Kap. 5.2.1). Durch einfaches Erhitzen eines Gemisches von Kupfer und Schwefel im zwar geschlossenen, jedoch nicht evakuierten System entstehen hierbei allerdings Gemische verschiedener Verbindungen (mindestens ein Gemisch aus Kupfer(I)oxid, Kupfer(II)oxid, Kupfer(I)sulfid, Kupfer(II)sulfid, Kupfer(II)disulfid und Kupfer(I)nitrid). Ein

eigenständig durchgeführtes Experiment mit vier Ansätzen liefert ein auf eine Nachkommastelle genaues Ergebnis des Massenverhältnisses von $3,9(\pm 0,1):1$ (Cu:S), woraus sich schließen lässt, dass offenbar im Wesentlichen Kupfer(I)sulfid (theoretisches Verhältnis von ca. 4:1 (Cu:S)) entsteht. Dabei lässt sich jedoch unter den Bedingungen des Experiments zwischen der Bildung von Kupfer(I)sulfid und Kupfer(II)oxid nicht unterscheiden, da in beiden Fällen ein Massenverhältnis von ca. 4:1 (Cu:S bzw. Cu:O) vorliegt (Wiechoczek, 2009). Darüber hinaus belegen Röntgenstrukturanalysen, dass „reines“ Kupfer(II)sulfid nicht existiert, sondern lediglich Kupfer(I,II)-sulfid-Mischkristalle mit tetraedrisch von S^{2-} -Ionen umgebenen Cu^+ -Ionen und trigonal von S_2^{2-} -Ionen umgebenen Cu^{2+} -Ionen mit der Verhältnisformel $Cu^I_2Cu^{II}(S_2)S$ (Holleman & Wiberg, 2007). Im Rahmen eines studienvorbereitenden Propädeutikums sind diese Aspekte der Reaktion im Sinne der fachlichen Korrektheit entsprechend zu diskutieren und nicht einfach als „Messfehler“ abzufertigen, was durch einen Exkurs erfolgt, in welchem ebenfalls der Weg von den Massenverhältnissen über die Normierung der Massen verschiedener Stoffe durch Molmassen (historisch durch das Gesetz von Avogadro ermöglicht) zu den Stoffmengenverhältnissen gezeigt wird (Maulbetsch, 2003 A, vgl. Kap. 8.3.2). Motivierender für die Lernenden erscheint jedoch die Demonstration des Gesetzes konstanter Proportionen durch die Knallgasreaktion bei verschiedenen Volumina von Wasserstoff- und Sauerstoffgas (z.B. 1:1, 2:1 und 1:2). Mit Hilfe des Gesetzes von Avogadro gelangt man hierbei von den Volumenverhältnissen (erneut über die Molmassen oder über in Gasewägekugeln ermittelte Massen bestimmter Gase sowie Atommassen) zur Verhältnisformel von Wasser und zu den Stoffmengenverhältnissen der Synthesereaktion (Haas et al., 2003, Maulbetsch, 2003 A, vgl. Kap. 8.3.3). Je besser die stöchiometrischen Verhältnisse stimmen, desto lauter knallt es: Eindrucksvoller kann man das Gesetz der konstanten Proportionen wohl nicht vermitteln.

Zudem lässt sich an die Knallgasreaktion die Behandlung einer weiteren Reaktion anschließen, die aus den gleichen Elementen eine andere Verbindung erzeugt und damit zur *Demonstration der multiplen Proportionen* geeignet ist: Im sog. Anthrachinon-Verfahren lässt sich aus Wasserstoff und Sauerstoff im Stoffmengenverhältnis von 1:1 Wasserstoffperoxid bilden, wobei ein 2-Alkyl-Athrachinon und Palladium als Katalysatoren eingesetzt werden. Der genaue Mechanismus kann dabei problemlos didaktisch reduziert und die großtechnische Bedeutung des Verfahrens zur Herstellung bspw. von Bleichmitteln dargelegt werden. Somit wird deutlich: Es gibt mehrere Verbindungen aus den gleichen Elementen, deren Moleküle sich in ihrem Atomanzahlverhältnis unterscheiden; selbiges lässt sich am Beispiel von Kupfer(I)sulfid, Kupfer(I,II)sulfid und Kupfer(II)disulfid ebenfalls auf ladungsneutrale Einheiten in Ionenkristallen und ihr entsprechendes Ionenverhältnis zueinander übertragen (Holleman & Wiberg, 2007).

8.3.2. Exkurs zur Bestimmung von Atom- und Molekülmassen nach Avogadro

Darüber hinaus zeigen einige Autoren eine *empirische, historisch-problemorientierte Bestimmung von Atom- und Molekülmassen sowie prozessbezogenen Reaktionsgleichungen* auf, die im Lernmodul übernommen wurde (Baalmann et al., 1998, Kaminski & Flint, 1994 B, Fischer-Wasels, 1977).

Anhand der Reaktion von Natrium mit Chlorwasserstoffgas sowie der anschließenden Knallgasprobe lässt sich schließen, dass Chlorwasserstoff aus Wasserstoff und Chlor besteht: Die Knallgasprobe ist positiv und es bilden sich weiße Kristalle auf der Oberfläche des Natriumstücks (qualitative Analyse). Gibt man in einem nächsten Schritt ein Gemisch aus 30 mL Wasserstoffgas und 30 ml Chlorgas zusammen, so entstehen insgesamt 60 ml Chlorwasserstoffgas (quantitative Analyse).

Mit Avogadros Hypothese lässt sich dies insofern deuten, als dass ein bestimmtes Volumen eines Gases bei konstantem Druck und konstanter Temperatur die gleiche Anzahl an Molekülen oder Atomen enthält. Geht man nun zusammen mit Avogadro davon aus, dass (im Verhältnis) ein Wasserstoffmolekül und ein Chlormolekül zu *zwei* Chlorwasserstoffmolekülen reagieren, lässt sich in einem nächsten Schritt schließen, dass ein Wasserstoffmolekül und ein Chlormolekül (im einfachsten Fall) jeweils aus zwei Atomen gleicher Sorte bestehen (H_2 und Cl_2) und ein Chlorwasserstoffmolekül aus einem Chloratom und einem Wasserstoffatom besteht (HCl) (Deutung auf der Teilchenebene). Mathematisch wären hierbei auch andere Lösungen denkbar (z.B. $H_4 + Cl_4 \rightarrow 2 H_2Cl_2$); allerdings hat sich bislang gezeigt, dass aus einem Liter Wasserstoff-Gas in einer Reaktion nie mehr als 2 Liter einer gasförmigen Wasserstoff-Verbindung entstehen, sodass es naheliegend ist, dass sowohl das Wasserstoff- als auch das Chlormolekül aus nur zwei Atomen besteht. Auf diese Weise kommt man - frei nach Dierks - auch „ohne Mol zum Symbol“ (Dierks, 1988); vergleichbar wäre ein Weg über die Synthese von Wasser aus den Elementen im Eudiometer, wobei hier lediglich ein anderes Verhältnis der Edukte (2:1) vorliegt.

Um die Hypothese Avogadros weiterführend anzuwenden, lassen sich die Massen von je einem Liter eines Gases bestimmen und zueinander ins Verhältnis setzen. Als Ergebnisse erhält man, dass ein Liter Chlorgas 35,5-mal schwerer ist als ein Liter Wasserstoffgas (quantitative Analyse); da beide Stoffe aus zweiatomigen Molekülen bestehen, ist folglich ein Chloratom 35,5-mal schwerer als ein Wasserstoffatom (Deutung auf der Teilchenebene). Für Feststoffe und Flüssigkeiten ist dieser Weg nur dann möglich, wenn sie sich entweder leicht verdampfen lassen oder zu einem Gas mit Molekülen bekannter Summenformel (z.B. CO_2) umsetzen lassen; ansonsten müsste das Dulong-Petit-Gesetz eingeführt werden, was jedoch im Rahmen des Propädeutikums didaktisch reduziert wird (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Da sich im Vergleich mit anderen Gasen stets herausstellt hat, dass Wasserstoff das leichteste ist und die Masse einzelner Atome zur Zeit Avogadros nicht gewogen werden konnte, war es sinnvoll, eine

neue, relative Maßeinheit festzulegen: die relative atomare Masseneinheit von Dalton; später als unified atomic mass unit (u) bezeichnet (Petley, 1989). Gemäß Daltons ursprünglichen Vorschlag wäre die Masse eines Wasserstoffatoms 1u; ein Chloratom wiegt dementsprechend 35,5u.

Schließlich benötigt man einen Umrechnungsfaktor zwischen der Atommasse m_A in der Einheit u und der Masse einer bestimmten Anzahl an Atomen M in einer messbaren Einheit; hierfür wurde das Gramm (g) gewählt. Die sog. Avogadrokonstante N_A stellt diesen Zusammenhang her:

$$M \triangleq N_A \cdot m_A \quad (1)$$

$$[M] = \text{g}; [m_A] = \text{u}$$

N_A hat dabei einen bestimmten Zahlenwert, welcher bspw. genau der Teilchenzahl N an Wasserstoffatomen mit der Masse 1u entspricht, die in der Summe 1g wiegen. Der Zahlenwert wird vermutlich sehr groß sein, weshalb es sinnvoll ist, eine neue Einheit für diesen Zahlenwert festzulegen. Diese Einheit wird „mol“ genannt. Da die Teilchenzahl N selbst keine Einheit hat, wird zudem eine neue Größe mit der Einheit „mol“ eingeführt: die Stoffmenge n. Hier gilt folgende Beziehung:

$$N = N_A \cdot n \quad (2)$$

$$[N_A] = \frac{1}{\text{mol}}; n = \text{mol}$$

Wenn n die Einheit „mol“ haben soll und N keine Einheit, muss schließlich N_A die Einheit „ $\frac{1}{\text{mol}}$ “ erhalten. Damit erhält die Masse einer bestimmten Anzahl an Atomen M aus Gleichung (1) einen neuen Namen (*Mol*masse) und eine neue Einheit ($\frac{\text{g}}{\text{mol}}$) (mathematische Gesetzmäßigkeiten) (Maulbetsch, 2003 A; Fischer-Wasels, 1977). Damit ergibt sich durch die Einheit mol für eine bestimmte Teilchenzahl ein praktischer Zusammenhang zwischen Atommasse und molarer Masse des zugehörigen Stoffes ($1\text{u} \triangleq 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$); die molaren Massen eines Stoffes können also direkt mit Hilfe von Informationen des Periodensystems abgelesen bzw. berechnet werden

Im Sinne der historischen Korrektheit muss dabei erwähnt werden, dass diese Zusammenhänge erst nach dem Tod von Avogadro aufgestellt wurden und die Avogadrokonstante im Laufe der Geschichte vielfach neu ermittelt wurde, zuletzt 2010 im Rahmen des Avogadro-Projektes der Universität Braunschweig mittels Kugelinterferometrie an einer hochreinen ^{28}Si -Kugel (Andreas et al, 2011). Zudem wird die genaue Definition der SI-Basiseinheit „mol“ (Anzahl der Kohlenstoffatome in 12g Kohlenstoff des Isotops ^{12}C) sowie die davon abgeleitete Definition der SI-zugelassenen Einheit „u“ (nicht mehr gemäß Daltons Vorschlag auf Wasserstoff bezogen, sondern ein Zwölftel der Masse eines ^{12}C -Kohlenstoffatoms) angegeben (Taylor & Thompson, 2008).

Mit Hilfe dieses Exkurses wird den Lernenden also in erster Linie bewusst, dass die Avogadrokonstante nicht einfach vom Himmel gefallen ist, sondern in einem Forschungsprozess des beginnenden 19. Jahrhunderts gefordert und im Laufe der Forschungsgeschichte mehrfach durch verschiedene Methoden neu ermittelt wurde.

8.3.3 Exkurs zur Bestimmung von Summen- und Verhältnisformeln

Zur *empirischen Bestimmung von Summen- und Verhältnisformeln* sowie prozesszugehörigen Reaktionsgleichungen (über das Gesetz der konstanten Proportionen hinaus, wo eine solche Bestimmung angeschlossen wurde (s.o.)) findet man in der didaktischen Literatur sowie in Schulbüchern die folgenden alternativen Verfahren:

- Ermittlung der Verhältnisformeln von Kupfer(II)oxid und Kupfer(II)chlorid durch die Umsetzungsreaktion mit Methan oder Wasserstoff (Seitz, 1976).
- Ermittlung der Verhältnisformel von Silberoxid durch thermische Analyse (Tausch & Wachtendonk, 2010).
- Ermittlung der Summenformel von Wasser durch Synthese mit Hilfe eines Eudiometers.
- Ermittlung der Summenformel von Chlorwasserstoff durch Synthese im Kolbenprober (Fischer-Wasels, 1977).

Im Lernmodul wurden aus dieser Liste die Ermittlung der Verhältnisformel von Silberoxid durch thermische Analyse und die Ermittlung der Summenformel von Chlorwasserstoff durch Synthese im Kolbenprober aus den folgenden Gründen ausgewählt:

- Es handelt sich um vergleichsweise einfache Vorgehensweisen, die an dieser Stelle ohne weitere didaktische Reduktion der Funktionsweise von Geräten (z.B. des Eudiometers) auskommt.
- Es müssen keine vergleichsweise komplexen Reaktionsgleichungen betrachtet werden (wie etwa die Redoxreaktionen zur Bildung von Kupfer aus Kupfer(II)oxid und Kupfer(II)chlorid mit Hilfe von Methan oder Wasserstoff).
- Es ist erneut ein history lift (Jansen, 2014) möglich - Avogadro hat zu seiner Zeit ebenfalls die Synthese von Chlorwasserstoff im geschlossenen System durchgeführt und damit nicht nur die Summenformel von Chlorwasserstoff experimentell bestätigt, sondern auch geschlossen, dass die elementaren Stoffe Wasserstoff und Chlor molekular auftreten (Fischer-Wasels, 1977).

Somit werden zwei vergleichsweise einfache und eindeutige Verfahren zur Bestimmung einer Verhältnis- und einer Summenformel dargestellt.

8.4 Die Stoffmenge und das Mol – diffus aus Lernaltersicht, praktisch aus Chemikersicht

Die Stoffmenge ist als SI-Basisgröße eine der wichtigsten Größen in der quantitativen Arbeit eines Chemikers. Umsatz- und Ausbeuteberechnungen bei Synthesen sowie Mengenangaben in der analytischen Chemie sind ohne sie nicht denkbar. Untrennbar mit ihr verbunden ist die SI-Basiseinheit [mol], die wohl jedem bekannt ist, der in der Schule Chemieunterricht hatte (IUPAC, 2007).

In der didaktischen Literatur werden zahlreiche Schwierigkeiten im Umgang mit dem Stoffmengen- und Mol-Konzept beschrieben. Die Stoffmenge gilt aus Lernaltersicht als diffuses Konzept; es lässt sich nur schwer von den Konzepten „Stoffportion“, „Masse“, „Mol“ und „Konzentration“ trennen, was sich u.a. auf mangelndes vernetzendes Denken hinsichtlich des Kontinuums und Diskontinuums (die Stoffmenge als Eigenschaft einer Stoffportion lässt sich zum Gegensatz zu den Eigenschaften Masse und Volumen nicht mit den Sinnen erfassen), auf die laut IUPAC seit 1969 ungebräuchliche, aber von einigen Lehrkräften dennoch vermittelte Definition des „Mol“ als „Gramm-Molekül“ und auf unklaren Alltagssprachgebrauch zurückführen lässt: Der Begriff „Menschen*masse*“ wird beispielsweise synonym zum Begriff „Menschen*menge*“ gebraucht (Nic, Jirat & Kosata, 2018 H, Barke & Sauermann, 2003, Rossa, 1998, Dierks, 1988, Weniger, 1982 A und B).

Das Grundproblem des Molbegriffs scheint – genauso wie beim Übergang klassischer zu quantenmechanischer Vorstellungen – in der mangelnden Anschaulichkeit zu liegen (vgl. Kap. 6.6). Vor der Einführung der Konzepte „Stoffmenge“ und „Mol“ werden im Unterricht der Mittelstufe (genauso wie im Rahmen des Propädeutikums) Reaktionsgleichungen in der Symbolschreibweise vermittelt und mit Hilfe des Dalton'schen Atommodells visualisiert; bspw. reagiert *ein* Kohlenstoffatom mit *einem* Sauerstoffmolekül zu *einem* Kohlenstoffdioxidmolekül. Diese Einheiten der submikroskopischen Ebene lassen sich entweder als Kreise oder als Kugeln, Legobausteine etc. visualisieren, auszählen und/oder zusammensetzen. Mit der Einführung des Stoffmengenkonzepts und des Molbegriffs (mit notwendiger Einführung der Molmasse) ist diese konkrete Anschaulichkeit dahin; das Mol stellt eine unvollständig große Anzahl dar; die Lernmotivation sinkt auf ein Minimum – ohne dass es zu einer Thematisierung des verwandten Konzepts „Konzentration“ gekommen ist (Fiebig & Melle, 2001).

Darüber hinaus wird bei der Einführung des Stoffmengenkonzepts die Auseinandersetzung mit Chemie auf einen Schlag zur Auseinandersetzung mit Mathematik; es werden Fähigkeiten des Umformens von linearen Gleichungen, der Bruchrechnung, des Umgangs mit Zehnerpotenzen sowie der Handhabung eines Taschenrechners verlangt, was ebenfalls zu Problemen führen kann (Parchmann, Rebentisch & Schmidt, 2003).

Um die Lernenden trotz dieser Schwierigkeiten zu einer lernwirksamen Auseinandersetzung mit den beiden Konzepten zu bewegen, müssen die folgenden Fragen aus ihrer Sicht plausibel beantwortet werden:




- 1) Was nutzt das Konzept der „Stoffmenge“? Warum reicht es nicht aus, auf der Stoffebene Portionen eines Stoffes durch direkt messbaren Größen wie deren Masse oder deren Volumen zu bestimmen?
- 2) Was nutzt die Einheit „mol“? Warum reicht es nicht aus, auf der Teilchenebene Atome, Moleküle und Ionen auszuzählen und warum wird die Stoffmenge nicht in einer griffigeren, leichter vorstellbaren Einheit wie etwa „10ner-Packung“ angegeben?
- 3) Wenn nun die Einheit „mol“ aus bestimmten Gründen indiskutabel ist: Wie soll man sich eine Zahl mit 23 Nachkommastellen vorstellen, oder anders gefragt: *Wie klein und leicht ist ein Atom wirklich?*
- 4) Welche mathematischen Operationen mit der Größe Stoffmenge sowie verwandten Größen werden verlangt und wie sind sie zu bewältigen?
- 5) Schließlich: *Welche Bedeutungen für die Lebenswelt sowie für die Chemie haben quantitative Betrachtungen chemischer Reaktionen sowie anderer stoffdynamischer Prozesse mit Hilfe der Stoffmenge?* (Parchmann, Rebentisch & Schmidt, 2003, Wegner, 1988)

Frage 1) ist bereits im historisch-problemorientierten Exkurs zur Bestimmung der Atom- und Molekülmassen thematisiert worden (vgl. Kap. 8.3.2): Die Avogadrokonstante ist gleichermaßen Proportionalitätsfaktor zwischen messbarer und (zur Zeit Avogadros) unmessbarer Masseneinheit von Atomen, Molekülen und Ionen wie zwischen Teilchenanzahl und Stoffmenge. Somit ist die Stoffmenge zunächst nichts anderes als die Teilchenanzahl in der Einheit mol.

Als Eigenschaft einer Stoffportion bildet sie nun eine verlässliche Brücke zwischen der Stoff- und Teilchenebene, sodass die Einheiten zweier Stoffportionen in Beziehung zueinander gesetzt werden können, was ihren entscheidenden Vorteil gegenüber den Eigenschaften „Masse“ und „Volumen“ ausmacht, mit denen ebenfalls Stoffportionen (d.h. Teile eines Stoffes) beschrieben werden können. Mit dem Ausdruck „eine Stoffmenge von 1 mol“ bezeichnet man also einerseits eine Stoffportion wie auch die Teilchenanzahl dieser Stoffportion und andererseits immer gleiche Teilchenanzahlen, egal welcher Stoff bezeichnet wird. Die Ausdrücke „eine Masse von 1 kg“ und „ein Volumen von 1 L“ beziehen sich ausschließlichs auf die Stoffebene: 1 kg Kochsalz hat bspw. eine andere Anzahl an NaCl-Einheiten als 1 kg Traubenzucker an Glucose-Einheiten. Umgekehrt haben Stoffportionen verschiedener Stoffe mit der gleichen Stoffmenge verschiedene Massen und bei

Raumtemperatur (25°C) und Luftdruck (ca. 1 bar) verschiedene Volumina, was in Tab. 18 dargestellt wird.

Tab. 18: Mengenangaben von Zucker (Sacharose), Schwefel und Kupfer im Vergleich. Es wird deutlich, dass bei gleicher Stoffmenge (1 mol) völlig verschiedene Massen und Volumina vorliegen.

	Zucker (Sacharose)	Schwefel	Kupfer
Stoff			
Stoffmenge		1 mol	
Masse	ca. 342 g	ca. 32 g	ca. 64 g
Volumen	ca. 0,2 L	ca. 0,002 L	ca. 0,007 L

Die Stoffmenge ist jedoch noch mehr als eine Teilchenanzahl in einer bestimmten Einheit: Als Basisgröße des Internationalen Größensystems hat sie die Bedeutung, die *dynamische Eigenschaft einer Stoffportion* zu bezeichnen, im Rahmen einer chemischen Reaktion umgesetzt werden zu können. In diesem Sinne ist die Stoffmenge die zentrale quantitative Größe des Chemikers, der sich für die Menge an Atomen, Molekülen oder Ionen interessiert, die im Rahmen chemischer Reaktionen umgesetzt werden (DIN, 2013, Stübs & Wegner, 1983, Zenker, 1979, vgl. Kap. 8.3).

Damit ist der Begriff „Stoffmenge“ nicht etwa unglücklich gewählt, weil mit ihm lediglich eine Aussage über die Teilchenebene getroffen wird, wie u.a. Barke und Sauer mann auf Basis der IUPAC-Definition beschreiben – er ist im Gegenteil sehr treffsicher, da es sich wohl unumstritten um eine *Stoffeigenschaft* handelt, aus einer gewissen *Teilchenanzahl* zu bestehen (Barke & Sauer mann, 2003, Weniger, 1982 B). So lässt sich bspw. problemlos formulieren: Kohlenstoff mit einer Stoffmenge von $n = 1$ mol (Stoffeigenschaft) besteht aus einem mol an Kohlenstoffatomen (Beschreibung auf der Teilchenebene).

Je nach Art des Stoffes bezeichnet die Stoffmenge eine bestimmte Anzahl an Atomen (bei metallischen elementaren Stoffen oder bestimmten nichtmetallischen elementaren Stoffen wie etwa Kohlenstoff), Molekülen (bei Metall-Nichtmetall-Verbindungen und bei bestimmten nichtmetallischen elementaren Stoffen wie etwa Schwefel) oder ladungsneutralen Einheiten (bei Ionenverbindungen) der Stoffportion, sodass die jeweils auf der Teilchenebene betrachteten Einheiten angegeben werden müssen (Parchmann, Rebentisch & Schmidt, 2003).

Da die Stoffmenge selbst (n) nicht messbar ist, jedoch die Masse einer Stoffportion (m) gewogen werden kann und die sog. Molmasse des Stoffes (M) über die Avogadrokonstante mit der jeweiligen Atom- oder Molekülmasse im Zusammenhang steht, lässt sie sich über die Beziehung $n = \frac{m}{M}$ ausdrücken (Deißenberger, 2003, Merkel, 1980). In diesem Sinne zählt der Chemiker durch wiegen (Barke & Saueremann, 2003). Dabei ist der Begriff „Molmasse“ ebenfalls nicht leicht zu begreifen – verglichen mit der Dichte, einer anderen intensiven und daher charakteristischen Stoffgröße, ist er zunächst erheblich unanschaulicher, weil er mit der Lebenswelt scheinbar nichts zu tun hat. Die Dichte eines Stoffes bestimmt bspw. ob ein Gegenstand aus dem Stoff in Wasser schwimmt, schwebt oder sinkt und warum bspw. Lecks in Butangasflaschen besonders gefährlich sind (Butan verflüchtigt sich nicht einfach, sondern breitet sich am Boden aus, da es bei Raumtemperatur eine höhere Dichte als die Umgebungsluft aufweist); dagegen ist die Molmasse lediglich für den Chemiker interessant (Rossa, 1998). Daher wird ihre Bedeutung als Proportionalitätskonstante zwischen der Masse und der Stoffmenge eines bestimmten Stoffes im Rahmen des Lernmoduls durch verschiedene, praktikumsvorbereitende Übungsaufgaben eingeübt (vgl. Kap. 8.3).

Schießlich ist die Stoffmenge paradoxerweise nicht nur für Stoffportionen, sondern auch für Quanten und Elementarteilchen anwendbar; da im Rahmen des Propädeutikums jedoch nur Elektronen im Rahmen des Aufstellens von Redoxgleichungen (und da auch nur indirekt und nicht explizit ausformuliert) mit der Größe „Stoffmenge“ beschrieben werden, wird dies im Rahmen der Darstellung des Lernmoduls vernachlässigt (Tausch, 2003).

Frage 2) klärt sich quasi von selbst, wenn man betrachtet, dass eine Stoffmenge von einem Mol der Teilchenanzahl von ca. $6 \cdot 10^{23}$ entspricht. Weder ergibt es Sinn, eine solch große Zahl bei allen quantitativen Berechnungen mitzuführen, noch ist es sinnvoll, kleinere Teilchenanzahlen zu betrachten, wenn man bspw. bei der Synthese von neuen Stoffen in der Größendimension von milli- Gramm bis Gramm in den chemischen Grundpraktika arbeitet und dafür Stoffmengen im milli-Mol- bis Mol-Bereich umsetzt oder in Wasser löst.

Zwar begegnen den Lernenden auch kleinere Stoffportionen in ihrer Lebenswelt, etwa im Bereich Ernährung: die Empfohlene tägliche Nährstoffzufuhr von Vitamin B9 (Folsäure) beträgt bspw. 60-600 Mikrogramm (μg) (Deutsche Gesellschaft für Ernährung e.V., 2016). Auch hierbei handelt es sich jedoch um eine kaum greifbarere Menge von ca. $8 \cdot 10^{17}$ bis $8 \cdot 10^{18}$ Folsäure-Molekülen, die nach einer praktischen Mengeneinheit (in diesem Fall: ca. 13 Mikro-Mol) verlangen.

Kurzum: Mit der Einheit mol gelingt es, die Anzahl an betrachteten Einheiten in labor- und lebensweltüblichen Massen eines Stoffes für quantitative Berechnungen handhabbar zu machen.

Diese Praktikabilität der Einheit lässt sich wie in der didaktischen Literatur vorgeschlagen durch die Verdeutlichung pragmatischer Stückzahlen als Mengeneinheiten für bestimmte Gegenstände in der

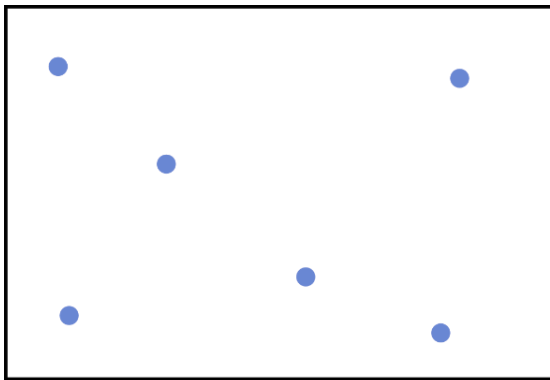
makroskopischen Welt verdeutlichen (Sauer mann & Barke, 2003, Rein, 1991). Da allerdings Begriffe wie „Dutzend“, „Schock“ oder „Groß“ nicht mehr im Sprachgebrauch der Lernenden liegen, wird stattdessen die Einheit „Packung“ für das Zählen von Gummibärchen gewählt. Eine Packung Gummibärchen enthält durchschnittlich etwa 87 einzelne Bären. So wie wohl niemand auf die Idee kommt zu sagen, er gehe 87 Gummibärchen kaufen, weil dies eine unpraktische Mengenangabe ist, und stattdessen „eine Packung“ kaufen geht, kommt der Chemiker ebenfalls nicht auf die Idee, von den $6 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatomen zu sprechen, die bei einer Reaktion umgesetzt werden, und spricht daher von Kohlenstoff mit einer Stoffmenge von „einem mol“ Kohlenstoffatomen (Reinmuth, 2015). Die Grenzen dieser Analogie (Schwankungen in den Massen von Gummibärchen vs. Massenkonstanz von Kohlenstoffatomen des gleichen Isotops; ausschließlich „ganze“ Packungen von Gummibärchen im Supermarkt vs. „Bruchteile“ des Mols; verschiedene Packungsgrößen von Gummibären vs. festgelegte Einheit Mol u.a.) werden dabei im Rahmen des Lernmoduls durch eine Zwischenfrage aufgegriffen.

Darüber hinaus ist es wichtig zu demonstrieren, was bei der Zerlegung von Formeleinheiten wie etwa „NaCl“ passiert: Bedingt durch eine Art Überinterpretation des Konzeptes der Massenerhaltung bzw. eine Fehlanwendung des Erhaltungskonzeptes hinsichtlich der Stoffmenge kann es Lernenden schwer fallen zu verstehen, dass aus einem Mol „NaCl“-Einheiten auch ein mol „Na⁺“-Kationen und ein Mol „Cl“-Ionen in Lösung gehen können; „wie können aus einem Mol insgesamt zwei Mol werden, ohne dass etwas hinzukommt?“, würden diese Lernenden fragen (Kienast, 1999). Daher wird dieses gedankliche Zerlegen von Formeleinheiten in Ionen bzw. Molekülen in Atomen ebenfalls im Rahmen des Lernmoduls eingeübt; schließlich bildet es eine Grundlage für die stöchiometrische Interpretation von Reaktionsgleichungen. Als Analogie kann hier das Zerlegen von Brillen in Brillengestelle und Brillengläser dienen (Sauer mann & Barke, 2003).

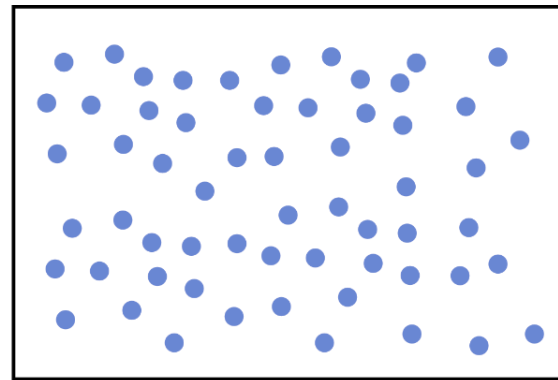
Hinsichtlich Frage 3) finden sich von Vollmer (z.T. auf Stöcker verweisend) Versuche der Veranschaulichung, u.a. der Folgende: „Würde man von der Erde eine Straße zur Sonne bauen und diese mit Millimeterpapier bekleben und dann auf jedes mm² ein Atom legen, so wäre für $6 \cdot 10^{23}$ Atome eine 4000 km breite Straße notwendig (Vollmer, 1976, S. 339, Stöcker, 1960)“. Ein weiterer Versuch besteht darin zu verdeutlichen, dass die gesamte Weltbevölkerung (ca. 80 Milliarden Menschen) in ihrem gesamten Leben (ca. 80 Jahre) nicht in der Lage wäre, $6 \cdot 10^{23}$ Atome zu zählen, wenn jeder dieser Menschen pro Sekunde ein Atom zählen würde: Man bräuchte 3000-mal so viele Menschen oder jeder müsste 3000-mal schneller zählen (Asselborn et al., 2013).

Ob mit solchen Sprachbildern deutlicher wird, wie viele Atome bei einer Stoffmenge von einem mol vorliegen, ist zumindest zu bezweifeln: Wer kann sich eine 4000 km breite Straße vorstellen, geschweige denn die Distanz der Erde zur Sonne oder 3000-mal die Weltbevölkerung? Außer einem

Konzept wie „sehr, sehr große Anzahl an Atomen“ wird wohl keine konkrete Vorstellung entstehen. Aus Ehrlichkeit den Lernenden gegenüber bleibt also nichts Anderes übrig, als deren Bereitschaft einzufordern, das Mol (genauso wie die Masseneinheit u) als notgedrungen abstrakte, jedoch praktische Einheiten angesichts der elementaren Bedeutung des Stoffmengenkonzepts für die quantitative Arbeit in der Chemie hinzunehmen; Asselborn et. al. nennen das Mol daher auch „unvorstellbar groß“ (Asselborn et al., 2013, S. 87, Dierks, 1988). Im Lernmodul wird durch Abb. 45 verdeutlicht: bereits $6 \cdot 10^2$ Atome in Gestalt von blauen Kugeln sind nicht mehr sinnvoll im gleichen Volumen zu visualisieren wie $6 \cdot 10^1$ und $6 \cdot 10^0$ Atome.



6 Atome



60 Atome

Abb. 45: Vergleich der Anzahl von $6 \cdot 10^0$ (links) und $6 \cdot 10^1$ (rechts) Atomen. Es wird deutlich, dass bereits $6 \cdot 10^2$ Atome nicht mehr sinnvoll im gleichen Volumen zu visualisieren sind; $6 \cdot 10^{23}$ Atome also erst recht nicht. Das mol bleibt somit eine abstrakte Einheit.

Hinsichtlich der Fragen 4) und 5) wurde schließlich bereits beschrieben, dass den Lernenden entsprechende Lösungsbeispiele zu laborpraktischen Tätigkeiten vorgegeben und eingeübt werden, wie in Kap. 8.3 beschrieben ist. Weitere Kontexte, in denen quantitative Betrachtungen von chemischen Reaktionen sowie anderer stoffdynamischer Vorgänge auf Basis des Stoffmengenkonzeptes notwendig erscheinen, werden ebenfalls in Kapitel 8.3 aufgezeigt.

8.5 Der Energieumsatz chemischer Reaktionen – Grundlagen der Thermodynamik

Stoffdynamische Prozesse haben stets einen bestimmten Energieumsatz, wobei die Thermodynamik als physikalisches Teilgebiet grundlegende Konzepte zur Beschreibung dieser Energieumsätze zur Verfügung stellt. Die Vorwissensstudie von 2013 ergab, dass die teilnehmenden Studierenden der Universität Göttingen mit diesen Konzepten große Schwierigkeiten haben: Weder wurde angemessen zwischen exothermen und endothermen Reaktionen differenziert (27% korrekte Lösungen von

Hauptfach- und 14% korrekte Lösungen von Lehramtsstudierenden), noch war es möglich, die Entropieänderung bei einer freiwillig ablaufenden Reaktion zu beschreiben sowie zwischen exergonischen und endergonischen Prozessen zu unterscheiden (2% korrekte Lösungen von Hauptfach- und 7% korrekte Lösungen von Lehramtsstudierenden) (vgl. Kap. 3.2.1.2). Ausgehend von den Forderungen der Lehrenden der Universität Göttingen sowie den betrachteten Kerncurricula werden daher im Lernmodul „Energieumsatz chemischer Reaktionen und physikalischer Vorgänge“ sechs Aspekte für nötig erachtet (Schmutzler, 2005):

- 1) Klärung des Energiebegriffs
- 2) Beschreibung des Phänomens der Energieumwandlung
- 3) Unterscheidung von Temperatur T , Wärme W und Wärmeenergie E_{th}
- 4) Definition der inneren Energie U
- 5) Definition und Anwendung der Enthalpie H
- 6) Definition und Anwendung der Entropie S sowie der freien Enthalpie G

Ebendiese Aspekte werden nun hinsichtlich ihrer didaktischen Relevanz ausgeführt:

1) Es erfolgt zunächst eine Klärung des Energiebegriffs. Ebendieser ist aus dem Alltag, den Medien und der Wissenschaft nicht wegzudenken - wir sprechen von „erneuerbaren Energien“ im Unterschied zu fossilen Brennstoffen, wir diskutieren über Alternativen zur „Atomenergie“, beschweren uns über steigende „Energiekosten“ und ineffiziente „Energieumwandlung“, nutzen Akkus als „Energiespeicher“ und LED-Leuchten als „Energiesparmaßnahme“, haben „keine Energie mehr“, wenn wir uns schlapp fühlen usw. Wie schwierig es allerdings ist, zu definieren, was genau Energie ist, belegt eine empirische Studie von Sieve & Rehm mit SuS in den Jahrgängen 8-10 ($n = 92$). Darin wurde

- von ca. 32% der SuS Energie als „Kraft“ oder „Antrieb“ eines Phänomens definiert; also als das, was einen Prozess „am Laufen hält.“
- von ca. 68% der SuS keine Definition geliefert, sondern eine Umschreibung mit Hilfe einer Erscheinungsform von Energie (z.B. „Energie ist u.a. Bewegungsenergie“ oder „Energie wird bei einer chemischen Reaktion umgesetzt.“) (Sieve & Rehm, 2012).

Ersteres wird verständlich, wenn man sich die synonyme Verwendung der Begriffe „Energie“ und „Kraft“ in der Umgangssprache vergegenwärtigt: ob man nun „keine Energie“ oder „keine Kraft mehr“ hat, wenn man mit dem Fahrrad einen Berg hochgefahren ist, macht von der Wortwahl keinen Unterschied. Letzteres verwundert ebenfalls nicht, da im naturwissenschaftlichen Unterricht

verschiedene Energieformen thematisiert werden, zeigt jedoch auch, dass ein Energiebegriff wie „abstrakte, materiellose, mengenhafte Größe, die in einem System gespeichert werden kann und bei einem Prozess weder verloren geht noch aus dem Nichts erzeugt werden kann“, nicht ohne anschauliche Beispiele verinnerlicht werden kann (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015).

Klar ist jedoch: Einen didaktisch angemesseneren, allgemeinen Energiebegriff als den gerade formulierten gibt es nicht. Die Definition „Fähigkeit, Arbeit zu leisten“ ist für Lernende zu nah an einem alltäglichen Kraft-Verständnis: Wenn etwas zu etwas Anderem fähig ist, muss es auch Kraft haben. Zudem erschwert eine solche Definition die Unterscheidung zwischen der *Zustandsgröße* Energie und den *Prozessgrößen* Arbeit und Wärme (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015). Dass sich Lernende bei der „Energiespeicherung“ und bei dem „Energietransport“ typischer- und fälschlicherweise etwas Materielles vorstellen, wird durch didaktische Modelle wie z.B. das sog. „Energierucksackmodell“ für die Sekundarstufe I verschärft (Brand, 2015). Dennoch sind beide Begriffe unumgänglich und erfordern zudem eine anschlussfähige Definition eines thermodynamischen Systems sowie der zugehörigen Umgebung (Duit, 2007). Für eine angemessene Definition des Energiebegriffs im Rahmen des Lernmoduls sind also die folgenden Aspekte vonnöten:

- Energie ist eine abstrakte, materiellose, mengenhafte, unvergängliche und umwandelbare Zustandsgröße eines Systems. Man kann sagen: Energie ist in einem System enthalten.
- Ein System ist dabei ein bestimmter Teil des Universums (z.B. der Inhalt eines Gefäßes); die Umgebung zu dem System ist der Rest des Universums.
- Als Zustandsgröße ist die Energie weder sicht- noch erfahrbar. Sie ist stattdessen die Größe, an der man abliest, wie viel Arbeit ein System in einem Prozess verrichten bzw. wie viel Wärme abgegeben werden kann.
- Energie ist aber nicht der Auslöser für einen Prozess. Auslöser ist entweder verrichtete Arbeit oder zugeführte Wärme (Prozessgrößen).
- In einem Prozess wird eine Energieform in eine andere Energieform umgewandelt.
- Energie ist etwas Anderes als Kraft. Kraft wird benötigt, um Arbeit zu verrichten; ist also im Gegensatz zur Energie eine gerichtete Größe.
- Energie kann nur zusammen mit einem System transportiert werden; sie existiert nicht außerhalb von Systemen.

Damit ist eine abstrakte Grundlage für den Energiebegriff gelegt, die es im Folgenden mit Leben zu füllen und entsprechend anzuwenden gilt. Die Alternative, empirisch in das Thema einzusteigen (bspw. historisch-problemorientiert über die Analyse der Funktionsweise einer Dampfmaschine, über die Frage nach der Effizienz alternativer Heizungssysteme (z.B. Gas vs. Pellets), über die Frage nach der

Funktionsweise menschlicher Ernährung, über die Wärmeübertragung zwischen verschiedenen Wasserbecken (Schmidt-Sudhoff, 1993) usw.) und daraufhin nach mathematischen Zusammenhängen zwischen Messgrößen zu suchen, wurde aus Zeitgründen verworfen, um die Lernenden möglichst schnell mit einem Arbeitsbegriff auszustatten, der hinsichtlich der Hauptsätze der Thermodynamik anschlussfähig ist. Das bedeutet jedoch nicht, dass in der Einleitung zum Kapitel entsprechende Kontexte aufgezeigt werden, um die Relevanz des Themas zu verdeutlichen (s.o.).

2) Anschließend erfolgt eine Beschreibung unterschiedlicher Prozesse, bei denen verschiedene Arten von Energie ineinander umgewandelt werden. Nach dem notgedrungen abstrakten Einstieg in das Lernmodul zur Formulierung eines Arbeitsbegriffes „Energie“ ist es nun umso wichtiger, möglichst vielfältige Energieumwandlungsprozesse in den Blick zu nehmen, die als solche sinnlich erfahrbar sind, und vorzuführen, wie die Begriffe Zustand, Prozess, Energie, Arbeit und Wärme korrekt verwendet werden. Es wird bewusst darauf verzichtet, lediglich chemische Reaktionen zu betrachten, um die Breite des Phänomens der Energieumwandlung an die Erfahrungswelt der Lernenden anzuschließen. Dabei werden Energieumwandlungs-Diagramme verwendet, in denen deutlich wird, was jeweils als Zustand betrachtet wird, welche Energieform während eines Prozesses in welche andere umgewandelt wird und welches System für den Energietransport verantwortlich ist (Bresler, 2007). Abb. 46 zeigt dazu ein Beispiel für das Energieumwandlungs-Diagramm „Von der Karotte zum Marathonlauf“ (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015, S. 31).

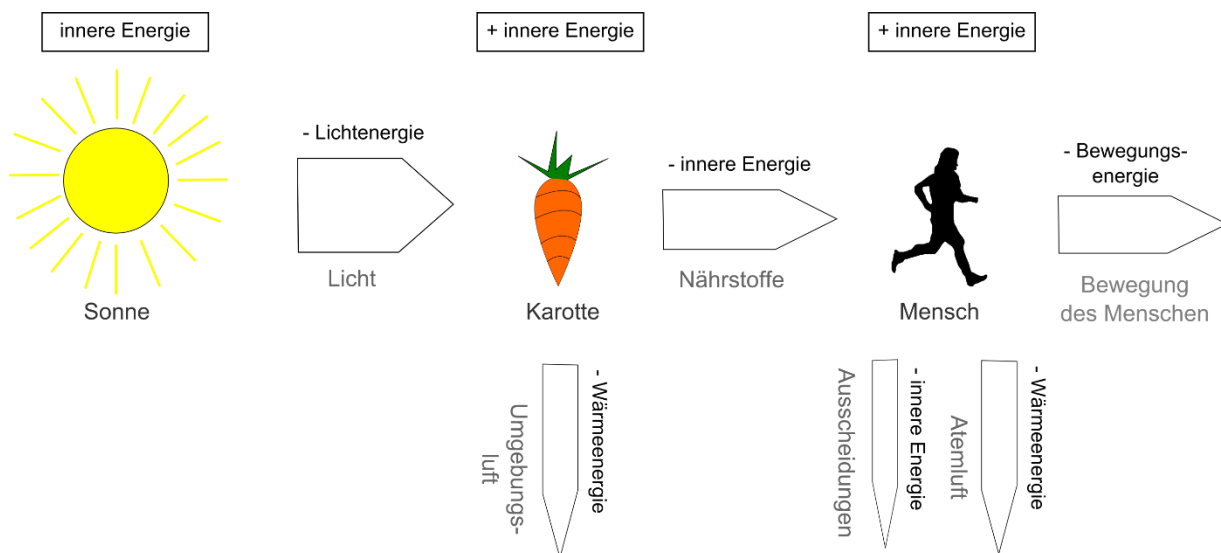


Abb. 46: Energieumwandlungs-Diagramm „Von der Karotte zum Marathonlauf“ (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015, S. 31). Es wird deutlich, dass es Zustände (Kästen mit Bildern) gibt, zwischen denen in Prozessen mit entsprechenden Prozessgrößen Arbeit oder Wärme (Pfeile) Energie umgewandelt wird (z.B. Lichtenergie in innere Energie usw.), welche jeweils einen bestimmten Träger hat (z.B. Licht, Karotte usw.).

Insgesamt werden die folgenden Beispiele dargestellt:

A) Von der Karotte zum Marathonlauf – Die Ernährung des Menschen energetisch betrachtet (s.o.). Das Beispiel zeigt nicht nur, dass auch Sonnenstrahlen als thermodynamisches System mit einem Energiegehalt aufgefasst werden können, sondern stellt vor allem einen grundlegenden Bezug zur menschlichen Ernährung her, wodurch es hohe, lebenspraktische Bedeutung hat. Die Begriffe „Karotte“ und „Marathonlauf“ haben dabei lediglich den lernpsychologischen Wert, durch ihre Komik bestenfalls besonders einprägsam zu sein.

B) Von der Kohle, dem Wind, dem Stausee und der Sonne zur leuchtenden Lampe – Nutzung der Energie eines Kraftwerks (Häusler, 1978 A, Melle, 1998). Hiermit wird ein Bezug zu fossilen und erneuerbaren Energiequellen sowie zum Prinzip eines Wärmekraftwerks hergestellt. Dabei ist insbesondere die potenzielle Energie bzw. Lageenergie bei Pumpspeicherkraftwerken relevant, welche in Bewegungsenergie (bei fließendem Wasser) und elektrische Energie (durch das Antreiben der Turbinen) umgewandelt wird und auch bei der Beschreibung der chemischen Energie zur Definition innerer Energie gebraucht wird (Eisenbarth & Kohler, 1987). Das Beispiel des Kohlekraftwerks mag im Zeitalter der Atomenergie sowie der erneuerbaren Energien veralten wirken; allerdings werden in Deutschland noch immer 40% des Energiehaushaltes durch Kohlekraftwerke gedeckt. Außerdem ist die Verbrennung von Kohle in seiner energetischen Erscheinung, um die es in diesem Abschnitt hauptsächlich geht, nicht nur sehr bekannt, sondern auch beeindruckend.

C) Vom Tritt in die Pedale zur Standlampe. Dieses Beispiel zeigt, dass auch menschliche Arbeit in Bewegungsenergie und elektrische Energie überführt werden kann, was man sich bei der Beleuchtung eines Fahrrads zunutze macht.

D) Von der Batterie zum Klang – Nutzung eines altbekannten Energiespeichersystems (Gebauer & Haas, 2003, Mettner, 1991; Häusler, 1978 A). Hier wird vor allem deutlich, dass auch Schallenergie eine im Alltag übliche Energieform ist und dass Batterien aufgrund ihrer inneren Energie als Energiespeicher dienen (Eisenbarth & Kohler, 1987). Die Funktionsweise einer Batterie als galvanischer Zelle wird dabei im Modul „Redoxreaktionen“ geklärt (vgl. Kap. 8.10).

E) Zersetzung von Wasser mit Gasbrenner und Strom (Scheffler, Schmitt-Sody & Komez, 2011, Fischer-Wasels, 1977). Dieses Beispiel wurde ausgewählt, um zu verdeutlichen, dass sowohl Wärmeenergie als auch elektrische Energie dafür genutzt werden kann, eine chemische Reaktion auszulösen. Alternativ wäre auch die Verbrennung von Eisenwolle mit Hilfe eines Bunsenbrenners und einer Batterie möglich gewesen; ersteres Beispiel ist jedoch nicht nur erheblich eindrucksvoller, sondern kann vor allem auch im Modul „Redoxreaktionen“ unter dem Thema Energiespeicherung diskutiert werden: Durch die

Elektrolyse von Wasser stehen (im Gegensatz zur Thermolyse) beide Stoffe getrennt voneinander zur Verfügung und können in Brennstoffzellen eingesetzt werden (Sommer, 2017).

F) (Fast) kaltes leuchten. Schließlich wird das Phänomen der Chemolumineszenz am Beispiel der Reaktion von Luminol mit Wasserstoffperoxid in der Gegenwart von Eisen(II)-Kationen verdeutlicht: Energie kann in einer chemischen Reaktion also auch hauptsächlich in Lichtenergie umgewandelt werden, ohne dass dabei viel Wärmeenergie frei wird. Wichtig ist jedoch, dass eine Freisetzung von Wärmeenergie auch bei dieser Reaktion nicht vollständig ausbleibt – ansonsten wird hinsichtlich des 2. Hauptsatzes der Thermodynamik eine Fehlvorstellung erzeugt (vgl. Kap. 5.2.1). Eine spannende Anwendung des Phänomens ergibt sich in der Kriminalistik durch die Sichtbarmachung von Blut, da ebendieses Hämoglobin und damit auch Eisen(II)-Ionen enthält (Albrecht, Brandl & Zimmermann, 1996).

G) Vom Kraftstoff zur Bewegung eines Automobils. Dieses Beispiel alltäglicher Energieumwandlung zeigt eindrucksvoll, dass die chemische Energie in einem System zur Bewegung eines Personen- und Lastenbefördernden Atuos genutzt werden kann.

Die jeweiligen Beschreibungen der Prozesse werden dabei durch Zwischenaufgaben eingeübt. Selbstverständlich existiert angesichts der didaktischen Literatur eine große Anzahl an weiteren Möglichkeiten, Energieumwandlungen aufzuzeigen, die entweder einen geringeren Lebensweltbezug haben oder eine im Propädeutikum nicht behandelte Theorie erfordern oder keinen zusätzlichen Beitrag zur Demonstration der Vielfalt an Energieumwandlungsmöglichkeiten vorweisen:

- Nutzung von Energie aus Atomkraftwerken (Hore-Lacy, 2006).
- Nutzung von Zeolithen als Wärmeenergiespeichersystemen (Scheffler, Schmitt-Sody & Komez, 2011)
- Photochemische Zersetzung von Silberhalogeniden (Häusler, 1978 A)
- Elektrolyse von Ammoniumdichromat (Häusler, 1978 A)
- Reaktion von Zink und Iod im Kalorimeter (Melle, 1998).
- Zersetzung von Wasserstoffperoxid zur Bewegung eines Plexiglas-Drehrades (Davydow, 1997)
- Erzeugung von Wasserstoff als Energiespeichersystem durch die Reaktion von Zink mit Salzsäure (Scheffler, Schmitt-Sody & Komez, 2011).
- Wärmeenergieübertragungen zwischen Wasserbehältern (Schmidt-Sudhoff, 1993).

3) Daraufhin werden Temperatur T , Wärme Q und Wärmeenergie (bzw. thermische Energie) E_{th} voneinander unterschieden. Die Begriffe dürfen nicht synonym verwendet werden, was angesichts ihrer Verwendung in der Umgangssprache eine didaktische Herausforderung darstellt: Wenn das Badewasser oder die Luft „warm“ sind, haben sie auch eine „hohe Temperatur“ und somit auch „viel Wärme“ – wo soll nun der Unterschied zur „Wärmeenergie“ liegen (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015)? Hierbei dient die Darstellung des 0. Hauptsatzes der Thermodynamik zur Unterscheidung von Temperatur, Wärme und thermischer Energie: Die Temperatur T ist die Zustandsgröße, die nach entsprechender Wartezeit in allen Systemen (bspw. in drei Wasserbecken) gleich ist (man spricht dann auch von thermischem Gleichgewicht); je nach Wärmeenergie E_{th} der Systeme (ebenfalls eine Zustandsgröße) zum Nullzeitpunkt müssen die Systeme dazu jedoch eine unterschiedliche Menge an Wärme W (Prozessgröße) an die Umgebung abgeben (vgl. Abb. 47, Schmidt-Sudhoff, 1993).

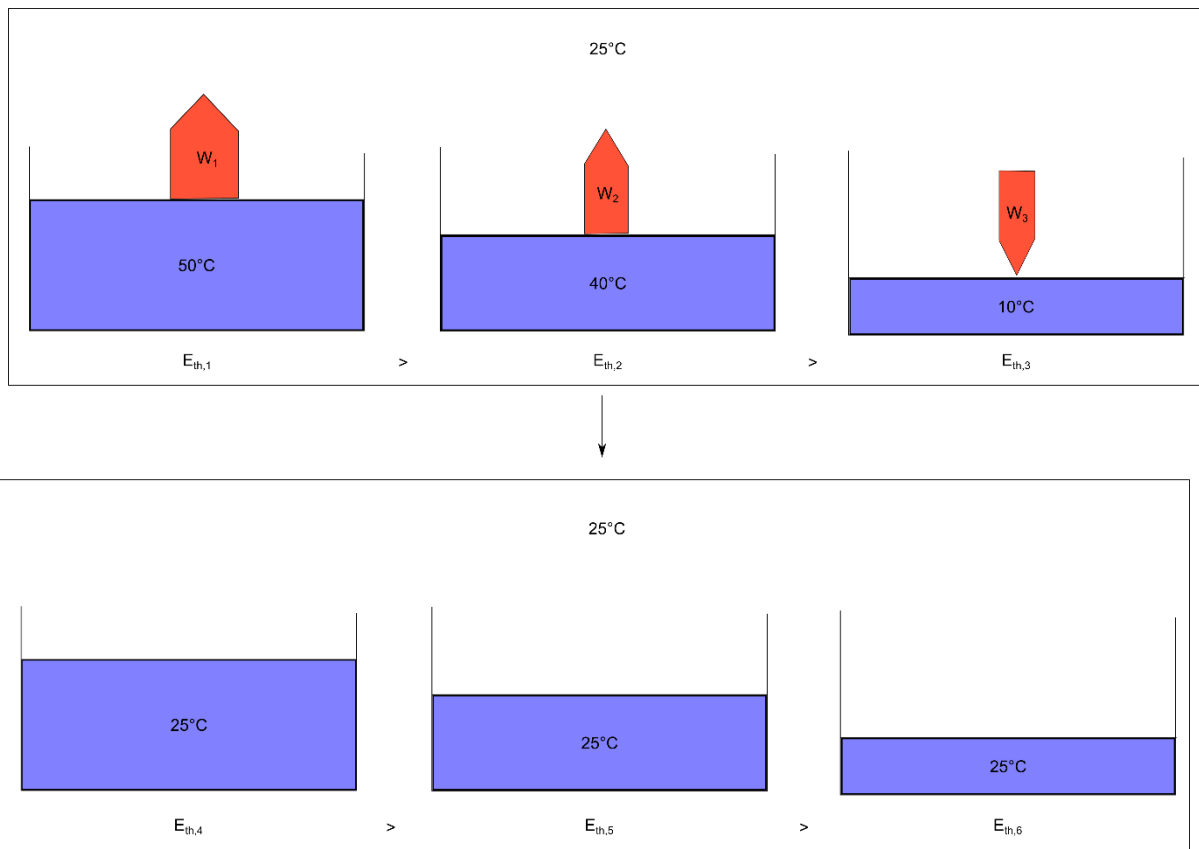


Abb. 47: Darstellung der Bedeutung des 0. Hauptsatzes der Thermodynamik. Es wird deutlich, dass ein Wasserbecken mit höherer thermischer Energie (höherer Temperatur und höherer Stoffmenge) mehr Wärme an die Umgebung abgeben muss (rote Pfeile) als ein System niedrigerer thermischer Energie, um den thermischen Gleichgewichtszustand (unten) zu erreichen. Ist die Temperatur kleiner als die der Umgebung, wird sogar Energie aufgenommen (oben, rechts). Bei letzterem sind die Temperaturen der Wasserbecken gleich, nicht jedoch die thermischen Energien; hier hat nach wie vor das System mit höherer Stoffmenge auch den höheren Wert.

Wärmeenergie ist also genauso wie die Temperatur eine Zustandsgröße eines Systems, aber nicht die Gleiche: Als Energie, die in der ungerichteten Bewegung der Atome, Moleküle und Ionen eines Stoffes gespeichert ist, ist ihre Änderung von der Größe des betrachteten Systems abhängig (d.h. u.a. von der Stoffmenge), während die Temperatur von der Größe des Systems unabhängig ist. Die Wärmeenergie ist also eine intensive Zustandsgröße, die Temperatur eine extensive Zustandsgröße. Im Extremfall kann sich die Wärmeenergie sogar ändern, ohne dass sich die Temperatur ändert – nämlich bei einem Aggregatzustandswechsel. Dies lässt sich durch das Schmelzen eines Eiswürfels verdeutlichen: Die Temperatur bleibt bis zum Phasenwechsel bei ca. 0°C, obwohl beständig Wärme hinzugefügt wird und damit die Wärmeenergie des Systems steigt.

So können die drei Begriffe voneinander abgegrenzt werden, was insbesondere für die Definition der inneren Energie relevant wird. Zudem wird die Wärmeenergie zu besserer Unterscheidbarkeit von der Wärme im weiteren Verlauf des Moduls nur noch als thermische Energie bezeichnet.

4) Danach werden die innere Energie U als Ursprung aller Prozesse und die Möglichkeiten ihrer Veränderung beschrieben. Bislang wurde der Begriff innere Energie sehr allgemein und rein makroskopisch als Gesamtenergie eines Systems gebraucht. Hinsichtlich der Frage, welcher Teil der inneren Energie für chemische Reaktionen nutzbar ist und wie man sich innere Energie auf der submikroskopischen Ebene vorzustellen hat, bedarf es nun einer genaueren Betrachtung. Die innere Energie U eines Systems wird definiert als Summe aus:

- Chemische Energie: Bewegungsenergie und Lageenergie von Elektronen in Atomen, Molekülen und Ionen.
- Thermische Energie E_{th} : Bewegungsenergie der Atome, Moleküle und Ionen in willkürlichen Translations-, Rotations- und Schwingungsbewegungen.
- Kernenergie: Lageenergie der Atomkerne (Nuber & Habelitz-Tkocz, 2015).

Diese drei Energieformen lassen sich als Ausgangspunkt eines jeglichen Vorgangs betrachten, wobei für chemische Reaktionen in der Regel lediglich die chemische Energie eines Systems nutzbar ist, da die Thermische Energie in *willkürlichen* Bewegungen gespeichert ist und Kernenergie zusammen mit den Atomkernen erhalten bleibt (s.o.).

Der Begriff Bindungsenergie als Energie, die in einer chemischen Bindung gespeichert ist, ist dabei als der chemischen Energie gegenläufig zu verstehen: Je höher die Energie der Bindung, desto niedriger die Bewegungs- und Lageenergie der Elektronen, die an der Bindung beteiligt sind. Soll eine chemische Bindung aufgebrochen werden, sodass neue Bindungen entstehen können, muss ebendiese Bindungsenergie dem System zugeführt werden (Nuber & Habelitz-Tkocz, 2015). In diesem Sinne ist

die Bindungsenergie für den Mechanismus einer chemischen Reaktion enorm bedeutsam, was im Rahmen des Moduls anhand des Born-Haber-Kreisprozesses gezeigt wird (in Schritt 5) wird darauf gezielt eingegangen).

Geändert werden kann die innere Energie U eines Systems auf zwei Arten: Entweder durch das Verrichten von Arbeit W (vom oder am System) oder das Zu- oder Abführen von Wärme Q . Dieser 1. Hauptsatz der Thermodynamik lässt sich mathematisch wie folgt ausdrücken (1):

$$(1) \Delta U = W + Q$$

Der 1. Hauptsatz der Thermodynamik besagt außerdem, dass die Änderung der inneren Energie ΔU in einem abgeschlossenen System konstant ist. Um das zu verstehen, müssen daher die Systemarten offen (sowohl Energie- als auch Materieaustausch mit Umgebung möglich), geschlossen (nur Energieaustausch mit Umgebung möglich), adiabatisch (kein Wärmeaustausch, aber Arbeitsaustausch mit der Umgebung möglich) und abgeschlossen (weder Energie- noch Materieaustausch mit Umgebung möglich) voneinander unterschieden werden: (vgl. Abb. 48).

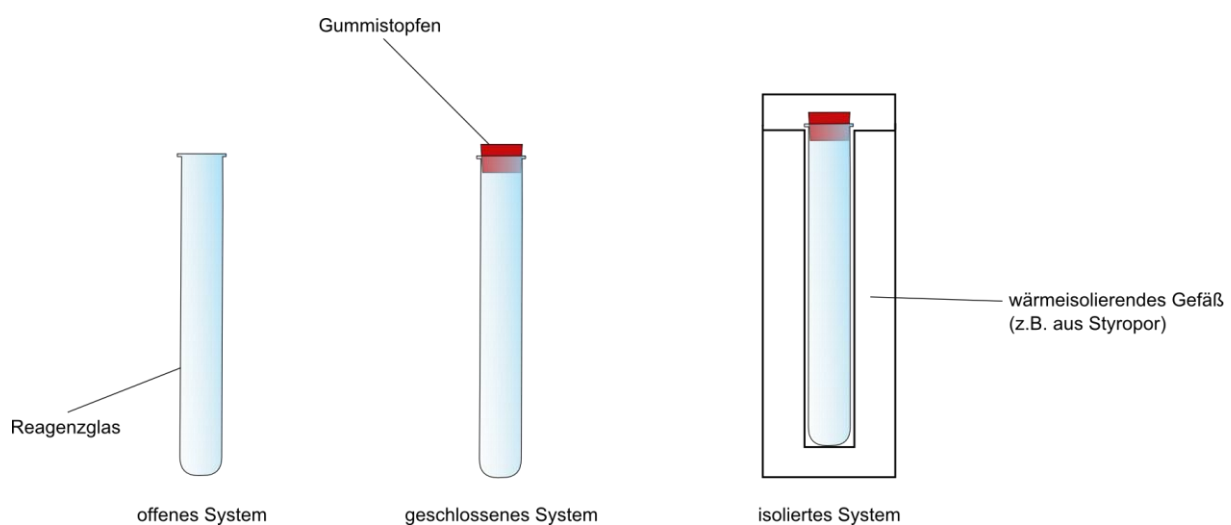


Abb. 48: Darstellung eines offenen (links), geschlossenen (mittig) und isolierten (rechts) Systems.

5) Im Folgenden werden exotherme und endotherme Prozesse unterschieden sowie Reaktionsenthalpien berechnet, wobei das Aufstellen von Energiediagrammen bedeutsam ist. Das Aufzeigen der in Tab. 19 aufgeführten und in der Literatur bekannten Prozesse führt zu einer Kategorisierung in zwei Arten: Prozesse, bei denen Energie aus dem System an die Umgebung abgegeben wird, nachdem sie eingeleitet wurden (exotherm), sowie Prozesse, bei denen dauerhaft Energie zu einem System hinzugeführt werden muss, um sie am Laufen zu halten (endotherm) (Blume, 1977 A). Bei ersteren sinkt die innere Energie des Systems, bei Letzteren steigt sie (Schmidkunz, 2011, 2009, 1998, 1993, Fischer & Zeilhofer, 2005, Zahn, 2005, Graf, 1999, Fladt, 1998). Die Beispiele haben

entweder einen Lebensweltbezug (z.B. Zellatmung von Tieren und Menschen und Photosynthese von Pflanzen im Kohlenstoffkreislauf, Entstehung von Knallgas beim Löschen von brennendem Fett mit Wasser, Nachweis von Blut mit Luminol in der Kriminalistik, Alkali-Mangan-Batterien z.B. in Fernbedienungen oder Taschenlampen usw.) oder es handelt sich um klassische Schulbespiele, welche den Lernenden bereits vertraut sein sollten (z.B. Verbrennen von Aluminium in Brom oder Bildung von Zinksulfid). Die Bildung von Ozon ist hierbei als Transferbeispiel gewählt worden: Es handelt sich paradoxerweise um eine endotherme Reaktion, die trotzdem Wärmeenergie in der Stratosphäre freisetzt, da Lichtenergie der UV-Strahlung zugeführt und Wärmeenergie durch die Abgabe überschüssiger Bewegungsenergie an Stoßpartner freigegeben wird – das Beispiel wird daher im Kinetikkapitel noch einmal aufgegriffen (vgl. Kap. 8.6).

Tab.19: Im Lernmodul dargestellte exotherme und endotherme Prozesse.

	Beispiel	Prozessgleichung	$\Delta H_{R,S,m} / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ ¹
exotherm	Mehlstaub-Explosion / Zellatmung	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-2538
	Knallgasreaktion	$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-484
	Luminolreaktion	$\text{C}_8\text{H}_7\text{N}_3\text{O}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \xrightarrow{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} \text{C}_8\text{H}_5\text{NO}_2^-(\text{aq}) + 2\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{N}_2(\text{g})$	-265 ²
	Verbrennen von Aluminium in Brom	$4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{Br}_3(\text{s})$	-511
	Bildung von Zinksulfid	$\text{Zn}(\text{s}) + \frac{1}{8}\text{S}_{8(\text{s})} \rightarrow \text{ZnS}(\text{s})$	-206
	Verkohlung von Zucker	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 6\text{C}(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-441
	Alkali-Mangan-Batterie	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{ZnO} + \text{Mn}(\text{OH})_2(\text{s})$ ³	-245
endotherm	Photosynthese	$6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g})$	+2538
	Kältegemisch	$\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) \cdot 8\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{NH}_4\text{SCN}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ba}(\text{SCN})_2(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) + 10\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+171
	Elektrolyse von Metallsulfiden	$\text{ZnS}(\text{s}) \xrightarrow{E_{\text{el.}}} \text{Zn}(\text{s}) + \frac{1}{8}\text{S}_{8(\text{s})}$	+206
	Bildung von Ozon	$3\text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{E_{\text{L}}} 2\text{O}_3(\text{g})$	+428

¹ Die verwendeten Werte stammen entweder aus Atkins & de Paula (2006) oder wurden dem NIST Webbook entnommen (NIST, 2017).

² Dieser Wert wurde unter der Annahme berechnet, dass pro entstehendem 3-Aminophthalat-Dianion ein Photon mit der Energie $E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$ und der Wellenlänge $\lambda = 450\text{nm}$ (blaues Licht) ausgestrahlt wird.

³ didaktisch reduziert: Bildung des Zinkat-Komplexes.

Schmidt-Sudhoff unterscheidet davon abgesehen noch Prozesse, in denen praktisch keine Enthalpiedifferenz gemessen werden kann, weil sie entweder fast ohne Wärmeaustausch stattfinden (z.B. die Fällung von Bariumsulfat aus einer Bariumchloridlösung; nach eigener Messung entspricht $\Delta H_{R,S,m} = 10,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$) oder zu langsam für die Messung sind (z.B. das Rosten von Eisen). Dies erscheint unter schulischen Zeit- und Arbeitsbedingungen sowie im pragmatischen Sinne hilfreich, erübrigt sich aber, wenn entsprechend genaue Kalorimeter zur Verfügung stehen (Schmidt-Sudhoff, 1993).

Zur Bestimmung der Enthalpiedifferenzen werden nun die folgenden Schritte im Lernmodul umgesetzt:

A) Plausibilisierung der Messung von Energieänderungen: Hinsichtlich der Frage, wie man die innere Energie eines Systems messen soll, muss zunächst die Unmessbarkeit absoluter Energien an einem einfachen Beispiel verdeutlicht werden. Hier soll dasjenige der Lageenergie eines kleinen Gewichtes dienen: Angenommen, das Gewicht wiegt 1 kg und hat auf dem Fußboden eine Lageenergie von 0 kJ. Wenn man es nun um einen Meter anhebt, hat es anschließend eine Lageenergie von 9,81 kJ (was sich mit der einfachen Formel für Hubarbeit berechnen lässt). Warum soll es auf dem Fußboden aber gerade eine Lageenergie von 0 kJ haben? Warum nicht 100 oder 1000 kJ? Und wie steht es um die Lageenergie von Fußböden in anderen Häusern, die sich nicht exakt auf der gleichen Höhe befinden? Es wird deutlich: Die Änderung der Energie lässt sich auf jeden beliebigen Fall anwenden, wohingegen die Festlegung eines Nullpunktes einer entsprechenden willkürlichen Entscheidung Bedarf. Übertragen auf Wärmemessungen bedeutet das: Es sollen lediglich Änderungen der Wärme bestimmt werden, nicht jedoch „absolute“ Wärmemengen (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015).

B) Plausibilisierung der Größe Enthalpie H: Will man die Änderung der inneren Energie messen, so gilt nach dem 1. Hauptsatz, dass man die Prozessgrößen Wärme und Arbeit in den Blick nehmen muss: Bestimmt man diese beiden, kann man die Änderung der inneren Energie direkt berechnen. Warum soll jedoch die vom System verrichtete Volumenarbeit bestimmt werden, wenn man sich lediglich für den Wärmeumsatz bei einer chemischen Reaktion interessiert? Die Einführung der Größe Enthalpie H löst dieses Problem: Unter der Annahme, dass der Druck im System konstant bleibt, entspricht ihre Änderung nur der Wärmezufuhr oder Abfuhr im System. Sie ist also quasi die um die Volumenarbeit bei konstantem Druck gekürzte innere Energie (1):

$$(1) \Delta H = \cancel{W} + Q; \Delta p = 0$$

Die genaue mathematische Herleitung dieser Gleichung sowie ihre Plausibilisierung aus dem historischen thermodynamischen Interesse an Gasphasenreaktionen mit großer Volumenänderung wurde angesichts der Forderung der Lehrenden und der Inhalte des ersten Semesters nicht für relevant gehalten; sie verschleiert eher den Nutzen der Enthalpie als dass sie ihn offenlegt (Kecki, 1988). Sofern die Volumenarbeit eines Prozesses also nicht von Interesse ist und es lediglich um die Wärme geht, stellt die Enthalpie eine sinnvolle Ermittlungsgröße dar (Krüger, 1999). Die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure im geschlossenen System mit einem Kolbenprober zum Auffangen des entstehenden Wasserstoffgases verdeutlicht dabei anschaulich die Unterscheidung zwischen der Änderung innerer Energie ΔU , der Volumenarbeit W , der Wärme Q und der Änderung der Enthalpie ΔH ; die Isolierung des Erlenmeyerkolbens mit Styropor stellt dabei eine Annäherung an ein abgeschlossenes System dar (vgl. Abb. 49, Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015, S. 34).

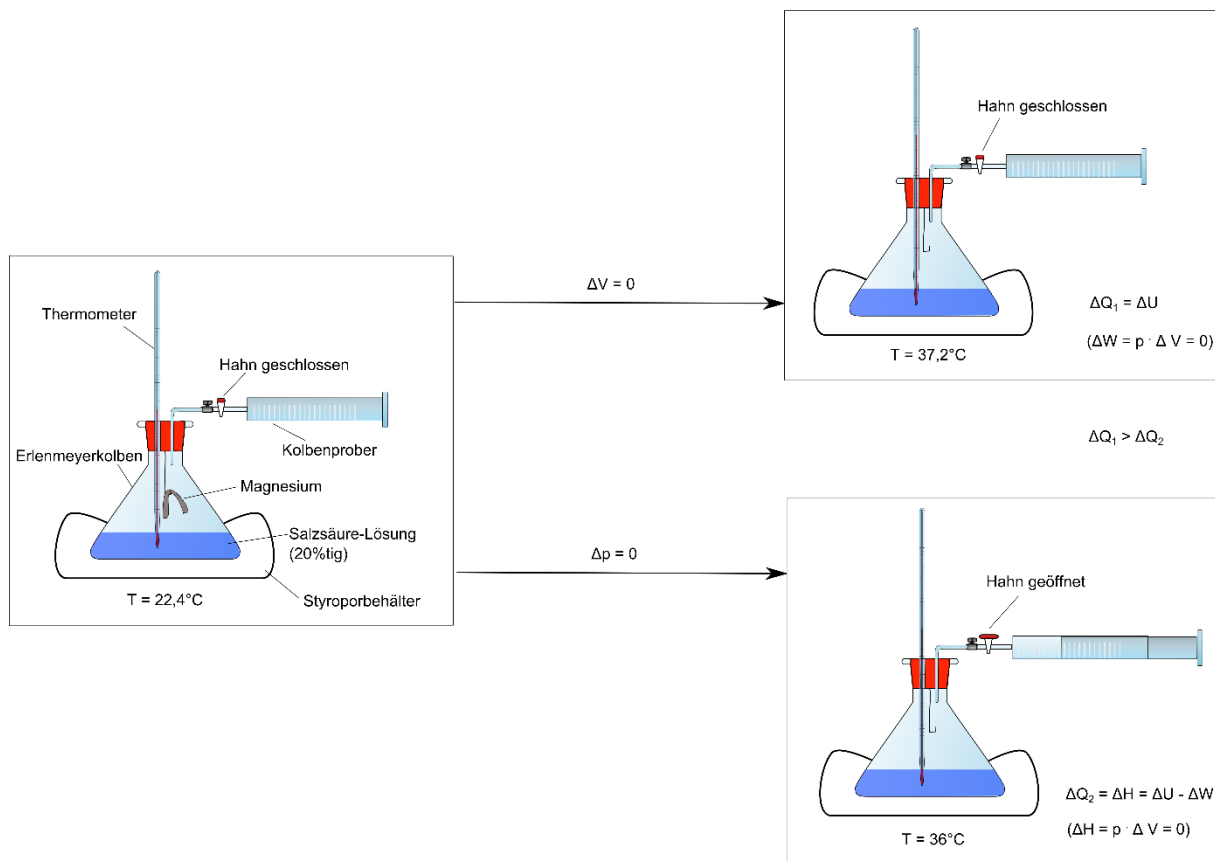


Abb. 49: Reaktion von Magnesium in Salzsäurelösung (20%tig) bei konstantem Volumen (oben) und konstantem Druck (unten). Es wird deutlich, dass die freiwerdende Wärmemenge Q , welche proportional zur Temperatur T ist, bei konstantem Volumen (oben) größer ist als bei konstantem Druck (unten), da im Fall von konstantem Druck Volumenarbeit W am Kolben geleistet wird (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015, S. 34).

Lässt man den Hahn zum Kolbenprober geschlossen, kann keine Volumenarbeit verrichtet werden, sodass sich die chemische Energie des Systems „Lösung“ vollständig in thermische Energie des Gesamtsystems „Lösung und Luft über der Lösung“ umgewandelt wird und somit die gesamte

Änderung der inneren Energie ΔU anhand der Temperaturänderung bestimmt werden kann. Letztere hängt nämlich mit der umgesetzten Wärme bei konstantem Volumen Q_V über die Masse des Systems m und die Wärmekapazität bei konstantem Volumen C_V (d.h. die Wärme, die zur Erhöhung der Temperatur um $1 \text{ K}/1^\circ\text{C}$ nötig ist) zusammen (1).

$$(1) Q_V = C_V \cdot m \cdot \Delta T$$

Öffnet man ihn, erhält man stattdessen den um die Volumenarbeit zur Expansion des Kolbens verringerte Änderung der Enthalpie ΔH . Auch hier kann wieder die umgesetzte Wärme bestimmt werden; diesmal aber diejenige bei konstantem Druck Q_p mit der entsprechenden Wärmekapazität bei konstantem Druck C_p .

Andere klassische Experimente zur Einführung des Enthalpiebegriffs wie die Ermittlung der molaren Bildungsenthalpie von Eisensulfid sowie der Reaktionsenthalpie der Neutralisationsreaktion von Salzsäure-Lsg. und Natronlauge über die Temperaturerhöhung eines abgeschlossenen Systems wurden dabei nicht ausgewählt, da sie keine Gasbildung zeigen und daher den Unterschied zwischen innerer Energie und Enthalpie nicht demonstrieren können (Feldmann, 1982).

C) Reaktionsenthalpien, Bildungsenthalpien, Satz von Hess und Born-Haber-Kreisprozess: Gerade wurde gezeigt, dass man die Enthalpie einer Reaktion bestimmen kann, wenn man die Temperatur in einem geschlossenen System mit konstantem Druck und variablem Volumen misst. Ein sog. Kalorimeter ist nichts anders als ein solches System, mit dem man die Enthalpien verschiedener Reaktionen messen kann (Frigge-Hagemann & Schmidkunz, 2005). Um eine Vergleichbarkeit dieser Reaktionsenthalpien ΔH_R zu erhalten, werden Wärmeumsätze von einem mol angegeben und die Bedingungen der Reaktion werden standardisiert; d.h. die Ausgangstemperatur beträgt 25°C und der Druck beträgt $1,01325 \text{ Pa}$. Man spricht dann auch von molarer Standard-Reaktionsenthalpie $\Delta H_{R, m}^0$. Was wäre nun, wenn man die molaren Reaktionsenthalpien zur Bildung verschiedener Stoffe aus ihren Elementen ermittelt und tabelliert? Mit einer solchen Tabelle wäre es möglich, diese sog. molaren Standard-Bildungsenthalpien $\Delta H_{f, m}^0$ (f für engl. „formation“ - Bildung) zur Berechnung der Reaktionsenthalpie einer beliebigen Reaktion einzusetzen. Es würden einige Messungen ausreichen, um eine nahezu endlose Vielfalt an Reaktionsmöglichkeiten energetisch zu charakterisieren - deswegen wurde und wird dieses Ziel verfolgt mit Hilfe von Tabellenwerken wie dem CRC Handbooks dokumentiert (Lide, 2009). Modifikationen von Elementen, die in der Natur vorkommen, haben logischerweise eine Bildungsenthalpie von $0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ – sie müssen nicht gebildet werden.

Die Reaktionsenthalpie entspricht dann der Summe der Bildungsenthalpien der Produkte, welche um die Summe der Bildungsenthalpien der Edukte verringert werden muss - der sog. Satz von Hess. In ihm

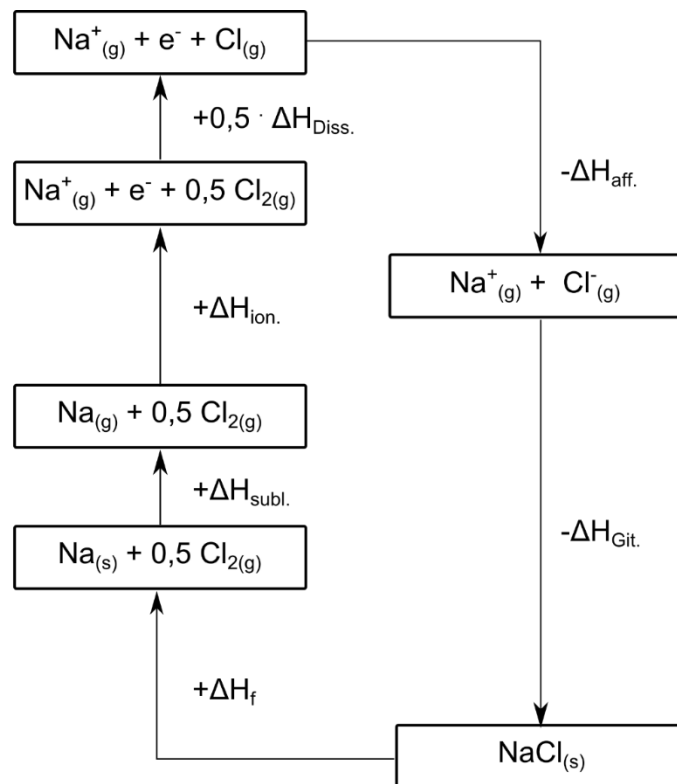
ist der Grundgedanke der Energieerhaltung einverleibt: Es ist egal, ob eine Verbindung aus den Elementen oder auf einem anderen Weg gebildet wird; bei ihrer Bildung und ihrer Analyse wird eine gewisse, betragsmäßig gleiche Enthalpie umgesetzt.

Anhand der Verbrennung von Methan wird dieser Zusammenhang visualisiert und anschließend von den Lernenden durch zahlreiche Zwischenaufgaben eingeübt. Eine der Aufgaben betrifft dabei auch den lebensweltlich bekannten Taschenwärmer als Anwendungsbeispiel, obwohl hierbei keine chemische Reaktion, sondern lediglich ein Phasenwechsel von festem zu flüssigem Natriumacetat-Trihydrat vorliegt, was entsprechend reflektiert wird (Claus, 1980).

Dabei wird auch die Bedeutung des mathematischen Vorzeichens der Enthalpie deutlich: Eine negative Enthalpie bedeutet nicht so etwas wie „Anti-Enthalpie“ in Analogie zur „Anti-Materie“, sondern zeigt lediglich, dass das betrachtete System an Energie verliert und die Umgebung an Energie gewinnt. Außerdem werden Darstellungen mit Enthalpien in Reaktionsgleichungen als Reaktionspartner vermieden, um keine Fehlvorstellungen im Sinne eines Phlogistons zu erzeugen (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015, DIN, 2013).

Die Bedeutung dieses Satzes kann nicht überschätzt werden - angenommen, er wäre nicht gültig und es würde bspw. bei der Bildung von einem mol Wassermolekülen mehr Enthalpie frei als bei der Zersetzung von einem Mol Wasser in die Elemente benötigt würde, ließe sich ein Kreislaufprozess initiieren, der „kostenlose“ Energie liefern würde. Solche Perpetua Mobile 1. Art gibt es leider nicht; Hess holt die Lernenden also auf den Boden der Tatsachen zurück.

Über eine ähnliche Energiebilanzierung lassen sich außerdem nicht empirisch bestimmbare Enthalpien rechnerisch ermitteln. Im sogenannten Born-Haber-Kreisprozess werden dabei alle endothermen Schritte und alle exothermen Schritte in einem Kreisdiagramm notiert, sodass bspw. die Gitterenthalpie von Salzen (wie z.B. Natriumchlorid) ermittelt werden kann, sofern alle anderen Enthalpien des Kreisprozesses bekannt sind (vgl. Abb. 50, Melle, Flintjer & Jansen, 1994)



$$0 = +\Delta H_f + \Delta H_{\text{subl.}} + \Delta H_{\text{ion.}} + 0,5 \cdot \Delta H_{\text{Diss.}} - \Delta H_{\text{aff.}} - \Delta H_{\text{Git.}}$$

$$\Delta H_{\text{Git.}} = +\Delta H_f + \Delta H_{\text{subl.}} + \Delta H_{\text{ion.}} + 0,5 \cdot \Delta H_{\text{Diss.}} - \Delta H_{\text{aff.}}$$

Abb. 50: Schematische Darstellung des Born-Haber-Kreisprozesses. Es wird deutlich, dass man die Gitterenthalpie von Natriumchlorid ($\Delta H_{\text{Git.}}$) rechnerisch bestimmen kann, wenn man alle anderen Enthalpien des Kreisprozesses kennt.

Die Bedeutung der Ermittlung der Gitterenthalpien von Salzen wurde bereits im Kapitel „Ionenbindung“ erwähnt: Es handelt sich um ein quantitatives Maß der Bindungsstärke des Salzes. So kann für verschiedene Salze ermittelt werden, welche Energie aufgewendet werden muss, um sie bspw. in Wasser zu lösen oder zu zerkleinern. Ist der Lösungsprozess bspw. endotherm, muss die Energie zum Lösen des Salzes von der Umgebung bereitgestellt werden, was man sich früher z.B. beim Kältetransport von Lebensmitteln zu Nutze gemacht hat - daher auch der heute noch übliche Begriff „Kühlsole“ für eine entsprechende Salzlösung. Die heutzutage verwendeten Lösungen von Propylenglykol in Wasser sind dabei weniger korrosionsfördernd, was die Lernenden im Teilmodul „Elektrochemie“ erneut aufgreifen. (Recknagel, Schrameck & Sprenger, 1997).

D) Visualisierung von Enthalpieverläufen und anschlussfähige Plausibilisierung des Konzeptes der Aktivierungsenergie: Mit den Born-Haber-Kreisdiagrammen haben die Lernenden bereits Enthalpiezustandsdiagramme kennengelernt. Abb. 51 zeigt nun die im Lernmodul verwendeten

Enthalpieverlaufsdigramme für eine allgemeine exotherme Reaktion (links) sowie eine endotherme Reaktion (rechts).

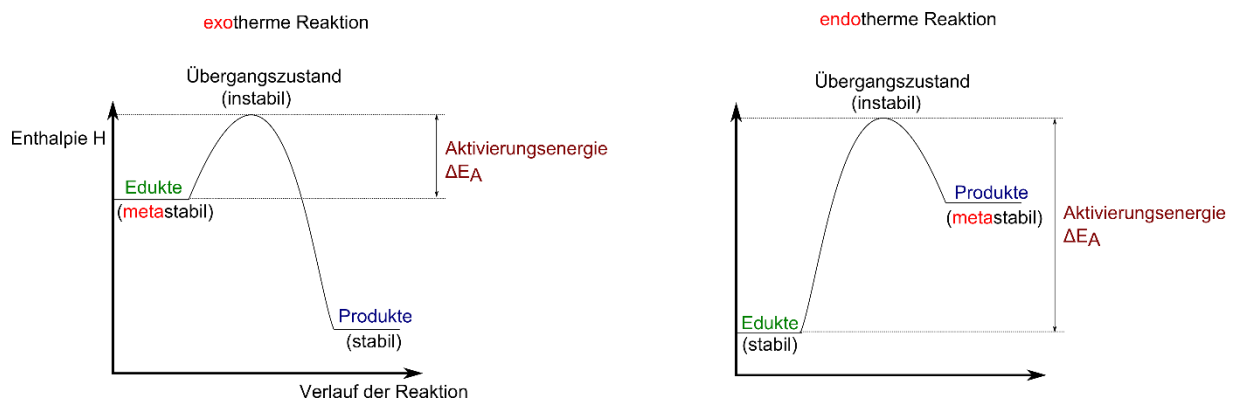


Abb. 51: Enthalpieverlaufsdigramm einer exothermen Reaktion (links) und einer endothermen Reaktion (rechts) im Vergleich.

Die Darstellung beruht auf den folgenden didaktischen Überlegungen, welche im Modul entsprechend realisiert werden:

- Die Visualisierungen zeigen, dass *auch exotherme Reaktionen nicht ohne das Zuführen von Energie* und endotherme Reaktionen nicht ohne das Freiwerden von Energie denkbar sind. Ansonste gäbe es nur einen einzigen Zustand im Universum, und zwar den energetisch niedrigsten. Eine Vorstellung mit drastischen Ausmaßen: Menschen, Tiere und Pflanzen würden bspw. ohne Weiteres an der Luft verbrennen usw.
- Zudem kann der Begriff „Aktivierungsenergie E_A “ zunächst als Energiedifferenz zwischen Anfangszustand und energetisch höchstem Zustand im Diagramm eingeführt werden. Sie ist stets positiv, d.h. muss von der Umgebung dem System zugeführt werden (durch das Verrichten von Arbeit oder durch Wärme). Erst nach ihrer Zufuhr wird bspw. eine exotherme Reaktion wie eine Verbrennung ausgelöst.
- Dabei helfen die Begriffe *stabiles, metastabiles und instabiles System*: instabil sind Systeme nach Zugabe der Aktivierungsenergie (kleinste Änderungen der Enthalpie führen zur irreversiblen Reaktion), welche sich im sog. Übergangszustand befinden. Stabil sind Systeme vor einer endothermen Reaktion (relativ robust gegenüber Änderungen der Enthalpie) und metastabil sind Systeme vor einer exothermen Reaktion und vor Zugabe der Aktivierungsenergie (lediglich robust gegenüber kleineren Änderungen der Enthalpie). Die grafische Darstellung des Unterschiedes der Aktivierungsenergie verdeutlicht dabei den

thermodynamischen Stabilitätsbegriff; die Aktivierungsenergie wird zum Garanten der Stabilität.

- Als Analogiemodell zur Verdeutlichung der Sachverhalte soll dabei das *Kugel-Berg-Modell* dienen: Die Kugel entspricht dem Reaktionsgemisch, die Energieverlaufskurve entspricht einer Berg- und Talfahrt und die Aktivierungsenergie entspricht der Energie, die aufgewendet werden muss, damit die Kugel alleine zum Endzustand rollt (Blume). Liegt der Ausgangszustand energetisch höher als der Endzustand, braucht man nur wenig Aktivierungsenergie und die Kugel rollt anschließend von alleine (exotherme Reaktion); sind die Verhältnisse umgekehrt, muss die Kugel den gesamten Berg hochgerollt werden und sie rollt nur das letzte Stückchen alleine (endotherme Reaktion).

Außerdem werden diese eher formalen Richtlinien verfolgt, wie in Abb. 51 zu sehen ist (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015):

- Die Darstellung erfolgt *mit Abzisse*, um die Dynamik des Prozesses zu verdeutlichen.
- Die Abzisse wird mit „*Verlauf der Reaktion*“ beschriftet; die Option „*Umsatzvariable ξ* “ wurde dabei didaktisch reduziert (vgl. Kap. 3.2.1.1) Die oftmals in der Schule verwendete Beschriftung „*Zeit*“ wird explizit vermieden, um den Lernenden zu verdeutlichen, dass der Kurvenverlauf von der zugeführten Aktivierungsenergie abhängig ist: Wird diese nicht zugeführt, kann unendlich viel Zeit vergehen, ohne dass sich der energetische Ausgangszustand verändert. Dies wird durch eine Zwischenfrage sichergestellt.
- Die y-Achse wird mit „*Enthalpie H*“ beschriftet – nicht etwa mit ΔH , da im Diagramm Zustände und keine Differenzen skaliert werden.
- Die Aktivierungsenergie wird mit dem *Symbol ΔE_A* bezeichnet, da es sich um die Energiedifferenz zwischen dem stabilen/metastabilen System und dem instabilen System handelt.
- Die Enthalpiedifferenzen werden *nicht durch Doppelpfeile*, sondern durch gerichtete Pfeile visualisiert, um den Lernenden die Prozessrichtung eindeutig vorzugeben.

Schließlich gibt es hinsichtlich der Aktivierungsenergie einige weitere didaktische Aspekte zu beachten (Tausch, 1985, Paeske, 1992, Menzinger & Wolfgang, 1969, Eggert, Hock & Schwab, 1968, Krug, 1983, Johannsmeyer et al., 2002):

- Sie kann nicht nur durch das Zuführen von Wärme, sondern auch durch das *Verrichten von Arbeit* dem System zugeführt werden. So kann man bspw. Sulfidbildungsreaktionen des

Aluminiums, Kupfers und Magnesiums mit Hilfe eines Hammerschlages auslösen, wodurch sich die insgesamt exotherme Reaktion besser erkennen lässt als durch das Erhitzen eines jeweiligen Reaktionsgemisches. Die Überlegungen des 1. Hauptsatzes gelten also auch für die Aktivierungsenergie, wodurch dieser seine Gültigkeit und Relevanz erhält.

- Die Einführung in das Konzept der Aktivierungsenergie kommt im Rahmen des Propädeutikums angesichts der Forderungen der Lehrenden und der Inhalte des ersten Semesters *ohne die Arrheniusgleichung* sowie der experimentellen Ermittlung von Aktivierungsenergien (bspw. bei einer Veresterung) aus. Dies wäre bspw. mit einem Modellversuch nach Strohmaier (1981) möglich.
- Es wird beschrieben, dass die Enthalpieverlaufdiagramme *nur für einen Großteil der reagierenden Atome, Moleküle und Ionen gelten* und daher zwischen Aktivierungsenergie und Mindestenergie unterschieden werden muss. Die Mindestenergie ist ein Energiebetrag, der erreicht werden muss, damit ein einzelnes Atom-, Molekül- oder Ionenpaar eine bestimmte chemische Reaktion eingehen kann. Sie ist dabei nicht als Bewegungsenergie im Sinne der Bewegung bspw. eines gesamten Moleküls vorstellbar, sondern als Schwingungsenergie zwischen zwei Atomen oder Ionen, die zum Lösen einer alten und zum Ausbilden einer neuen Bindung erforderlich ist. Dabei sind zwei Aspekte wesentlich:

A) Bei jeder Temperatur gibt es eine bestimmte Anzahl von Atomen, Ionen oder Molekülen eines Stoffes, welche die Mindestenergie zur Reaktion besitzen. Dies lässt sich anhand von skizzierten Energie-Zustandshäufigkeits-Kurven eines Stoffes bei verschiedenen Temperaturen (vgl. Abb. 52) aufzeigen und ist eine Folgerung aus der kinetischen Energieverteilung nach Maxwell-Boltzmann, was im Lernmodul jedoch aus Gründen der didaktischen Reduktion nicht weiter ausgeführt wird (Maxwell, 1860, Boltzmann, 1872). Zudem erfolgt ebenfalls keine Differenzierung in Translations-, Rotations- und Schwingungsenergie, welche zur Mindestenergie eines Moleküls beitragen; letztere ist im Rahmen des Propädeutikums nicht vorgesehen (vgl. Kap. 3.2.1.1)

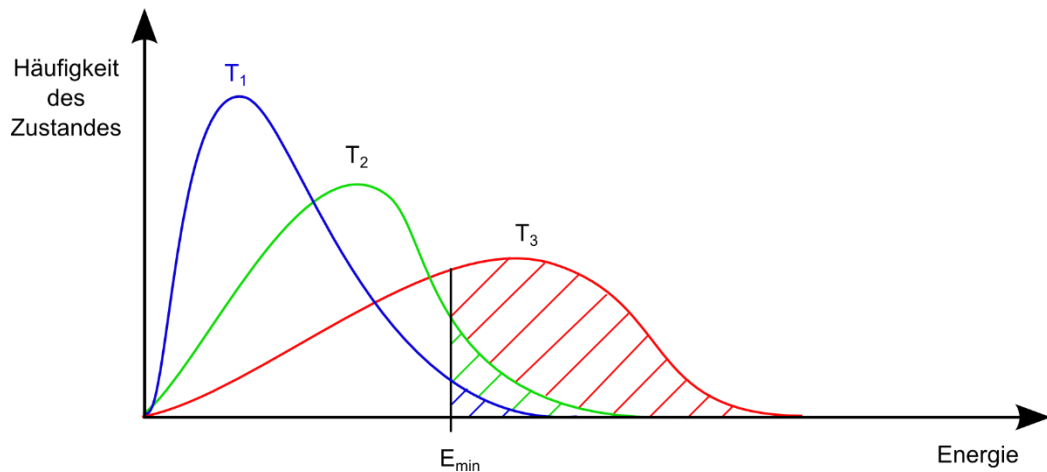


Abb. 52: Darstellung der kinetischen Energieverteilung nach Maxwell-Boltzmann (Maxwell, 1860, Boltzmann, 1872). Deutlich wird u.a., dass bei jeder der drei Temperaturen bei der Mindestenergie E_{min} die Häufigkeit des Zustandes größer als 0 ist.

B) Die Mindestenergie ist nicht die einzig denkbare Energie, bei der eine Reaktion möglich ist. Dies kann durch ein Konturen-Diagramm wie in Abb. 53 deutlich gemacht werden (Laidler, 1969). Aufgetragen ist der Abstand zwischen zwei Atomen X und Y eines Edukt-Moleküls und zwei Atomen X und Z eines Produkt-Moleküls gegen die potentielle Energie des Moleküls - diese Auftragung ist den Lernenden bereits aus dem Modul „Elektronenpaarbindung“ bekannt (vgl. Kap. 7.3). Es ist nun erkennbar, dass der gestrichelte Weg der Mindestenergie zwar der einfachste ist; denkbar sind jedoch unendlich viele Wege zwischen Ausgangs- und Endzustand, sofern die beteiligten Atome im Sinne der Stoßtheorie überschüssige Energie an die Umgebung abgeben können (vgl. Kap. 8.6).

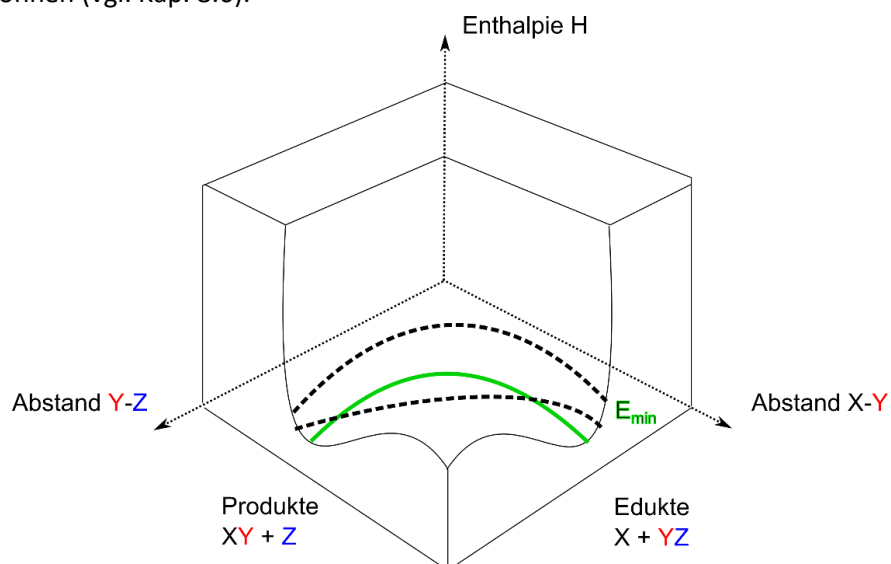


Abb. 53: Konturendiagramm der Beispielreaktion $X + YZ \rightarrow XY + Z$. Es wird deutlich, dass nicht nur der Weg der Mindestenergie (grüne Linie) zwischen Edukten Produkten, sondern auch andere Wege (gestrichelte, fette Linien) möglich sind.

Die Aktivierungsenergie ist dagegen eine Energiedifferenz zwischen Anfangszustand und Zustand sichtbar einsetzender Reaktion (im makroskopischen Sinne) sowie zwischen der mittleren Gesamtenergie aller Atome, Moleküle oder Ionen eines Stoffes und der mittleren Gesamtenergie aller reagierenden Atome, Moleküle oder Ionen eines Stoffes (im mikroskopisch-statistischen Sinne Tolmans) (Tolman, 1920). Sie ist damit im Gegensatz zur Mindestenergie nicht nur eine statistische, sondern auch eine pragmatische Größe, weil sie die phänomenologische und die mikroskopische Ebene miteinander verbindet. Abb. 54 zeigt den Zusammenhang zwischen Aktivierungsenergie und Mindestenergie im Diagramm kinetischer Energieverteilung auf.

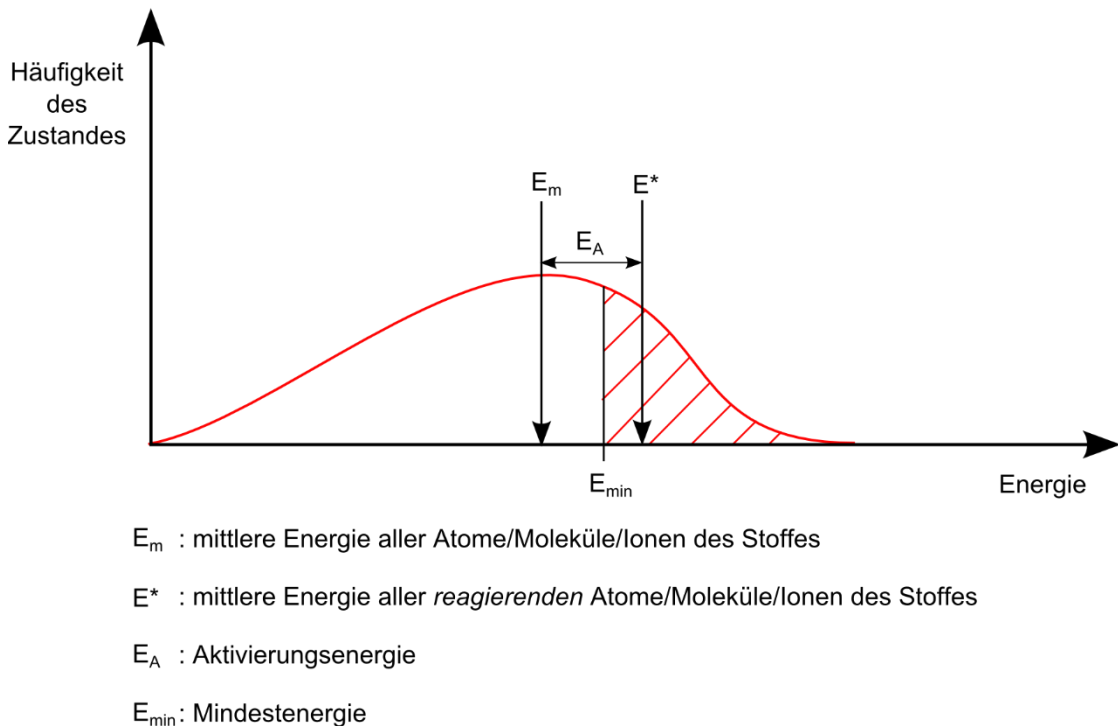


Abb. 54: Darstellung des Unterschieds zwischen Aktivierungsenergie und Mindestenergie. Es wird deutlich, dass es sich bei der Aktivierungsenergie (Tausch, 1985, S. 39).

- Zudem muss zur Temperaturabhängigkeit der Aktivierungsenergie ausgeführt werden, dass ebendiese bei kleineren Differenzen praktisch temperaturunabhängig ist, während mehrere 100 °C Differenz zu einer Erhöhung der Aktivierungsenergie führen. Mit Hilfe der Stoßtheorie lässt sich dies insofern erklären, als dass die Atom-, Molekül- oder Ionenpaare beim Zusammentreffen zu viel kinetische Energie besitzen und daher voneinander abprallen anstatt zu reagieren, wenn sie nicht auch zusätzliche Stoßpartner treffen. Das bedeutet: Ein erheblich stärkeres Erhitzen des Reaktionsgemisches man es den reagierenden Atomen, Molekülen und Ionen schwerer (und nicht etwa leichter) zu reagieren. Ob dadurch eine höhere Ausbeute, eine

höhere Reaktionsgeschwindigkeit etc. resultiert, ist also nicht pauschal zu verlautbaren, sondern jeweils im Einzelfall zu bestimmen.

- *Schließlich muss der Einfluss eines Katalysators auf die Aktivierungsenergie erläutert werden.* Ein solcher führt zur Senkung der Aktivierungsenergie, indem auf der Teilchenebene ein neuer Reaktionsweg eingegangen wird. So ist es zum Beispiel möglich, Wasserstoff an einem Platindraht bereit bei Raumtemperatur durch einfaches Aufströmen des Gases zu entzünden, was Döbereiner zur Konstruktion eines Feuerzeuges im 19. Jahrhundert verleitet hat - Ein sehr beeindruckendes Beispiel für eine Katalyse. Dabei besteht der neue Reaktionsweg darin, dass sowohl Wasserstoff- als auch Sauerstoffmoleküle zunächst an der Oberfläche von Platin absorbiert werden, bevor sie miteinander reagieren. Auf das Phänomen der Katalyse sowie die Begriffe „Elementarreaktion“ und „Bruttoreaktion“ wird schließlich im Modul „Kinetik“ detaillierter eingegangen.

Außerdem wird ebenfalls explizit verdeutlicht, dass bei exothermen und endothermen Prozessen auch andere Energieformen als Wärmeenergie übertragen werden können. Streng genommen gelten die Begriffe lediglich für die Betrachtung von Wärmeumsätzen (gr. thermós - warm, hitzig) (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015). Allerdings kann eine endotherme Reaktion auch durch die Umwandlung von Lichtenergie (z.B. bei der Photolyse von Sauerstoffmolekülen zu Sauerstoffradikalen) oder elektrischer Energie (z.B. bei der Elektrolyse von Metallsulfiden) in chemische Energie gekennzeichnet werden. Zudem kann eine exotherme Reaktion auch durch eine Umwandlung chemischer Energie in eine Mischung aus Lichtenergie und Wärmeenergie (z.B. bei der Mehlstaubexplosion) oder eine Mischung aus elektrischer Energie und Wärmeenergie (z.B. bei einer Alkali-Mangan-Batterie) zeigen; unter bestimmten Bedingungen lässt sich sogar die gesamte Wärmeenergie bspw. als elektrische Energie nutzen (vgl. Kap. 8.12). Es wäre nicht nur spitzfindig, sondern auch dysfunktional, wenn ein und dieselbe Reaktion je nach umgesetzter Energieart manchmal endo- und exotherm und manchmal endo- und exoenergetisch o.ä. genannt wird.

6) Nach dieser Einführung des Enthalpie-Konzeptes folgt das Konzept der Entropie, sodass die freie Enthalpie als richtungsweisende Größe erklärt werden kann. Die Lernenden wissen nun bereits, dass Energie nicht aus dem Nichts erzeugt wird oder verloren geht (Energieerhaltung, 1. Hauptsatz der Thermodynamik), dass Prozesse entweder Energie aus der Umgebung benötigen oder Energie an die Umgebung abgeben und dass bei letzterem immer auch Wärmeenergie frei wird. Kann man nun eine Maschine bauen, die in einem abgeschlossenen System stets erzeugte Wärmeenergie direkt in mechanische Energie umwandelt und umgekehrt? Bspw. eine Schiffsschraube, welche die Wärmeenergie des Meereswassers nutzt, um sich selbst anzutreiben, und unter Abkühlung die gleiche

Menge an Wärmeenergie wieder abgibt, wenn sie sich dreht? So praktisch eine solche Maschine wäre, so unmöglich ist leider auch ein solches perpetuum mobile 2. Art. Anhand einer endothermen Reaktion in einem Wasserbad kann man zeigen, dass sich immer erst das System selbst abkühlt und nicht erst die Umgebung, wodurch eine Wärmemaschine mit einem konstanten Wärmestrom von einem System geringerer Temperatur zu einem System höherer Temperatur unmöglich wird, da Wärme offenbar ohne das Verrichten von Arbeit nur von einem System höherer Temperatur an ein System geringerer Temperatur übertragen werden kann (Jungermann, 2002). Ein System kühlt sich also nicht spontan selbst ab, um die dadurch gewonnene Energie andernweitig zu nutzen (so wie die Schiffsschraube). Hier helfen zusätzliche praktische Beispiele aus der Lebenswelt: Ein Glas Limonade aus dem Kühlschrank wird bspw. im Sommer von sich aus lediglich wärmer und nicht noch kälter an der Luft.

Seinen mathematischen Ausdruck findet das Phänomen der gerichteten Wärmeübertragung im 2. Hauptsatz der Thermodynamik. Hier wird die Entropie als neue Größe definiert. Ihre Änderung entspricht der übertragenen Wärmemenge geteilt durch die Temperatur des Systems (1):

$$(1) \Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

Aufgrund der empirischen Erfahrungen muss dabei Folgendes gelten (2):

$$(2) \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}} = \frac{\Delta Q}{T_{\text{System}}} + \frac{\Delta Q}{T_{\text{Umgebung}}} \geq 0$$

Es sind dann die folgenden drei Fälle denkbar:

1. Die Temperatur von System und Umgebung ist gleich und die übertragene Wärmemenge ist ebenfalls gleich; man spricht dann von einem spontan reversiblen Prozess: Er ist von sich aus ohne das Verrichten von Arbeit umkehrbar und es wird insgesamt keine Entropie erzeugt. Ein solcher Prozess liegt auch bei der Definition der Temperatur im 0. Hauptsatz der Thermodynamik vor (s.o.).

2. Die Temperatur des Systems ist kleiner als die Temperatur der Umgebung und die Wärme wird von der Umgebung auf das System übertragen. Dann ist ΔS_{System} positiv und vom Betrag größer als die negative $\Delta S_{\text{Umgebung}}$ und die Ungleichung ist erfüllt.

3. Die Temperatur des Systems ist größer als die Temperatur der Umgebung und die Wärme wird vom System auf die Umgebung übertragen. Dann ist $\Delta S_{\text{Umgebung}}$ positiv und vom Betrag größer als die negative ΔS_{System} und die Ungleichung ist erfüllt.

Im Lernmodul wird für die Fälle 2. und 3. jeweils an einem konkreten Beispiel vorgerechnet, dass die Ungleichung erfüllt ist; zudem wird auch vorgerechnet, dass sie eben nicht erfüllt ist, wenn Wärme von einem System geringerer Temperatur zu einem System höherer Temperatur fließt. Zudem spricht man in den Fällen 2. und 3. von spontan irreversiblen Prozessen: Sie werden sich von sich heraus niemals umkehren und es wird Entropie erzeugt.

Hieraus lässt sich ein weiteres Phänomen ableiten – die sog. Energieentwertung bzw. -verteilung. Alle Lernenden haben bspw. schon einmal gesehen, wie ein Flummi auf dem Boden springt und irgendwann damit aufhört. Dabei wird die gesamte kinetische Energie des Flummis in Wärmeenergie des Bodens und der Luft umgewandelt. Das ist möglich, weil der Flummi eine höhere Temperatur als der Boden und die Luft hätte, wenn er anstatt der kinetischen Energie Wärmeenergie speichern würde, und somit mit dem 2. Hauptsatz vereinbar. Nun hat noch niemand beobachtet, dass ein am Boden liegender Flummi spontan zu springen beginnt: Die Energie des Flummis ist irreversibel mit jedem Sprung als Wärmeenergie an die Umgebung verteilt worden. Auch dies ist mit dem 2. Hauptsatz vereinbar, weil die Temperatur des Flummis nach wie vor höher oder der Temperatur des Bodens und der Luft ist. Auf der Teilchenebene argumentiert müssten nun sämtliche Atome, Moleküle und Ionen aus der Luft und dem Boden, welche durch den Flummi kinetische Energie gewonnen haben, wieder gegen den Flummi fliegen und den gleichen Energiebetrag zurückgeben - das ist so unwahrscheinlich, dass es nicht passiert. Man spricht in diesem Fall von Energieentwertung, weil die kinetische Energie des Flummis nicht verloren gegangen ist, aber nicht mehr auf die gleiche Weise genutzt werden kann wie vorher.

An dieser Stelle ist es enorm wichtig, die im Alltag gebräuchlichen Begriffe „Energiegewinnung“ im Sinne eines Bereitstellens höherwertiger Energie und „Energieverbrauch“ im Sinne der eben geschilderten Energieentwertung zu reflektieren. Wir verwenden also bspw. „Energiesparlampen“ nicht deshalb, weil ebendiese etwa in der Lage wären, Energie aus dem nichts zu erzeugen oder weil sie weniger Energie verschwinden lassen, sondern weil sie weniger Energie in Form von Wärmeenergie freisetzen und damit entwerten als eine Glühbirne (Nuber & Habelitz-Tkotz, 2015). Auch für Kraftwerke werden dabei Berechnungen des sog. Wirkungsgrades durchgeführt werden: Es kann oftmals nicht die gesamte zur Verfügung stehende Energie genutzt werden; ein Teil wird als Wärmeenergie z.B. an Gefäßwände und damit an die Umgebung abgegeben. Dabei versucht man stets, diese sog. Abwärme zu Nutzen - beispielsweise zum Heizen des Innenraums eines PKws bei der Verbrennung von Kraftstoff im Motor (Eisenbarth & Kohler, 1987). Eine genaue Berechnung von Wirkungsgraden (auch in elektrochemischen Systemen) erübrigt sich dabei aufgrund didaktischer Reduktion (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Angesichts der beiden Größen Enthalpie und Entropie stellt sich nun die Frage, unter welchen Bedingungen chemische Reaktionen freiwillig ablaufen. Mit Hilfe der Definition der Enthalpie ließe sich zunächst vermuten: Exotherme Reaktionen laufen nach Zufuhr der Aktivierungsenergie ohne weitere Energiezufuhr ab, endotherme Reaktionen müssen durch das permanente Verrichten von Arbeit oder die Zufuhr von Wärme am Laufen gehalten werden. Es gibt also eine Art Energieminimum-Prinzip der Spontanität bzw. Triebkraft einer chemischen Reaktion; wenige Ausnahmen im Sinne eines Entropiemaximum-Prinzips bestätigen die Regel (z.B. das Lösen von blauen Kupfersulfat in Wasser): Eine beliebte Darstellungsweise des Prinzips von Berthelot, welche auch historisch-problemorientiert anhand der Auseinandersetzung von Berthelot und van't Hoff gezeigt werden kann (Schmidkunz, 2007). Das Streben nach Energieminimum soll also die Triebkraft einer chemischen Reaktion sein? Das ist angesichts des Energieerhaltungssatzes sehr kurz gedacht: Eine Energieabgabe des Systems ist ohne Energieaufnahme eines anderen Systems (nämlich der Umgebung) nicht denkbar. Warum gibt nun das eine System scheinbar zwanglos Energie ab, während ein anderes ebenso zwanglos diese Energie aufnimmt? Diese Frage bleibt so lange ungeklärt, bis die Entropie nicht nur makroskopisch, sondern auch mikroskopisch als statistische Größe verstanden wird (Jürgensen, 1998, Paeske, 1992, Oetken & Ducci, 2008, Kunz et al., 2000). Dabei hat die Entropie eine räumliche und eine energetische Dimension.

Räumliche Entropie meint dabei die Triebkraft der Verteilung von Atomen, Molekülen und Ionen in einem Raum (z.B. einem Volumen oder einer Lösung). Hier gilt der Zusammenhang: Der wahrscheinlichste Makrozustand ist derjenige mit den meisten Mikrozuständen, wobei man davon ausgeht, dass alle Mikrozustände gleich wahrscheinlich sind. In einer Formel ausgedrückt bedeutet dies (1):

$$(1) S = k \cdot \ln \Omega$$

k ist dabei die Boltzmannkonstante und Ω ist die Zahl der Mikrozustände für einen Makrozustand; S ist also nicht nur die makroskopisch bestimmbare Entropie, sondern auch ein Grad für die Wahrscheinlichkeit des Zustandekommens eines Makrozustandes. Abb. 55 verdeutlicht den Zusammenhang der beiden Begriffe „Mikrozustand“ und „Makrozustand“ (vgl. Abb. 55).

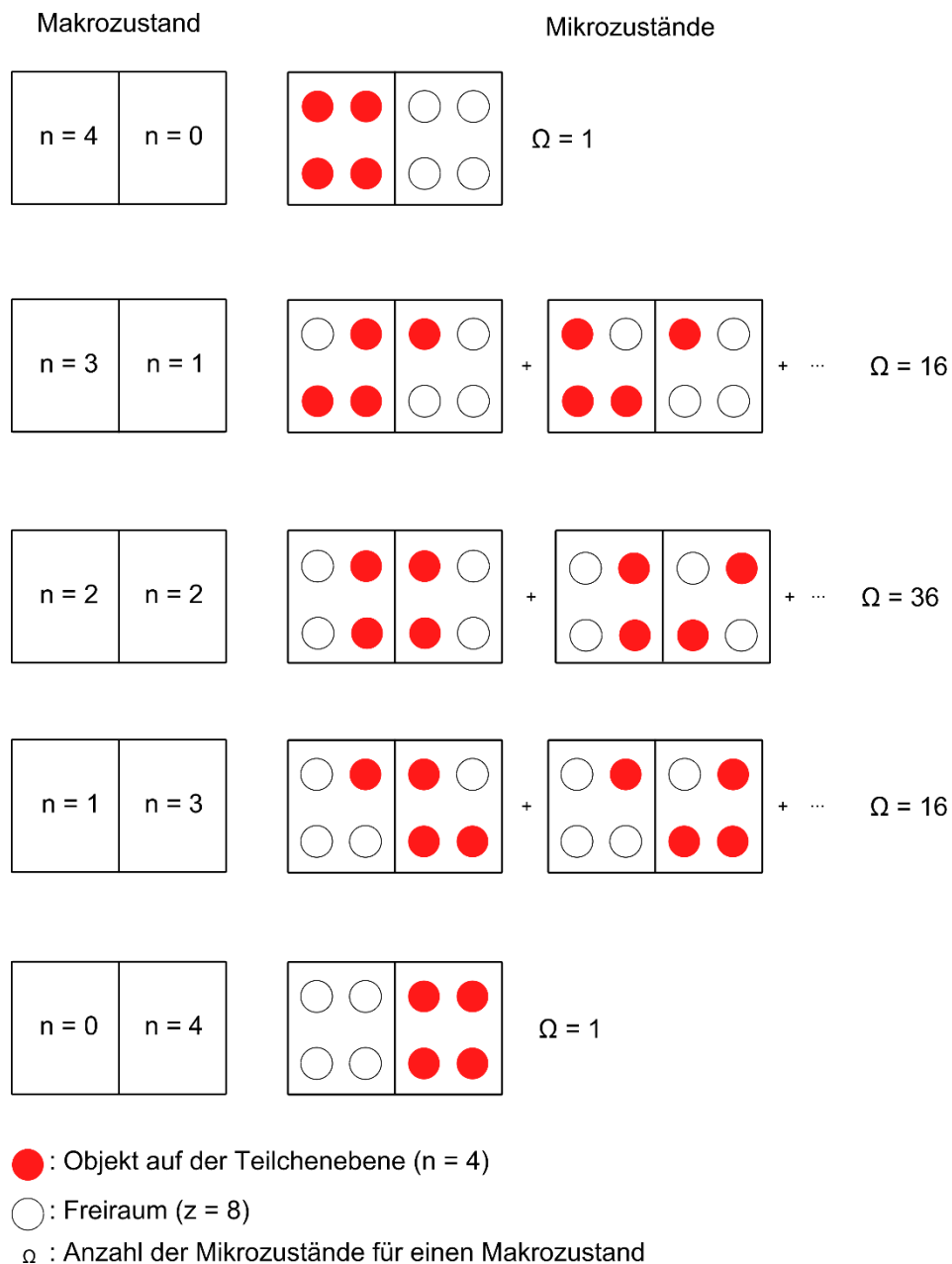
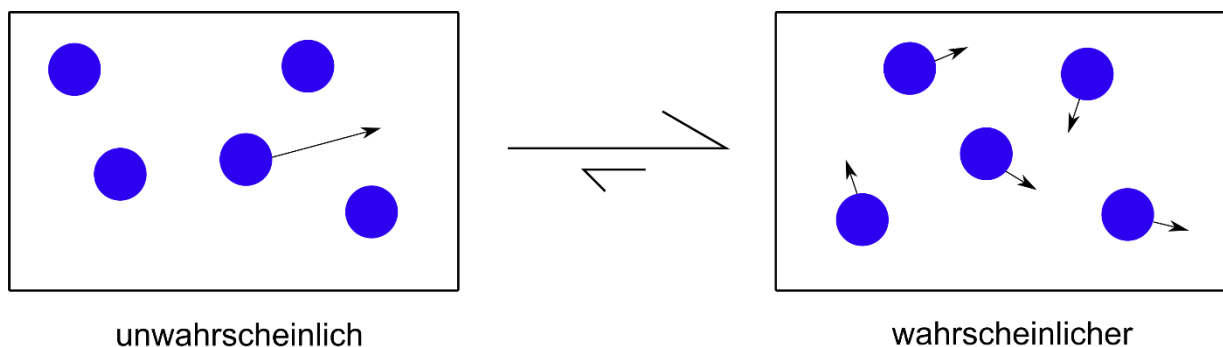


Abb. 55: Darstellung der Anzahlen an Mikrozuständen für einen bestimmten Makrozustand (vgl. Jürgensen, 1998, S. 122). Deutlich wird: Eine Erhöhung der Durchmischung (d.h. Verteilung der Objekte auf beide Raumhälften) führt auch zu einer Erhöhung der Anzahl an Mikrozuständen.

Eine genaue Ermittlung der Entropie für ein bestimmtes System auf mikroskopischem Wege erfordert dabei die Bestimmung der Anzahl der Mikrozustände in diesem System bei den Zustandsgrößen wie Temperatur, Druck, Stoffmenge, innere Energie, Volumen usw. Sie erfolgt durch die Ermittlung zum Mikrozustand zugehöriger Punkte im Phasenraum des kartesischen Produktes aus Orts- und Impulsvektor, was jedoch didaktisch reduziert wird (vgl. Kap. 3.2.1.1); entscheidend ist: Für jeden Zustand existiert eine räumliche Verteilung von Atomen, Molekülen oder Ionen eines bestimmten Systems, die am wahrscheinlichsten ist.

Energetische Entropie meint die Triebkraft der Verteilung von Energie auf die Atome, Moleküle oder Ionen eines Systems. Auch hierbei gilt: Der Makrozustand mit den meisten Mikrozuständen wird am ehesten realisiert. Dies lässt sich an einem einfachen Stoßmodell von Atomen im Sinne Daltons in der Gasphase visualisieren. Angenommen, die Atome haben keinerlei Wechselwirkung miteinander und werden nicht durch äußere Kräfte beeinflusst, und angenommen, die gesamte innere Energie des Systems ist in der Bewegungsenergie eines einzelnen Atoms gespeichert: Wie lange wird es wohl dauern, bis sich alle Atome durch Zusammenstöße mit etwa gleicher Geschwindigkeit bewegen (vgl. Abb. 56)?



● : Atom in der Gasphase

Abb. 56: Darstellung der Wahrscheinlichkeit der Verteilung kinetischer Energie auf Atome in der Gasphase (vgl. Jürgensen, 1998, S. 123). Es wird deutlich, dass es wahrscheinlicher ist, kinetische Energie gleichmäßig auf alle Objekte der Teilchenebene zu verteilen anstatt auf ein Objekt zu konzentrieren.

Ebendies kann durch die Beobachtung der Temperatur von gekoppelten Systemen beobachtet werden (s.o.), wobei die Temperatur zur mittleren Bewegungsenergie der Atome proportional ist. Auch die Maxwell-Boltzmann-Verteilung kommt zu dem gleichen Ergebnis: Es gibt bei jeder Temperatur nur wenige Objekte auf der Teilchenebene mit sehr hoher Energie und ebenfalls nur wenige mit sehr niedriger Energie (s.o.).

Wichtig ist hierbei: Alle Mikrozustände, die nicht gegen den Energieerhaltungssatz verstoßen (z.B. das alle Moleküle bei Raumtemperatur keine Bewegungsenergie haben), sind möglich, nur eben sehr unwahrscheinlich. Theoretisch könnten bspw. Atome in einem bestimmten Volumen in der Gasphase stets frontal aufeinanderprallen, sodass irgendwann nur ein einzelnes Atom die gesamte Bewegungsenergie besitzt und dabei auf kein anderes Atom mehr trifft, oder sie könnten sich alle in einer Ecke des Raumes aufhalten - viel wahrscheinlicher ist es aber, dass solcherlei Stöße passieren, bei denen beide Stoßpartner noch eine bestimmte Menge an Bewegungsenergie besitzen und dass sie sich entsprechend im Raum verteilen (Kober, 1980).

Wie kommt es dabei nun zur Ausbildung einer chemischen Bindung bspw. Wechselwirkung und damit zum Ablauf eines Prozesses?

Zwei Wahrscheinlichkeiten sind hierfür relevant:

A) Die Wahrscheinlichkeit, dass sich die Bindungsmitglieder (oftmals zwei) treffen. Diese lässt sich als Differenz zwischen den räumlichen Zuständen „Mitglieder sind zusammengelagert“ und „Mitglieder sind nicht zusammengelagert“ ausdrücken und als Entropie des Systems beschreiben (1):

$$(1) \Delta S_{\text{System}} = \Delta S_{\text{räumlich}}$$

Gibt es also mehr Mikrozustände „Mitglieder sind zusammengelagert“ als „Mitglieder sind nicht zusammengelagert“, ist ΔS_{System} positiv; andernfalls ist sie negativ.

Wenn nun bspw. aus einer heterogenen Reaktion zwischen einem Feststoff und einem Gas ein gasförmiges Produkt entsteht, kann man sich leicht vorstellen, dass hierbei ΔS_{System} positiv ist: Es gibt erheblich mehr räumliche Anordnungsmöglichkeiten der Reaktionspartner in der Gasphase („Mitglieder sind zusammengelagert“) als es räumliche Anordnungsmöglichkeiten der Atome, Moleküle oder Ionen eines Feststoffes und eines Gases getrennt voneinander gibt („Mitglieder sind getrennt“), da es in der festen Phase weniger Bewegungsfreiheit gibt (wie bspw. bei der Bildung von Kohlenmonoxid aus Kohlenstoff und Kohlenstoffdioxid). Im umgekehrten Prozess (aus einem gasförmigem Edukt entsteht ein Feststoff und ein gasförmiger Stoff) wäre ΔS_{System} entsprechend negativ (siehe Bodouard-Reaktion).

Außerdem gilt: Reaktionen, bei denen sich durch entsprechende Umlagerungen die Anzahl an Atomen, Molekülen und Ionen erhöhen, haben eine positive räumliche Entropieänderung ΔS_{System} - je mehr Einheiten es auf der Teilchenebene gibt, desto mehr Mikrozustände gibt es auch hinsichtlich ihrer räumlichen Verteilung. Umgekehrt gilt das entsprechend negative.

Schließlich gilt: Je stärker die entsprechenden Atome, Moleküle und Ionen Wechselwirkungen aufeinander ausüben, desto negativer ist die räumliche Entropieänderung, weil die Um- und Zusammenlagerung der Reaktionspartner durch die Wechselwirkungen behindert wird. Dabei sind auch entsprechende Fernwirkungen zu beachten. So hat bspw. (jeweils bei Standardbedingungen) der Lösungsprozess von Natriumchlorid eine positive räumliche Entropieänderung, während der Lösungsprozess von Calciumfluorid eine negative räumliche Entropieänderung aufweist, weil durch die Anziehungskraft der zweifach negativ geladenen Calciumionen nicht nur die Bewegungsmöglichkeiten der Fluoridionen, sondern auch diejenigen sämtlicher Wassermoleküle in der Umgebung erheblich stärker eingeschränkt werden als durch die einfach positiv geladenen Natriumionen (Paeske, 1992).

Man kann also bereits anhand einer Reaktionsgleichung ermitteln, ob ΔS_{System} bei der Reaktion positiv oder negativ ist, sofern auch die Aggregatzustände der Stoffe angegeben werden, was die Bedeutung ihrer Angabe unterstreicht. Hierzu gibt es einige Übungsaufgaben im Lernmodul. Mit Hilfe von

tabellierten Werten der molaren Standardentropien der beteiligten Stoffe (gemeint ist hier die räumliche Entropie) lässt sich ΔS_{System} analog zur Reaktionsenthalpie mit dem Satz von Hess auch rechnerisch bestimmen - auch das wird eingeübt.

B) Die Wahrscheinlichkeit, dass die Bindungsmitglieder (oftmals zwei) ihre überschüssige Energie (in der Regel chemische Energie und Bewegungsenergie) an umliegende Stoßpartner abgeben können, um eine Bindung oder Wechselwirkung einzugehen. Voraussetzung hierfür ist, dass die Reaktionspartner eine angemessene sterische Ausrichtung zueinander haben und die Mindestenergie zur Reaktion mitbringen (s. Schritt 5). Diese lässt sich als Differenz zwischen den energetischen Zuständen „Mitglieder können Energie abgeben“ und „Mitglieder erhalten noch zusätzliche Energie“ ausdrücken und als Entropie der Umgebung beschreiben (1):

$$(1) \Delta S_{\text{Umgebung}} = \Delta S_{\text{energetisch}}$$

Die energetische Entropiedifferenz ist dann besonders positiv, wenn starke Bindungen (unter hoher Energieabgabe) ausgebildet und schwache Bindungen (mit geringem Energieaufwand) gelöst werden (bspw. bei der Verbrennung von Kohlenwasserstoffen mit C-C-Einfachbindungen zu Kohlenstoffdioxid mit C-O-Doppelbindungen). Zudem ist im mikroskopischen Sinne also mit „System“ tatsächlich nur eine Gruppe an Bindungsmitgliedern und mit „Umgebung“ der Rest des Universums gemeint.

Welcher Zusammenhang besteht dabei zwischen energetischer Entropie und freiwerdender Enthalpie beim Eingehen einer Bindung? Da die energetische Entropie als Faktor der Wahrscheinlichkeit gemeint ist, dass die mittlere Wärmeenergie aller Atome, Moleküle und Ionen im System klein genug ist, um die freiwerdende Energie aufzufangen, lässt sich formulieren (2):

$$(2) \Delta S_{\text{energetisch}} = \frac{-\Delta H_{\text{System}}}{H_{\text{mittel}}}, \Delta p=0$$

Die energetische Entropie ist also groß, wenn die freiwerdende Energie hoch und die mittlere Bewegungsenergie gering ist: Dann fällt es leicht, Energie an umliegende Atome, Moleküle und Ionen abzugeben. Weitere Untersuchungen haben gezeigt, dass die mittlere Bewegungsenergie der Temperatur des Systems proportional ist, sodass auch formuliert werden kann (3):

$$(3) \Delta S_{\text{energetisch}} = \frac{-\Delta H_{\text{System}}}{\text{const.} \cdot T}$$

Wählt man für die Konstante const. den Wert 1, so wird die energetische Entropie zu einer relativ unkompliziert messbaren Größe (zur Messbarkeit der Enthalpie s. Schritt 5) (1):

$$(1) \Delta S_{\text{energetisch}} = \frac{-\Delta H_{\text{System}}}{T} = \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

Ob nun ein Prozess freiwillig abläuft oder nicht, hängt von der Summe beider Entropien ab: Entweder das System gewinnt genügend an räumlicher Entropie, oder die Umgebung gewinnt genügend an energetischer Entropie. In jedem Fall muss die resultierende Gesamtentropie S_{Gesamt} größer oder gleich 0 sein. Multipliziert man den Ausdruck mit $-T$, hat dies den Vorteil, dass man sowohl die messbare Größe der Temperatur als auch die messbare Größe der frei werdenden Enthalpie des Systems in die Gleichung integrieren kann. Zudem lässt sich die neue Größe der sog. freien Enthalpie oder der Gibbsenthalpie einführen, was einer kleinen Vereinfachung der Gleichung entspricht ((2)-(6)):

$$(2) \Delta S_{\text{Gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}} \cdot (-T)$$

$$(3) -T \cdot \Delta S_{\text{Gesamt}} = -T \cdot \Delta S_{\text{System}} - T \cdot \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

$$(4) -T \cdot \Delta S_{\text{Gesamt}} = -T \cdot \Delta S_{\text{System}} - T \cdot \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

$$(5) -T \cdot \Delta S_{\text{Gesamt}} = \Delta H_{\text{System}} - T \cdot \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

$$(6) \Delta G = \Delta H_{\text{System}} - T \cdot \Delta S_{\text{System}}$$

Bei Prozessen, die freiwillig ablaufen (sog. exergonische Prozesse), ist also $\Delta S_{\text{Gesamt}} > 0$ und $\Delta G < 0$; bei unfreiwilligen, aber erzwingbaren Prozessen (sog. endergonische Prozesse) ist es umgekehrt. Sofern unter Standardbedingungen (10^5 Pa, 25°C , 1mol Stoff (der Begriff der Aktivität wird im Rahmen des Propädeutikums didaktisch reduziert (vgl. Kap. 3.2.1.1) gearbeitet wird, gilt (Cox, 1982) (6):

$$(6) \Delta G_{m,0} = \Delta H_{m,0} - T \cdot \Delta S_{m,0}$$

Mit der Gibbs-Helmholtz-Gleichung wird deutlich, dass die Freiwilligkeit einer Reaktion nicht nur eine Frage der Energie ist, sondern dass die Kombination aus Enthalpie (bzw. räumlicher Entropie) und energetischer Entropie entscheidend ist, wobei sich die vier in Tab. 20 dargestellten Prozessarten ergeben. Selbstverständlich werden die Beispiele im Rahmen des Propädeutikums durch Reaktionsgleichungen und entsprechende Visualisierungen auf der Teilchenebene erläutert.

Tab. 20: Prozessart, zugehörige Terme der Gibbs-Helmholz-Gleichung und Beispiele.

Prozessart	ΔG	ΔH_{System}	$T \cdot \Delta S_{Umgebung}$	$T \cdot \Delta S_{System}$	Beispiel
exotherm-exergonisch	< 0	< 0	> 0	> 0 $< 0; < \Delta H_{System}$	Verbrennung von Oktan Erstarrung einer unterkühlten Schmelze
exotherm-endergonisch	> 0	< 0	> 0	$< 0; > \Delta H_{System}$	Gefrieren von Wasser
endotherm-exergonisch	< 0	> 0	< 0	$> 0; > \Delta H_{System}$	Lösen von blauem Kupfersulfat in Wasser
				$> 0; < \Delta H_{System}$	Steam-Reforming von Pentan unter 3°C
endotherm-endergonisch	> 0	> 0	< 0	< 0	Bildung von Saccharose aus Glucose und Fructose

In drei Fällen spricht man dabei von einer sog. Entropiekompensation:

1. Wenn ein exergonischer Prozess vorliegt, obwohl nur die räumliche Entropie größer wird (und die energetische Entropie kleiner). Insbesondere diese endotherm-exergonischen Prozesse sind kontraintuitiv: Warum sollte ein System freiwillig Energie aus der Umgebung aufnehmen? Freiwilligkeit bedeutet im Alltag so viel wie Zwanglosigkeit bei eigener Entscheidungsgewalt (z.B. die eigene Freizeitgestaltung); wenn also etwas nur durch den Zwang der Zufuhr von Energie (z.B. durch das Drängen von Autoritätspersonen) passiert, ist es nicht mehr freiwillig. Es bedarf also einer sehr behutsamen Beschreibung und Visualisierung solcher Phänomene mit einer Vielzahl an Zwischenfragen, um sie verständlich zu machen, was im Rahmen des Moduls erfolgt.

2. Wenn ein exergonischer Prozess vorliegt, obwohl die räumliche Entropieänderung negativ ist. In so einem Fall ist es also grundsätzlich eher unwahrscheinlich, dass sich die Reaktionspartner treffen (negative räumliche Entropie); wenn sie sich aber treffen, ist es wahrscheinlich genug, dass sie Energie an die Umgebung abgeben können (positive energetische Entropie und negative Enthalpie). Je höher die Temperatur ist, umso mehr Bewegungsenergie haben die einzelnen Atome, Moleküle und Ionen, und dadurch treffen sie sich zwar häufiger (die räumliche Entropie wird positiver), müssen aber auch zunehmend mehr Energie an die Umgebung abgeben; die zusätzlichen Zusammenstöße sind also unproduktiver als vorher. Daher sind solche Prozesse (z.B. die Bodouard-Reaktion in Kohlenstoffdioxid-Richtung) nur bei geringen Temperaturen exergonisch.

3. Wenn endergonische Teilprozesse mit exergonischen Teilprozessen kombiniert werden. Nur so sind strukturbildende Prozesse in der Natur, bei denen hochkomplexe Lebewesen mit geringer räumlicher Entropie entstehen, überhaupt denkbar. Bspw. ist die Bildung von

Saccharose aus Glucose und Fructose eigentlich ein endergonischer Prozess (Tab. 21, A) - wäre da nicht die Bildung von ADP aus ATP als exergonischer Prozess (Tab. 21, B) sowie eine Kopplung beider Prozesse (Tab. 21, A und B), würden Pflanzen keine Saccharose bilden können.

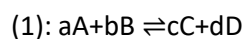
Tab. 21: Teilprozesse und Gesamtprozess der Bildung von Saccharose aus Glucose und Fructose und zugehörige Standard-Gibbsenthalpien.

	Prozess	$\Delta G_{m,0}$
A	Glucose + Fructose \rightarrow Saccharose + Wasser	23 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
B	ATP + Wasser \rightarrow ADP + Phosphat	-30 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
A+B	ATP + Glucose + Fructose \rightarrow ADP + Saccharose + Phosphat	-7 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Dabei ist β auch zugleich eine Möglichkeit, einen eigentlich endergonischen Prozess zu erwingen. „Erzwingbar“ heißt außerdem, dass

- bei exotherm-endergonischen Reaktionen durch Kühlung des Systems das Produkt $T \cdot \Delta S_{\text{System}}$ so geändert werden kann, dass der Prozess abläuft. Im einfachsten Fall ist dies durch ein Eisbad o.Ä. zu erreichen.
- bei endotherm-endergonischen Prozessen mit positivem ΔS_{System} das Produkt $T \cdot \Delta S_{\text{Umgebung}}$ durch Erwärmung des Systems so geändert werden kann, dass der Prozess abläuft. Dies ist im einfachsten Fall durch die durch einen Gasbrenner, ein Ölbad usw. zu erreichen.

Damit ist Erzwingbarkeit keine Frage der thermodynamischen Größen ΔH_{System} , $\Delta S_{\text{Umgebung}}$ und ΔS_{System} ; diese sind zwar temperaturabhängig, in jedem Fall hat es aber noch niemand geschafft, ihr Vorzeichen in einem System umzukehren. Sie ist stattdessen eine Frage der Kopplung verschiedener Prozesse zu einem neuen Prozess und der Änderung der Reaktionsbedingungen durch die Zustandsgröße der Temperatur (welche explizit in der Gleichung auftaucht) sowie anderer Bedingungen (Druck, Stoffmengen der beteiligten Stoffe) - darauf haben wir einen Einfluss (Kecki, 1988). Außerdem unterstreicht dies die Bedeutung der Standardbedingungen des Prozesses; bspw. sind bei anderen Temperaturen als 0°C durchaus auch andere ΔG - Werte zu erreichen, wodurch Prozesse, die bei 0°C nicht ablaufen, bei anderen Temperaturen durchaus ablaufen (Paeske, 1992). Für reale Bedingungen ist hierbei die Formel (2) für die allgemeine Reaktion (1) relevant, die auch bei der Herleitung des Massenwirkungsgesetzes wichtig sein wird (vgl. Kap. 8.8):



$$(2): \Delta G_R = \Delta G_{m,R}^0 + R \cdot T \cdot \ln \left(\frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \right)_{\text{Anfangszustand}}$$

Für Reaktionen in der Gasphase lassen sich für die Konzentrationen die entsprechenden Partialdrücke einsetzen. Verschiedene Übungsaufgaben machen den Lernenden diesen Sachverhalt sowie den Umgang mit tabellierten Standardwerten für thermodynamische Größen bewusst. Anlässlich des Steam-Reformings ist hierbei auch ein Bezug zur Erzeugung von Synthesegas und anschließender Fischer-Tropsch-Synthese zur Gewinnung von Biodiesel möglich, welche mit jeglicher Form von Biomasse auskommt und damit nicht auf Agrarflächengebrauch (wie bei der Synthese aus Rapsöl) angewiesen ist (Weber, 2008).

In diesem Sinne wird im Lernmodul also das Primat des Energieminimumsprinzips durch das Entropiemaximumsprinzip widerlegt, wobei die Lernenden anschlussfähige, sinnstiftende Vorstellungen der submikroskopischen Ebene und des Begriffs „Entropie“ gewinnen, die zu einer Entmystifizierung des Begriffes beitragen. Die Lernenden können schließlich mit Hilfe von Rechnungen mit der Gibbs-Helmholz-Gleichung ermitteln, ob eine Reaktion unter Standardbedingungen (oder auch unter anderen Bedingungen, bei gegebenen Werten) spontan abläuft oder nicht. Es wird deutlich, dass in dieser Herleitung der Gibbs-Helmholz-Gleichung die folgenden didaktischen Entscheidungen getroffen wurden:

A) Das Energieminimumsprinzip (oder Bertholet'sche Prinzip) wird nicht totgeschwiegen, sondern didaktisch fruchtbar genutzt. Denkbar wäre es gewesen, dass Energieminimum-Prinzip gar nicht erst zu erwähnen, wenn es sowieso als unzureichend erscheint. Dies wurde aus drei Gründen verworfen:

1. Analog zum klassischen Redoxbegriff und zur Arrhenius-Säure-Base-Theorie ist auch hinsichtlich des Energieminimum-Prinzips nicht klar, mit welchem Vorwissen die Lernenden an der Universität ankommen. Es daher gar nicht zu thematisieren, bedeutet möglicherweise, die Lernenden mit ihren kognitiven Konzepten im Unklaren zu lassen.

2. Bei der Erklärung der Ionenbildung der Hauptgruppenelemente sowie der chemischen Bindung greift tatsächlich ein Energieminimums-Prinzip. Es wird jeweils nach einem energetisch günstigen Zustand gestrebt, wobei sich bestimmte Orbitalzustände als günstiger erweisen als andere. Einerseits muss also zwischen Zustandserklärungen (Warum existiert ein bestimmter Zustand auf der Teilchenebene und andere nicht?) und Prozessklärungen (Warum und unter welchen Bedingungen wird ein Zustand in einen anderen überführt?) unterschieden werden: Wie bereits erwähnt hilft bspw. die Edelgasregel nicht bei der Frage, warum sich Fluorwasserstoff aus den Elementen bildet (vgl. Kap. 7.4). Andererseits sind Prozesse, bei denen stabilere Bindungen gebildet werden, tatsächlich wahrscheinlicher als solche, bei denen instabilere Bindungen gebildet werden (energetische Entropie) – trotzdem

ist dies weder Garant (wie bei der unfreiwilligen exothermen Bodouard-Reaktion bei 1000 K) noch unüberwindbares Hinderniss (wie beim freiwilligen endothermen Lösen von blauen Kupferulfat) für das Ablaufen eines Prozesses, da sich die Reaktionspartner auch mit genügend hoher Wahrscheinlichkeit treffen müssen kann (räumliche Entropie). Das Energieminimumsprinzip hat also seine Berechtigung, ist jedoch für die Erklärung einer Vielzahl freiwillig ablaufender Prozesse unzureichend.

3. Zudem passt der historisch-problemorientierte Werdegang des Prinzips zu den lebensweltlichen Erfahrungen, die alle Lernenden bereits gemacht haben: Verbrennungen laufen tatsächlich freiwillig ab; dadurch können wir kochen, heizen, Autofahren und überleben. Warum soll es also kein allgemeines Prinzip chemischer Reaktionen sein, dass Stoffe nach einem Energieminimum streben? Dieser Bezug zur Lebenswelt der SuS und die Fruchtbarkeit des daraus erwachsenden kognitiven Konfliktes erscheinen didaktisch bedeutsamer als eine statistische Interpretation von Mikrozuständen aus dem luftleeren Raum heraus.

B) Das Konzept der energetischen Entropie wird durch den insgesamt submikroskopischen Ansatz ebenfalls didaktisch fruchtbar genutzt. Es besteht die berechtigte Kritik am Konzept der energetischen Entropie, dass ebendiese gerade in Abgrenzung zu den Konzepten „Energie“ und „Enthalpie“ schwer zu verstehen ist. Eine empirische Einführung der Gibbs-Helmholz-Gleichung mit historischem Bezug zu den Überlegungen von Helmholtz (Definition der Gibbs-Enthalpie als maximaler nutzbarer Arbeit eines Systems, Messung der Temperaturabhängigkeit der Gibbs-Enthalpie eines elektrochemischen Systems) würde eine Thematisierung energetischer Entropie vermeiden und lediglich die räumliche Entropie makroskopisch (als Größe der Proportionalität zwischen Gibbsenergie und Temperatur) wie mikroskopisch (als Maß für günstige und ungünstige räumliche Verteilungszustände) deuten (Vennemann et al., 2006, Vennemann, 2005, Böhmer & Deveaux, 1985, Jansen & Kenn, 1977). Der Weg wäre nicht nur anschlussfähig an eine spätere Einführung der energetischen Entropie, sondern auch angesichts der Forderungen der Lehrenden und der Inhalte des ersten Semesters angemessen (vgl. Kap. 3.2.1.1). Zudem führen die Autoren an, dass das Konzept der energetischen Entropie nur zum Verständnis von Prozessen notwendig ist, die in der Lebenswelt von Lernenden keinen Platz haben. Hier ist allerdings die faszinierende Funktionsweise eines Taschenwärmers als Gegenbeispiel zu nennen: Die Kristallisation der unterkühlten Schmelze erfolgt exotherm (und damit unter Erhöhung der energetischen Entropie), aber unter Abnahme der räumlichen Entropie: Es ist also derart wahrscheinlich, dass die Energie sich treffener Reaktionspartner an die Umgebung abgegeben wird, dass die geringe Wahrscheinlichkeit des Treffens der Reaktionspartner aufgewogen wird. Aufgrund der Anschaulichkeit (Treff- und Energieabgabewahrscheinlichkeit auf der Teilchenebene), relativen Kürze und der Erklärbarkeit des exergonischen Prozesses einer Kristallisation sowie anderer Prozesse (wie z.B.

der Bodouard-Reaktion im Hochofenprozess) wurde also der oben geschilderte submikroskopische Weg inklusive der energetischen Entropie gewählt (s.o). Außerdem wurde es vermieden, die räumliche Entropie als energetische Entropie hinsichtlich der Translationsenergie zu deuten: Hierbei würden die Lernenden dann tatsächlich verwirrt, ob nun die Treff- oder Energieabgabewahrscheinlichkeit gemeint ist.

Dabei ist eine Anschlussfähigkeit hinsichtlich der statistischen, quantenmechanischen Deutung der Entropie gegeben, wenn in höheren Semestern bspw. zur Veranschaulichung von Realisierungsmöglichkeiten der gequantelten Zustände der Translations-, Schwingungs- und Rotationsenergie von Atomen, Molekülen und Ionen das Kellerlagermodell von Jungermann eingesetzt wird (Jungermann, 2002, Jungermann, 2000, Lowe, 1988).

C) Die Plausibilisierung des Konzeptes der räumlichen und energetischen Entropie kommt ohne die Begriffe „Ordnung“ und „Unordnung“ aus. Üblicherweise wird in der Schulchemie die Entropie als Maß räumlicher Unordnung definiert. Man erklärt bspw. die Entropieabnahme bei der Bodouard-Reaktion dadurch, dass im Verhältnis zwei Moleküle eines gasförmigen Stoffes zu einem Molekül eines gasförmigen Stoffes und einem Molekül eines Feststoffes reagieren: Der feste Zustand ist „geordneter“ als der gasförmige und hat damit eine geringere Entropie. Außerdem nimmt die Entropie zu, wenn nach der Reaktion mehr einzelne Atome, Moleküle oder Ionen vorliegen als vorher - das ist „unordentlicher“. Für die Tatsache, dass (bis auf wenige Ausnahmen) freiwillige Reaktionen mit einer Entropiezunahme verbunden sind, macht man für die Lernenden dadurch plausibel, dass bspw. ein eigenes Zimmer von sich aus auch immer unordentlicher wird und das Aufräumen mit Arbeit verbunden ist. So reizvoll die Alltagsanalogie und das eingängige Begriffspaar „Ordnung/Unordnung“ auch sein mögen, erweisen sie sich bei näherer Betrachtung als unsinnig und missverständlich.

Warum ist ein gasförmiger Zustand weniger „geordnet“ als ein fester Zustand? In beiden Zuständen gibt es eine definierte mittlere Bewegungsenergie aller Atome, Moleküle oder Ionen, eine definierte Anzahl an Atomen, Molekülen und Ionen sowie klar definierbare Zustandsbestimmungen (bspw. über die ideale Gasgleichung für die Gasphase und über die Dichte für die feste Phase). Sicherlich haben Atome, Moleküle und Ionen in der Gasphase wechselnde Nachbarn im Gegensatz zur festen Phase; das bedeutet aber nicht, dass es sich um einen chaotischen, unbeschreiblichen Zustand handelt, was der Begriff „Unordnung“ suggeriert.

Warum ist ein System unordentlicher, wenn es mehr Atome, Moleküle und Ionen hat als ein anderes? Wenn im Entstehungsprozess der Reaktion Phasenwechsel eine Rolle spielen, gilt das eben Gesagte, und wenn (wie bspw. beim Stickstoffdioxid-Distickstofftetraoxid-Gleichgewicht) Ausgangs- und Endzustand jeweils lediglich Einheiten in der gleichen Phase aufweisen, gelten auch die gleichen

Gesetze für Zustandsbestimmungen - bloß, dass sich bspw. in der idealen Gasgleichung der Wert der Stoffmenge verdoppelt. Auch hier gibt es mehr wechselnde Nachbarn auf der Teilchenebene, aber ebenso wenig Chaos.

Es ist daher sinnvoller, von einem anderen Ordnungsprinzip der submikroskopischen Ebene zu sprechen, welches sich als eine Zunahme der Verteilung an räumlichen und energetischen Zuständen beschreiben lässt (s.o.), als die Lernenden mit einem diffusen Konzept der „Ordnung“ oder „Unordnung“ eines Systems auszustatten (Paeske, 1992, Boltzmann, 1877).

D) Darüber hinaus steht eine empirische Herleitung der Gibbs-Helmholz-Gleichung nicht im Vordergrund. Der oben geschilderte empirische Weg zur Gibbs-Helmholz-Gleichung über die Betrachtung der Temperaturabhängigkeit der Gibbsenergie wird als Exkurs beschrieben, wobei hier die galvanischen Zellen a) Zink und Kupfer in den jeweiligen Sulfatlösungen und b) Silber und Kupfer in den jeweiligen Nitratlösungen verglichen werden. Das hat die Bewandnis, dass die Gibbsenthalpie bei a) praktisch temperaturunabhängig ist, da keine nennenswerte Entropieänderung erfolgt (jeweils ein Ion gleicher Ladung und etwa gleicher Größe in Lösung), während bei b) eine Abnahme der Gibbsenergie mit zunehmender Temperatur erfolgt, da eine Entropieerniedrigung vorliegt (nur noch ein Kupferion anstatt zwei Silberionen in Lösung, dass zudem noch durch die größere Ladung eine Fernwirkung auf die Beweglichkeit der umgebenden Wassermoleküle ausübt) (Vennemann et al., 2006, Vennemann, 2005, Böhmer & Deveaux, 1985, Jansen & Kenn, 1977). Zudem kann eine Vernetzung mit den für relevant befundenden Inhalten des Elektrochemiekapitels (Funktionsweise einer galvanischen Zelle, elektrochemisches Potenzial und Bedeutung der Nernstgleichung) erfolgen (vgl. Kap. 8.12).

Ein anderer empirischer Weg von der Enthalpie zur Gibbs-Enthalpie besteht darin, experimentell ermittelte Dampfdruckkurven durch Geradenfunktionen in der Form von $\ln(p) = A - B \cdot \frac{1}{T}$ darzustellen, darin B als Verdampfungsenthalpie zu interpretieren und empirisch zur Formel $\ln(p) = A - B \cdot \frac{\Delta H}{R \cdot T}$ zu gelangen, Temperaturabhängigkeiten von Gleichgewichtskonstanten in wässrigen Lösungen in der Form von $\ln(K) = A - B \cdot \frac{\Delta H}{R \cdot T}$ zu deuten, schließlich A als Maß für die räumliche Verteilung damit als Entropie zu interpretieren (durch Betrachtung des Vorzeichens im Zusammenhang mit der Erhöhung/Erniedrigung der Anzahl an Atomen, Molekülen und Ionen in Lösung) und mit der Einführung der Gibbsenergie schließlich zur Gibbs-Helmholz-Gleichung zu gelangen (Kullmann, 1984). Da jedoch an dieser Stelle weder das Massenwirkungsgesetz (und damit die Gleichgewichtskonstante K) eingeführt ist, noch der Dampfdruck sowie die Verdampfungsenthalpie als Inhalte für das Propädeutikum vorgesehen sind, wurde dieser Weg ausgelassen (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Schließlich kann ein weiteres Phänomen der Thermodynamik, nämlich die Bedeutung der Gibbs-Enthalpie als maximal nutzbarer Energie für Nichtvolumenarbeit, insbesondere dann verstanden

werden, wenn man zuvor Prozesse in elektrochemischen System erarbeitet hat, weshalb sich ein entsprechendes Teilkapitel im Kapitel „Elektrochemie“ ergibt (vgl. Kap. 8.12).

8.6 Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen – Grundlagen der Kinetik

Die Kinetik setzt sich mit der Frage auseinander, welchen Zeitraum ein bestimmter stoffdynamischer Prozess benötigt. Kinetische Phänomene sind von großer lebensweltlicher Relevanz: Das Rosten von Eisen ist (aus Sicht der Industrie glücklicherweise) ein sehr langsamer Prozess, wohingegen die Explosion eines Feuerwerkskörpers oder Sprengstoffs bei gezielten Sprengungen sehr schnell ist, und die meisten Reaktionen in Lebewesen werden durch Enzyme katalysiert, wobei sie ohne den Prozess der Katalyse praktisch nicht oder nur sehr langsam ablaufen würden und Leben dadurch unmöglich wäre. Auch in vielen technischen Prozessen wie der Methanolsynthese, der Ammoniaksynthese im Haber-Bosch-Verfahren, dem Cracken von Alkanen oder der Herstellung von Kunststoffen wie Polyethylen laufen katalysierte Reaktionen ab (Bockhacker, 1985); logischerweise interessiert man sich dabei auch für die Frage, unter welchen Bedingungen eine bestimmte Reaktion schnellstmöglich zu einem gewünschten Produkt führt. Schließlich dienen kinetische Theorien in der Wissenschaft der Aufklärung von Reaktionsmechanismen, die zum Verständnis biochemischer Prozesse durch die Michealis-Menten-Kinetik, technischer Prozesse wie der nucleophilen Substitution an Halogenalkanen in der Müller-Rochow-Reaktion zur Herstellung von Silikon oder umweltrelevanter Prozesse wie der Ozonbildung in der Tropo- und Stratosphäre notwendig sind (Cornish-Bowden, 2015, Ralle & Wilke, 1994).

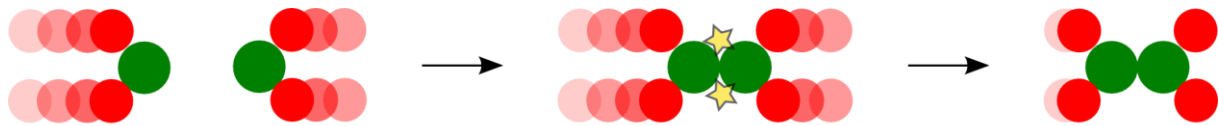
Die didaktische Darstellung der Kinetik erfolgt mit dem hauptsächlichen Ziel, eine Verständnisgrundlage für die Darstellung des chemischen Gleichgewichtszustandes zu schaffen, in welchem die Geschwindigkeit für Hin- und Rückreaktion gleich ist. Zudem soll deutlich werden, dass die Einflussgrößen auf die Geschwindigkeit einer Reaktion von Interesse jeweils empirisch ermitteln werden müssen, ohne dass dabei kinetische Theorien (wie die Theorie des Übergangszustandes) oder experimentelle Methoden vertieft werden. Es ergibt sich folglich ein deduktiv-darstellender Weg, der aufgrund dieser Zielsetzung einer induktiven Erarbeitung überlegen ist und in den nachstehenden acht Schritten deutlich wird (Habekost & Habekost, 1995, Herzel, 1995, Sumfleht, 1989, Arndt, 1988, Bockhacker, 1985):

- 1) Aufzeigen der Reaktionsgeschwindigkeit verschieden schneller Reaktionen
- 2) Erläuterung der Stoßtheorie als Verständnisfolie
- 3) Von der physikalischen Geschwindigkeit zur Reaktionsgeschwindigkeit

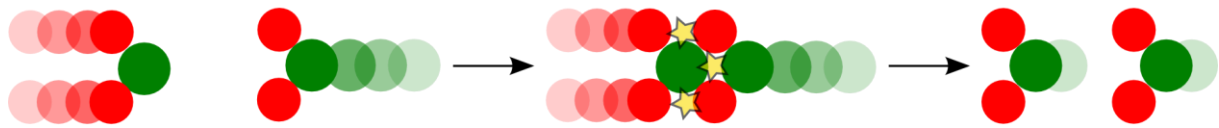
- 4) Erläuterung des Einflusses von Konzentrationsänderungen auf die Reaktionsgeschwindigkeit
- 5) Erläuterung des Unterschiedes von Partialdruck- und Volumenänderungen auf die Reaktionsgeschwindigkeit
- 6) Erläuterung des Einflusses der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit
- 7) Erläuterung des Einflusses der Reaktionsoberfläche auf die Reaktionsgeschwindigkeit
- 8) Erläuterung des Einflusses eines Katalysators auf die Reaktionsgeschwindigkeit

1) Aufzeigen der Reaktionsgeschwindigkeit verschieden schneller Reaktionen: Bereits durch die Beispiele aus der Lebenswelt und Technik, welche den Lernenden im Einstieg des Moduls vorgestellt werden (s.o.), wird deutlich, dass unterschiedliche Reaktionen offenbar starke Unterschiede in ihrem Zeitbedarf haben. Klassische Schulexperimente wie die Bromierung von Hexan unter Lichteinwirkung (schnell) und ohne Lichteinwirkung (langsam), die Reaktion von Zink (schnell), Eisen (mittelschnell) und Kupfer (langsam) mit jeweils gleichkonzentrierter Salzsäurelösung sowie ihre knappe Auswertung unterstreichen diese Beobachtung anschaulich (Arndt, 1988).

2) Erläuterung der Stoßtheorie als Verständnisfolie: Wie kann man sich verschiedene Reaktionsgeschwindigkeiten auf der Teilchenebene vorstellen? Zunächst gilt (genauso wie bei der Behandlung räumlicher und energetischer Entropie, vgl. Kap. 8.5), dass sich die Reaktionspartner nicht nur treffen müssen (Zusammenstoß), sondern auch die Mindestenergie zur Reaktion *und* eine entsprechend passende räumliche Orientierung zueinander haben müssen (effektiver Zusammenstoß). Abb. 57 zeigt einen effektiven Zusammenstoß (a) im Kontrast zu zwei ineffektiven Zusammenstößen (b) und (c), in denen eines der beiden Kriterien nicht erfüllt ist.



(a) effektiver Stoß (Mindestenergie und passende Orientierung)



(b) ineffektiver Stoß (Mindestenergie, aber unpassende Orientierung)



(c) ineffektiver Stoß (passende Orientierung, aber keine Mindestenergie)

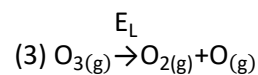
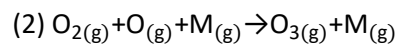
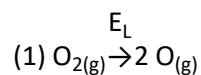
Abb. 57. Darstellung der Bedingungen für einen effektiven Zusammenstoß gemäß der Stoßtheorie. (a) zeigt den Fall, dass sowohl beide Stoßpartner die Mindestenergie aufbringen als auch eine passende räumliche Orientierung haben, (b) zeigt eine mangelnde passende Orientierung und (c) eine mangelnde Mindestenergie beider Stoßpartner.

Darüber hinaus muss beachtet werden, dass überschüssige Energie der Stoßpartner abgegeben werden kann (z.B. an umliegende Atome, Moleküle oder Ionen). Wechselwirkungen der reagierenden Atome, Moleküle und Ionen sowie Wechselwirkungen mit Lösemittel-Atomen oder Molekülen werden dabei im Rahmen der Theorie vernachlässigt (Jürgensen, 1998, Paeske 1992).

Dabei geht (a) nicht direkt auf die Stoßtheorie u.a. von Trautz, sondern auf einen später hinzugefügten sterischen Faktor in seiner Gleichung für wirksame Stöße zurück; außerdem kann die Theorie nicht uneingeschränkt von Reaktionen in der Gasphase auf Reaktionen in Lösungen (Einfluss von Diffusion und Lösungsmittelkäfig-Effekten) sowie auf bestimmte Reaktionen angewendet werden, die mit der Theorie des Übergangszustands von Eyring deutlich besser erklärt werden (Eyring, 1935, Trautz, 1916). Für das Lernmodul ist hierbei jedoch ein einfaches qualitatives Verständnis der Stoßtheorie und ihres eingeschränkten Gültigkeitsbereiches ausreichend, sodass Formeln zur Berechnung des Stoßfaktors, ein vertiefendes Verständnis ebendieses Faktors (z.B. im Sinne des Einflusses der Konformation beteiligter Moleküle) als auch Eyrings Theorie didaktisch reduziert werden (Just, 1975). Damit erübrigen sich auch Stoßzahlberechnung nach Dewar (Dewar, 1967).

(b) ist bereits im Zuge der Erläuterung der Aktivierungsenergie verdeutlicht worden (vgl. Kap. 8.5).

(c) lässt sich am Beispiel der Bildung von Ozon in der unteren Stratosphäre belegen. Hier tritt der sog. Chapman-Zyklus auf, welcher einem Kreislauf aus dem Zusammenprallen von Sauerstoffmolekülen und Sauerstoffatomen unter der Bildung von Ozon (2) und der Spaltung von Ozon in Sauerstoffmoleküle und Sauerstoffatome (3) nach Einleitung des Prozesses durch die Spaltung von Sauerstoffmolekülen in Sauerstoffatome (1) entspricht. (2) läuft nur dann ab, wenn überschüssige Energie an einen Stoßpartner $M_{(g)}$ (beliebige Atom oder Molekül in der Umgebung) abgegeben werden kann. So wird aus UV-Lichtenergie kinetische Energie von Stoßpartnern und damit Wärmeenergie, wodurch die Ozonschicht entscheidend zur Verminderung hochgefährlicher UV-Strahlung und zur Erwärmung in der Troposphäre beiträgt.



Insgesamt lässt sich ableiten, dass sich die Reaktionspartner

- (a) möglichst schnell treffen müssen,
- (b) möglichst zahlreich sein sollten (je mehr Partner, desto mehr Stoßmöglichkeiten),
- (c) die Mindestenergie zur Reaktion haben müssen,
- (d) möglichst unkomplizierte Molekülgeometrien haben müssen bzw. sterisch leicht zugänglich sein müssen und
- (e) möglichst viel Energie bei der Ausbildung der chemischen Bindung frei werden muss, damit die Reaktion schnell abläuft.

3) *Von der physikalischen Geschwindigkeit zur Reaktionsgeschwindigkeit (Hardam, 2002, Felber, 1982):* Den Lernenden ist der Begriff „Geschwindigkeit“ nicht nur aus dem Alltag geläufig (im Sinne von „Schnelligkeit eines Vorgangs“), sondern auch aus dem Physikunterricht als Quotient aus zurückgelegter Strecke Δs und verstrichener Zeit Δt (4):

$$(4) v = \frac{\Delta s}{\Delta t}$$

Man kann sich hierzu ein Fahrrad, einen Läufer, einen PKW usw. vorstellen, der den immergleichen Streckenabschnitt in der immergleichen Zeit zurücklegt. Man spricht in diesem Fall von einer geradlinig-gleichförmigen Bewegung. Daneben kennen die Lernenden auch die beschleunigte

Bewegung: Hier ist die Geschwindigkeit nicht konstant, sondern sie ändert sich mit der Zeit, was der Beschleunigung a entspricht (1):

$$(1) a = \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

Die Beschleunigung a kann dabei konstant sein oder ebenfalls zeitabhängig. Stellt man sich hierzu einen PKW vor, den man startet, bei dem man kurze Zeit auf das Gaspedal tritt (ihn also mit a beschleunigt) und ihn anschließend auf einer ebenen Strecke rollen lässt, ergibt sich bspw. eine Weg-Zeit-Abhängigkeit wie in Abb. 55. Angenommen, der PKW hat nun die Strecke s zurückgelegt, man schaltet in den Rückwärtsgang und beschleunigt auf die gleiche Weise, dann würde der PKW am Startpunkt der ersten Bewegung zum Stehen kommen. Analoges ergibt sich für die Reaktionsgeschwindigkeit: Hier wird keine Strecke in einer bestimmten Zeit zurückgelegt, sondern eine bestimmte Stoffmenge an Edukt-Atomen, -Molekülen oder -Ionen in Produkt-Atome, -Moleküle oder -Ionen überführt, und es wird nicht kurzzeitig auf ein Gaspedal getreten, sondern die miteinander reagierenden Atome, Moleküle und Ionen werden durch Energiezufuhr zur Reaktion gebracht (vgl. Abb 58).

ungleichmäßig beschleunigte Bewegung eines PKWs vs. Chemische Reaktion ($A \rightarrow B$)

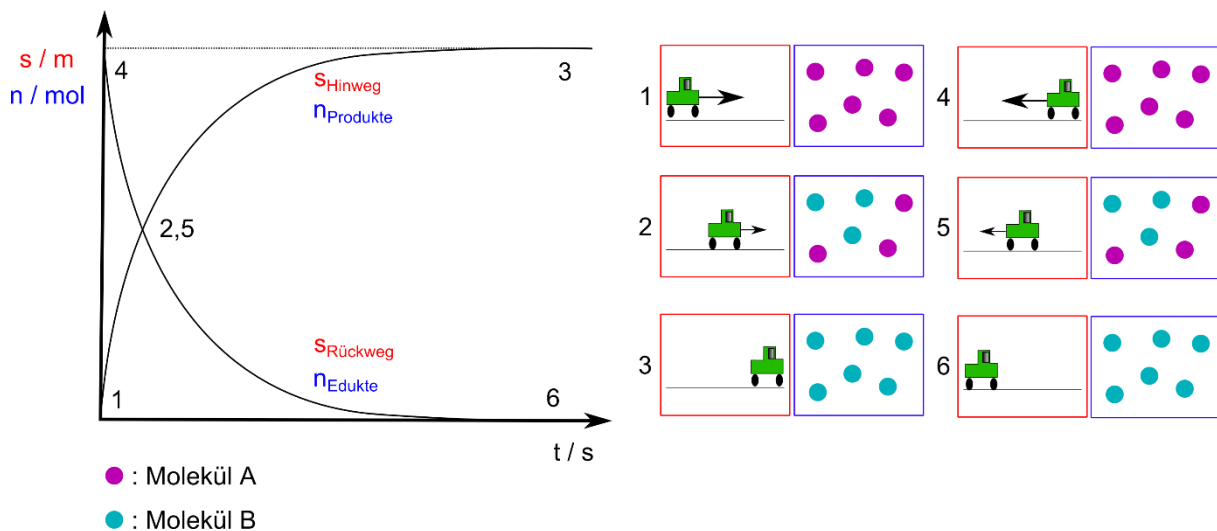
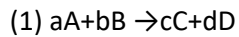


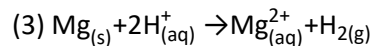
Abb. 58: Analogie zwischen unregelmäßig beschleunigter Bewegung eines PkWs (rot) und einer chemischen Reaktion ($A \rightarrow B$) (blau) (vgl. Hardam, 2002, S. 195). Es wird deutlich: Die Auftragungen der zurückgelegten Strecke eines unregelmäßig und gleichermaßen in Hin- und Rückrichtung beschleunigten PkWs und der Produkt- und Eduktstoffmenge während einer chemischen Reaktion sind analog zueinander, wobei der Hinweg für die Produktstoffmenge und der Rückweg für die Eduktstoffmenge steht.

Für eine beliebige Reaktion mit der allgemeinen Reaktionsgleichung (1) ergeben sich also die analogen Formeln (2):



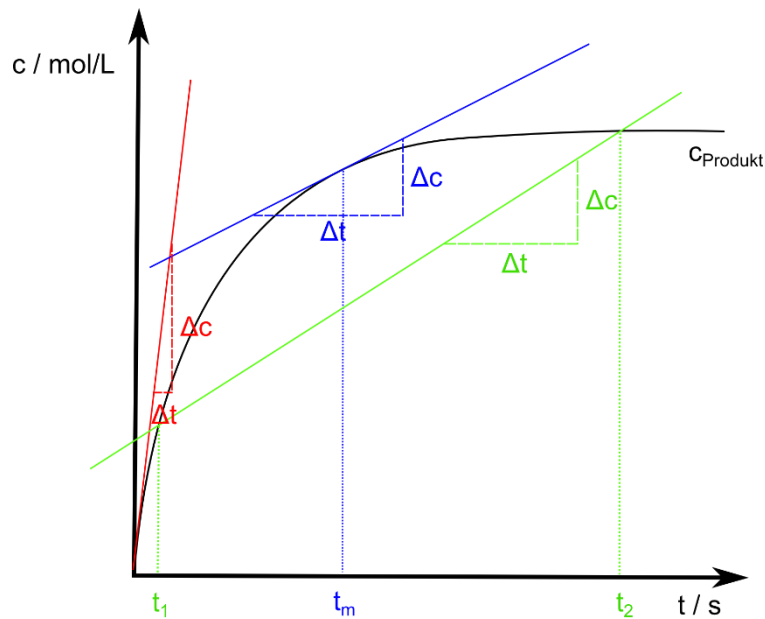
$$(2) v_R = -\frac{1}{a} \frac{\Delta n_A}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta n_B}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta n_C}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta n_D}{\Delta t}$$

Das Teilen durch den jeweiligen stöchiometrischen Faktor ermöglicht eine Vergleichbarkeit der Konzentrationsänderungen und das negative Vorzeichen für die (abnehmenden) Eduktkonzentrationen ist deshalb gesetzt, da eine negative Reaktionsgeschwindigkeit logisch unsinnig wäre. Am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure (heterogene Reaktion) lässt sich die Sinnhaftigkeit (a) der allgemeinen Definition der Reaktionsgeschwindigkeit über *Stoffmengenänderungen* (und nicht etwa Massen- oder Volumenänderungen) sowie (b) der Bedeutung der stöchiometrischen Koeffizienten darlegen (Schriefer, 1987). Die Gleichung lautet (3):



Weder ein Vergleich der Massenänderungen zwischen festem Magnesium, flüssiger Salzsäurelösung und gasförmigem Wasserstoff und ein entsprechender Vergleich der Volumenänderungen noch (in diesem Fall) der Konzentrationsänderungen würde für alle betrachteten Edukte und Produkte das gleiche Ergebnis liefern, zumal die Konzentration von Magnesium als Feststoff nicht angegeben werden kann. Lediglich die Stoffmengenänderungen sind überall gleich – und auch nur dann, wenn man diejenige der Wasserstoff-Ionen halbiert.

Dennoch werden in Lösungen mit konstantem Volumen Konzentrationsänderungen und bei Gasphasenreaktionen oftmals Änderungen in den Partialdrücken betrachtet, da man diese Größen bspw. durch Photometrie, pH-Wert-Bestimmung, Leitfähigkeitsmessungen usw. direkt ermitteln kann und da es in der Praxis ausreicht, nur eine der Änderungen (von Edukten oder Produkten) zu bestimmen; Aktivitäten werden im Rahmen des Lernmoduls didaktisch reduziert (vgl. Kap. 3.2.1.1). Die sich ergebenden Graphen für Konzentrationsänderungen von Edukten und Produkten sind dabei analog zu denjenigen in Abb. 55; lediglich die y-Achse muss in „Konzentration c / mol/L“ geändert werden. Schließlich können (je nach Interesse) die Anfangsgeschwindigkeit im Sinne der Steigung einer Tangente des Nullpunktes des Graphen, die Durchschnittsgeschwindigkeit zwischen zwei Zeitpunkten im Sinne einer Sekante des Graphen und die Momentangeschwindigkeit zu einem Zeitpunkt im Sinne einer Tangente des Graphen unterschieden werden (vgl. Abb. 59).



Anfangsgeschwindigkeit: $v_A = \Delta c / \Delta t$

Momentangeschwindigkeit: $v_M = \Delta c / \Delta t$

Durchschnittsgeschwindigkeit: $v_D = \Delta c / \Delta t$

Abb.59: Grafische Ermittlung der Anfangs-, Momentan- und Durchschnittsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion. Grundsätzlich ließen sich diese auch mit Hilfe der Konzentration eines beliebigen Edukts im Laufe der Reaktion bestimmen.

Die Lernenden erfahren also, dass sich ihr Vorwissen bzgl. der physikalischen Geschwindigkeit zum Verständnis des Konzeptes der Reaktionsgeschwindigkeit anwenden lässt. Alternativ hätte sich zur Verdeutlichung des Konzeptes an dieser Stelle auch das Saughebermodell einsetzen lassen, welches sich zudem auch zum Modell für das chemische Gleichgewicht erweitern lässt (Bockhacker 1985, vgl. Kap. 8.7). In dem Modell entspricht das Volumen an Wasser in einem Wasserbecken der Konzentration des Eduktes einer Reaktion, eine Kapillare mit verschiedenen Durchmessern unterschiedlichen Reaktionsgeschwindigkeiten und ein anfangs leeres Wasserbecken, in welches sukzessive Wasser mit der Kapillare gegeben wird, der Produktkonzentration. Das Modell verliert jedoch seinen Reiz, wenn man es nicht praktisch durchführt, sondern lediglich in einer Online-Simulation, und es schließt nicht an das Vorwissen der Lernenden aus dem Physikunterricht an; daher wurde es an dieser Stelle nicht eingesetzt.

4) *Erläuterung des Einflusses von Konzentrationsänderungen auf die Reaktionsgeschwindigkeit:* Mit Hilfe der Stoßtheorie ließe sich vermuten, dass eine Verdopplung der Konzentration eines Edukts (bei ansonsten gleichen Reaktionsbedingungen) auch eine Verdopplung der Reaktionsgeschwindigkeit bedeutet. Immerhin gibt es dann doppelt so viele Stoßmöglichkeiten für die reagierenden Eduktatome, -moleküle oder Ionen, und wenn man die übrigen Reaktionsbedingungen (Temperatur, Druck etc.)

gleich lässt, sollte sich auch die Anzahl wirksamer Stöße verdoppeln. Schulbücher stellen diesen Zusammenhang gern her, machen ihn mit Darstellungen wie in Abb. 57 deutlich und verallgemeinern ihn für alle chemischen Reaktionen (Asselborn et al., 2013, vgl. Abb. 60).

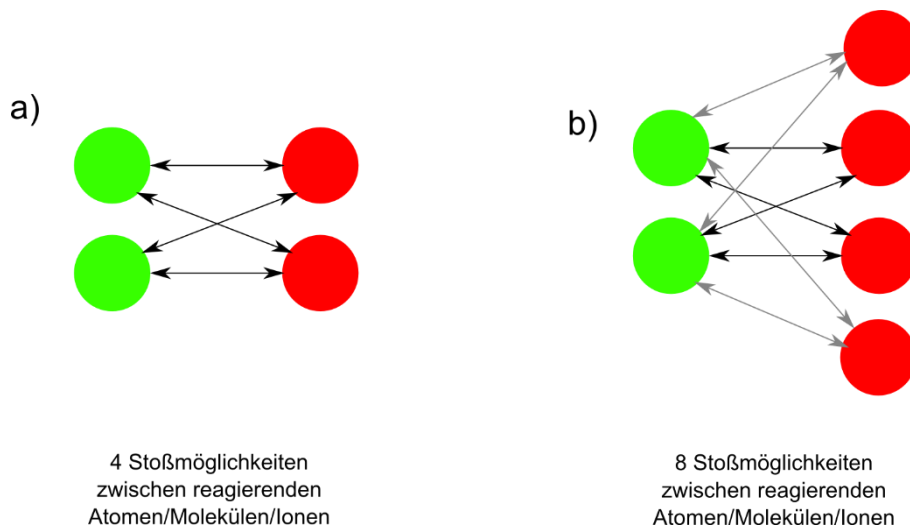


Abb. 60: Anzahl der Stoßmöglichkeiten in Abhängigkeit der Anzahl der reagierenden Teilchen (vgl. Asselborn et al., 2013, S. 268). Es wird deutlich, dass im Fall b) doppelt so viele Stoßmöglichkeiten vorliegen, da auch doppelt so viele rote Kreise (reagierende Atome/Moleküle/Ionen) vorliegen.

Da diese Generalisierung jedoch schlichtweg fachlich falsch ist und das Verständnis der empirischen Arbeit eines Kinetikers unmöglich macht, wird im Lernmodul wie folgt vorgegangen:

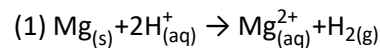
A) Empirische Ermittlung von Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetzen verschiedener Reaktionen:

Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Anfangsgeschwindigkeit einer Reaktion und der eingesetzten Konzentration der Edukte? Aus der Schulchemie werden die Lernenden sicherlich die Reaktion von Magnesium (im Überschuss) mit Salzsäure im geschlossenen System mit Kolbenprober kennen, um die zeitliche Entwicklung bis zur Entstehung einer bestimmten Menge an Wasserstoffgas zu messen; Alternativ wäre auch die Reaktion von Zink mit Salzsäure denkbar (Mettner, 1991, Bockhacker, 1986). Daraus lässt sich anschließend die Konzentrationsänderung der Salzsäure-Lösung (bzw. der Wasserstoffionen in der Lösung) ermitteln. Führt man schließlich die Versuche bei verschiedenen Ausgangskonzentrationen der Salzsäurelösung durch, bestimmt jeweils die Anfangsgeschwindigkeit (z.B. zwischen $t = 0$ und $t = 10\text{s}$) und trägt anschließend die Reaktionsgeschwindigkeit gegen die Ausgangskonzentration auf, so ergibt sich eine Gerade mit einer Steigung, die hier willkürlich als $-k$ bezeichnet werden soll. Für das Geschwindigkeits-Zeit-Gesetz gilt dann (1):

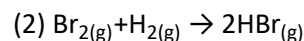
$$(1) v_R = -k \cdot c_{H^+}$$

Da die Reaktion von Metallen mit Säuren den Lernenden aus der Schule höchstwahrscheinlich bekannt sind und hinsichtlich der Bedeutung der Säurekorrosion sowie der Schärfung des Begriffs „Lösen“ in der Industrie erneut an späteren Stellen des Propädeutikums aufgegriffen werden, wurden sie an dieser Stelle in den Fokus gerückt (vgl. Kap. 8.12 und Kap. 8.15). Alternativen sind am Ende dieses Kapitels gegeben.

Für diese Reaktion gilt also tatsächlich: Eine Verdoppelung der Eduktkonzentration bewirkt eine Verdoppelung der Reaktionsgeschwindigkeit. Mit Hilfe der Reaktionsgleichung (1) und der Stoßtheorie hätte man diesen Zusammenhang vorhersagen können, ohne eine empirische Messung durchzuführen: Ein Magnesiumatom muss sich insgesamt mit zwei Wasserstoffionen treffen, damit die Reaktion stattfinden kann - verdoppelt man die Konzentration der Wasserstoffionen, dann verdoppelt sich auch die Anzahl an Stoßmöglichkeiten; k ist dann ein Stoßfaktor, der u.a. die sterische Orientierung der Reaktionspartner zueinander berücksichtigt.



Analog dazu würde man für die Bildung von Bromwasserstoff (2) aus den Elementen das gleiche Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetz für die Bromkonzentration voraussagen, sofern man in diesem Fall Wasserstoff im Überschuss einsetzt; wenn beide die gleiche Anfangskonzentration haben, würde man die Gleichung (3) erwarten. Tatsächlich ergibt sich durch eine entsprechende Messung jedoch Gleichung (4) (Herzel, 1995).

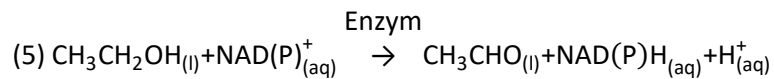


$$(3) v_R = -k \cdot c_{\text{Br}_2} \cdot c_{\text{H}_2}$$

$$(4) v_R = \frac{k_1(T) \cdot c_{\text{H}_2} \cdot c_{\text{Br}_2}^{\frac{1}{2}}}{1 + k_2(T) \cdot \frac{c_{\text{HBr}}}{c_{\text{Br}_2}}}$$

$k_1(T)$ und $k_2(T)$ sind dabei zwei verschiedene temperaturabhängige Geschwindigkeitskonstanten.

Bei vielen Reaktionen, die von Enzymen gesteuert werden (bspw. der Abbau von Ethanol im menschlichen Körper zu Kohlenstoffdioxid und Wasser durch Alkohol-Dehydrogenase), ergibt sich sogar der Fall, dass sie von der Eduktkonzentration unabhängig sind. Da die Reaktion an einer bestimmten Oberfläche der vergleichsweise riesigen Enzym-Moleküle stattfindet und deren Konzentration nicht nur konstant ist, sondern auch erheblich geringer als die Konzentration von Ethanol nach einem Alkoholkonsum, bestimmen sie allein die Geschwindigkeit. So ergibt sich für das Geschwindigkeits-Zeit-Gesetz des ersten Abbauschrittes (5) die folgende Gleichung (6).

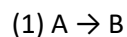


$$(6) v_R = -k$$

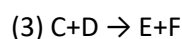
Die Beispiele machen deutlich: Nur eine empirische Ermittlung der Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von den Eduktkonzentrationen kann deren Einfluss aufzeigen. Zudem stellt sich die Frage, warum sich so komplexe Gleichungen wie bei der Reaktion von Wasserstoff und Brom ergeben: Was wird hier durch die so einfach erscheinende Reaktionsgleichung verschleiert?

B) Unterscheidung von Bruttoreaktionen und Elementarreaktionen mit bestimmter Molekularität und Reaktionsordnung: Bislang war es für alle Zwecke ausreichend, Reaktionsgleichungen derart zu formulieren, dass die Edukte und Produkte der Reaktion mit ihren stoffkonstituierenden Einheiten in der Summen- oder Verhältnisformel notiert und mit einem stöchiometrischen Faktor versehen werden, sodass links und rechts der Gleichung die gleiche Anzahl an Atomen oder Ionen vorliegt. Offenbar besteht jedoch zwischen dieser Reaktionsgleichung und dem Geschwindigkeits-Zeit-Gesetz je nach Reaktion ein anderer Zusammenhang (siehe Beispiele oben).

Zu überlegen wäre nun, aus welchen Teilprozessen eine Reaktionsgleichung besteht und ob es einen einfachen Zusammenhang zwischen nicht weiter zerlegbaren Teilprozessen (sog. Elementarreaktionen) und dem Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetz gibt. Es ließen sich dann unimolekulare Elementarreaktionen (1) mit dem zugehörigen Gesetz (2) und bimolekulare Elementarreaktionen (3) mit zugehörigem Gesetz (4) unterscheiden. Trimolekulare Elementarreaktionen werden als derart unwahrscheinlich angenommen, dass sie theoretisch nicht betrachtet werden; bimolekulare Reaktionen wären mit den Erwartungen aus der Stoßtheorie (Verdopplung einer Eduktkonzentration ergibt Verdopplung der Reaktionsgeschwindigkeit) konform.

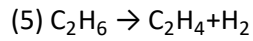


$$(2) v_R = -k \cdot c_A$$



$$(4) v_R = -k \cdot c_C \cdot c_D$$

Mit Hilfe der Theorie konnte z.B. bestimmt werden, dass der unimolekulare Zerfall von Ethan in Ethen und Wasserstoff (5) auch eine Reaktion 1. Ordnung ist (6), woraus geschlossen werden kann, dass es sich offenbar um eine Elementarreaktion handelt.



$$(6) v_R = -k \cdot \text{C}_{\text{C}_2\text{H}_6}$$

Allerdings gibt es zahlreiche heterogene Reaktionen sowie Reaktionen in Lösungen, für die sich andere Geschwindigkeitsgesetze ergeben (s.o.). Daraus lassen sich zwei Dinge schließen:

Die Molekularität der Reaktion lässt keinen direkten Rückschluss auf das Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetz zu; es muss empirisch bestimmt werden (Ralle & Wilke, 1994, Paeske, 1992).

Aufgrund der Bedeutung dieses Gesetzes wird zusätzlich in einem kleinen Exkurs historisch-problemorientiert vorgegangen: Die Bildung von Iodwasserstoff aus den Elementen wurde bspw. von Bodenstein als Elementarreaktion eingestuft, während Sullivan zeigen konnte, dass je nach Reaktionstemperatur mindestens zwei Teilreaktionen unterschieden werden müssen (Dickerson & Geis, 1981, Claus, 1980, Sullivan, 1967, Bodenstein, 1897).

Man muss die Molekularität der Reaktion begrifflich von der Summe der ganzzahligen Exponenten in den Gesetzen unterscheiden. Letztere heißt Reaktionsordnung, muss empirisch ermittelt werden und ist für manche Reaktionen (siehe Bildung von Bromwasserstoff) überhaupt nicht definiert.

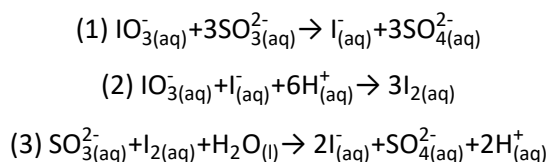
In Tab. 22 ist aufgeführt, wie daraufhin zwischen Reaktionen 0., 1. und 2. Ordnung unterschieden werden kann. Dabei ist mit Pseudo-1. Ordnung gemeint, dass ein Edukt der Reaktion im Überschuss vorliegt und damit in die Konstante des Gesetzes mit einbezogen wird (wie bspw. bei der oben genannten Reaktion von Magnesium (im Überschuss) mit Salzsäure). Die zeitabhängige Konzentration eines Stoffes im Laufe einer Reaktion 2. Ordnung sowie Reaktionen 3. Ordnung werden an dieser Stelle ebenfalls didaktisch reduziert (vgl. Kap. 3.2.1.1). Methoden zur Bestimmung der Reaktionsordnung wie bspw. die differenzielle Methode werden im Rahmen des Propädeutikums aus Gründen o.g. Schwerpunktsetzung nicht weiter vertieft (Hoffmann, 1978).

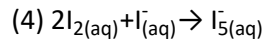
Tab. 22: Klassifikation von Reaktionsordnungen hinsichtlich einer allgemeinen Reaktionsgleichung.

Allgemeine Reaktionsgleichung	aA+bB → cC+dD (a=b=1)			
	0. Ordnung	1. Ordnung	Pseudo-1. Ordnung	2. Ordnung
Reaktionen...			Überschuss von A: Überschuss von B:	
Mögliche Geschwindigkeits-Zeit-Gesetze	$v_{R_0} = -k$	$v_{R_{1,1}} = -k \cdot c_A$ $v_{R_{1,2}} = -k \cdot c_B$	$v_{R_{1,1}} = -k \cdot c_B$ $v_{R_{1,2}} = -k \cdot c_A$	$v_{R_2} = -k \cdot c_A \cdot c_B$
Einheit der Konstante k	$\left[\frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{s}} \right]$	$\left[\frac{1}{\text{s}} \right]$	$\left[\frac{1}{\text{s}} \right]$	$\left[\frac{\text{l}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \right]$
Zeitabhängige Konzentration eines Stoffes im Laufe der Reaktion	$c_{A,t} = c_{A,0} - k \cdot t$	$c_{A,t} = c_{A,0} \cdot e^{-k \cdot t}$	$c_{A,t} = c_{A,0} \cdot e^{-k \cdot t}$	-

Dabei werden die Schritte zur Integration der Geschwindigkeits-Zeit-Gesetze vorgegeben und es wird auf den mathematischen Teil des Propädeutikums verwiesen, in welchem Integrationen eingeübt werden (vgl. Kap. 5.1.1).

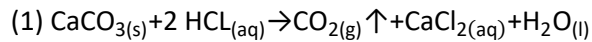
C) Bedeutung der Ermittlung des geschwindigkeitsbestimmenden Schrittes: Viele chemische Reaktionen bestehen aus einer Vielzahl an Elementarreaktionen. So setzt sich die Verbrennung von Wasserstoff in Brennstoffzellen aus ca. 40 Elementarreaktionen mit insgesamt acht verschiedenen Atomen oder Molekülen als Reaktionspartnern zusammen und die Verbrennung von Methan sowie länger-kettigen Kohlenwasserstoffen sind entsprechend noch komplexer, da hierbei in mehreren Elementarreaktionen ebenfalls Wasserstoff gebildet wird (Kuß, 1990). Für die Abschätzung der Reaktionsgeschwindigkeit des gesamten Prozesses ist es daher wichtig, den langsamsten Teilschritt einer Abfolge an Elementarreaktionen zu bestimmen: den sog. geschwindigkeitsbestimmenden Schritt. Am Beispiel der wohlbekannten Landolt'schen Zeitreaktion wird daher im Lernmodul gezeigt, dass hier der erste der drei Schritte (1)-(3) geschwindigkeitsbestimmend ist, da eine Erhöhung der Sulfitionen-Konzentration (für Schritt (1)) im Gegensatz zu einer Erhöhung der Iodidionenkonzentration (für Schritt (2)) erheblich zur Reaktionsgeschwindigkeit der Gesamtreaktion beiträgt (Böhmer, 1985, Winkler, 1963). Schritt (4) läuft dabei losgelöst vom Gesamtprozess in sehr hoher Geschwindigkeit ab: Eine Zugabe von Lugolscher Lösung (Iod-Iodid-Lösung) zu einer gesättigten Stärkelösung führt praktisch sofort zu einer Blaufärbung, da die gebildeten Polyiodid-Ionen in den Helixkanälen der Amylose stabilisiert werden.





5) *Erläuterung des Unterschiedes von Partialdruck- und Volumenänderungen auf die Reaktionsgeschwindigkeit:* Bei Gasreaktionen gibt es zwei Möglichkeiten, die Konzentration der Edukte zu erhöhen - über die Änderung des Partialdruckes des entsprechenden Stoffes durch Zugabe weiteren Gases oder durch Verringerung des Volumens des Reaktionsgefäßes. So ist bspw. bei der Bildung von Iodwasserstoff aus den Elementen eine höhere Reaktionsgeschwindigkeit zu erwarten, wenn man mehr Wasserstoffgas, mehr Iodgas oder mehr von beidem einströmen lässt (Erhöhung des Partialdrucks/der Partialdücke) oder indem ein kleineres Reaktionsgefäß wählt (Verringerung des Volumens). In beiden Fällen erhöht sich dabei auch der Gesamtdruck des Systems, man kann eine sagen: Eine Gesamtdruckerhöhung führt zu einer Beschleunigung einer Reaktion in der Gasphase, sofern das empirische Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetz nichts Gegenteiliges suggeriert. Da es hierbei zwischen Verwechslungen des Einflusses auf die Reaktionsgeschwindigkeit v_R und auf die Gleichgewichtskonstante K kommen kann, wird der Aspekt an dieser Stelle verdeutlicht und im Kapitel zum Le-Chatelier-Prinzip erneut aufgegriffen (Bockhacker, 1985; Felber, 1982, vgl. Kap. 8.9)

6) *Erläuterung des Einflusses der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit:* Mit Rückbezug aus die Maxwell-Boltzmann-Verteilung hinsichtlich der kinetischen Energie von Atomen, Molekülen oder Ionen eines Systems in Abhängigkeit von der Temperatur lässt sich sagen, dass die Reaktionsgeschwindigkeit mit steigender Temperatur zunimmt, da dann mehr Atome, Moleküle oder Ionen die Mindestenergie zur Reaktion besitzen und daher auch mehr wirksame Stöße passieren (s. Schritt 2), vgl. Kap. 8.5). Deswegen werden Lebensmittel auch gekühlt, um die Zersetzungsreaktionen durch Bakterien bzw. Moleküle in der Luft zu entschleunigen (Just, 1985). Die in der Schule oftmals behandelte RGT-Regel von van't Hoff, welche besagt, dass eine Erhöhung der Temperatur zu 10°C zu einer Verdopplung bis Vervierfachung führt, wird dabei explizit als Faustregel für eine erste Abschätzung insbesondere für biochemische Systeme dargestellt, welche empirisch sowie durch die Anwendung elaborierterer Formeln wie die Arrhenius-Gleichung bzw. die Eyring-Gleichung bestätigt werden muss (Herzel, 1995). So gilt sie bspw. bei der Zersetzung von Glucose in Kohlenstoffdioxid und Wasser durch die Glucosedecarboxylase in einem Temperaturbereich von ca. 10°C bis 30°C , wobei darunter die meisten Enzyme durch das Gefrieren von Wasser bei 0°C gehemmt sind, während sie darüber denaturieren (Helmich, 2017). Bei der Zersetzungsgeschwindigkeit von Calciumcarbonat mit Salzsäure zu Kohlenstoffdioxid und Calciumchlorid (1), die sich aufgrund der Gasentwicklung mit Hilfe einer Waage verfolgen lässt, zeigt jedoch bspw., dass bereits eine Erhöhung von 5°C auf 10°C zu einer Verdopplung der Reaktionsgeschwindigkeit führen kann, während für eine weitere Verdopplung eine weitere Temperaturerhöhung um 40°C notwendig ist (s. Tab. 23)

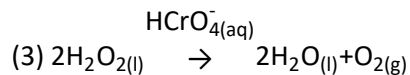
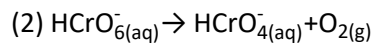
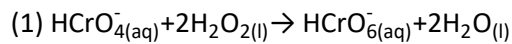


Tab. 23: Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit v von der Temperatur T in der Reaktion (1) für $t=4,5$ min (vgl. Steiner & Lehnerer, 1992, S. 36, Meese, 1982).

$T/^{\circ}\text{C}$	$v/\frac{\text{g}}{\text{min}}$
5	$\approx 0,22$
10	$\approx 0,44$
15	$\approx 0,55$
20	$\approx 0,66$
25	$\approx 0,84$
30	$\approx 0,88$

7) *Erläuterung des Einflusses der Reaktionsoberfläche auf die Reaktionsgeschwindigkeit:* Bei heterogenen Reaktionen an Oberflächen (z.B. von Festkörpern) (wie z.B. (1)) gilt der logische Zusammenhang, dass die Reaktion umso schneller verläuft, je größer die Oberfläche bzw. der Zerteilungsgrad ist, da mit der Größe der Oberfläche auch die Anzahl an Stoßmöglichkeiten zunimmt (vgl. Schritt 2)). So zersetzt sich bspw. ein Eisenblech sehr viel langsamer in einer Salzsäure-Lösung mit der Konzentration von 1 mol/L als die gleiche Masse an Eisenpulver. Deswegen ist es bspw. auch so sinnvoll, dass der Darm eines erwachsenen Menschen mit 32 m² eine sehr große Oberfläche hat, an der entsprechende Verdauungsreaktionen stattfinden können (Helander & Fändriks, 2014).

8) *Erläuterung des Einflusses eines Katalysators auf die Reaktionsgeschwindigkeit:* Schließlich gibt es Stoffe, die eine Reaktion beschleunigen können (sog. Katalysatoren), weil sie in den Mechanismus der Reaktion eingreifen und damit einen anderen Reaktionsweg mit geringerer Aktivierungsenergie ermöglichen (vgl. Kap. 8.5). Dass ein anderer Weg für die gleiche Reaktion vorliegen muss und nicht die gleiche Reaktion ohne Einsatz eines Katalysators stattfindet, ergibt sich aus dem Energieerhaltungssatz; eine katalysierte Reaktion wäre dann eine Reaktion, bei der benötigte Aktivierungsenergie verschwindet (Felber, 1982). Dass Katalysatoren zwar in den Mechanismus der Reaktion eingreifen, allerdings nach der Reaktion unverändert vorliegen, lässt sich eindrucksvoll durch die Zersetzung von Wasserstoffperoxid in schwefelsaurer Kaliumdichromatlösung bzw. Chromsäurelösung zeigen: Hier tritt eine Farbänderung der Lösung von gelblich-bräunlich (Hydrogenchromat-Ionen vor der Reaktion) zu tiefblau (Peroxo-Hydrogenchromat-Ionen während der Reaktion) und wieder zu gelblich-bräunlich (Hydrogenchromat-Ionen vor der Reaktion) auf (Wiechoczek, 2008, Bockhacker, 1986, Jansen, Kreutzfeld & Kenn, 1978). Es ergeben sich die folgenden beiden Reaktionsgleichungen ((1) und (2)); Gleichung (3) fasst beide zusammen.

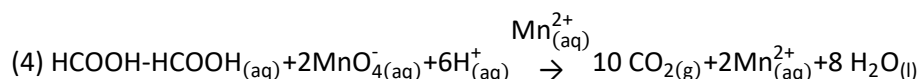


Enzyme als Katalysatoren in biologischen System wurden bereits bei der Erläuterung des Einflusses der Temperatur erwähnt. Zudem lassen sich grundsätzlich homogene Katalyse (gleiche Phasen von Katalysator und Reaktionsgemisch), heterogene Katalyse (verschiedene Phasen von Katalysator und Reaktionsgemisch) und Autokatalyse (Reaktionsprodukt als Katalysator) unterscheiden.

Ein Beispiel für ersteres ist durch die oben beschriebene Zersetzung von Wasserstoffperoxid in schwefelsauer Kaliumdichromatlösung gegeben.

Ein beeindruckendes Beispiel für die heterogene Katalyse ist die Verbrennung von Wasserstoff an einer Platinoberfläche, die durch bloßes Aufströmen von Wasserstoffgas auf Platinkörner bei Raumtemperatur einsetzt (Lemke, 1992, Bockhacker, 1986). Dabei wird nicht nur ein Video des LPs der Fakultät für Chemie der Universität Göttingen gezeigt (Stalke, 2014 A), sondern auch der historische Kontext zum Döbereiner'schen Feuerzeug hergestellt. Alternativ wäre hier die Zersetzung von Wasserstoffperoxid an Braunstein-Tabletten ein weiteres Beispiel, welches jedoch weniger spektakulär und damit einprägsam erscheint. Zudem ist auch die katalytische Verbrennung von Aceton an einer Kupferdrahtwendel als Alternative zu erwähnen, die im Lernmodul kurz genannt und beschrieben wird, jedoch keinen historischen Kontext hat und daher für die Lernenden ggf. weniger interessant ist (Felber, 1982). Dabei wird als zusätzliches Anwendungsbeispiel erwähnt, dass im sog. Drei-Wege-Katalysator Kohlenstoffmonoxid, unverbrannte Kohlenwasserstoffe und Stickoxide ebenfalls auf metallische Oberflächen (Platin, Palladium oder Rhodium) geleitet und mit Luftsauerstoff zu ungefährlicheren Stoffen (Kohlenstoffdioxid, Wasser und Stickstoff) umgesetzt werden (Koberstein, 1984).

Schließlich ist die Reaktion von Oxalsäure mit Kaliumpermanganat ein Beispiel für die Autokatalyse: Die entstehenden Mangankationen beschleunigen die Reaktion (Felber, 1992, 1982, Wagner, 1987).



Mit diesen acht Schritten und entsprechenden verständnissichernden Zwischenaufgaben lassen sich die Grundlagen der Kinetik erarbeiten. Folgende fachliche Aspekte, welche aus der didaktischen Literatur bekannt sind, wurden aus dem Grund der oben genannten Schwerpunktsetzungen (Vorbereitung auf chemisches Gleichgewicht und Primat der Empirie der Einflussgrößen) didaktisch

reduziert, weil sie entweder inhaltlich vertikal (im Sinne fachlicher Tiefe) oder horizontal (im Sinne fachlicher Breite) über die Anforderungen an das Propädeutikum hinausgehen (vgl. Kap. 3.2.1.1):

- Kinetik spezieller Reaktionen in der organischen Chemie (Monomerisierung von Diacetonalkohol zu Aceton mit Hilfe von Dilatometrie (Weber, 1979 A), Parallelreaktionen in der Aromatenchemie (Winkler, 1978), Hydrolyse von tert. Butylchlorid mit Leitfähigkeitsmessung (Weber, 1980), Hydrolyse von Essigsäure-p-Nitro-Phenylester (Blume & Wenck, 1978), Etherbildung durch Ethanol und Schwefelsäure (Kaminski & Flint, 1992), Phenolphthaleinfärbung und -entfärbung (Bolkart, 1981), Entfärbung von Kristallviolett durch Hydroxidionen (Ralle et al., 1986 A), Entfärbung von Tilmans Reagenz mit Ascorbinsäure (Habekost & Habekost, 1995) oder Iodierung von Aceton (Eberle, 2001)).
- Kinetik komplexchemischer Reaktionen (z.B. Geschwindigkeit der Bildung von Cobalt-Chlorido-Komplexen, Cobaltchlorid als Wassernachweis in der Reaktion von Tartratlösung mit Wasserstoffperoxid usw. (Soukup, 1999, Kraetsch & Meyer, 1983).
- Enzymkinetik im Sinne der Michealis-Menten-Kinetik (z.B. anhand der Carboanhydrase, der Saccharase, verschiedener Enzyme der Glykolyse oder des Citratcyklus anhand von Enzymfarbttests) (Giar, 2006, Braun, 1997).
- Inhibitionsarten (Autoinhibition, kompetitive Inhibition, allosterische Inhibition usw.) als Gegenteile von Katalysearten sowie Enzymaktivierung (z.B. durch allosterische Aktivierung) (Sauer, 1985, Winkler, 1981).
- Heterogene Katalyse im Detail (Chemi- und Physiosorption, sterische Faktoren, Aktivität und Selektivität (Schwankner, 1989).
- Photokatalyse (Heffen et al., 2015).
- Methoden der Kinetik (z.B. Vergleich des hypothetischen und tatsächlichen Konzentrations-Zeit-Diagramms einer bestimmten Reaktionsordnung, Methoden der Thermoanalyse zur Verfolgung von Festkörperreaktionen, Ausrichtung von Molekülen durch polarisierte elektromagnetische Felder, Stop-Flow- oder Continuous-Flow-Verfahren usw. (Habekost, 1998, Ralle & Wilke, 1994, Rubahn, 1991, Krug, 1987).
- Genaue Beschreibung der Elementarreaktionen einer Bruttoreaktion (z.B. der Elementarreaktionen einer Verbrennung von Wasserstoff bzw. Kohlenwasserstoffen) (Kuß, 1990).
- Kinetik oszillierender Reaktionen im Sinne der nichtlinearen Dynamik oder der Verzweigungstheorie (z.B. anhand der Belousov-Zhabotinskii-Reaktion) (Brandl, 1988, Field & Schneider, 1988).

- Kinetik umkehrbarer Reaktionen sowie Folgereaktionen in geschlossenen und offenen Systemen (Sauer, 1985).

Schließlich gibt es zahlreiche weitere Beispielreaktionen in der didaktischen Literatur, anhand derer sich die genannten kinetischen Prinzipien ebenfalls verdeutlichen ließen, die aber entweder komplexer in der Durchführung oder Auswertung, weniger lebensweltbezogen, ein Modellexperiment als nicht benötigter Ersatz eines realen Experimentes (mit entsprechender Visualisierung der Vorgänge auf der Teilchenebene) oder den Lernenden vermutlich weniger bekannt sind und daher entsprechend der grundlegend gehaltenen Zielsetzung des Lernmoduls nicht ausgewählt wurden (vgl. Tab. 24). Selbstverständlich wären sie aber als Vertiefungsbeispiele denkbar.

Tab. 24: Chemische Reaktionen und ihr didaktisches Potential hinsichtlich des Aspektes der Reaktionskinetik.

Beispielreaktion	Didaktisches Potenzial
Reaktion von Natriumthiosulfat und Salzsäure (Gruvberg & Köhler-Krützfeld, 2004, Czieslik, 1995, Habekost & Habekost, 1995, Felber, 1992)	Einfluss der Konzentration und der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit
Reaktion von Iod mit Formiaten und Oxalaten; Disproportionierung von Iod in alkalischer Lösung (Mollin, Starý & Klecová, 1991)	
Urnenenspiel mit roten und blauen Kugeln (jeweils 25) (Braun, 1987, A)	Spielerisches Erschließen einer Reaktion 1. Ordnung
Funktionsmodell für eine Reaktion Pseudo-1. Ordnung (Strohmaier, 1981)	Erschließen einer Reaktion Pseudo-1. Ordnung
Katalytische Oxidation von Glucose zu Gluconsäure durch Sauerstoff und Natriumhydroxid (Felber, 1992)	Beispiel für eine homogene Katalyse (durch Methylenblau; gut sichtbar die Bildung der Leukoform während der Reaktion), und eine heterogene Reaktion mit Abhängigkeit von Dispersionsgrad an Sauerstoff in Wasser (durch Schütteln des Gefäßes); Modellreaktion für die Sauerstoffübertragung in biologischen Systemen
Reaktion von schwefelsaurer Wasserstoffperoxid-Lösung mit Kaliumpermanganat (Pasch, 1985)	Einfluss der Konzentration und Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit, Beispiel eine Autokatalyse
Reaktion von Lithium mit verschiedenen Wasser-Ethanol-Gemischen (Büttner & Schmidkunz, 1977)	Beispiel für eine Reaktion Pseudo-1. Ordnung (mit Lithium im Überschuss), Abhängigkeit von Reaktionsoberfläche, Durchmesser des Reaktionsgefäßes und Temperatenausgleich im Reaktionsgefäß

8.7 Von der „stehenbleibenden Reaktion“ zum chemischen Gleichgewicht

Das chemische Gleichgewicht hat einerseits eine hohe Bedeutung in natürlichen, alltäglichen und technischen Vorgängen, birgt jedoch andererseits enorme Verständnisschwierigkeiten für Lernende. Sowohl Phasenübergänge (z.B. der Bildung von Morgentau oder dem Gefrieren von Wasser im Winter) als auch zahlreiche biochemische Reaktionen (z.B. einzelne Schritte der Glykolyse, des Citratcyclus, des Calvinzyklus, der Lichtreaktion der Photosynthese, die Entstehung des Sehreizes im Auge usw.) lassen

sich nicht ohne stöchiometrisch relevanten, gleichzeitig ablaufenden Umkehrprozess beschreiben. Insbesondere das Hydrogencarbonat-Carbonat-System sowie dessen Beeinflussung spielt bei der Bildung von Tropfsteinhöhlen, der Bildung von Kesselstein sowie der Pufferwirkung des Blutes und des Ozeans eine tragende Rolle. Sowohl Tropf- als auch Kesselsteine (bestehend auf Calcium- und Magnesiumcarbonat) bilden sich nur deshalb, weil das Hydrogencarbonat-Carbonat-Gleichgewicht u.a. durch das Entweichen von Kohlenstoffdioxid sowie durch Temperatureinflüsse gestört werden, und Enzyme in Menschen und Tieren arbeiten nur unter bestimmten pH-Bedingungen, die u.a. durch dieses Gleichgewichtssystem aufrechterhalten werden. Zudem ist auch das Lösungsgleichgewicht von Kohlenstoffdioxid in Ozeanen ökologisch bedeutsam, da es gekoppelt an das Gleichgewicht der Bildung von Kohlensäure und das anschließende Protolysegleichgewicht negative Auswirkungen auf den Kalkhaushalt von Krusten- und Schalentieren hat (Verschränkung von Kohlenstoff- und Kalkkreislauf auf der Erde), allerdings dem Treibhauseffekt durch Kohlenstoffdioxid-Speicherwirkung entgegenwirkt (Kruse, Knickmeier & Parchmann, 2016, Maulbetsch, 2012, Schmidkunz, 2012, Schmidkunz & Parchmann, 2008, Schmidkunz & Wittke, 2006, Paschmann, 2001, Paschmann et al. 2000 A und B, Bausch, 1997, Deifel, 1997, Braun, 1994). Die Bewertung der gekoppelten Gleichgewichte als Säure-Base-Puffer, Kohlenstoffdioxid-speicher und Kalklöser zuungunsten von Krustentieren erfolgt im Modul „Säure-Base-Chemie“ (vgl. Kap. 8.13).

Auch beim Tauchen ergeben sich spannende Einflüsse auf Gleichgewichtssysteme, bspw. durch den Einfluss von Hyperventilation auf den Partialdruck an gelöstem Kohlenstoffdioxid und Sauerstoff im Blut im Vergleich zum Gewebe, der Gefahr des späten Einsetzens des Atemreizes durch Hyperventilation oder das Phänomen der sog. Taucherflöhe (Hoffmann & Ralle, 2001).

Technische Anwendungen ergeben sich u.a. durch die Esterbildung (z.B. bei der Kleb- oder Kunststoffsynthese), das Haber-Bosch-Verfahren zur Gewinnung von Ammoniak aus den Elementen (Schwankner & Eiswirth, 1989, Hoeft & Lange, 1980), die Herstellung von Synthesegas zur Energiegewinnung (u.a. über die Bildung von Biodiesel in der Fischer-Tropsch-Synthese, vgl. Kap. 8.7), die elektrochemische Nutzung der Knallgasreaktion in Brennstoffzellen (Schmidkunz & Parchmann, 2008), die Nutzung von Photovoltaik zur Stromerzeugung oder die Funktionsweise optischer Datenspeicher (Krees, 2012).

Bei der Vermittlung des Verständnisses des Gleichgewichtszustandes einer chemischen Reaktion kommt es jedoch oftmals zu Fehlvorstellungen, wie bereits in zahlreichen Studien gezeigt werden konnte (Kousathana & Tsapalis, 2002, Kienast, 1999, Tyson & Treagust, 1999, Banerjee & Power, 1991, Bergquist & Heikkinen, 1990, Hackling & Garnett, 1985). Dabei lässt sich vermuten, dass u.a. diese Fehlvorstellungen die Ursachen dafür bilden, dass lediglich 2% der Hauptfachchemiestudierenden und 7% der Lehramtsstudierenden das chemische Gleichgewicht angemessen beschreiben konnten (vgl. Kap. 3.2.1.2). Tab. 25 zeigt die im Rahmen des Testes erhobenen Ergebnisse; Fehlvorstellung 5) ist aus

Gründen der Exemplarität des Tests nicht erhoben worden. Es wird deutlich, dass insbesondere Fehlvorstellung 1) (Summengleichheit der Stoffmengen an Edukten und Produkten) vergleichsweise häufig auftritt.

Tab. 25: Fehlvorstellungen zum chemischem Gleichgewichtszustand im Rahmen der Vorwissensstudie (vgl. Kap. 3.2.1.2).

Fehlvorstellung	Anteil korrespondierender Antworten / %	
	1FBA	2FBA
1) Im Gleichgewichtszustand entspricht die Summe der Stoffmenge an Edukten der Summe der Stoffmenge an Produkten.	37	50
2) Im Gleichgewichtszustand haben alle beteiligten Stoffe die gleiche Stoffmenge.	13	21
3) Im Gleichgewichtszustand findet weder Hin- noch Rückreaktion statt.	14	7
4) Nur eine Gleichgewichtskonstante von 1 bedeutet, dass das System im Gleichgewicht ist.	32	43
5) Der Einsatz eines Katalysators beschleunigt lediglich die Hin- und nicht die Rückrichtung.	-	-

Wie lässt sich die Bildung dieser Vorstellungen im Rahmen des Chemieunterrichts erklären?

Vorstellung 1) und 2) lassen vermuten, dass den Studierenden unklar ist, was genau beim chemischen Gleichgewichtszustand „gleich“ ist: Weder sind es die Stoffmengen von Edukten und Produkten noch sind es die Stoffmengen aller beteiligten Stoffe. Hausgemacht sind sie durch die Verwendung des Begriffs "Gleichgewicht" selbst - wörtlich übersetzt bedeutet er nämlich, dass mehrere Dinge gleichsam ins Gewicht fallen; d.h. entweder die gleiche Masse oder die gleiche Anzahl haben. Zudem bezeichnet der Begriff in der Physik einen Zustand, in dem sich alle Kräfte auf einen Körper nivellieren, sodass der Körper einen Ruhezustand hat - eine Balkenwaage ist beispielsweise im Gleichgewicht, wenn auf beiden Seiten die gleichen Massen vorliegen (Tausch, 2008, Barke, 2006, Euler, 2003).

Ein derartiges physikalisches Konzept von "Gleichgewicht" kann schließlich auch Fehlvorstellung 3) als Idee des Stillstands erklären. Zudem ist davon auszugehen, dass diese Lernenden eine Reaktionsrichtung stets als einseitig verstehen und sich ein Nebeneinander von Hin- und Rückreaktion nicht vorstellen können. Angesichts der Tatsache, dass ein solches Nebeneinander im gesamten Unterricht der Sekundarstufe I nicht auftaucht, ist dies auch nicht weiter verwunderlich: Bislang gab es für die Lernenden bspw. entweder Synthesereaktion (etwa die Bildung von Silberoxid aus den Elementen) und Analysereaktionen (etwa die Spaltung von Silberoxid), nicht jedoch beides zusammen. Fehlvorstellung 4) sagt aus, dass Studierende die Bedeutung und Aussagekraft der Gleichgewichtskonstante entsprechend missverstanden haben.

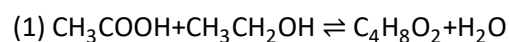
Schließlich handelt es sich bei Fehlvorstellung 5) um ein unausgereiftes Konzept eines Katalysators, der jedoch vermutlich durch die intrinsische Schwierigkeit des Lerngegenstands bedingt ist: Dessen Einsatz führt in der Industrie und in biologischen Systemen tatsächlich zu einer höheren Ausbeute an einem gewünschten Produkt, was jedoch nicht gleichbedeutend ist mit einer Verschiebung des Gleichgewichts.

Es gilt also, einen Weg zu finden, auf dem die Lernenden die essenzielle Bedeutung des chemischen Gleichgewichts für Natur und Technik begreifen können, ohne dabei in die Fallen typischer Fehlvorstellungen zu tappen. Dabei wurden die folgenden Schritte festgelegt, die im Weiteren erläutert werden (Fladt, 1999, Felber, 1982, Graupner, 1981):

- 1) Von der umkehrbaren Reaktion zur „stehenbleibenden“ Reaktion
- 2) Von der stehenbleibenden Reaktion zum dynamischen chemischen Gleichgewicht
- 3) Das Chemische Gleichgewicht im Unterschied zu anderen Gleichgewichten
- 4) Das Massenwirkungsgesetz und die Gleichgewichtskonstante
- 5) Das Löslichkeitsprodukt schwerlöslicher Salze
- 6) Einflussmöglichkeiten auf das chemische Gleichgewicht

1) Von der umkehrbaren Reaktion zur „stehenbleibenden“ Reaktion: Im Modul „Chemische Reaktion und Physikalischer Vorgang“ wurde bereits an verschiedenen Beispielen (z.B. der Zersetzung von Silberoxid in die Elemente) gezeigt, dass sich chemische Reaktionen grundsätzlich umkehren lassen. Zudem wurde bei stöchiometrischen Überlegungen (z.B. zum Gesetz der konstanten Proportionen am Beispiel der Bildung von Wasser in der Knallgasreaktion, vgl. Kap. 8.3.1) und bei energetischen Berechnungen (z.B. der Bestimmung der Reaktionsenthalpie der Verbrennung von Methan, vgl. Kap. 8.5) davon ausgegangen, dass die gezeigten chemischen Reaktionen vollständig in eine Richtung ablaufen: Es gab keinen empirischen Anlass, daran zu zweifeln.

Dieser kommt erst dann auf, wenn man bspw. die Reaktion von Essigsäure und Ethanol zur Essigsäureethylester und Wasser betrachtet. Da nach der Zugabe von Essigsäure zu Ethanol und entsprechendem Erhitzen der pH-Wert der Lösung zunimmt, lässt sich von einer Reaktionsgleichung wie in (1) ausgehen.



Ohne ein Konzept des chemischen Gleichgewichts würde man erwarten, dass 1 mol Essigsäure mit 1 mol Ethanol zu 1 mol Essigsäureethylester und 1 mol Wasser reagieren; die Edukte also vollständig umgesetzt werden. Man beobachtet jedoch, dass bei Raumtemperatur nach einiger Zeit jeweils ca. 0,33 mol Essigsäure und 0,33 mol Ethanol übrigbleiben und nur 0,66 mol Ester und 0,66 mol Wasser entstehen (Merker, 1981). Das Verhältnis bleibt auch dann bestehen, wenn man zu Beginn 1 mol Essigsäureethylester und 1 mol Wasser einsetzt. Dies wird mit Hilfe von Abb. 61 verdeutlicht.



Abb. 61: Darstellung des Stoffmengenverhältnisses des Gleichgewichtes der Essigsäureethylesterbildung und -spaltung.

Dabei wird die Messbarkeit der Reaktion anhand des pH-Wertes oder einer Leitfähigkeitsmessung der verbleibenden Essigsäure-Lösung skizziert, indem die Reaktion von Essigsäure mit Wasser aufgezeigt und der Zusammenhang der Oxoniumionen-Konzentration zum pH-Wert und zur Leitfähigkeitstiteration beschrieben wird, wobei ein Verweis auf das Lernmodul zur Säure-Base-Chemie erfolgt (Full, 1981, Schlösser & Schmidt, 1979, vgl. Kap. 8.13).

Entscheidend ist nun die Frage: Warum läuft die Reaktion in beide Richtungen unvollständig ab? Mögliche Hypothesen der Lernenden könnten die folgenden sein:

A) Es haben nicht alle Moleküle bei Raumtemperatur die benötigte Mindestenergie (siehe Boltzmannverteilung). Das würde für Hin- und Rückreaktion bedeuten, dass bei einer Temperaturerhöhung mehr Produkte entstehen. Allerdings beobachtet man, dass bei einer Temperaturerhöhung in der Hinreaktion sogar *weniger* als 0,66 mol Ester und 0,66 mol Wasser entstehen: Die Reaktion ist leicht exotherm und die Beeinflussung des Gleichgewichtszustandes durch die Temperatur wird im Zuge der Behandlung des Prinzips von Le Chatelier erneut aufgegriffen (Lide, 2009, vgl. Kap. 8.9). Dies kann also nicht die entscheidende Erklärung sein.

B) Es ist zu unwahrscheinlich, dass sich alle miteinander reagierenden Moleküle im Raum treffen. Man würde also erwarten, dass ein vollständiger Umsatz eines Eduktes nur dann eintritt, wenn das andere im Überschuss vorliegt; so würden 2 mol Essigsäure mit 1 mol Ethanol zu 1 mol Essigsäureethylester und 1 mol Wasser reagieren, wobei 1 mol Essigsäure übrigbleiben würde. Auch das beobachtet man aber nicht: Beim Einsatz dieser Stoffmengen befinden sich anschließend ca. 0,1 mol Essigsäure, ca. 0,77 mol Ethanol und jeweils ca. 0,57 mol Wasser und Essigsäureethylester im Gleichgewicht (Merker, 1981). Die Reaktionen bleiben also nicht einfach „stehen“, laufen aber auch nicht vollständig ab: Es wird ein neuer Denkansatz benötigt.

2) *Von der stehendenbleibenden Reaktion zum dynamischen chemischen Gleichgewicht:* Stellt man sich vor, dass eine Rückreaktion (z.B. von Essigsäureethylester und Wasser zu Essigsäure und Ethanol) einsetzt, sobald die Hinreaktion erste Produkte geliefert hat (z.B. die Reaktion von Essigsäure und Ethanol zu Essigsäureethylester und Wasser), und stellt man sich zusätzlich vor, dass die Geschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion nach einer bestimmten Zeit gleich sind, so folgt, dass sich die Beträge der Stoffmengen der an der Reaktion beteiligten Stoffe ab einem bestimmten Punkt nicht mehr verändern (vgl. Abb. 62), weil ihre jeweiligen Veränderungen in Abhängigkeit der sich ändernden Zeit konstant und (um den stöchiometrischen Faktor bereinigt) gleich groß sind. Dabei ist es offenbar egal, ob die Reaktion mit Ethanol und Essigsäure oder mit Essigsäureethylester und Wasser initiiert wird: In beiden Fällen tritt nach eniger Zeit der gleiche Zustand ein.

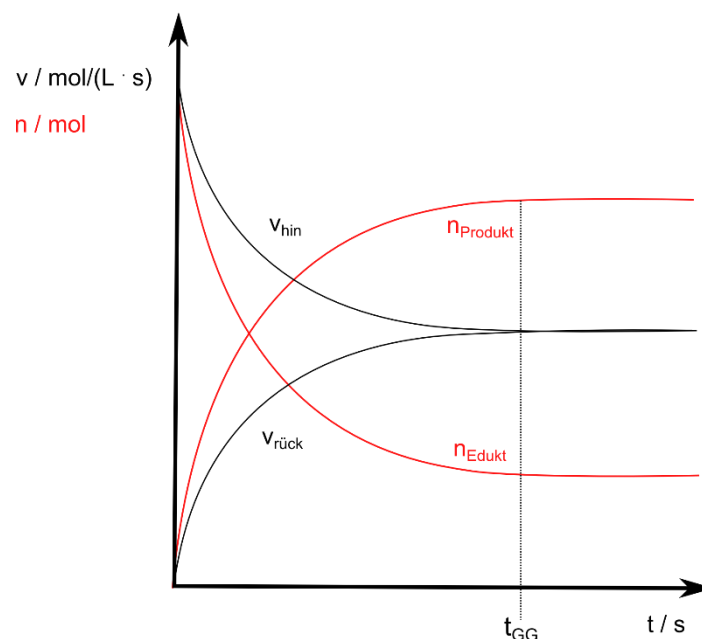


Abb. 62: Auftragung der Reaktionsgeschwindigkeiten v_{hin} und $v_{\text{rück}}$ sowie der Stoffmengen n_{Produkt} und n_{Edukt} gegen die Zeit des Reaktionsverlaufs t einer Gleichgewichtsreaktion (z.B. der Esterbildung). Dabei können sich die Stoffmengenabgaben auf ein beliebiges Produkt (z.B. Ester) sowie Edukt (z.B. Wasser) einer Reaktion beziehen. Deutlich wird: Ab einem bestimmten Zeitpunkt (t_{GG}) setzt ein Gleichgewichtszustand ein, ab dem alle gezeigten Größen einen konstanten Wert haben.

Zum Verständnis werden Zwischenfragen zur Interpretation von Abb. 59 gestellt, in welchen die Fehlvorstellungen 1) - 3) (Gleichheit der Stoffmengen auf Edukt- und Produktseite, Gleichheit aller Stoffmengen und Stillstand der Reaktion) als Disktraktoren auftauchen. Insbesondere der Unterschied in den Formulierungen „Konstanz aller Stoffmengen“ und „Konstanz *des Verhältnisses* aller Stoffmengen“ wird dabei deutlich. Dabei wird im Lernmodul keine Unterscheidung zwischen Umsatzgeschwindigkeit (auf der Makroebene) und Wechselgeschwindigkeit (auf der Mikroebene) wie bei Loeck vorgenommen, da dies den Sachverhalt nur zusätzlich verkompliziert (Loeck, 1994). Zudem ist eine weitere Darstellung von Δv gegen t zum Verständnis nicht notwendig (Wagner, 1982).

Es müssen also beide Reaktionen weiterhin ablaufen; wenn eine von beiden langsamer würde, gäbe es einen vollständigen Umsatz in die entsprechend andere Richtung - wenn auch verzögert. Es gibt zudem bei konstanten Reaktionsbedingungen (Temperatur, Druck, Volumen usw.) und geschlossenem System keinen Grund zur Annahme, dass beide Reaktionsgeschwindigkeiten bei einer bestimmten Zeit zu null werden: Im Sinne des Energieerhaltungssatzes wird bei der Hinreaktion genauso viel Reaktionsenthalpie frei wie bei der Rückreaktion auf dem gleichen Weg zugeführt werden muss; wenn beide immer zeitgleich ablaufen, bleibt somit auch der Anteil an Molekülen mit der Mindestenergie zur Reaktion auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung konstant.

Kurzum: Das chemische Gleichgewicht muss ein aus kinetischer Perspektive ein dynamischer Zustand sein; während man die roten Graphen in Abb. 59 noch durch eine statische Vorstellung deuten könnte (es läuft keine Reaktion mehr ab), sind die schwarzen Graphen in Abb. 62 lediglich damit zu deuten, dass Hin- und Rückreaktion kontinuierlich und gleichsam ablaufen (Paeske, 1992). Dabei wird der dynamische Zustand der Reaktion durch eine einfache Animation der Teilchenebene visualisiert, um den abstrakten Graphen in Abb. 62 eine anschauliche Deutung zu geben.

Aus thermodynamischer Sicht gilt, dass im Gleichgewichtszustand die Änderung der Gibbsenthalpie $\Delta G=0$ entspricht. Anschaulich bedeutet dies: Da (im Beispiel der Esterbildung) zeitgleich ein Pärchen an Produktmolekülen entsteht und zu einem Pärchen an Eduktmolekülen reagiert, ändern sich weder die räumliche noch die energetische Entropie auf beiden Seiten der Reaktion; es gibt weder neue Anordnungsmöglichkeiten im Raum noch Energieverteilungsmöglichkeiten (vgl. Kap 8.5). Außerdem wird in Abb. 63 deutlich, dass *jede* chemische Reaktion einen Gleichgewichtszustand anpeilt und somit niemals ein vollständiger Umsatz vorliegt, was jedoch nicht heißt, dass man für manche Reaktionen bzw. Prozesse (z.B. die oben genannte Verbrennung von Methan oder die Protolyse starker Säuren oder die Sublimation von Eisen bei Raumtemperatur) die Rückreaktion unter Umständen vernachlässigen kann (Paeske, 1992, vgl. Kap. 8.1). In diesem Sinne ist nicht nur jede ablaufende chemische Reaktion, sondern jeder ablaufende Prozess so lange irreversibel ($\Delta G < 0, \Delta S_{\text{Ges}} > 0$), bis ein reversibler (Gleichgewichts-)Zustand ($\Delta G = 0, \Delta S_{\text{Ges}} = 0$) erreicht wird, womit die Begriffe der thermodynamischen Reversibilität und Irreversibilität ebenfalls geklärt wären (Kecki, 1988).

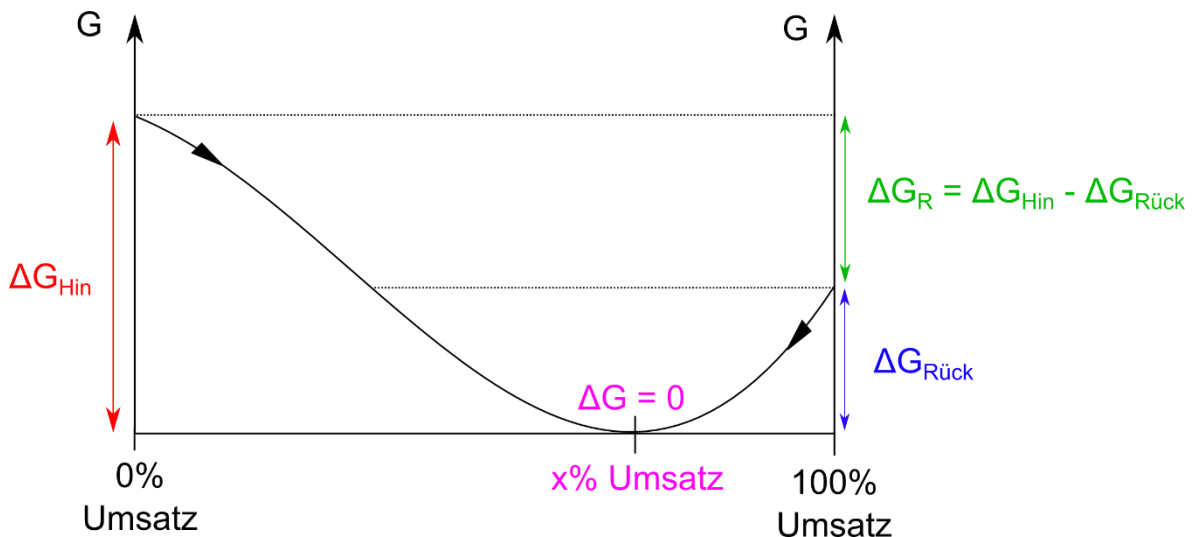


Abb. 63: Änderung der Gibbsenthalpie im Verlauf einer beliebigen, ablaufenden chemischen Reaktion. Es wird deutlich: Sowohl bei 0% Umsatz noch 100% Umsatz liegt Zustand vor, in dem $\Delta G > 0$ ist, sodass in beiden Fällen eine Reaktion in Richtung des Gleichgewichtszustandes ($\Delta G = 0$) abläuft. Dabei kann der Gleichgewichtszustand jedoch sehr nah am 100%-Umsatz-Punkt liegen.

Außerdem können die Lernenden nun mit Hilfe der Berechnung von ΔG folgende Aussagen treffen:

$\Delta G < 0$: Unter den gewählten Bedingungen läuft die Hinreaktion spontan ab.

$\Delta G = 0$: Hin- und Rückreaktion laufen gleich schnell ab.

$\Delta G > 0$: Unter den gewählten Bedingungen läuft die Rückreaktion spontan ab.

Dieses Verständnis der Aussagekraft von ΔG wird durch eine Zwischenfrage abgesichert. Damit wären die Fehlvorstellungen 1) - 3) (Gleichheit der Stoffmengen auf Edukt- und Produktseite, Gleichheit aller Stoffmengen und Stillstand der Reaktion) aufgefangen. Noch eindrücklicher als die kinetischen und thermodynamischen Überlegungen zur Dynamik des Gleichgewichtszustandes wäre natürlich ein experimenteller Beweis der Dynamik. Leider findet man hierzu in der didaktischen Literatur lediglich Experimente, welche den dynamischen Weg zum Gleichgewicht aufzeigen, jedoch keine Belege dafür liefern, dass auch der Gleichgewichtszustand kein Stillstand ist, weshalb sie nicht im Propädeutikum dargestellt werden (Paeske, 1992):

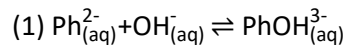
- *Kristallwachstum von Bariumsulfat*: Anhand einer kristallinen Niederschlagsbildung in einer Lösung mit Barium- und -sulfationen lässt sich zwar zeigen, dass mit zunehmender Zeit immer mehr Bariumsulfat ausfällt und immer weniger Ionen in der Lösung vorliegen (z.B. durch Leitfähigkeitsmessung), bis sich jeweils keine Veränderung mehr zeigt; allerdings wird dadurch nicht deutlich, dass auch im Gleichgewichtszustand Ionen gelöst werden und ausfallen. Selbst

ein beobachten der Veränderungen auf der Kristalloberfläche unter einem Mikroskop liefert lediglich die Information, dass an manchen Stellen Ionen gelöst werden und an manchen ausfallen; eine Gleichzeitigkeit von Lösen und Fällung an der gleichen Stelle, welche im Gleichgewichtszustand zu erwarten ist, wäre als solche nicht zu erkennen (Barke, 2002).

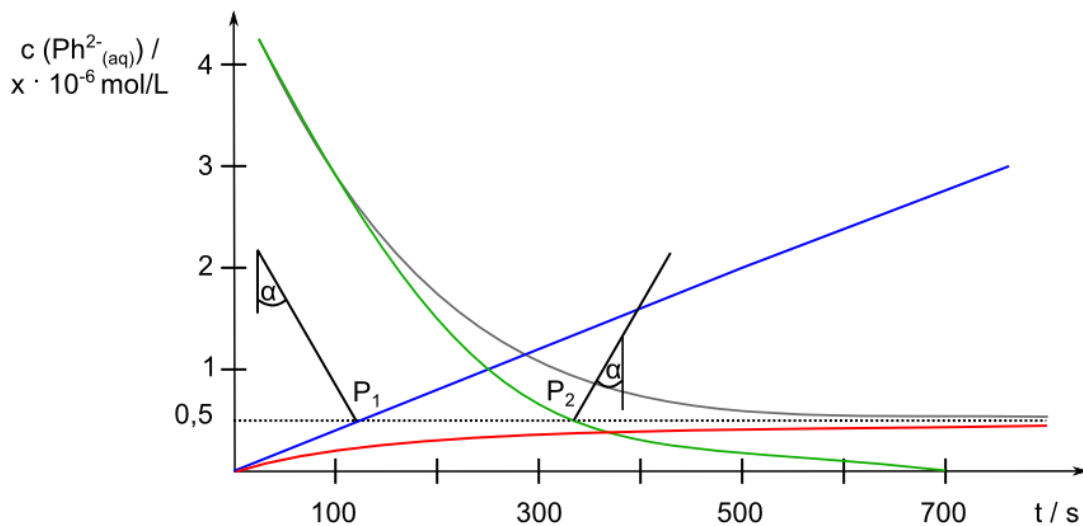
- *Lösungsgleichgewicht von Silberiodid*: Sofern in geringen Mengen NaI^{131} eingesetzt wird, lässt sich mit Hilfe szintigraphischer Bildern zeigen, dass eine Verteilung der radioaktiv markierten Iodid-Ionen zwischen gelöster und fester Phase stattfindet - so lange, bis dann der Gleichgewichtszustand eintritt, der aber auch genauso gut ein Stillstand sein könnte. Theoretisch wären Echtzeitaufnahmen eines Szintigraphen denkbar, auf denen man dann beobachten könnte, dass ein und dasselbe markierte Ion auch im Gleichgewichtszustand zum Teil im Feststoff und zum Teil in der Lösung befindlich ist; allerdings ist dies technisch schwer zu realisieren, da eine Gammakamera mit sehr kurzer Belichtungszeit nötig wäre (Barke, 2006, Dietlein, Kopka & Schmidt, 2017).
- *Thermische Zersetzung von Calciumcarbonat*: Hier gilt das gleiche Prinzip wie bei der Szintigraphie von Silberiodid, mit dem Unterschied, dass die Zersetzung von Calciumcarbonat mit C^{14} -Carbonat-Zusatz in Kohlenstoffdioxid und Calciumoxid mit einem Radiometer in Echtzeit aufgenommen werden müsste.
- *Ionenaustauschreaktionen*: Mit einem Kationenaustauscherharz wie Amberlyst 15 lässt sich mit Hilfe von Kochsalzlösung, Bromthymolblau und Natronlauge zeigen, dass eine Gleichgewichtsverschiebung in den alkalischen Bereich (Blaufärbung der Lösung) durch die Austauschreaktion am Harz ausgeglichen wird, bei welcher Natriumionen durch Wasserstoffionen ersetzt werden (Eilks, 1998). Auch hierbei ist jedoch lediglich eine Gleichgewichtsverschiebung, nicht jedoch der Zustand als solcher zu erkennen.
- *Verteilungsgleichgewicht von Iod*: In einem Standzylinder lässt sich die Einstellung des Verteilungsgleichgewichtes von Iod in einer organischen und einer wässrigen Phase visuell verfolgen und das Verhältnis der Iodkonzentrationen in beiden Phasen zueinander bestimmen - leider sieht man auch hier nur die Gleichgewichtseinstellung als Veränderung, nicht den Gleichgewichtszustand (Weigand, 1993).

Eine Ausnahme bildet einerseits das NMR-Spektrum des Rotationsgleichgewichtes von N,N-Dimethylacetamid, welches bei einer bestimmten Temperatur lediglich einen Peak und damit eine dynamische Rotation experimentell beweist (Hernandez & Alvino, 1983). Allerdings geht dieses Beispiel theoretisch und methodisch weit über die Inhalte des Propädeutikums hinaus (vgl. Kap. 3.2.1.1) Andererseits ist jedoch die kinetische Betrachtung u.a. der pH-abhängigen Färbung von

Phenolphthalein durch Jansen und Ralle möglich (Lenz, 1997, Ralle, 1987, Ralle et al., 1986 A). Folgendes Gleichgewicht stellt sich ein (1):



Die zeitabhängigen Konzentrationen im Gleichgewicht zwischen der pink-violetten chinoiden Form $\text{Ph}_{(\text{aq})}^{2-}$ und der farblosen Carbinol-Form $\text{PhOH}_{(\text{aq})}^{3-}$ bei Hydroxidionen im Überschuss lässt sich durch Photometrie ermitteln (vgl. Abb. 64). Misst man zunächst die Zeitabhängigkeit der Konzentration der chinoiden Form $\text{Ph}_{(\text{aq})}^{2-}$ bei Ausgangskonzentrationen von $c_{\text{Ph}_{(\text{aq})}^{2-}} = x$ und $c_{\text{PhOH}_{(\text{aq})}^{3-}} = 0$ (grauer Graph, Entfärbungsreaktion) und anschließend die Zeitabhängigkeit der Konzentrationen der chinoiden Form $\text{Ph}_{(\text{aq})}^{2-}$ bei Ausgangskonzentrationen von $c_{\text{Ph}_{(\text{aq})}^{2-}} = 0$ und $c_{\text{PhOH}_{(\text{aq})}^{3-}} = x$ (roter Graph, Färbungsreaktion), so erhält man zwei Graphen, die sich der gleichen Asymptote annähern: der Gleichgewichtskonzentration. Wenn man nun annimmt, die Entfärbungsreaktion laufe getrennt von der Färbungsreaktion ab und sei eine Reaktion Pseudo-1. Ordnung (grüner Graph) und für die Färbungsreaktion gelte selbiges (blauer Graph), so macht man folgende Beobachtung: Die Tangenten in den Punkten P_1 und P_2 haben die gleiche, entgegengesetzte Steigung; das bedeutet, dass die vermeintlich unbeeinflussten Reaktionen bei der Gleichgewichtskonzentration die gleiche Reaktionsgeschwindigkeit haben (Ralle, Flintjer & Jansen, 1991, Ralle et al., 1986 A).



Entfärbungsreaktion mit Rückreaktion

Färbungsreaktion mit Rückreaktion

unbeeinflusste Entfärbungsreaktion

unbeeinflusste Färbungsreaktion

Abb. 64: Experimenteller Beleg des dynamischen Gleichgewichtsreaktion am Beispiel der Färbung und Entfärbung von Phenolphthalein (vgl. Ralle, Flintjer & Jansen, 1991, S. 40). Es wird deutlich: Die Reaktionsgeschwindigkeit der beiden unbeeinflussten Reaktionen sind bei Erreichen der Gleichgewichtsreaktion gleich.

Dies ist ein starkes, experimentelles Indiz für den dynamischen Gleichgewichtszustand: Die Reaktion bleibt nicht stehen, sondern läuft gleich schnell in beide Richtungen. Da der Auswertungsaufwand allerdings sehr hoch ist und Integralrechnung verlangt, die erst im mathematischen Teil der Propädeutikums behandelt wird, wird im Lernmodul lediglich Abb. 64 gezeigt und wie oben qualitativ erläutert. Zu betonen ist schließlich, dass die Geschwindigkeits-Zeit-Gesetze der vermeintlich unbeeinflussten Hin- und Rückreaktion lediglich hypothetischen Charakter haben und experimentell genauer überprüft werden müssten: Wie den Lernenden bereits bewusst wurde, ist eine Gleichsetzung von Molekularität und Reaktionsordnung nur bei sehr wenigen Reaktionen angemessen (Paeske, 1992, vgl. Kap. 8.6)

In Ermangelung eines in der Schule (und im Propädeutikum) durchführbaren, d.h. experimentell und hinsichtlich der Auswertung möglichst unkomplizierten Experimentes zum Beweis der Dynamik des Gleichgewichtszustandes (der Ansatz von Jansen und Ralle lässt sich hier nur bedingt zuordnen) finden sich in der Literatur zahlreiche Modellversuche sowie Gedankenexperimente, die jedoch im Vergleich zum oben geschilderten Ansatz inklusive einer animierten Visualisierung der Dynamik keine qualitativ anderen Erkenntnisse liefern und größtenteils nicht ohne materielle Hilfsmittel auskommen (Paeske, 1992). Hierzu zählen bspw. das Saughebermodell oder vergleichbare Pumpenmodelle (Timmer & Meschede, 1997, Vetter, 1987, Wenzl, 1983, Bröge, 1982, Schönrock, 1980, Wagner, 1980 A und B, Dämmgen, 1976, Winkler, 1969, Böhland, 1979), weitere Gleichgewichtsmodelle und -spiele (Keil, 2008, Schick, 2003, Jungermann, 2002, Schmidkunz, 2002) wie der Tausch von Wattekugeln/Münzen (Beuth, 1992) oder das „Tennis-Master-Match“-Modell in einer Sporthalle (Hauenstein, 2006), simulierte Berechnungen und Visualisierungen der Gleichgewichtszustandes mit Hilfe von Computerprogrammen usw. (Czieslik, 1982, Jacobs, Martin & Naumer, 1983, Kober, 1987 A, Brüning, 1998, Krilla & Ralle, 2001, Kühmstedt & Uhl, 2000, Schmitz, 2012).

Lediglich das Holzapfelkrieg-Modell wurde für derart einprägsam, motivierend und charmant befunden, dass es als Modell für das Chemische Gleichgewicht im Lernmodul eingesetzt wurde (Timmer & Meschede, 1997, Dickerson & Geis, 1986) (vgl. Abb. 65).

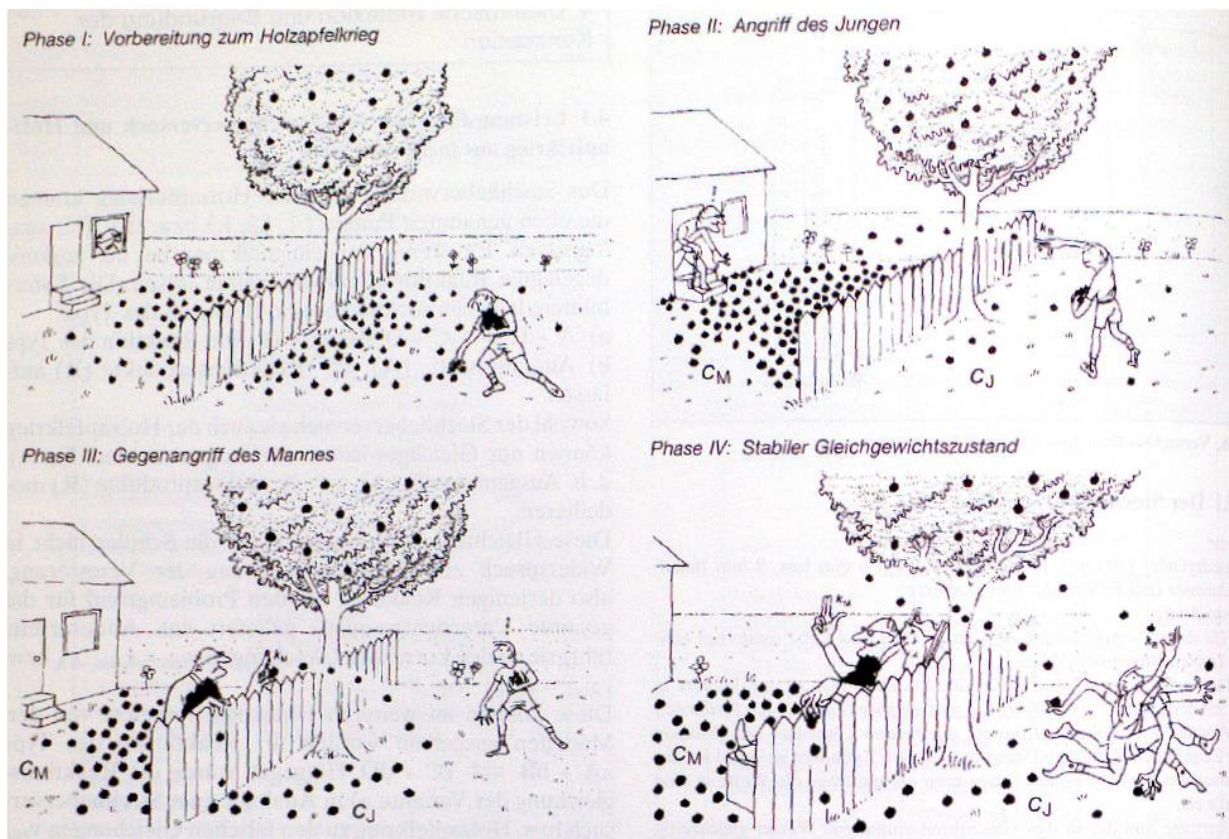


Abb. 65: Das Holzapfelkrieg-Modell des chemischen Gleichgewichts (vgl. Timmer & Meschede, 1997, S. 26).

Dabei wurde jedoch auf eine angemessene Diskussion der Grenzen der Übertragbarkeit gemäß Tab. 26 eingegangen.

Tab.26: Analogie zwischen dem Chemischen Gleichgewicht und dem Holzapfelkriegmodell (Timmer & Meschede, 1997, S. 26).

Chemisches Gleichgewicht ($A \rightleftharpoons B$)	Holzapfelkriegmodell für die Dynamik des Gleichgewichts
Molekül A und Molekül B	Apfel im Garten des Jungen und Apfel im Garten des Nachbarn
Konzentration c_A	Anzahl der Äpfel geteilt durch das Volumen des Gartens des Jungen
Konzentration c_B	Anzahl der Äpfel geteilt durch das Volumen des Gartens des Nachbarn
Hin- und Rückreaktion	Werfen der Äpfel
Geschwindigkeit v_{hin}	Anzahl der Äpfel, die der Junge pro Zeiteinheit in den Garten des Nachbarn wirft
Geschwindigkeit $v_{\text{rück}}$	Anzahl der Äpfel, die der Nachbar pro Zeiteinheit in den Garten des Jungen wirft
Dynamischer Gleichgewichtszustand	Der Junge und der Nachbar werfen nach einer bestimmten Zeit jeweils gleichzeitig einen Apfel hin und her
Gleichgewichtskonstante	Verhältnis der Äpfel im Garten des Nachbarn zu denen im Garten des Jungen (siehe Schritt 4))

Verschiedenartigkeit von Molekül A
und Molekül B (jeweils andere
Eigenschaften)

Verschiedene Reaktionspartner
(z.B. $A+B \rightleftharpoons C+D$)

Im Modell nur schwer darzustellen.

Stöchiometrische Faktoren

Homogene und Heterogene Phasen

Antropomorphisierung der
Reaktionsgeschwindigkeit

Gegebenheit des Modells

Schließlich lässt sich zur Begründung der Auswahl des Essigsäureethylester-Gleichgewichtes als klassisches Einstiegsbeispiel folgendes ausführen (Domke, 1995, Timmer & Meschede, 1997, Steiner, Härdtlein & Gehring, 1987, Ralle et al., 1986 B):

- Es handelt sich um das eines der *Urexperimente zum chemischen Gleichgewicht*. L. Pean de Daint-Gilles und Marcelin Berthelot haben u.a. die Bildung des Essigsäureethylesters quantitativ untersucht und dabei eine erste Theorie des Gleichgewichtszustandes formuliert. Somit können die Lernenden in einen kurzen history lift involviert werden (Jansen, 2014, Ralle et al., 1986 B).
- Es handelt sich um eine *vergleichsweise unkomplizierte Reaktion* ($A+B \rightleftharpoons C+D$), ohne dass verschiedene stöchiometrische Faktoren berücksichtigt werden müssen. Es ist zudem (ohne Betrachtung des Mechanismus) weder eine Redox- noch eine Säure-Base-Reaktion, wodurch kein Vorgriff hinsichtlich des erst in den folgenden Modulen vermittelten Donator-Akzeptor-Prinzips zum Verständnis des Versuchsablaufes notwendig ist (vgl. Kap. 8.10 und 8.13). Dies müsste bspw. dann erfolgen, wenn man das Essigsäure- (Bertelsbeck, 1999, Braun, 1987 B) oder das Kohlensäure-Dissoziationsgleichgewicht (Winterstein & Felber, 1981) betrachtet.
- Auch komplexchemische Gleichgewichte wie etwa die Bildung eines Eisenthiocyanat-Komplexes (Schmidkonz, 2008), eines Cobaltchlorid-Komplexes, der Verschiebung eines Kupfer(II)-Kupfer(I)iodid-Gleichgewichtes durch Bildung des Kupfer(II)Tetramminkomplexes (van der Veer & de Rijke, 1996, Claus, 1980) oder die Verfolgung des Keto-Enol-Gleichgewichtes des Essigsäureethylesters durch Bildung eines Eisen-III-Komplexes (Tausch, 1996) sind in diesem Sinne weniger als Einstiegsbeispiel geeignet, zumal weder Komplexchemie noch die Keto-Enol-Tautomerie Gegenstand des Propädeutikums sein sollen (vgl. Kap. 3.2.1.1). Außerdem ist bspw. das eingangs genannte Hydrogencarbonat-Carbonat-Gleichgewicht ebenfalls deutlich komplexer, da ebendieses an die Löslichkeit an Kohlenstoffdioxid in Wasser sowie der Bildung und Protolyse von Kohlensäure (und damit an drei weitere Gleichgewichte) gekoppelt ist (Schmidkonz & Wittke, 2006).

- Es gibt einen *eindeutigen Lebensweltbezug* aller an der Reaktion beteiligten Stoffe: Essigsäure kennen die Lernenden aus Speiseessig, Essiggurken oder Essigreinigern, Ethanol kennen sie als trinkbaren Alkohol, Wasser aus verschiedensten Zusammenhängen (Trinkwasser, Badewasser, Wasserkreislauf der Erde usw.) und Essigsäureethylester kann u.a. als wichtiger Bestandteil von Papierklebstoff, als Rauschmittel, als Ausgangsstoff zur Synthese von Aromastoffen in Limonaden, Bonbons usw. sowie als Extraktionsmittel zur Entkoffeinierung von Kaffeebohnen motivieren). Zudem wird Essigsäureethylester auch im großtechnischen Prozess aus Essigsäure und Ethanol gewonnen (Dutia, 2004). Diese Lebensweltbezüge werden dabei in kleinem Exkurs hergestellt.
- Das Experiment ist *vergleichsweise leicht experimentell zugänglich* und liefert bereits bei Raumtemperatur brauchbare Ergebnisse. Erheblich komplexer hinsichtlich der Auswertung ist beispielsweise die Methansäuremethylester-Bildung, die eine von den Lehrenden nicht geforderte Einführung in die Dünnschichtchromatographie verlangt (Bökemeier, 1987, vgl. Kap. 3.2.1.1).

Daher wurde für diesen Einstieg in das chemische Gleichgewicht ausnahmsweise eine Reaktion aus der organischen Chemie behandelt, wobei der Mechanismus der Veresterung nicht weiter thematisiert wird, da dies für das erste Semester irrelevant erscheint (vgl. Kap. 3.2.1.1).

3) Das Chemische Gleichgewicht im Unterschied zu anderen Gleichgewichten: Wie bereits erwähnt ist den Lernenden der Gleichgewichtsbegriff bereits aus dem Physikunterricht vertraut; eine Waage ist im mechanischen Gleichgewicht, wenn auf beiden Seiten die gleichen Massen liegen, weil sich dann die beiden entsprechenden Gewichtskräfte nivellieren. Außerdem kennen die Lernenden bereits das thermische Gleichgewicht, welches dann vorliegt, wenn es keinen Wärmeaustausch mehr zwischen zwei Systemen gibt (vgl. Kap. 8.5). Liegen u.a. mechanisches, thermisches und chemisches Gleichgewicht vor, spricht man auch vom thermodynamischen Gleichgewicht (Atkins & de Paula, 2006). Zudem gibt es (u.a. in der Biochemie) den Begriff des Fließgleichgewichtes, welches bspw. dadurch entsteht, dass Enzyme durch konstante Stoffzufuhr und -abfuhr die Konzentration eines Zwischenproduktes in einer Zelle aufrechterhalten können (Horton et al., 2008). Auch in der Ökologie ist der Begriff definiert: Ein ökologisches Gleichgewicht bildet ein ökologisches System (z.B. ein Waldgebiet) dann, wenn sein Zustand nicht durch Einwirkungen von außen geändert wird (Egerton, 1973). Darüber hinaus kennt die Physiologie des Menschen (sowie anderer Tiere) ein sog. Gleichgewichtsorgan, mit dem es z.B. möglich ist, einen stabilen Stand zu halten sowie geradlinige Bewegungen auszuführen (Platt & Popper, 1981). Schließlich tritt der Begriff auch außerhalb der Naturwissenschaften auf, bspw. in der Psychologie: Jemand lebt bspw. mit sich im seelischen/inneren

Gleichgewicht bzw. im Zustand der Gelassenheit, wenn er Arbeit und Erholung angemessen aufeinander abstimmen kann (sog. work-life-Balance) und mit seinen eigenen Gedanken und Gefühlen sowie den Anforderungen von außen umgehen kann (Lothaller, 2009).

Um nun diese Arten des Gleichgewichts voneinander abzugrenzen, die Fehlvorstellungen 1) 3) (Gleichheit der Stoffmengen auf Edukt- und Produktseite, Gleichheit aller Stoffmengen und Stillstand der Reaktion im chemischen Gleichgewichtszustand) zusätzlich zu vermeiden und in diesem Sinne die fachsprachliche Kompetenz der Lernenden zu schärfen, wurden die Gleichgewichtsbegriffe im Lernmodul entsprechend differenziert; die entscheidenden Fragen sind dabei: *Was bleibt im Gleichgewichtszustand nach außen hin gleich? (Stationarität)* und *Worin besteht der ständige Wandel im Inneren des Systems (innere Dynamik)?* (Tausch, 1996). Hinsichtlich des ökologischen Gleichgewichtes, zu dem bspw. auch Stoffkreisläufe wie etwa der Kohlenstoff- oder Wasserkreislauf zählen, muss schließlich der Begriff des oszillierenden Systems eingeführt werden. Ein solches hält seinen Stationarität nicht durch Konstanz der relevanten Größen, sondern durch Periodizität ebendieser Größen aufrecht; dass ebendiese Periodizität auch in Chaos umschlagen kann, sei an dieser Stelle nur am Rande erwähnt (Ducci & Oetken, 2008). Tab. 27 und 28 zeigen die Unterscheidung der verschiedenen Gleichgewichte auf.

Tab. 27: Verschiedene Arten von Gleichgewichten in der Gegenüberstellung (1).

Thermodynamisches Gleichgewicht			
	Thermisches Gleichgewicht	Mechanisches Gleichgewicht	Chemisches Gleichgewicht
Beispiel	Temperaturentwicklung eines Glases Saft aus dem Kühlschrank	Balkenwaage mit zwei Gewichten gleicher Masse	Bildung von Essigsäureethylester aus Essigsäure und Ethanol
System	Mind. zwei beliebige thermodynamische Systeme	Körper	Geschlossenes thermodynamisches System
Stationarität	Konstanz der Temperatur in den Systemen	Konstanz der Kräfte (hier Gewichtskräfte) und damit der Massen auf beiden Seiten	Konstanz des Verhältnisses der Stoffmengen aller an der Reaktion beteiligten Stoffe sowie der Geschwindigkeiten für Hin- und Rückreaktion
Innere Dynamik	Brown'sche Bewegung der Atome und Moleküle in den Systemen mit zunehmend gleicher Geschwindigkeit	Brown'sche Bewegung der Atome in den Gewichten	Ständig ablaufende, gleich schnelle Hin- und Rückreaktion,

Tab. 28: Verschiedene Arten von Gleichgewichten in der Gegenüberstellung (2).

	Bewegungsgleichgewicht	Fließgleichgewicht	Ökologisches Gleichgewicht	Seelisches/inneres Gleichgewicht
Beispiel	Auf einem Balken balancieren	Bildung und Erzeugung des Zwischenproduktes DHAP im Prozess der Glykolyse	Waldgebiet mit gleichbleibender Anzahl dort lebender Arten	Sich ausgeglichen fühlen, innere Ruhe spüren

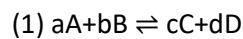
System	Mensch und Bewegungsoberfläche	Offenes thermodynamisches System	Offenes thermodynamisches System u.a. Periodizität der Atome eines Stoffkreislaufes (z.B. Kohlenstoffkreislauf) und der Population einer bestimmten Art	Mensch und Lebensumfeld
Stationarität	Konstanz der Belastung der entsprechenden Muskulatur	Konstanz der Stoffmenge an DHAP in der Zelle	Ständiger Umsatz von Atomen in Kreisläufen, Tod und Geburt von Tierarten etc.	u.a. Konstanz der Ausgeglichenheit von Anspannung und Entspannung
Innere Dynamik	Submikroskopisches Zusammenspiel von Auge, Gleichgewichtsorgan, Muskulatur usw.	Ständige, gleich schnelle Zu- und Abfuhr von DHAP durch enzymatische Reaktionen		Ständige Wechsel von Anspannungs- und Entspannungsphasen (z.B. im Laufe eines Tages)

Folgende Aspekte wurden dabei hinsichtlich der Erwartungen der Lehrenden der Universität Göttingen didaktisch reduziert (vgl. Kap. 3.2.1.1):

- *Weitere nicht-naturwissenschaftliche Gleichgewichtsarten:* Neben den genannten Gleichgewichtsarten gibt es bspw. den Gleichgewichtsbegriff in der Wirtschaftstheorie (Chiang & Wainwright, 2005). sowie das Mächtigegleichgewicht in den Politikwissenschaften (Strohmeyer, 2006). Mit dem seelischen Gleichgewicht ist bereits ein Vertreter der nicht-naturwissenschaftlicher Beispiele gegeben.
- *Verschänkungen der Gleichgewichtsarten:* Ein ökologisches Gleichgewicht kann bspw. zum Teil auch darin bestehen, dass in einem See ein Fließgleichgewicht vorliegt. Dies hilft jedoch nicht beim Verständnis des chemischen Gleichgewichtszustandes.
- *Weitere Oszillierende Prozesse:* Neben Stoff- und Populationskreisläufen gibt es noch weitere oszillierende Prozesse. Zu den oszillierenden chemischen Reaktionen zählen bspw. die oszillierende Verbrennung von Methanol an einer Platinspirale (Tausch, 2008 und 1996), die Belousov-Zhabotinski-Reaktion (Brandl, 1988, Field & Schneider, 1988) oder die oszillierende Bildung einer Eisenoxidschicht an einer Stahlelektrode in schwefelsaurer Bromatlösung (Ducci & Oetken, 2008). Periodische Systeme lassen sich dabei mathematisch mit Hilfe der Verzweigungstheorie, aperiodische Systeme mit Hilfe der Chaostheorie beschreiben (Ducci & Oetken, 2008). Dies führt jedoch inhaltlich weit über die Vorgaben durch die Lehrenden hinaus.
- *Photostationäres Gleichgewicht:* Anders als ein chemisches Gleichgewicht entsteht ein photostationäres Gleichgewicht nicht durch zeitgleiche und gleich schnelle Hin- und Rückreaktion, sondern durch beständige Strahlungsenergiezufuhr, die teilweise für elektronische Anregungen verwendet wird (Krees, 2012). Auch dies führt jedoch inhaltlich zu weit.

- *Verteilungs- und Absorptionsgleichgewichte:* Gleichgewichte des Lösens in verschiedenen Phasen (z.B. beim Lösen von Iod in Wasser und organischen Lösungsmitteln sowie bei der Etherextraktion zur Trennung wasserlöslicher und nicht-wasserlöslicher Stoffe), die sich mit Hilfe des Nernstschen Verteilungsgesetzes beschreiben lassen (Lemke, 1996, Weigand, 1993) sind ebensowenig Teil der Erwartungen der Lehrenden wie Gleichgewichte der Aufnahme eines Stoffes durch eine Oberfläche (wie z.B. durch Auftragen von Deo und Parfüm auf der Haut sowie Absorption von HCl auf Filterpapier (Weißendorn, 1994), welche sich durch die Langmuirsche Absorptionsisotherme beschreiben lassen (Freise 1980 A).
- *(Mehr)phasengleichgewichte:* Den Lernenden ist bereits im Rahmen der Erarbeitung des einfachen Teilchenmodells (vgl. Kap. 6.2) deutlich geworden, dass es verschiedene Aggregatzustände eines Stoffes gibt. Dass es nicht nur zwischen den jeweils zwei Phasen (z.B. fest-flüssig), sondern auch zwischen mehreren Phasen (fest-flüssig-gasförmig) Gleichgewichtszustände eines Stoffes (z.B. Wasser) gibt, die sich auch quantitativ beschreiben lassen, kann der physikalischen Chemie im ersten Semester zur Klärung überlassen werden (Freise, 1980 A).

4) *Das Massenwirkungsgesetz und die Gleichgewichtskonstante:* Für die allgemeine Reaktion in der Lösung (1) lautet das sog. Massenwirkungsgesetz (2) wie folgt:



$$(2) K_C = \frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b}$$

Dabei ist K_C die Gleichgewichtskonstante, welche bei einer bestimmten Temperatur T und einem bestimmten Gesamtdruck p gilt. Für die Konzentrationen ließen sich grundsätzlich auch die Stoffmengen einsetzen, da sich alle beteiligten Stoffe im gleichem Volumen befinden. Analoges gilt für Reaktionen in der Gasphase, wobei hier die Gleichgewichtskonstante K_p mit Hilfe der Partialdrücke p_i definiert wird; dass für Gasphasenreaktionen auch mit der Konstante K_x für die Stoffmengenanteile der Gasphase gearbeitet wird, sei an dieser Stelle didaktisch reduziert (vgl. Kap. 3.2.1.1). Im Folgenden wird daher allgemein von der Gleichgewichtskonstante K einer chemischen Reaktion gesprochen. Ist sie bekannt, können Gleichgewichtskonzentrationen bzw. -partialdrücke bestimmt werden, wozu einige Übungsaufgaben hinsichtlich der in Tab. 29 gezeigten Beispiele aus der Literatur gestellt werden. Für den Fall, dass bei gegebenen Gleichgewichtsgrößen die Gleichgewichtskonstante berechnet werden soll, kommt dabei ebenso ein Lösungsbeispiel zum Einsatz wie für den Fall, dass die Gleichgewichtskonstante bekannt ist und für bestimmte Ausgangskonzentrationen bzw. -partialdrücke

die jeweiligen Größen im Gleichgewicht bestimmt werden sollen, wobei für letzteres die Anwendung der p-q-Formel notwendig ist (Buschmann, 1991). Allerdings wird dabei auf den Weg der Newton'schen Iteration für allgemeine Reaktionsgleichungen verzichtet, um die ohnehin bereits komplexe Verknüpfung zwischen MWG und Stöchiometrie der Reaktionsgleichung überschaubar zu halten (Massel & Kuhrt, 1990).

Tab 29: Gleichgewichtsreaktionen, zu denen Übungsaufgaben im Rahmen des Lernmoduls erstellt wurden.

Gleichgewichtsreaktionen mit gelösten Stoffen	- Gleichgewichtsreaktion zwischen Kaliumiodid und Bleinitrat (Wagner, 1984)
	- Gleichgewichtsreaktion von Iod und Iodid zu Triiodid (Dierhoff, 1986)
	- Gleichgewichtsreaktion von Anthracen und Pikrinsäure zu Athracenpikrat (Brünig, 1993, Hennies, Neibecker & Wegener, 1987)
Gleichgewichtsreaktionen in der Gasphase	- Stickstoffdioxid-Distickstofftetraoxid-Gleichgewicht (Dorst, 1979, Köhler, 1977)
	- Bildung von Iodwasserstoff aus den Elementen (Dickerson & Geis, 1981, Claus, 1980)
	- Bildung von Ammoniak aus den Elementen (Hoeft & Lange, 1980)
Heterogene Gleichgewichte	- Zersetzungsgleichgewicht von Wasserstoffperoxid (Wagner)
	- Zersetzung von Ammoniumcarbamat (Heeger).
	- Bildung und Zersetzung von Hirschhornsalz: (Freienberg, 2008; Schmidt, Freienberger, Flint),
	- Boudouard-Gleichgewicht (Barke, 2012, Lange & Hoeft, 1984)
	- Calciumoxid-Calciumcarbonat-Gleichgewicht (Richter & Schmidkunz, 2006)

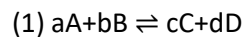
Der Herleitung des Massenwirkungsgesetzes wurde ein eigenes Kapitel gewidmet, in welchem auch kritische Aspekte hinsichtlich der Einheit der Gleichgewichtskonstanten und des Massenwirkungsgesetzes für heterogene Gleichgewichte behandelt werden (vgl. Kap. 8.8).

Für die Vermeidung der Fehlvorstellung 4) ist entscheidend, dass die Gleichgewichtskonstanten der behandelten Beispielreaktionen einen von 1 verschiedenen Wert haben und sich mit Hilfe der Konstante K auch die Lage des Gleichgewichts ermitteln lässt:

- $K > 1$ bedeutet, dass Produktseite überwiegt.
- $K < 1$ bedeutet, dass die Eduktseite überwiegt.

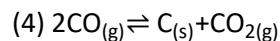
Dabei ist mit „Produktseite“ die Seite gemeint, welche bei Standardbedingungen überwiegt, und die Aussagen beziehen sich auf den Zustand, nicht auf die Einstellung des Gleichgewichtes (Paeske, 1992). Zudem ist Fehlvorstellung 4) in jedem Fall dann hausgemacht, wenn nicht sauber zwischen der Änderung der Gibbs-Enthalpie unter Standardbedingungen und der Änderung der Gibbsenthalpie bei beliebigen konstanten Bedingungen unterschieden wird (s.o.): $\Delta G_{m,0}$ (2) kann nämlich tatsächlich nur

dann 0 werden, wenn K für die allgemeine Reaktion (1) den Wert 1 einnimmt, während ΔG_R (3) bspw auch bei dem Einsatz einer Stoffmenge von 0,5 mol an Edukten und einer Temperatur von 400°C den Wert 0 annehmen kann (s.o.,vgl. Kap. 8.5; die Druckabhängigkeit von ΔG_R wird hierbei in der Formel didaktisch reduziert). Somit beschreibt $\Delta G_{m,R}^0=0$ bei $K=1$ nur einen spezifischen Gleichgewichtszustand von vielen möglichen, den man bei einer bestimmten Temperatur erhält – so z.B. bei ca. 697°C im Falle des Boduard-Gleichgewichtes (4) (Kecki, 1988). Auch wenn K nicht den Wert 1 annimmt, kann ein Gleichgewichtszustand vorliegen - und zwar dann, wenn sich die Terme $\Delta G_{m,R}^0$ und $R \cdot T \cdot \ln \left(\frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \right)_{\text{Anfangszustand}}$ gegenseitig aufheben, wie uns Formel (3) sowie u.a. das Beispiel des Estergleichgewichtes bei Raumtemperatur zeigen (s.o., Kecki, 1988).

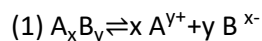


$$(2) \Delta G_{m,R}^0 = -R \cdot T \cdot \ln(K_c)$$

$$(3) \Delta G_R = \Delta G_{m,R}^0 + R \cdot T \cdot \ln \left(\frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \right)_{\text{Anfangszustand}}$$



5) *Das Löslichkeitsprodukt schwerlöslicher Salze:* Ähnlich wie die Gleichgewichtskonstante K bildet auch das Löslichkeitsprodukt L_p eine Größe, die für eine bestimmte Temperatur konstant und für den allgemeinen Löseprozess (1) wie folgt definiert ist (2):



$$(2) L_p = c_{A^{y+}}^x \cdot c_{B^{x-}}^y$$

Für schwerlösliche Salze wie z.B. Silberhalogenide, welche die Lernenden aus ihrer Schulzeit aus den Halogenidnachweisen durch Niederschlagsbildungen kennen, ist dieses Produkt entsprechend klein. Silberchlorid findet bspw. in der sog. Kalomelektrode (Otto, 2006) in pH-Messgeräten Anwendung, weil die Konzentration der gelösten Silberionen in der Elektrode durch das Lösungsgleichgewicht konstant gehalten wird und sich die Elektrode damit als Referenzelektrode eignet, was im Modul „Elektrochemie“ genauer erklärt wird (vgl. Kap. 8.12). Darüber hinaus ist die Fällung von Calciumoxalat nicht nur in der analytischen Chemie, sondern auch in der Medizin als sog. Nierenstein bekannt, wodurch der Konsum stark oxalsäurehaltiger Lebensmittel wie z.B. Rhabarber maßvoll gehalten werden soll (Serafimov et al., 1986). Zudem ist die Bildung von Eisenthioocyanat ein klassisches Beispiel aus der Literatur (Heeger, 1981).

Das Löslichkeitsprodukt bezieht sich demnach zwar nicht auf ein chemisches, sondern ein Lösungsgleichgewicht, was den Lernenden transparent gemacht wird; dennoch wird es im Rahmen des Moduls als Exkurs erläutert, da dies den inhaltlichen Forderungen der Lehrenden entspricht und ein eigenes Lernmodul zum Thema „weitere Gleichgewichtsarten“ wenig sachdienlich wäre. Experimentell lässt es sich bspw. durch Leitfähigkeitsmessungen (Full, 1981) oder durch Radioanalyse (Wishnevsky, Schwankner & Lienert, 1987) bestimmen, was jedoch im Rahmen des Moduls lediglich angedeutet und nicht weiter vertieft wird (vgl. Kap. 3.2.1.1). In jedem Fall wird es nicht über das Massenwirkungsgesetz hergeleitet: Hierfür müssten entweder Aktivitätskoeffizienten definiert werden, was jedoch angesichts der Forderungen der Lehrenden unterlassen wird. Stattdessen werden in einem kurzen Exkurs das Einlagern und das Austreten von Ionen aus einem Salzkristall als Elementarreaktionen mit einem Oberflächenfaktor definiert, was bei Gleichheit von Hin- und Rückreaktion zum Löslichkeitsprodukt führt (vgl. Kap. 3.2.1.1, Paeske, 1992).

6) Einflussmöglichkeiten auf das chemische Gleichgewicht: Es lassen sich zwei Arten von Einflussmöglichkeiten auf das chemische Gleichgewicht unterscheiden:

A) Einflüsse der Reaktionsbedingungen (Konzentrationen/Partialdrücke, Temperatur und Gesamtdruck), welche im Prinzip von Le Chatelier beschrieben werden. Dem Prinzip wurde ein eigenes Kapitel gewidmet (vgl. Kap.8.9).

B) Einflüsse durch verschiedene Arten der Katalyse (homogene, heterogene und Autokatalyse, verschiedene Katalysatoren).

Der Fehlvorstellung 4 wird mit einem bereits aus dem Modul „Energetik chemischer Reaktionen“ bekanntem Energiediagramm und einer entsprechenden Zwischenfrage zur Interpretation des Diagramms begegnet – wenn klar ist, dass ein Absenken der Aktivierungsenergie sowohl für die Hin- als auch für die Rückreaktion gilt, kann die Fehlvorstellung nicht mehr gehalten werden (vgl. Abb. 66).

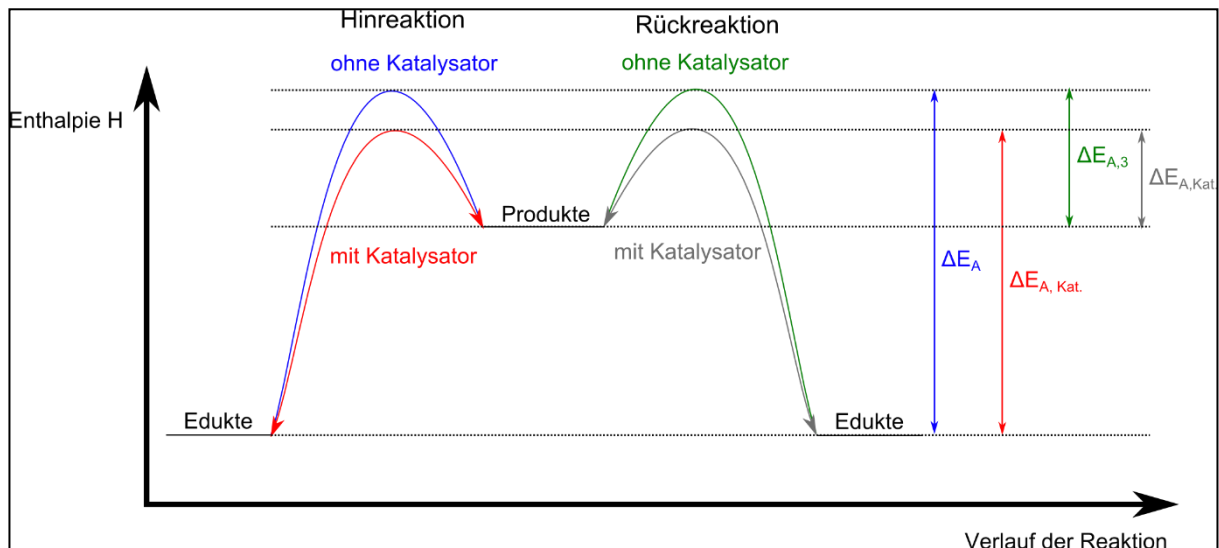


Abb. 66: Darstellung des Einflusses eines Katalysators auf das chemische Gleichgewicht. Es wird deutlich: Sowohl für die Hin- als auch für die Rückrichtung ist die Aktivierungsenergie mit Katalysator geringer ($\Delta E_{A,Kat} < \Delta E_A$).

Ingesamt gilt also: Ein Katalysator sorgt nicht für eine Verschiebung eines Gleichgewichtes, sondern für die schnellere Erreichung des Gleichgewichtszustandes, da Hin- und Rückreaktion gleichsam beschleunigt werden (Lemke)

Schließlich muss geklärt werden, warum das Modul „Kinetik und Chemisches Gleichgewicht“ vor den Modulen „Redoxreaktionen“ und „Säure-Base-Reaktionen“ gesetzt wurde. Diese Reihenfolge erscheint sinnvoll, da

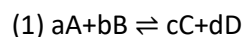
- hiermit von allgemeinen Grundlagen aller chemischen Reaktionen zu spezifischen Grundlagen bestimmter Reaktionen fortgeschritten wird und
- das Konzept der Gleichgewichtsreaktion sowohl für das Verständnis der Halbzellreaktionen galvanischer Zellen als auch der Dissoziation schwacher Säuren und Basen in Wasser elementar ist (Barke, 2006, Bergquist & Heikkinen, 1990, vgl. Kap. 8.12 und 8.13).

8.8 Herleitung des Massenwirkungsgesetzes und Dimension der Gleichgewichtskonstanten - didaktisch alles andere als unbedeutend

Wie bereits im Kap. 8.7 in Schritt 5) deutlich geworden ist, handelt es sich beim Massenwirkungsgesetz um einen quantitativen Ausdruck für das Gleichgewicht der an einer Reaktion beteiligten Stoffe. Dieses lässt sich grundsätzlich auf zwei verschiedenen Wegen herleiten: durch kinetische Überlegungen sowie durch thermodynamische Überlegungen, wobei letztere verschiedene Ansätze haben können.

Welchen Weg man wählen sollte, um den Gleichgewichtszustand für Lernende theoretisch greifbar zu machen, ist nicht nur fachdidaktisch, sondern auch fachwissenschaftlich umstritten, wie im Folgenden gezeigt wird.

Herleitung des Massenwirkungsgesetzes durch kinetische Überlegungen: Sofern es sich bei der allgemeinen Reaktion (1) um eine Elementarreaktion handelt, ist die Herleitung des Massenwirkungsgesetzes aus den Konzentrations-Geschwindigkeits-Gleichungen ein Leichtes, wie die Schritte in (2)-(6) zeigen (Loeck, 1994).



$$(2) v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot c_A^a \cdot c_B^b$$

$$(3) v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \cdot c_C^c \cdot c_D^d$$

$$(4) v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$$

$$(5) k_{\text{hin}} \cdot c_A^a \cdot c_B^b = k_{\text{rück}} \cdot c_C^c \cdot c_D^d$$

$$(6) \frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} = \frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} = K_c$$

Experimentell lassen sich damit bspw. für das Entfärbungs-Rückfärbungs-Gleichgewicht von Kristallviolett (Ralle, 1987, Ralle et al., 1986 A) sowie von Phenolphthalein (Lenz, 1997), das oben gezeigte Essigsäureethylestergleichgewicht (Domke, 1995, Timmer & Meschede, 1997, Steiner, Härdtlein & Gehring, 1987, Ralle et al., 1986 B) sowie das Fällungsgleichgewicht von Bariumcarbonat (Richter, & Schmidkunz, 2006) Gleichgewichtskonstanten für eine bestimmte Temperatur ermitteln. Die Vorteile dieser Herleitung liegt auf der Hand: Die Lernenden können ihr erworbenes Fachwissen zur Kinetik chemischer Reaktionen direkt anwenden; außerdem sind Ansatz und Äquivalenzumformungen des Weges durch die Einführung in das chemische Gleichgewicht keine große Herausforderung (Sumfleht, 1989). Allerdings hat sie auch zwei Nachteile:

1) Auch, wenn man Lernende ausdrücklich darauf hinweist, dass die Herleitung lediglich für Elementarreaktionen gilt, kann trotzdem leicht der Eindruck entstehen, *man könne das Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetz aus einer beliebigen Reaktionsgleichung ablesen (Paeske, 1992, Keller, 1977)*. Die Kinetik als empirische Wissenschaft wird damit aus Perspektive der Lernenden ad absurdum geführt: Man müsste bloß ermitteln, welche Stoffe bei einer Reaktion entstehen und welches Stoffmengenverhältnis zwischen ihnen besteht, und könnte verlässliche Aussagen über die Reaktionsgeschwindigkeit treffen (vgl. Kap. 8.4).

Um eine *allgemeingültige* kinetische Herleitung des Massenwirkungsgesetzes vorzunehmen, ist die Theorie des detaillierten Gleichgewichtes (oder auch Prinzip der mikroskopischen Reversibilität sowie Bodenstein'sches Stationaritätsprinzip) bzw. der stochastisch-kinetische Ansatz nötig: Unabhängig von der Anzahl elementarer Teilreaktionen einer Gesamtreaktion im Gleichgewicht kann das MWG stets in der bereits bekannten Form formuliert werden kann, sofern jede einzelne Elementarreaktion eine Gleichgewichtsreaktion ist, was sich mathematisch belegen lässt (Jürgensen, 1998, Loeck, 1994, Paeske, 1992, Frost & Pearson, 1941). Auch für homogene Gleichgewichte ist dabei davon auszugehen, dass die Atome, Moleküle oder Ionen *nicht miteinander wechselwirken* und *kein Eigenvolumen haben* (ein erster Idealzustand), wenn mit Konzentrationen bzw. Partialdrücken gearbeitet wird. Wenn man dazu bedenkt, dass in einem Gleichgewicht eines *Zweiphasensystems* mit einer *reinen* kondensierten Phase (ein zweiter Idealzustand) und einer *völlig homogenen* Mischphase (ein dritter Idealzustand) erstere *unabhängig von der Oberfläche* der Phase (ein vierter Idealzustand) keinen Einfluss auf letztere hat, weil die Geschwindigkeiten des Phasenübergangs in beide Richtungen gleich sind, gilt diese Herleitung auch für heterogene Gleichgewichte, wobei die Annahmen für Dreiphasensysteme (z.B. die Bildung von Carbonat) von vorn herein für zu unwahrscheinlich erachtet werden können (Paeske, 1992).

Zudem müsste man einschränkend formulieren, dass die für das Gleichgewicht gültigen Geschwindigkeits-Zeit-Gesetze nicht unbedingt die gleichen sein müssen wie diejenigen für das stofflich identische System fernab vom Gleichgewicht (Paeske, 1992).

Angesichts dieser zahlreichen und komplexen Annahmen und Herleitungsschritte, die für eine fachlich korrekte kinetische Herleitung notwendig sind, stellt sich die berechtigte Frage, ob eine kinetische Herleitung des Massenwirkungsgesetzes im Rahmen des Propädeutikums auf diese Art und Weise erfolgen sollte.

2) Die Herleitung stellt das *Ursache-Folge-Verhältnis zwischen Kinetik und Thermodynamik* auf den Kopf. Wie oben beschrieben ist die Gleichgewichtsbedingung, dass es keine Änderung der Gibbsenthalpie gibt, was sich auf der Teilchenebene in einer Gleichheit an räumlichen und energetischen Verteilungsmöglichkeiten zeigt: *Wenn* dieser Zustand erreicht ist, *dann* sind die Geschwindigkeiten für Hin- und Rückreaktion gleich. Ursache des Prozesses ist also nicht die Gleichheit der Geschwindigkeiten, sondern die Gleichheit an räumlicher und energetischer Entropie (Loeck, 1994). Das nur zu erwähnen, wird allerdings Chemielernenden nicht ausreichen, um es tatsächlich zu begreifen - es ist also aus fachlicher und fachdidaktischer Sicht schwierig, auf thermodynamische Überlegungen bei der Herleitung des Massenwirkungsgesetzes zu verzichten.

Herleitung des Massenwirkungsgesetzes durch thermodynamische Überlegungen: Demgegenüber gibt es mindestens fünf verschiedene Wege, das Massenwirkungsgesetz thermodynamisch herzuleiten, die in Tab. 30 beschrieben und jeweils als didaktisch problematisch eingestuft wurden (vgl. Kap. 3.2.1.1). Über weitere historische und didaktische Ansätze, sie sich aber nur unwesentlich von den Wegen in Tab. 30 unterscheiden, berichtet Paeske sehr ausführlich (Paeske, 1992).

Tab.30: Wege der Herleitung des Massenwirkungsgesetzes und deren didaktische Problematik.

Weg der Herleitung	Kurzbeschreibung des Weges	Didaktische Problematik
Gleichgewichtskästen nach van't Hoff (1887) (Stohner, 1986, Weber, 1979 B)	<p><i>Theoretischer Ansatz (Gedankenexperiment):</i></p> <ul style="list-style-type: none"> - Zwei gleiche Gleichgewichtsreaktionen werden in einem Kreisprozess miteinander verbunden. Bei Erhöhung der Eduktkonzentration im ersten System startet ein Kreisprozess an Volumenarbeit, dessen mathematische Lösung das MWG liefert. - Auch für heterogene Gleichgewichte anwendbar - Die Beschreibung für eine Reaktion in der Gasphase mit idealen Gasen ist analog zur Beschreibung für Reaktionen in idealen Lösungen (Stöße gegen die Gefäßwände jeweils gleich; Lösungsmittelmoleküle nicht relevant, da sie durch semipermeable Membran diffundieren können) 	sehr viel komplexer als kinetische Herleitung; Integration zum Verständnis unabdingbar
makroskopische Entropie nach Sackur (1911)	<p><i>Theoretischer Ansatz:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> - (1) Die Entropie wird als Differenzial mit den Variablen der inneren Energie U, der Temperatur T und des Volumens V betrachtet. - (2) Entropieänderungen lassen sich im Gleichgewichtszustand als Differenz zwischen Produkt- und Edukt-Entropien beschreiben (MWG als Konstante einer bestimmten Temperatur ist das Resultat). 	
Chemisches Potential und die freie Enthalpie nach Gibbs (1878) / Trevor (1895) (Job, 1978)	<p><i>Theoretischer Ansatz:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> - (1) Für jedes thermodynamische System lässt sich der Gleichgewichtszustand als Minimum der Änderung an Gibbsenergie ($dG = 0$) beschreiben. - (2) Über die Druckabhängigkeit der Gibbsenthalpie bzw. des chemischen Potentials (als Teil der Änderungsmöglichkeiten der Gibbsenthalpie) ergibt sich nach Integration des Ausdrucks für dg bei Anwendung der idealen Gasgleichung der bekannte Ausdruck für das MWG als Konstante des Gleichgewichts. - Mit Ergänzungen von Lewis auch für heterogene Gleichgewichte anwendbar sowie für ideale Gase, ideale Lösungen und konzentrierte Lösungen. 	s.o., chemisches Potential zudem nicht von Lehrenden gefordert (vgl. Kap. 3.2.1.1)
Elektrochemie nach Dehnert (Dehnert, 1978)	<p><i>Empirischer Ansatz:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> - Bei Bekanntheit der Nernst-Gleichung als empirischem Gesetz lässt sich für den Gleichgewichtszustand ($\Delta U = 0$) die Gleichgewichtskonstante unter Standardbedingungen durch die Standardpotenziale berechnen und der Quotient des MWG formulieren. 	erfordert einen Vorgriff auf elektrochemische Vorgänge (vgl. Kap. 8.12)

mikroskopische Entropie nach Bent (1965) / Davies (1972) (Willi, 1983)

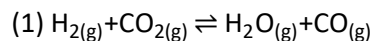
Statistischer Ansatz:

- Unter der Annahme, dass in einem Isotopengleichgewicht von Wasserstoff und Deuterium reine statistische Anordnung der Moleküle im Gleichgewichtszustand vorliegt, gelangt man unter Anwendung des MWG zu einer Gleichgewichtskonstante, welche den empirischen Wert nahekommt. (Der Unterschied lässt sich durch die chemische Ungleichheit von Wasserstoff und Deuterium und damit auch durch Unterschiede der Entropie erklären).
- Außerdem führt die Gleichung der Druckabhängigkeit der Entropiedifferenz ΔS_{sys} hinsichtlich einer Reaktion in der Gasphase unter Anwendung der statistischen Definition der Entropie sowie der Gleichgewichtsbedingung $\Delta S_{\text{Ges}} = 0$ zu einem konstanten Ausdruck für K und das MWG.
- Auch diese Herleitung gilt für heterogene Gleichgewichte, da sich die molaren Entropien von Feststoffen und Flüssigkeiten während einer Reaktion nicht ändern.

mathematisch vergleichsweise leicht verständlich, aber Lernzuwachs (Begreifen des MWG als statistisches Gesetz) steht in keinem Verhältnis zur vermuteten Lernzeit, zumal nicht explizit von Lehrenden gefordert (vgl. Kap. 3.2.1.1)

Offenbar wird also ein didaktischer Mittelweg zwischen kinetischer und thermodynamischer Herleitung des Massenwirkungsgesetzes nötig sein, welcher wie folgt gegangen wird:

1) *Darstellung des MWG als empirisches Gesetz:* Das MWG wurde von Guldberg und Waage aufgrund ihrer eigenen empirischen Studien als allgemeines Gesetz (vgl. Kap. 8.7) formuliert. Sie fassten dabei u.a. die Ergebnisse von Horstmann hinsichtlich der Reaktion von Wasserstoff und Kohlenstoffdioxid in in der Gasphase (1), wobei sich das Gesetz (2) für die entsprechenden Partialdrücke ergab.



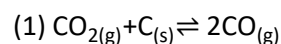
$$(2) K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_{\text{CO}}}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{CO}_2}}$$

Für Reaktionen in der Gasphase gilt Analoges für die Partialdrücke der beteiligten Stoffe (vgl. Kap. 8.7.), wobei die folgenden Annahmen getroffen werden: (a) alle Atome, Moleküle und Ionen haben kein Eigenvolumen und (b) keine Wechselwirkungen zueinander (Idealzustand). Dabei kann die Konzentration des Lösemittels im Vergleich zu denjenigen der gelösten Stoffe auch dann als konstant betrachtet werden kann, wenn Lösemittelmoleküle als Reaktionspartner auftreten: Dies wird bei der Definition der Säure- und Basenkonstante wichtig (vgl. Kap. 8.14). Somit kommt die Darstellung ohne eine Einführung des Aktivitätsbegriffs aus, welcher von den Lehrenden nicht gefordert, aber im Rahmen einer Diskussion der genannten Annahmen des Modells anschlussfähig ist (vgl. Kap. 3.2.1.1) (Heinzerling, 2012, Kleffmann, 2012).

Die von Guldberg und Waage selbst analysierte Konkurrenz-Gleichgewichts-Reaktion von Bariumcarbonat und Calciumcarbonat wurde bewusst nicht als Einstieg gewählt, da es sich bereits um ein heterogenes Gleichgewicht handelt (vgl. Schritt 2)) (Richter & Schmidkunz, 2006). Zudem wurden

einige historische Genauigkeiten (z.B. die Definition der „activen Masse“ durch Guldberg und Waage, die Unterscheidung des Gesetzes „von der Wirkung der Massen“ und „von der Wirkung des Volums“, der Publikationsweg ihrer Veröffentlichungen aus den Jahren 1864, 1867 und 1879 usw). aus Gründen der Irrelevanz didaktisch reduziert (vgl. Kap. 3.2.1.1, Paeske, 1992). Schließlich wurde das MWG bereits von Guldberg und Waage kinetisch gedeutet, was jedoch im Rahmen des Lernmoduls nicht erwähnt wird: Wichtig ist zunächst, *dass* das Gesetz der Massenerhaltung gilt, und erst in weiteren Schritten in den Blick zu nehmen, *warum* das Gesetz Gültigkeit hat.

2) *Didaktisch reduzierte Anwendung auf heterogene Gleichgewichte:* Liegt eine Zweiphasen-Gleichgewichtsreaktion vor (z.B. das Bodouard-Gleichgewicht) (1), so gilt ebenfalls das Massenwirkungsgesetz (2). Dabei kann man sich vorstellen, dass der Stoff, welcher im Vergleich zu den anderen Stoffen in einer anderen Phase vorliegt (hier Kohlenstoff in der festen Phase;), zwar ebenfalls einen bestimmten Anteil an der Phase hat, in welcher die Reaktion stattfindet (hier die Gasphase), allerdings nur einen konstanten (in diesem Fall bestimmt durch den Dampfdruck von Kohlenstoff; dieser liegt erst bei einer Temperatur von 3825K bei 1 bar) (Lide, 2009, Paeske, 1992). Deswegen vereinfacht sich das Massenwirkungsgesetz wie folgt:

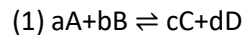


$$(2) K_p = \frac{p_{\text{CO}_{(g)}}^2}{p_{\text{CO}_{2(g)}}}$$

Dreiphasenreaktionen wie das Hydrogencarbonat-Carbonat-Gleichgewicht sind hierbei so komplex, dass sie zunächst nur ohne eine konkrete Formulierung des MWG behandelt werden, sodass entsprechende Einflüsse von Konzentrationsänderungen didaktisch reduziert dargestellt werden (s.o., vgl. Kap. 3.2.1.1). Darüber hinaus ist die Argumentation fachlich korrekt, was sie beispielsweise von Erklärungsweisen unterscheidet, welche die „Konzentration im Feststoff“ als konstant ansehen: Die Konzentration ist als Stoffmenge eines Reinstoffs in einem bestimmten Volumen einer Mischphase definiert, nicht als Stoffmenge eines Reinstoffs im Volumen des Stoffes selbst (Nic, Jirat & Kosata, 2018 I, Barke, 2015 B, 2012)!

3) *Herleitung des MWG mit Hilfe der Konzentrations- bzw. Partialdruckabhängigkeit der molaren Gibbssenthalpie:* Nachdem in den Schritten 1) und 2) deutlich geworden ist, dass das Massenwirkungsgesetz unter den getroffenen Annahmen allgemein gültig ist, gilt es nun zu zeigen, welcher Zusammenhang zwischen dem Massenwirkungsgesetz und der Gibbssenthalpie besteht, welche die Lernende bereits als bedeutende thermodynamische Größe kennengelernt haben. Ohne

die Hintergründe näher zu erläutern (Gibbs'sche Fundamentalgleichung, Druck- und Temperaturabhängigkeit der Änderung der Gibbsenthalpie usw.) oder das Konzept des chemischen Potentials einzuführen (vgl. Kap. 3.2.1.1), wird den Lernenden dabei vorgegeben, dass die folgende Gleichung (2) für die Konzentrationsabhängigkeit der molaren Gibbsenthalpie hinsichtlich der allgemeinen Reaktion zwischen gelösten Stoffen (1) gültig ist:



$$(2) \Delta G_m = \Delta G_m^0 + R \cdot T \cdot \ln \left(\frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \right)_{\text{Anfangszustand}}$$

ΔG_m : molare Gibbsenthalpie

ΔG_m^0 : molare Standard-Gibbenthalpie

$\ln \left(\frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \right)_{\text{Anfangszustand}}$: natürlicher Logarithmus des MWGs zu Beginn der Reaktion

Für Reaktionen in der Gasphase gilt selbiges für die Partialdrücke der beteiligten Stoffe bzw. für K_p . Wenn nun die Gleichgewichtsbedingung $\Delta G = 0$ erfüllt sein soll, ergibt sich folgender Zusammenhang ((3)-(4)):

$$(3) 0 = \Delta G_m^0 + R \cdot T \cdot \ln \left(\frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \right)_{\text{Gleichgewichtszustand}}$$

$$(4) \Delta G_m^0 = -R \cdot T \cdot \ln \left(\frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \right) = -R \cdot T \cdot \ln(K_C)$$

ΔG_m^0 und R sind hierbei konstante Größen, sodass für eine bestimmte Temperatur T auch eine bestimmte Konstante K_C ergibt: Das MWG behält also seine Gültigkeit als Ausdruck der konstanten Konzentrations- bzw. Partialdruckverhältnisse im Gleichgewichtszustand. Außerdem kann nun bei bekannter Standard-Reaktions-Gibbs-Enthalpie ΔG_m^0 , welche man durch tabellierte Werte erhält, für eine bestimmte Temperatur T auch eine Gleichgewichtskonstante K_C/K_p und damit auch bei gegebenen Werten eine entsprechende Gleichgewichtskonzentration c bzw. ein entsprechender Gleichgewichtspartialdruck p berechnet werden, was im Lernmodul eingeübt wird. Zudem wird Formel (2) (s.o.) auch bei der Ermittlung der maximal nutzbaren Nichtvolumenarbeit in elektrochemischen Systemen relevant (vgl. Kap. 8.12).

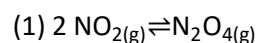
4) *Kinetische Herleitung des MWG*: Die quantitative Auswertung der Essigsäureethylesterbildung sowie der Ent- und Rückfärbung von Phenolphthalein sowie Kristallviolett (vgl. Kap. 8.6) hat bereits

gezeigt, dass im Gleichgewichtszustand Hin- als auch Rückreaktion in der gleichen Geschwindigkeit ablaufen. Weitere Reaktionen, mit denen man dies belegen könnte, wäre die Eisenthioocyanatbildung, welche sich photometrisch verfolgen lässt (Heeger, 1981), sowie die Einstellung eines Säure-Base-Gleichgewichtes, was jedoch nicht vorgegriffen werden soll (Bertelsbeck, 1999, Braun, 1987 B, vgl. Kap. 8.13). Für die Zwecke des Propädeutikums erscheint es nun völlig ausreichend (vgl. Kap. 3.2.1.1),

(a) die kinetische Herleitung des MWG anhand einer allgemeinen Gleichgewichtsreaktion ($aA+bB \rightleftharpoons cC+dD$) aufzuzeigen, um an das vermutete Vorwissen der Lernenden aus ihrer Schulzeit anzuknüpfen, dem experimentell ermittelten Phänomen der Gleichheit von Hin- und Rückreaktionsgeschwindigkeit gerecht zu werden und das Aufstellen von Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetzen erneut zu üben.

(b) zu beschreiben, dass die Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetze in dieser Form zwar nur für Elementarreaktionen gültig sind, dass man aber unabhängig vom genauen Reaktionsmechanismus dennoch zu ebendieser Beziehung gelangt, sofern die zugrundeliegende Brutto-Reaktionsgleichung die stöchiometrischen Verhältnisse der Reaktion korrekt beschreibt und sofern alle Teilschritte des gesamten Mechanismus im Gleichgewichtszustand (und nur in diesem!) sind.

Auf diese Weise erfolgt die Herleitung des MWG sowohl thermodynamisch als auch kinetisch, wobei der Fokus nicht auf Kleinschrittigkeit, sondern auf Praktikabilität hinsichtlich der Anwendung des Gesetzes liegt. Schließlich tritt hierbei ein weiteres, didaktisches Problem auf: *Der Umgang mit der Dimension der Gleichgewichtskonstanten*. In der thermodynamischen Herleitung besitzt die Konstante K_c/K_p nämlich eine Einheit, die von den stöchiometrischen Verhältnissen der Reaktion abhängig ist (Paeske, 1992, Kecki, 1988, Kober, 1987 B). So ist K_p bspw. für das Stickstoffdioxid-Distickstofftetraoxid-Gleichgewicht (1) wie folgt definiert (2):



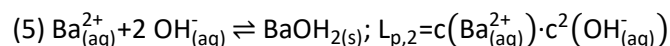
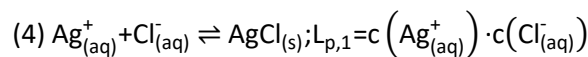
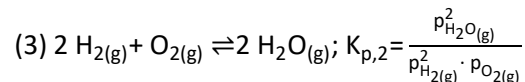
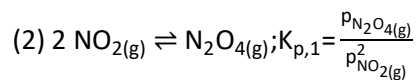
$$(2) K_p = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_{4(g)}}}{p_{\text{NO}_{2(g)}}^2} \left[\frac{1}{\text{bar}} \right]$$

Die Einheit von K_p ist in diesem Fall also $\left[\frac{1}{\text{bar}} \right]$; für eine Reaktion mit anderen stöchiometrischen Verhältnissen wäre sie diesenseitensprechend. In Formel (1), welche den Zusammenhang zwischen standard-molarer Reaktionsgibbsenthalpie und MWG beschreibt, muss sie zunächst standardisiert werden (d.h. alle Konzentrationen müssen durch $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ und alle Partialdrücke durch bar geteilt werden), damit die Gleichung eine korrekte Einheitenbilanz aufweist (Lide, 2009).

$$(1) \Delta G_R = \Delta G_{m,R}^0 + R \cdot T \cdot \ln \left(\frac{c_C \cdot c_D}{c_A \cdot c_B} \right)_{\text{Anfangszustand}}$$

In der kinetischen Herleitung besitzt die Konstante K_c/K_p die gleiche Einheit, da hier der Quotient $\frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}}$ gebildet wird, wobei die Einheiten der Geschwindigkeitskonstanten vom jeweiligen Geschwindigkeits-Zeit-Gesetz abhängig sind.

Nun ließe sich diesem mit einem Hinweis auf didaktische Belanglosigkeit (Ralle, 1987, Sauer, 1981) sowie der Aufforderung an die Lernenden begegnen: Teilt alle Größen für Stoffe des Gleichgewichts durch ihre Einheit, bevor ihr sie in die Formel des MWG einsetzt. Dadurch bleibt den Lernenden allerdings verschleiert, dass durch diese Standardisierung die Vergleichbarkeit der Gleichgewichtskonstanten (sowie der Geschwindigkeitskonstanten im Gleichgewicht), verloren geht: Man kann bspw. für die Reaktionen (2) und (3) die Gleichgewichtskonstanten $K_{p,1}$ und $K_{p,2}$ nicht quantitativ miteinander vergleichen (im Sinne von „weil $K_{p,1}$ größer ist als $K_{p,2}$, liegt das Gleichgewicht von (2) stärker auf der Produktseite als von (3)“), weil die Einheiten der Gleichgewichtskonstanten verschieden sind. Ebenso wenig lässt sich $L_{p,1}$ von Silberchlorid (4) mit $L_{p,2}$ von Bariumhydroxid (5) quantitativ vergleichen (im Sinne von „Silberchlorid ist besser löslich als Bariumhydroxid, weil das Löslichkeitsprodukt größer ist“) (Paeske, 1992, Kecki, 1988).



Diese zusätzliche Bedeutung der Gleichgewichtskonstanten (neben der in Kap. 8.9 beschriebenen qualitativen Bedeutung hinsichtlich des Verhältnisses von Produkt- und Eduktseite) wird von den Lernenden ebenfalls durch entsprechende Zwischenaufgaben eingeübt. Es zeigt sich also insgesamt, dass weder die Frage der Herleitung des MWG noch die Frage der Einheit als didaktisch unbedeutend, sondern mit entsprechender Sorgfalt behandelt werden sollten.

8.9 „Verschiebung der Gleichgewichtslage“? – Das Prinzip von Le Chatelier

Neben der Beeinflussung eines Gleichgewichts durch Einsatz eines Katalysators ist das Prinzip von Le Chatelier hinsichtlich der gewünschten Steuerung von Gleichgewichten in Natur und Technik zentral.

Die entscheidende Frage, die der Mensch hierbei an chemische Reaktionen stellt, ist: *Welche Bedingungen müssen gewählt werden, um eine möglichst hohe Ausbeute an gewünschtem Produkt zu erzielen?* Lediglich 2% der Hauptfachstudierenden bzw. 0% der Lehramtsstudierenden waren im Rahmen der Vorwissenstudie dazu in der Lage, das Prinzip angemessen anzuwenden - es besteht also in jedem Fall Klärungsbedarf (vgl. Kap. 3.2.1.2). Didaktische Probleme hinsichtlich des Prinzips, die eine Anwendung erschwert haben könnten, beziehen sich auf den Begriff der sog. „Gleichgewichtslage“ sowie der exakten Formulierung des Prinzips angesichts der Folgen einer Beeinflussung der Konzentration beteiligter Stoffe, des Drucks, und der Temperatur, welche im Folgenden geklärt werden. Das Verständnis wird dabei jeweils durch entsprechende Anwendungsaufgaben gesichert.

1) *Zweideutigkeit des Begriffs „Gleichgewichtslage“*: Der Ausdruck „Gleichgewichtslage“ oder „Lage des Gleichgewichts“ findet sich in der chemiedidaktischen Literatur seit den Achtziger Jahren (u.a. Eckardt, 1981, Wegner, 1981) genauso wie in aktuellen Schulbüchern (Asselborn et al., 2013) und kann grundsätzlich auf zwei verschiedene Arten und Weisen verstanden werden: entweder synonym zur Gleichgewichtskonstante K_c/K_p (linke Seite der Gleichung zum MWG) oder synonym zum spezifischen Verhältnis von Edukt- und Produktkonzentrationen bzw. Partialdrücken, welche zu der Gleichgewichtskonstante führen (rechte Seite der Gleichung zum MWG) (Paeske, 1992, Schulz, 1987, Felber, 1982). Was genau ist also gemeint, wenn sich die „Gleichgewichtslage“ ändern soll bzw. das Gleichgewicht „verschoben“ wird - eine Änderung von K_c/K_p , welche *lediglich* temperaturabhängig, nicht jedoch gesamtdruck- oder konzentrationsabhängig ist, oder eine Änderung der Edukt- und Produktkonzentrationen bzw. Partialdrücke, welche *sowohl* temperatur- *als auch* gesamtdruck- und konzentrationsabhängig ist (Eckardt, 1981, Wegner, 1981)? Es ist eine begriffliche Klarheit erforderlich, die wie folgt gegeben wird:

A) *Mit der Lage des Gleichgewichts ist im Lernmodul die Gleichgewichtskonstante K gemeint (Eckardt, 1981)*. Die Lage ist demnach lediglich temperaturabhängig; zusätzlich muss hierbei jedoch beachtet werden, dass die Gleichgewichtskonstante K_x darüber hinaus auch gesamtdruckabhängig ist, worauf im Lernmodul hinsichtlich der Einführungsveranstaltung in die physikalische Chemie im ersten Semester des Chemiestudiums hingewiesen wird.

B) *Sowohl temperatur- als auch gesamtdruck- und konzentrationsabhängig ist demgegenüber das spezifische Verhältnis aus Edukt- und Produktkonzentrationen im Gleichgewichtszustand*. Bsp. bewirkt die Konzentrationsänderung eines Eduktes (z.B. die Verdopplung der Ethanolkonzentration im Essigsäureethylester-Gleichgewicht bei sonstigen Standardbedingungen) auch eine Änderung des

spezifischen Verhältnisses aus Edukt- und Produktkonzentrationen im sich neu einstellenden Gleichgewichtszustand (siehe (1) und (2)).

$$(1) \frac{c_{Es} \cdot c_{H_2O}}{c_{Et} \cdot c_{HAc}} = \frac{0,66 \cdot 0,66}{0,33 \cdot 0,33}$$

$$(2) \frac{c_{Es} \cdot c_{H_2O}}{2c_{Et} \cdot c_{HAc}} = \frac{0,57 \cdot 0,57}{0,1 \cdot 0,77}$$

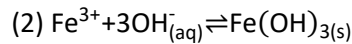
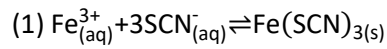
Dagegen bleibt die Gleichgewichtslage (d.h. K_c) für die Reaktion konstant (≈ 4) (Merker, 1981 vgl. Kap. 8.7). In Abstimmung mit gängigen Lehrwerken der Hochschule (Atkins & de Paula, 2006) lässt sich hierbei von einer *Verschiebung des Gleichgewichtes* sprechen: Eine „Verschiebung des Gleichgewichtes“ ist also nicht das gleiche wie die „Verschiebung der Gleichgewichtslage“! Somit ist der Begriff „Gleichgewichtslage“ auch nicht mit dem Begriff „Konzentrationsverhältnis“ gleichzusetzen (Felber, 1982).

Die Verwendungsweise der Begriffe wird durch entsprechende Zwischenfragen eingeübt.

2) *Verschiebung des Gleichgewichtes durch Konzentrationsänderung*: Grundsätzlich gilt, dass eine Erhöhung der Konzentration (bzw. des Partialdrucks in Gasphasenreaktionen) eines an der Gleichgewichtsreaktion beteiligten Stoffes auch zu einer Verschiebung des Gleichgewichts im Sinne von 1) B führt. Dabei zeigt jedoch das obige Beispiel anhand der empirisch ermittelten Werte von Merker, dass eine in der Schule übliche Formulierung wie „Eine Erhöhung der Eduktkonzentration führt zu einer Erhöhung der Produktkonzentration“ leider in dieser Form nichtzutreffend ist: Werden 2 mol (anstatt 1 mol) Ethanol (bzw. die entsprechenden Konzentrationen im gleichen Volumen) zur Reaktion umgesetzt, entstehen sogar weniger Ester- und Wassermoleküle als zuvor! (Merker, 1981). Ähnliches gilt auch für die Gleichgewichtsreaktion der Bildung von Ammoniak aus den Elementen: Eine Zugabe der Stoffmenge an Wasserstoff führt nicht dazu, dass sich ausschließlich zusätzliche Ammoniakmoleküle bilden (Wright, 1969). Es wäre auch in der chemischen Industrie von allgemeinem Interesse, einen derartig simplen Grundsatz für die Umwandlung von Stoffen in das gewünschte Produkt zu haben („Mehr Edukt heißt mehr Produkt“); allerdings muss man für die Lernenden selbiges festhalten wie bei den Geschwindigkeits-Konzentrations-Gesetzen: Lediglich eine empirische Untersuchung aller relevanter Konzentrationen/Partialdrücke in einer bestimmten Reaktion führt zu einer gültigen quantitativen Darstellung.

Zudem wird den Lernenden anhand etwas komplexerer Beispiele gezeigt, dass sich die Konzentration eines Stoffes/Reaktionspartners im Gleichgewicht auch durch eine Nebenreaktion bzw. die Entnahme eines anderen Stoffes ändern kann: Bei der Bildung von Eisenthiocyanat (1) lässt sich beispielsweise

die Konzentration an Eisenkationen durch Hydroxidionenzugabe verringern, weil unter diesen Umständen Eisenhydroxid (2) ausfällt (Stackebrandt, 1996).



Darüber hinaus wird auch auf die Konzentrationsabhängigkeit des heterogenen Hydrogencarbonat-Carbonat-Gleichgewichts eingegangen: Wie eingangs beschrieben ist die in (4) gegebene Gleichgewichtsreaktion für die Bildung von Tropfsteinhöhlen verantwortlich.

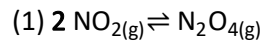


Dies kann man sich so vorstellen, dass die Reaktion unter den Bedingungen in einer Tropfsteinhöhle (offenes System, nahezu konstante Temperatur) niemals einen Gleichgewichtszustand erreichen kann: Das entstehende Kohlenstoffdioxid kann in das offene System der umgebenden Luft entweichen und es ergibt sich (im Gegensatz zur Fällung von Calciumcarbonat, welche durch das Löslichkeitsprodukt bei der quasi konstanten Temperatur und der Höhle als konstant angenommen werden kann) ein wechselnder Zustand hinsichtlich des Partialdrucks von Kohlenstoffdioxid in der Luft und damit auch hinsichtlich des in Wasser gelösten Kohlenstoffdioxids; d.h. des Kohlenstoffdioxids in der Phase, in welcher auch die Reaktion stattfindet. Somit lässt sich sagen, dass das Ausfallen von Calciumcarbonat durch das Entweichen von Kohlenstoffdioxid bedingt ist, wobei das gesamte System fernab eines Gleichgewichtszustandes ist (Schmidkonz & Wittke, 2006).

3) Verschiebung des Gleichgewichtes durch Gesamtdruckänderung: Gesamtdruckänderungen eines geschlossenen Systems sind im Wesentlichen auf zwei Arten durchführbar: a) durch Zugabe von Gasen, welche an der Reaktion beteiligt sind und b) durch Kompression (d.h. Volumenverringern).

a) führt dazu, dass sich vermehrt die Stoffe im Gleichgewicht bilden, welche bei der gegebenen Temperatur ein kleineres Volumen einnehmen. Relevant ist dies (a) für homogene Gasphasenreaktionen (wie z.B. der Bildung von Ammoniak aus den Elementen) und (b) für heterogene Reaktionen mit Gasphasenanteil (wie z.B. dem Boduand-Gleichgewicht), in welchen die Druckerhöhung in einem geschlossenen System einer Konzentrationserhöhung der gasförmigen Stoffe gleichkommt (Jäckel & Risch, 1988, Hennig & Kaiser, 1986). Der Zusammenhang gilt für einige in der didaktischen Literatur bekannten Beispiele, obwohl hier ebenfalls eine Konzentrationsänderung und damit (wie oben beschrieben) eine empirische Klärung jeder zu untersuchenden Reaktion notwendig ist. Das Prinzip lässt sich an folgenden, aus der Literatur bekannten Reaktionen verdeutlichen:

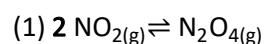
- *Stickstoffdioxid-Distickstofftetraoxid-Gleichgewicht (homogen)*: Durch Druckerhöhung im Sinne der Gaszufuhr von Stickstoffdioxid findet vermehrt die Bildung des Dimers statt, da das Monomer bei gleicher Temperatur und gleichem Druck gemäß dem idealen Gasgesetz das Doppelte des Volumens einnimmt ((1)-(2)).



$$(2) p_{\text{const.}} \cdot 2 V = 2 n \cdot R \cdot T_{\text{const.}}$$

- *Bildung von Ammoniak aus den Elementen (homogen)*: Die im sog. Haber-Bosch-Verfahren zur Produktion eines wichtigen Ausgangsstoffs zur Herstellung von Düngemittel, Sprengstoffen, Nylon etc. ablaufende Reaktion ist ebenfalls druckabhängig. Zur Verschiebung des Gleichgewichts in Richtung des gewünschten Produktes sollte hierbei ein hoher Druck (im Sinne der Erhöhung des Partialdruckes von Wasserstoff und Stickstoff) verwendet werden, da die Eduktseite ein größeres Volumen als die Produktseite einnimmt.
- *Boudouard-Gleichgewicht (heterogen)*: Diese Reaktion, welche im technisch sehr bedeutsamen Hochofenprozess den Partialdruck des für die Eisenbildung wichtigen Kohlenstoffmonoxid mitbestimmt, ist insofern druckabhängig, als das eine Druckerhöhung zur vermehrten Bildung von Kohlenstoffdioxid führt, welches die Hälfte des Volumens einnimmt (Barke, 2012, Lange & Hoeft, 1984).

b) ist jedoch von a) bzgl. homogener Gassysteme zu unterscheiden: Gibt man beispielsweise Stickstoffdioxid in einen Kolbenprober und drückt diesen zusammen (1), so ist zunächst eine intensivere Braunfärbung zu beobachten, bevor eine Entfärbung zum Ausgangszustand hin erfolgt (Winterstein & Felber, 1981). Somit ereignet sich zunächst das Gegenteil dessen, das man aufgrund der Überlegungen für a) erwarten würde: Es bildet sich vermehrt das Monomer! Dies kann mit Hilfe des MWG (2) unter Annahme der Volumenhalbierung (3) wie folgt erklärt werden:



$$(2) K_p = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_{4(g)}}}{p_{\text{NO}_{2(g)}}^2}$$

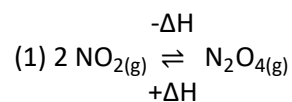
$$(3) V_{\text{neu}} = \frac{1}{2} V; p \sim \frac{1}{V}; K_p = \frac{2 p_{\text{N}_2\text{O}_{4(g)}}}{(2 p_{\text{NO}_{2(g)}})^2} = \frac{2 p_{\text{N}_2\text{O}_{4(g)}}}{4 p_{\text{NO}_{2(g)}}^2} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_{4(g)}}}{2 p_{\text{NO}_{2(g)}}^2}$$

Erst im Anschluss an die Erhöhung des Partialdruckes des Monomers kann also gemäß den Ausführungen bei a) eine vermehrte Reaktion zum Dimer stattfinden. Insgesamt liegt also quasi eine verzögerte Verschiebung des Gleichgewichts zum Dimer bei gleichbleibender (da druckunabhängiger) Gleichgewichtskonstante vor.

Bzgl. heterogener Gassysteme wirkt jedoch b) in gleicher Weise wie a): Das als Backtriebmittel eingesetzte Hirschhornsalz, welches hauptsächlich aus Ammoniumhydrogencarbonat besteht, zersetzt sich bspw. dann vermehrt in Wasser, Kohlenstoffdioxid und Ammoniak, wenn ein Unterdruck in einem Kolbenprober erzeugt wird; es bildet sich vermehrt zurück, wenn ein Überdruck erzeugt wird (Freienberg, 2008, Schmidt, Freienberg & Flint, 2002).

4) Verschiebung des Gleichgewichtes durch Temperaturänderung: Wird durch Temperaturerhöhung dem Gleichgewichtssystem Wärmeenergie zur Verfügung gestellt, so findet vermehrt die Bildung der Stoffe statt, welche die gegebene Energie umsetzt (d.h. die endotherme Reaktion). Umgekehrt findet bei Temperatursenkung die exotherme Reaktion vermehrt statt.

Diese allgemeingültige Einflussmöglichkeit wird an den gleichen Beispielreaktionen wie bei 3) deutlich gemacht; bspw. findet beim Stickstoffdioxid-Distickstofftetraoxid-Gleichgewicht eine vermehrte Bildung von Stickstoffdioxid statt, wenn das Reaktionsgefäß z.B. durch ein Wasserbad erwärmt wird, weil diese Reaktionsrichtung endotherm ist (1).



Hinsichtlich des Haber-Bosch-Verfahrens wird hierbei die Transferaufgabe gestellt, ob eine Erhöhung der Temperatur die Ausbeute an Ammoniak begünstigt oder nicht: Zwar verschiebt sich das Gleichgewicht in Richtung der Elemente, da die Bildung von Ammoniak exotherm ist; allerdings läuft die Reaktion in der Gasphase erst ab einer bestimmten Temperatur überhaupt in bemerkenswerten Dimensionen ab, zumal die Katalyse durch einen heterogenen Eisenkatalysator ebenfalls ein gewisse Arbeitstemperatur erfordert. Zwischen diesen gegenläufigen Tendenzen muss daher ein Mittelweg gegangen werden, sodass Temperaturen von 450-550°C gewählt werden (Schwankner & Eiswirth, 1898).

Darüber hinaus wird auch die Temperaturabhängigkeit des heterogenen Hydrogencarbonat-Carbonat-Gleichgewichts erläutert: Wie bereits beschrieben ist die in (2) gegebene Gleichgewichtsreaktion auch für die Bildung Kesselstein verantwortlich (vgl. Kap. 8.7).



Dies lässt sich insofern deuten, als dass durch den Einsatz von hartem (d.h. u.a. calciumionenhaltigem) Wasser das in (1) beschriebene Gleichgewicht im eingeschalteten Wasserkocher zunächst stark auf Seiten des wasserlöslichen Hydrogencarbonats liegt, da ebendiese Bildung endotherm ist. Schaltet man nun den Wasserkocher aus, genünstigt die Temperaturniedrigung ebenfalls die Bildung des unlöslichen Carbonats (Wiechoczek, 2010). Für den Konzentrationseinfluss des Entweichens von Kohlenstoffdioxid und des Ausfallens von Calciumcarbonat gilt selbiges wie oben (s.o.).

Dabei wird der Einfluss der Temperaturänderung auf ein Protolysegleichgewicht im Modul „Säure-Base-Chemie“ erneut aufgegriffen (vgl. Kap. 8.14)

5) Zusammenführung der Einflüsse zum Prinzip von Le Chatelier: Insgesamt lässt sich also folgendes formulieren: „Wenn Stoffaustausch, Austausch thermischer Energie oder Volumenänderung eine jeweils zugehörige Konzentrations-, Temperatur- oder Druckänderung in einem im Gleichgewicht befindlichen System hervorrufen, so werden diese Änderungen durch die Neueinstellung des Gleichgewichts partiell rückgängig gemacht.“ (Paeske, 1992, S. 450, Carnap, 1969)

Warum gerade diese Formulierung des Prinzips von Le Chatelier gewählt wurde, kann wie folgt begründet werden (Paeske, 1992, Felber, 1982):

A) Es werden antropomorphisierende Formulierungen vermieden: Das Prinzip von Le Chatelier ist bspw. auch unter dem Namen „Prinzip des kleinsten Zwangs“ bekannt. Dieser Ausdruck suggeriert nicht nur ein finalistisch-falsches Verständnis der Verschiebung des Gleichgewichtes (dem System wird die Fähigkeit des zweckmäßigen Handelns unterstellt), sondern ist durch den alltäglichen Gebrauch des Begriffs „Zwang“ möglicherweise missverständlich: Den kleinstmöglichen Zwang, etwas zu erledigen, wozu man keine Lust hat (z.B. Zimmer aufräumen, Hausaufgaben machen etc.) kann man dadurch herstellen, indem man die Tätigkeit schlicht ignoriert; warum soll also nach dem „Prinzip des kleinsten Zwangs“ überhaupt eine Veränderung eintreten?

B) Intensive und extensive Größen werden getrennt: Die Trennung von Ursache (Stoffaustausch, Austausch thermischer Energie sowie Volumenänderung) und Wirkung (Konzentrations-, Temperatur- oder Druckänderung) erscheint zum Verständnis des Prinzips unabdingbar, wobei die Begriffe intensive und extensive Größe bemutend und vorbereitend auf Lehrveranstaltungen der physikalischen Chemie eingeführt werden. Dies ist auch nicht zuletzt deshalb relevant, da eine Gesamtdruckänderung bspw. auch durch das Zuführen von Inertgas erreicht werden kann, wodurch allerdings die Partialdrücke/Konzentrationen der reagierenden Gase gleichbleiben.

C) Die Richtung der Änderung des Gleichgewichtes ist nur bedingt allgemein vorhersagbar: Nur für die Einflussgrößen Gesamtdruck und Temperatur, nicht jedoch für Konzentrationsänderungen lässt sich die Richtung der Verschiebung des Gleichgewichtes allgemeingültig beschreiben (Merker, 1981, Wright, 1969).

D) Der Unterschied zum Newton'schen Axiom wird deutlich: Das Prinzip „actio = reactio“ ist den Lernenden bereits aus dem Mechanikunterricht der Mittelstufe bekannt und dem Prinzip von Le Chatelier zwar ähnlich (in beiden Fällen geht es um die Möglichkeit der Beeinflussung eines Systems), aber dennoch grundverschieden: das Prinzip von Le Chatelier beschreibt kein gegensätzliches Verhalten (z.B. „die Zugabe eines Eduktes führt dazu, dass die gleiche Menge an Edukt zurückgebildet wird“), sondern ein Fluchtverhalten (die Zugabe eines Eduktes führt allgemein zur Verschiebung des Gleichgewichtes).

E) Die Darstellung hat wissenschaftspropädeutische Wirkung: Die differenzierte Behandlung des Einflusses der Konzentrationänderung auf ein Gleichgewicht führt zwar dazu, dass die Vorhersagekraft, Allgemeinheit und Einfachheit des Prinzips ein Stück weit verloren geht; dennoch ist eine (didaktische) Reduktion von Komplexität auf Kosten fachlicher Korrektheit inakzeptabel (vgl. Schritt 2). Stattdessen werden durch die oben genannte Formulierung des Prinzips von Le Chatelier zugleich die Gemeinsamkeiten und Grenzen der Einflussmöglichkeiten durch Konzentrations-, Temperatur- und Gesamtdruckänderung deutlich.

Auf diese Art und Weise lernen die Teilnehmenden das Prinzip von Le Chatelier kennen und anwenden. Ausgelassen wurden hierbei thermodynamische Begründungen der Einflussgrößen auf das Gleichgewicht mit Hilfe der statistischen Interpretation der Entropie (hinsichtlich Gesamtdruckänderungen (Paeske, 1992) oder der Arrheniusgleichung und/oder der van't Hoff-Gleichung für Reaktionsisobare (hinsichtlich Temperaturänderungen) (Mickey, 1980): Das Herstellen dieser Zusammenhänge würde für die Lernenden einen Mehraufwand darstellen, aus dem sie in ihrem ersten Semester kaum Nutzen hätten. Ebenso wurden Computerberechnungen zur Verschiebung des Gleichgewichtes mit entsprechenden Auftragungen des Dissoziationsgrades z.B. gegen die Temperatur für unnötig gehalten (Winde, 1995, vgl. Kap. 3.2.1.1).

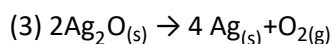
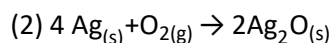
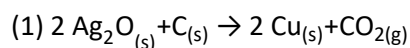
8.10 Redoxreaktionen – Von der Sauerstoff- zur Elektronenübertragung (?)

Redoxreaktionen finden sich ebenfalls zahlreich in Natur (Photosynthese, Zellatmung etc.), Lebenswelt (Verbrennung von Kraft- und Heizstoffen, Grillen, Nutzung von Batterien und

Akkumulatoren in Fernbedienungen, Handys, PKWs etc.) und Technik (metallurgische Prozesse wie z.B. der Hochofenprozess oder das Thermitverfahren, elektrolytische Raffination von Kupfer usw.) (vgl. Kap. 8.12). Sie sind u.a. durch das Kerncurriculum in Niedersachsen, aber auch durch die Bildungsstandards als Elektronenübertragungsreaktionen dem Donator-Akzeptor-Prinzip als eine der grundlegenden chemischen Denkfiguren zugeordnet und daher aus dem Chemieunterricht beider Sekundarstufen nicht wegzudenken (siehe Kerncurricula Chemie in Anhang A).

Dabei lassen sich im Wesentlichen drei verschiedene Redoxkonzepte unterscheiden, welche kumulativ gedacht sind, in ihrer Abfolge jedoch erhebliche Lernschwierigkeiten verursachen, wie im Folgenden deutlich wird (Habelitz-Tkocz & Werner, 2015, Sieve, 2015):

1) Die Redoxreaktion als Sauerstoffübertragungsreaktion (Klasse 7/8): Nach der Einführung in das Konzept der chemischen Reaktion (vgl. Kap. 8.1) wird oftmals der Begriff Redoxreaktion als Sauerstoffatomübertragungsreaktion eingeführt. Die Oxidation ist dabei eine Aufnahme von Sauerstoffatomen, die Reduktion eine Abgabe von Sauerstoffatomen (zur Kritik, dass es sich dabei eigentlich um Ionen handelt, was mit einer frühen Einführung des Ions als Baustein der Materie umgangen werden kann, (Habelitz-Tkocz & Werner, 2015, vgl. Kap. 7.1). In Gleichung (1) wird also Silber reduziert und Kohlenstoff oxidiert. Außerdem bezeichnet man die Bildung eines Oxids aus den Elementen (2) als „Verbrennungsreaktion“ oder „Synthese eines Oxids“, während man die Umkehrreaktion bspw. „Analyse eines Oxids“ (3) nennt.



Die Begriffsverwendungen „Oxidation“ im Sinne von „Synthese eines Oxids“ (als klassischer Begriff Lavoisiers) (2), „Reduktion“ im Sinne von „Analyse eines Oxids“ (3) und „Redoxreaktion“ im Sinne von „Sauerstoffübertragungsreaktion“ (1) sind ebenfalls üblich, wobei bereits an dieser Stelle unter Berücksichtigung des chemischen Dreiecks (vgl. Kap. 5.2.1) als didaktisch ungünstig erscheint, dass man mit dem gleichen Begriff einen Prozess auf der Teilchenebene (z.B. „Aufnahme von Sauerstoffatomen“) und auf der Stoffebene („Synthese eines Oxids“) bezeichnet. Ein Lösungsvorschlag hierfür findet sich weiter unten.

Mit Hilfe des Redoxbegriffes im Sinne der Sauerstoffatomübertragung werden u.a. die folgenden Reaktionen inklusive lebensweltlicher Anknüpfungspunkte erschlossen:

- „Oetzi's Kupferbeil“, d.h. die Gewinnung von Kupfer aus Malachit (Schütte, 2010).

- Thermitverfahren (Haupt, 1991).
- Gewinnung von Zinn aus Zinnoxid (Netter et al., 2015).
- Gewinnung von Eisen aus Eisenoxid im Hochofenprozess (Spernal, 1993), welcher auch im Reagenzglas gezeigt werden kann (Rossow & Flint, 2006).
- Unterwasserfackel aus Wunderkerzen (de Vries & Sauermann, 2003).
- Sauerstoffatomaufnahmefähigkeitstendenzreihe der Metalle, wobei Kohlenstoff und Wasserstoff ebenfalls eingeordnet werden können (Henningsen, 1993).
- Reaktion von Metallen mit Kohlenstoffdioxid (z.B. Magnesium und Zink) (Möllering & Flint, 2000).
- Unterscheidung von Brennen (Flammenerscheinung, Stoffumsatz), Glimmen (Leuchten, Stoffumsatz) und Glühen (Leuchten, kein Stoffumsatz) am Beispiel von Holzkohle bzw. Eisen nach Erhitzen (Kullmann, 1998).
- Schlange des Pharaos (thermische Zersetzung eines Carbonats aus Emser Pastillen) (Schwedt, 2002).
- Bildung von Nichtmetalloxiden als Verbrennungsreaktionen (CO_2 und SO_2) unter Berücksichtigung von Umweltaspekten (Treibhausgas, antropogener Einfluss auf den Kohlenstoffkreislauf, saurerer Regen etc.) (Graf, 1996).

Dabei werden oftmals neben der Redoxreaktion auch Sulfid- und Halogenidbildungen als analoge Reaktionstypen thematisiert (Sieve, 2015), wobei man mit Hilfe dieser Reaktionstypen auch historische Reaktionen von Metallerzen (z.B. die Gewinnung von Hämatit als Arzneimittel der Antike z.B. gegen Haarausfall oder Menstruationsbeschwerden) behandeln kann (Soukup, 1999).

2) Die Redoxreaktion als Elektronenübertragungsreaktion (Klasse 9/10): Im Anschluss an den Chemieunterricht in den Jahrgängen 7 und 8 erfährt das Redoxkonzept eine Umdeutung. Es werden nun nicht mehr Sauerstoffatome, sondern Elektronen übertragen, wobei die Oxidation zur Elektronenabgabe und die Reduktion zur Elektronenaufnahme wird. Dabei lässt sich mit Hilfe des Schalenmodells für die Hauptgruppenelemente leicht bestimmen, welche entsprechenden Ionen sich bilden (s.o.); für Nebengruppenelemente wie Zink, Eisen oder Kupfer werden entsprechende Vorgaben gemacht. Folgende Inhalte werden dabei u.a. behandelt:

- *Reaktionen von Alkali- und Erdalkalimetallen mit Wasser und Halogenen.*
- *Übergang von der Sauerstoffatomaufnahmefähigkeitstendenzreihe zur Spannungsreihe.* Diese sind nicht identisch, da zur Ermittlung von ersterer oftmals Feststoffreaktionen durchgeführt werden, während letztere durch Reaktionen in wässrigen Lösungen und damit auch mit

anderen Teilschritten erhalten wird (s. Tab. 31); dennoch ergibt sich bis auf wenige Ausnahmen (z.B. für die Stellung von Blei und Wasserstoff in beiden Reihen) die gleiche Rangfolge (Hennigsen, 1993).

Tab. 31: Vergleich der Teilreaktionen bei der Reaktion von Bleioxid bzw. Blei mit Wasserstoff (Sauerstoffaufnahmetendenfähigkeitsreihe vs. Spannungsreihe) (Hennigsen, 1993, S. 40). Es wird deutlich, dass es sowohl gemeinsame als auch verschiedene Teilreaktionen für beide Prozesse gibt (die Liste der Teilreaktionen stellt keinen Anspruch auf Vollständigkeit).

Sauerstoffaufnahmefähigkeitstendenzreihe (SAFTR)		Spannungsreihe (SR)	
Reaktion: $H_2 + PbO \rightarrow H_2O + Pb$		Reaktion: $H_2 + Pb^{2+} \rightarrow 2H^+ + Pb$	
Gemeinsame Teilreaktionen		Energieformen	
$H_2 \rightarrow 2H$		Dissoziationsenergie	
$2H \rightarrow 2H^+ + 2e^-$		Ionisierungsenergie	
$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$			
Teilreaktionen nur bei SAFTR	Energieform	Teilreaktionen nur bei SR	Energieform
$\frac{1}{2}O_2 \rightarrow O$	Ionisierungsenergie	$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$	Protolyseenergie
$O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$	Elektronenaffinität	$Pb_{(aq)} \rightarrow Pb_{(s)}$	Hydratationsenergie, Gitterenergie
$O^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O$	Bildungsenergie		
$PbO \rightarrow Pb^{2+} + O^{2-}$	Gitterenergie		

- *Elektrochemische Prozesse in vielfältigen Anwendungen* (vgl. Kap. 8.12), z.B. bei der klassischen Lithium-Kupfer-Batterie (Häusler, Rampf & Reichelt, 1990) oder zum Betreiben einer Uhr mit Leitungswasser oder einer E-Zigarette (auf Basis der Zink-Kupfer-Batterie) (Fechner & Dettweiler, 2015, Meyer & Sieve, 2015).

Somit ist dieses erweiterte Redoxkonzept ebenfalls auf eine Vielzahl von Prozessen anwendbar, wobei grundsätzlich auch alle in 1) genannten Prozesse mit ebendiesem erklärt werden könnten.

3) *Die Redoxreaktion als Änderung der Oxidationszahlen (Oberstufe)*: Schließlich wird in der Oberstufe das Konzept der Oxidationszahl eingeführt. Dadurch können nicht nur die bereits bei 2) beschriebenen Redoxreaktionen zwischen Atomen/Molekülen eines Elements und ihren zugehörigen Ionen, sondern auch solche zwischen beliebigen Molekülen und (Molekül)ionen als solche erkannt werden; es handelt sich also um einen conceptual growth anstelle eines conceptual change (Linnenbrink, Pintrich 2004). Da sich bspw. bei der Bildung von einem Acetaldehyd-Molekül aus einem Ethanol-Molekül lediglich Formalladungsänderungen ergeben (vgl. Abb. 67), fällt es Lernenden ohne das Konzept der Oxidationszahlen zunächst schwer, hier eine Oxidation des α -Kohlenstoffatoms zu erkennen.

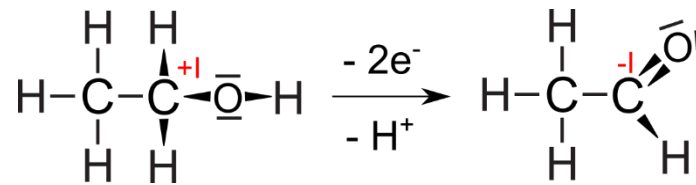


Abb. 67: Oxidation von einem Ethanol-Molekül zu einem Acetaldehyd-Molekül.

Mit dieser Konzepterweiterung ist dann u.a. folgendes möglich:

- Aufstellen einer beliebigen Redoxgleichung (vgl. Kap. 8.11).
- Beschreibung der verschiedenen Oxdiationsstufen von Mangan in ihrem Farbspektrum und ihrer pH-Abhängigkeit (Ibanez, 2004, Kober, 1990, Steinberg, 1989).
- Beschreibung der Oxidationsreihe vom Alkan bis zu Kohlenstoffdioxid (Habelitz-Tkotz & Werner, 2015, Sieve, 2015), wobei auch Redoxreaktionen von Alltagsprodukten (wie z.B. die Verbrennung von Feuerzeuggas) behandelt werden können (Russow & Flint, 2015).
- Beschreibung der Knallgasreaktion als Redoxreaktion (beim Nachweis von Wasserstoff sowie in Brennstoffzellen oder in der Atmungskette) (Pöhls et al., 2015, Lehmann, 1999, Häusler, Rampf & Reichelt, 1990).
- Diverse biochemische Redoxreaktionen: Erschließung von Redoxpaaren wie NAD^+/NADH oder FADH_2 und FAD in Citratcyclus, Atmungskette und Glycolyse (u.a. mit Blue-Bottle-Versuch als Modellreaktion) (Busker, 2015, Reiners, Prectl & Oettinger, 2000), L-Cystein-L-Cystin-System (Pfeifer, 2003), Nachweis von Vitamin C oder Vitamin B1 (Holfeld, 2002), Ascorbinsäure als Reduktionsmittel für Iod und Eisen (Schwedt, 2012) sowie die Wirkungsweise von Antioxidatien wie z.B. Neringin (Wieczorek & Sommer, 2012).
- Auswertung der experimententellen Bestimmung des Sauerstoffanteils in der Luft mit Hilfe eines Eudiometers (Reaktion von Stickstoff und Sauerstoff zu Stickstoffdioxid und zu Salpetersäure) (Piosik, Nieberding & Jansen, 1998).
- Nachweis der Hydrolyse von Propylenglycol bei der Verwendung einer E-Zigarette (Meyer & Sieve, 2015).
- Chemolumineszenz-Phänomene z.B. bei der Reaktion von Lucigenin mit Perhydrol (Domke, 1985).
- Beschreibung von Disproportionierungsreaktionen (z.B. die Reaktion von Chlor mit Wasser unter Bildung von Chlorid- und Hypochlorid-Ionen, welche in Schwimmbädern aufgrund der desinfizierenden Wirkung von Hypochlorid-Ionen zum Einsatz kommt) (Schwedt, 2012).

- Beschreibung großtechnischer Prozesse, z.B. die Chloralkalielektrolyse zur Gewinnung von Chlor, Wasserstoff und Natronlauge (Flintjer et al. 1983, Otto, et al., 2015) oder die Gewinnung von Phosphor aus Calciumphosphat mit Hilfe von Siliziumdioxid (Tiedemann, 1992)

Auch die Entwicklung von Farbfotos (inklusive Reduktion von Silberbromid durch Belichtung, bleichen, fixieren und Wässern) enthält eine Vielzahl an Redoxreaktionen mit organischen Molekülen, hat jedoch eher historische Bedeutung und damit wenig lebensweltliche Relevanz für die Lernenden, weshalb dieses Beispiel ausgelassen wird (Wöhlk & Pieper, 1986, Moisar, 1983).

4) Probleme des Konzeptübergangs: Angesichts der Progression dieser drei Redoxkonzepte ergibt sich ein in der didaktischen Literatur ein konsensfähiges Problem - der Redoxbegriff im Sinne von „Sauerstoffatomübertragung“ lässt sich nicht zum Konzept der Elektronenübertragung erweitern, was einen lernpsychologisch ungünstigen Konzeptwechsel (conceptual change) erforderlich macht. Hinsichtlich der folgenden Aspekte kommt es zu Problemen (Habelitz-Tkotz & Werner, 2015, Sieve, 2015, Heimann & Eckert, 2012, Johannsmeyer et al., 2002, Klemmer & Sauerland, 1975):

- *Theorie-Reichweite.* Werden zunächst nur Reaktionen unter Beteiligung des Elements Sauerstoff betrachtet, geht es anschließend um alle Elektronenübertragungsreaktionen.
- *Zuordnung der Begriffe „Abgabe“ und „Aufnahme“.* Die „Oxidation“ wird zur Elektronenabgabe (im Gegensatz zur Sauerstoffaufnahme) und die „Reduktion“ wird zur Elektronenaufnahme (im Gegensatz zur Sauerstoffabgabe). Abgesehen von dieser gegensätzlichen Begriffsverwendung wird es Lernenden allein aufgrund der alltagssprachlichen Verwendung der Reduktion im Sinne einer „Wegnahme“ schwerfallen, sich darunter eine „Zunahme“ an Elektronen vorzustellen (Sieve, 2015).
- *Betrachtungsebene:* Verwendet man die Begriffe Oxidation und Reduktion im Sinne von „Oxidsynthese“ bzw. „Oxidanalyse“ (s.o.), ergibt sich zudem die Änderung, dass man mit dem neuen Konzept keine Aussage über die Stoff-, sondern über die Teilchenebene trifft.

Diverse empirische Studien belegen die Ineffizienz des Weges von der Sauerstoff- zur Elektronenübertragung mit dem Redoxbegriff, welcher dazu führt, dass die Lernenden nur dann eine Redoxreaktion als solche wahrnehmen, wenn das Element Sauerstoff beteiligt ist (Barke 2006, Heints, 2005, Sumfleht & Todtenhaupt, 1995, 1994, Schmidt, 1994). Die im Rahmen dieser Arbeit durchgeführte Vorwissenstudie kann die Ergebnisse reproduzieren: Nur 27% der teilnehmenden Hauptfachchemiker und 14% der Lehramtsstudierenden waren in der Lage, den erweiterten

Redoxbegriff (im Sinne von „Elektronenübertragung“) zielsicher anzuwenden, wohingegen 19% bzw. 14% offenbar nur den klassischen Redoxbegriff (im Sinne von Sauerstoffübertragung“) beherrschen (vgl. Kap. 3.2.1.2)

Aus dieser Diskrepanz wurde bereits die Forderung abgeleitet, *Sauerstoffatomübertragungsreaktionen und Redoxreaktionen in dieser Reihenfolge zu unterrichten und begrifflich sauber voneinander zu trennen*, wobei die folgenden Schritte eines Lernweges sinnvoll wären: (Sumfleht & Todtenhaupt, 1994, 1995):

A) Auf der Stoffebene Oxid-, Sulfid- und Halogenid-Synthesen voneinander unterscheiden: Mit diesen drei makroskopischen Reaktionstypen lassen sich zunächst Verbrennungsreaktionen (als Reaktionen mit Sauerstoff), Reaktionen von Metallen mit Schwefel (z.B. zur Erarbeitung des Gesetzes der Massenerhaltung oder konstanten Proportionen, s.o.) sowie Reaktionen von Metallen mit Halogenen (bei der Erarbeitung von Eigenschaften der Elementfamilien der Hauptgruppen) unterscheiden, was einen Großteil des Chemieunterrichtes in der Mittelstufe ausmacht (Habelitz-Tkotz & Werner, 2015, Sieve, 2015, Schmidt, 1994). Um die Umkehrbarkeit einer chemischen Reaktion zu zeigen, kann man bspw. auch ein Oxid wieder in die Elemente zerlegen (wie z.B. Silberoxid, vgl. Kap. 8.3.3.); in einem solchen Fall spricht man dann von einer Analyse.

Zu diesem Schritt lässt sich Lavoisiers phänomenologischer Ansatz ergänzen, die bei einer Reaktion mit Sauerstoff (Oxidbildung) zu erhaltende Stoffklasse der „Säurebildner“ in Wasser als „Oxide“ zu bezeichnen. Den Lernenden wird dabei und die Herkunft des Begriffe „Oxids“ deutlich, was auch im Kerncurriculum der Sekundarstufe II in Niedersachsen explizit gefordert wird (Anhang A, KC Niedersachsen, Sek II, S. 23). Im Sinne einer didaktischen Reduktion auszulassen wäre hierbei jedoch Lavoisiers Bezeichnung „Oxidation“ für die Reaktion mit Sauerstoff - der Begriff soll für die Teilchenebene (und nur für diese!) reserviert bleiben.

B) Auf der Teilchenebene die Sauerstoffatomübertragungsreaktion als erstes Donator-Akzeptor-Konzept einführen: Hiermit lassen sich nun speziell Reaktionen beschreiben, bei denen Sauerstoffatome übertragen werden (bspw. die Gewinnung von Kupfer aus Kupferoxid mit Hilfe von Kohlenstoff (s.o.), um das Denken im Diskontinuum sowie das Donator-Akzeptor-Prinzip bei chemischen Reaktionen einzuüben (Heimann & Eckert, 2012). Hierbei jetzt jedoch die Sauerstoffatomaufnahme und -abgabe mit den Begriffen Oxidation und Reduktion zu versehen, ist ebenfalls ungeschickt, da sich das oben genannte Problem der genau umgekehrten Zuordnung der Begriffe bei der Einführung des Elektronenübertragungskonzeptes ergibt (s.o.). Wichtig ist hierbei, dass kein „Sauerstoff“ (im Sinne des elementaren Stoffes) übertragen wird, sondern dass fachsprachlich

korrekt von Sauerstoffatomübertragungen auf der Teilchenebene gesprochen wird. Dass hierbei eigentlich Sauerstoffionen übertragen werden, kann dabei in der Schule dadurch umgangen werden, dass man bei entsprechenden Darstellungen bewusst nur auf der symbolischen Ebene (und nicht auf der Teilchenebene) argumentiert, von Metall-Nichtmetall-„Einheiten“ anstelle von „Molekülen“ auf der Teilchenebene spricht und nach Einführung des Ionenbegriffs das Konzept schließlich zur Ionenübertragung erweitert (Habelitz-Tkotz & Werner, 2015, Sieve, 2015, vgl. Kap. 7.1).

Der Vorschlag, direkt in Klasse 7 mit Hilfe eines differenzierten Atommodells den Redoxbegriff im Sinne von Elektronenübertragungsreaktionen anhand der Reaktion von Magnesium mit Brom einzuführen (Ernst & Wehser, 2006, Johannsmeyer et al., 2002), birgt die Gefahr, dass er auf klassische Verbrennungsreaktionen von Kohlenstoff (z.B. im Boyle-Versuch (vgl. Kap. 8.3.1)) und Schwefel nicht mehr angewendet werden kann, da sich hierbei keine Ionen bilden (s.o.). Möglich wäre dann eine erneute Erweiterung zum Konzept der Änderung der Oxidationszahlen (s.o.), was SuS in Klasse 8 mit Hilfe vorgegebener Schemata gelingen kann, allerdings sehr abstrakt bleibt (Heimann & Eckert, 2012). Eine andere Alternative, in der Deutung der Prozesse der Teilchenebene in einer Zink-Silberoxid-Knopfzelle, einer Zink-Luft-Knopfzelle und einer Zink-Iod-Zelle fortzuschreiten (erst Sauerstoffatomübertragung, dann Elektronenübertragung über einen Leiter mit anschließender Sauerstoffionenaufnahme und -abgabe schließlich Elektronenübertragung ohne Sauerstoff), um die oben geschilderten Redoxkonzepte der Sauerstoffatom/ion- und Elektronenübertragung zu verknüpfen, macht den Weg des conceptual change für die Lernenden vermutlich verdaulich, ändert aber trotzdem nichts an der Unvereinbarkeit und Gegenläufigkeit beider Redoxkonzepte (Rossow & Flint, 2015).

C) Gemeinsame Deutung von Oxid-, Sulfid- und Halogenid-Bildungen auf der Teilchenebene mit Hilfe des Elektronenübertragungskonzeptes: Da alle drei Reaktionstypen ähnlich ablaufen (Flammenerscheinung, Bildung eines kristallinen Stoffes mit anderer Farbe), ist die Frage berechtigt, ob auch auf der Teilchenebene ähnliche Prozesse ablaufen. In diesem Zuge lässt sich nach Ermittlung der Eigenschaften der neu gebildeten Stoffe (kristallin und wasserlöslich, wobei die entstehende Lösung leitfähig ist) die Elektronenübertragungsreaktion als Redoxreaktion einführen (offenbar wurden Elektronen übertragen und Ionen gebildet). Hier werden dann die Begriffe Oxidation für Elektronenabgabe und Reduktion für Elektronenaufnahme gebraucht; als theoretische Grundlagen sind das Schalenmodell und die Edelgasregel erforderlich. Bspw. kann somit auf Basis der phänomenologischen Ähnlichkeit der Reaktionen von Natrium in Sauerstoff- und Chloratmosphäre (Heineke, 1990, Häusler, 1984, vgl. Abb. 65) verdeutlicht, dass jeweils der gleiche Reaktionstyp vorliegt - eine Redoxreaktion mit entsprechender Salzbildung.



Abb.68: Vergleich der Reaktion von Natrium in Sauerstoffatmosphäre (links) und in Chlorgasatmosphäre (rechts). Es wird deutlich, dass jeweils ähnliche Reaktionen ablaufen (orangene Flammerscheinung und weißliche Rauchbildung), die auf den gleichen Reaktionstyp (Redoxreaktion) hinweisen.

Zusätzlich lassen sich insbesondere Reaktionen von unedlen Metallen in Salzlösungen edler Metalle sowie einfache galvanische Elemente (wie z.B. das Daniellelement, vgl. Kap 8.12) ebenfalls mit Hilfe des Konzeptes deuten, sofern ggf. die Ionenladungen der Nebengruppenelemente vorgegeben werden (Barke, 2006). Wichtig ist, dass man an dieser Stelle keine Reaktionen zeigt, die sich nicht mit Hilfe einer beidseitigen Ionenbildung deuten lassen (bspw. die Reduktion von Kohlenstoffdioxid zu Kohlenstoff mit Hilfe von Magnesium) – das kann erst nach Einführung der Oxidationszahlen und damit in Schritt 4) verstanden werden (Steinberg, 1998).

D) Von der Redoxreaktion auf Basis des Schalenmodells zur Änderung der Oxidationszahlen: Schließlich lässt sich das Redoxkonzept der Änderungen von Oxidationszahlen einführen, wobei sich die Bedeutung der zuvor eingeführten Begriffe „Redoxreaktion“, „Oxidation“ und „Reduktion“ nicht mehr verändern.

Im Propädeutikum wurde dabei grundsätzlich gemäß der Schritte A)-D) vorgegangen, wobei jeweils zwei bis drei der oben erwähnten Anwendungskontexte ausgewählt wurden. Folgende Aspekte dienen dazu, auf die erhobene Fehlvorstellung der Lernenden, Redoxreaktionen seien ohne Sauerstoff nicht möglich, sowie die vergleichsweise geringe Lösungshäufigkeit des Items zur Anwendung des Redoxkonzeptes als Elektronenübertragungsreaktion angemessen zu reagieren (s.o.):

- Lernvideos zur phänomenologischen Ähnlichkeit der Bildungen von Natriumchlorid und Natriumoxid mit anschließender Deutung durch das Redoxkonzept in Sinne der Elektronenübertragung.
- Herstellung von Transparenz hinsichtlich der Auslassung des Lavosier'schen Oxidationsbegriffs bei Schritt A).
- Zwischenfragen hinsichtlich der Bedeutungen der Begriffe „Redoxreaktion“ und „Oxidation“ mit den Disktraktoren „Sauerstoffübertragungsreaktion“ und „Reaktion mit Sauerstoff“.

Zudem wird den Lernenden für D) eine Sieben-Schritt-Methode zum Aufstellen einer beliebigen Redoxgleichung (auf Basis ermittelter Oxidationszahlen) an die Hand gegeben, welche im nächsten Kapitel beschrieben wird (vgl. Kap. 8.11).

8.11 Eine Sieben-Schritt-Methode zum Aufstellen einer beliebigen Redoxgleichung

Ähnlich wie das Anwenden von Lewisformeln (vgl. Kap. 7.9) lässt sich auch das Aufstellen von Redoxreaktionsgleichungen mit Hilfe eines Schemas und Lösungsbeispiels darstellen, welches anschließend von den Lernenden eingeübt wird (Sieve & Busker, 2015, Ibanez, 2004, Wöhrmann, 1978, Isengard, 1987). Dies ist insbesondere deshalb relevant, da gemäß der Vorwissensstudie lediglich 27% der Hauptfachstudierenden und 14% der Lehramtsstudierenden Oxidationszahlen sicher bestimmen können, wobei auch das Aufstellen einer Redoxgleichung anhand der einfachen und allseits bekannten Reaktion von Natrium in Wasser nur wenigen gelingt (35% der Hauptfach- und 0% der Lehramtsstudierenden sind hierzu in der Lage) (vgl. Kap. 3.2.1.1).

Das eingesetzte Schema von der Formelschreibweise für Edukte und Produkte zur fertigen Redoxgleichung hat dann die folgenden Schritte:

1) Oxidationszahlen bestimmen: Das Konzept der Oxidationszahl wird als Atom- bzw. Ioneneigenschaft eingeführt und entspricht der Ladung bzw. der Partialladung im Molekül. Daher sollten sich die Lernenden vor Beginn der Bearbeitung des Moduls noch einmal vor Augen führen, warum man u.a. aufgrund von Leitfähigkeitsexperiment von der Existenz von Ionen im Sinne geladener Atome/Moleküle ausgehen kann und wie man auf Basis des Schalen- bzw. Orbitalmodells die Valenzelektronen mit Hilfe des Periodensystems ermittelt, um die Bildung von Ionen der Atome der Hauptgruppenelemente gemäß der Edelgasregel (und damit deren Oxidationszahl) zu verstehen, was auch für das nachfolgende Teilkapitel der Elektrochemie unerlässlich ist (Schwan, 2005, Vettters & Piezner, 2005, Schmidkunz, 2001, Jansen et al., 1982).

Damit wird auch deutlich, dass Wasserstoffatome haben die Oxidationszahlen 0, +I (in vielen Fällen) oder -I (bei der Stoffklasse der Hydride) sowie Sauerstoffatome 0, -II (in vielen Fällen) oder -I (in Peroxoverbindungen) haben. Ungeladene Atome und Atome in homonuklearen Bindungen ohne weitere Bindungspartner (H_2 , O_2 , N_2 usw.) haben dabei die Oxidationszahl 0: Das ist verständlich, wenn man sich das Wesen der Elektronenpaarbindung zwischen zwei Atomen mit gleicher Elektronegativität noch einmal verdeutlicht (vgl. Kap. 7.7). Mit diesen Regeln lassen sich die Oxidationszahlen für jedes an der Reaktion beteiligte Atom/Ion ermitteln (Kreher, 1989, Barke, 1985, Lay, 1985)

2) Oxidation und Reduktion bestimmen: Dabei wird die Frage beantwortet, welche Atome bei der Reaktion eine Erhöhung (Oxidation) oder eine Verringerung (Reduktion) der Oxidationszahl erfahren. Atome, Moleküle oder Ionen, die eine Oxidation anderer Atome/Ionen verursachen, werden hierbei als Oxidationsmittel bezeichnet; in entsprechend analogen Fall kann man auch von einem Reduktionsmittel sprechen. Dabei werden die Lernenden darauf hingewiesen, dass im Laborjargon oftmals auch auf der Stoffebene von einem Oxidations- bzw. Reduktionsmittel gesprochen wird (z.B. Wasserstoffperoxid oder Kaliumpermanganat als Oxidationsmittel); gemeint ist dann jeweils, dass bestimmte Atome, Moleküle oder Ionen des Stoffes eine Oxidation/Reduktion auslösen.

3) Teilgleichungen aufstellen: Die Oxidation und Reduktion werden zunächst getrennt voneinander notiert. Hierbei erhält man automatisch korrespondierende Redoxpaare mit einer oxidierten und einer reduzierten Form.

4) Elektronen ergänzen: Es wird angegeben, wie viele Elektronen in beiden Teilschritten abgegeben/aufgenommen werden.

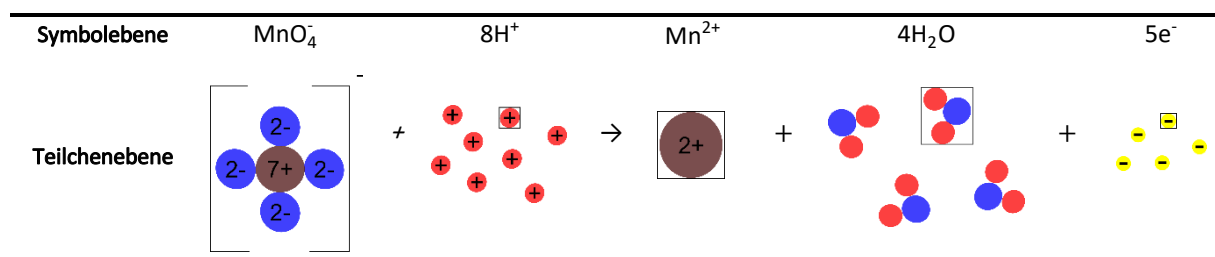
5) Ladungsbilanz und Atombilanz überprüfen und ausgleichen: Es werden alle positiven und negativen Ladungen auf beiden Seiten der Teilgleichungen gezählt und miteinander verglichen. Dabei muss jeweils auf beiden Seiten die gleiche Ladung vorliegen. Ist dies nicht der Fall, muss im sauren Milieu mit Protonen und im alkalischen Milieu mit Hydroxidionen ergänzt werden; wird mit Protonen ergänzt, entstehen entsprechend viele Wassermoleküle auf der anderen Seite der Gleichung. Damit ist dann auch die Atombilanz hinsichtlich der Sauerstoffatome bewerkstelligt. Hinsicht der Begriffe „saurer/alkalisches Milieu“ wird dabei auf das Säure-Base-Lernmodul verwiesen (vgl. Kap. 8.13).

6) Anzahl der Elektronen im Oxidations- und Reduktionsschritt angleichen: Im vorletzten Schritt werden die Anzahlen der Elektronen in beiden Teilgleichungen ver- und Multiplikation der stöchiometrischen Faktoren mit einem jeweils spezifischen Faktor angeglichen.

7) *Gesamtgleichung aufstellen*: Jetzt müssen nur noch Edukt- und Produktseiten beider Teilgleichungen zusammengezählt werden, wobei man die Elektronen sowie alle anderen Teilchensorten auf beiden Seiten kürzt. Fertig ist die Redoxgleichung!

Das Beispiel der Reduktion von Permanganationen durch Bromidionen im sauren Mileau zeigt dabei den Lernenden die Notwendigkeit der Einhaltung der Schritte auf, um nicht durcheinander zu geraten. Visualisierungen der submikroskopischen Ebene werden im Lösungsbeispiel zur Unterstützung des Verständnisses der Symbolebene eingesetzt (Barke, 2006, Johnstone, 2000, Barke, 1985, Klemmer & Sauerland, 1975, s. Tab. 32). Allerdings wird hierbei betont, dass das Einüben der schematischen Prozedur auf dem Abstraktionsniveau der symbolischen Ebene bereits im ersten Semester erforderlich ist (vgl. Kap. 3.2.1.1). Zudem wird die Lewisschreibweise an dieser Stelle bewusst nicht eingesetzt, um Verwechslungen zwischen dem Aufstellen von Lewisformeln und dem Aufstellen von Redoxgleichungen zu vermeiden (Lay, 1985, vgl. Kap. 7.9).

Tab. 32: Teilschritt der Reduktion von Permanganat-Ionen in saurer Lösung in einer kombinierten Darstellung aus Symbol- und Teilchenebene.



Schließlich wird das Verfahren anhand zahlreicher, auch technisch relevanter Redoxgleichungen wie zum Beispiel beim Hochofenprozess (Spernal, 1993), der Chlor-Alkali-Elektrolyse (Otto et al., 2015) oder dem Ätzen von Metallen wie z.B. Kupfer (Neuhäuser, 1990) eingeübt.

8.12 Die Elektrochemie – Grundlagen, Lebensweltbezüge und Ausblicke

Wie bereits in Kap. 8.10 erwähnt, stellt die Elektrochemie einen wesentlichen Teil der lebensweltlichen und technischen Bedeutung von Redoxreaktionen dar. Per Definition befasst sie sich mit allen Vorgängen, die auf der Bewegung von Elektronen basieren, worunter die Erzeugung und Speicherung von elektrischer Energie (z.B. durch Batterien, Akkumulatoren oder Brennstoffzellen), die sog. Elektrolyse als Synthesemethode (bspw. zur Herstellung von Kupfer aus Kupfererz), Korrosion und Korrosionsschutzmaßnahmen (u.a. Galvanotechnik) sowie die elektrochemische Analytik (z.B. Potentiometrie in der pH-Elektrode) fällt (Anton, 2012, Hamann & Vielstich, 2005).

Der Anspruch dieses Teilmoduls ist es, auf Basis der Forderungen der Lehrenden grundlegende Kompetenzen im Umgang mit elektrochemischen Fragestellungen wie die Unterscheidung und Beschreibung galvanischer Zellen und Elektrolysezellen, die Anwendung der Nernst-Gleichung und die Unterscheidung von Säure- und Sauerstoffkorrosion sowie die Erläuterung von Maßnahmen des Korrosionsschutzes zu vermitteln (Peterseim, 1995 A, Boeck, 1994 A, vgl. Kap 3.2.1.1). Hierzu sollen einige Beispiele mit exemplarischen Lebensweltbezügen und Forschungsausblicken dienen. Auf diesem grundlegenden Niveau anzufangen, legitimiert sich u.a. auch dadurch, dass zahlreiche Studierende im Rahmen der Vorwissensstudie weder Standardpotentiale zu einer Halbzellenreaktion zuordnen (ca. 30 % richtige Antworten) noch die Begriffe „Kathode“ und „Anode“ definieren konnten (ca. 20% richtige Antworten) (vgl. Kap. 3.2.1.2). Für diese Zielsetzung wurde der folgende Lernweg für sinnvoll erachtet:

- 1) Von der Tendenz zur Ionenbildung von Metallen zur galvanischen Zelle und zur elektrochemischen Spannungsreihe
- 2) Unterscheidung von galvanischen Zellen, Brennstoffzellen und Elektrolysezellen
- 3) Konzentrations- und Temperaturabhängigkeit des elektrochemischen Potentials - die Nernst-Gleichung
- 4) Die Bedeutung der Gibbs-Enthalpie als maximal nutzbarer Energie zur Nichtvolumenarbeit in galvanischen Zellen
- 5) Säure- und Sauerstoffkorrosion sowie Korrosionsschutzmaßnahmen

1) Von der Tendenz zur Ionenbildung von Metallen in Wasser über Metallabscheidungen zur galvanischen Zelle und zur elektrochemischen Spannungsreihe (Anton, 2012, Rauh, 1998): Gibt man ein Stück Magnesiumband in Wasser mit wenigen Tropfen Phenolphthalein-Lsg., signalisiert eine Pinkfärbung nach wenigen Sekunden, dass offenbar eine Reaktion stattfindet, bei der Hydroxidionen gebildet werden. Da sich zudem Gasblasen am Magnesiumband absetzen, die nach Auffangen eine positive Knallgasprobe zeigen, ist davon auszugehen, dass sich Magnesiumionen bilden, die eine Reduktion von Wasserstoffatomen verursachen. Mit einem Stück Kupferblech kann man ähnliches beobachten, wobei der Prozess einige Stunden dauert und nur eine sehr leichte Pinkfärbung sowie Gasentwicklung einsetzt. Die Zugabe von Ammoniak-Lsg. und die nachfolgende Blaufärbung zeigt dann allerdings an, dass auch hier Metallionen (nämlich Kupferionen) gebildet wurden. Verwendet man stattdessen ein Stück Silberblech, ist auch nach mehreren Tagen keine Pinkfärbung oder Gasentwicklung sichtbar.

Offenbar haben die drei Metalle also eine unterschiedliche Tendenz zur Ionenbildung. der Begriff „Lösungsdruck“ (vgl. Anton, 2012, S. 24) zur Beschreibung dieses Unterschieds soll hierbei nicht

verwendet werden, da er eine Fehlvorstellung verursachen kann (vgl. Kap. 5.2.1). Was passiert nun, wenn man ein Metallstück mit hoher Tendenz zur Ionenbildung in Wasser mit den Ionen eines Metalls mit niedriger Tendenz zur Ionenbildung gibt (und umgekehrt) (vgl. Abb. 69)?

- Gibt man ein Magnesiumstück in Kupfernitrar-Lösung, scheidet sich ein roter Feststoff am Magnesium ab - es entsteht offenbar elementares Kupfer.
- Gibt man stattdessen ein Kupferstück in Magnesiumnitrat-Lösung, ist keine Reaktion zu beobachten.
- Gibt man ein Kupferstück in Silbernitrat-Lösung, scheidet sich ein gräulicher Feststoff am Kupfer ab - es entsteht offenbar elementares Silber.
- Umgekehrt (Silberstück in Kupfernitrar-Lösung) findet wieder keine Reaktion statt.

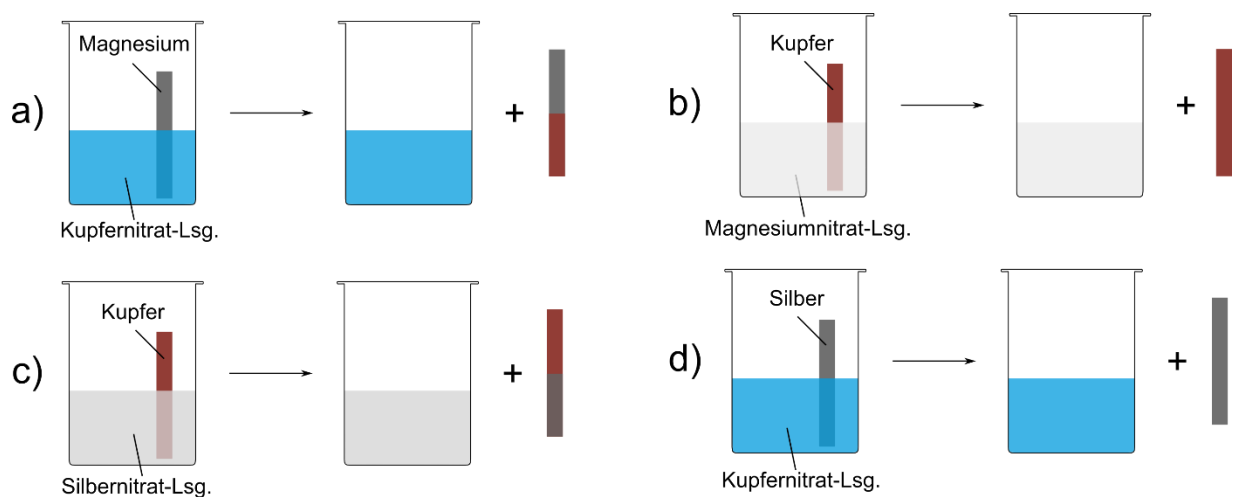


Abb. 69: Abscheidungsreaktionen. Deutlich wird, dass lediglich bei a) (Magnesium in Kupfernitrar-Lsg.) und c) (Kupfer in Silbernitrat-Lsg.) eine Abscheidung eines Stoffes zu beobachten ist.

Auf diese Art und Weise lassen sich viele Metalle und ihre entsprechenden Salzlösungen testen (z.B. auch Eisen und Zink) (Anton, 2012, Moser et al., 2001, Komez, 1996, Rösler, 1992), wobei wichtig ist, dass die jeweiligen Anionen der Salze gleich gewählt werden und damit die Reaktion nicht beeinflussen. Darüber hinaus lassen sich auch nichtmetallische Stoffe wie Wasserstoff (mit Hilfe einer sauren Lösung, in der Wasserstoffionen vorliegen) oder Natriumdithionid (z.B. durch Silberfällung in einer entsprechenden Salzlösung) auf ihre Tendenz zur Elektronenaufnahme und -abgabe hin überprüfen; letzteres ermöglicht eine Einbindung von reduktiven Bleichmitteln aus der Lebenswelt (Schwedt, 2012). Man kommt also zu dem Schluss, dass sich Redoxsysteme (bestehend aus einer reduzierten und einer oxidierten Form in einem sich einstellenden Gleichgewicht) einem direkten Vergleich hinsichtlich ihrer Elektronenabgabe- und -aufnahmefähigkeit unterziehen lassen.

Ist es nun möglich, eine *allgemeine Skala* der Tendenz zur Elektronenabgabe bzw. Aufnahme aufzustellen, um chemische Reaktionen wie z.B. Metallabscheidungen vorraussagen zu können? Dazu müssen drei Bedingungen erfüllt sein:

A) Man benötigt eine Messgröße für die Skala. Hierzu dient der Aufbau einer sog. galvanischen Zelle (die Namensherkunft wird in Schritt 2 thematisiert), bei der zwei Redoxsysteme voneinander getrennt werden und *die Spannung U* zwischen beiden sog. Halbzellen gemessen wird. Hierbei muss für die Lernenden eine Wiederholung der grundlegenden Begriffe der Elektrizitätslehre „Stromstärke“, „Spannung“ und „Widerstand“ erfolgen: die Spannung im Sinne einer Potentialdifferenz zwischen den Redoxpotentialen beider Halbzellen einer Zelle ist dann am höchsten, wenn der Widerstand so hoch ist, dass die Stromstärke praktisch gleich null ist. Relevante Fehlvorstellungen zu den Prozessen in einer galvanischen Zelle werden weiter unten diskutiert (s.u.). Außerdem muss klar sein, dass ein Spannungsmessgerät parallel zum Stromkreis geschaltet werden muss, sofern man die Betriebsspannung einer galvanischen Zelle verbunden mit einem Verbraucher messen will, da man ansonsten vor und hinter dem Verbraucher eine andere Spannung erhält. Für den Fall, dass man lediglich die Spannung zwischen beiden Halbzellen einer galvanischen Zelle (ohne zusätzlichen Verbraucher) messen möchte, ist es jedoch legitim, die Halbzellen direkt mit jeweils einem Kabel mit der Spannungsquelle zu verbinden (Otter, 1988).

B) Man benötigt ein gemeinsames Referenz-Redoxsystem für jedes andere System. Dieses System müsste den Skalenwert 0 V haben. Dafür wurde willkürlich das System H_2/H^+ ausgewählt.

C) Man benötigt gemeinsame Standard-Reaktionsbedingungen. Die Messung der Spannungswerte für die Skala erfolgt deshalb bei einem Druck von 1 bar, einer Temperatur von 25°C, einer jeweiligen Konzentration von 1 mol/L der gelösten Moleküle/Ionen (ohne den Begriff der Aktivität bemühen zu müssen (s.o.)) und einem pH-Wert von 0, sofern Oxonium- oder Hydroxidionen in der Halbzellreaktion auftauchen (Anton, 2012, Böhm et al., 2015). Für die Standard-Wasserstoff-Elektrode ergibt sich daraus, dass sie aus einer Salzsäure-Lsg. mit einer Konzentration von 1 mol/L und einer bei 1 bar Druck mit Wasserstoffgas umspülten Platinelektrode besteht (vgl. Abb. 67).

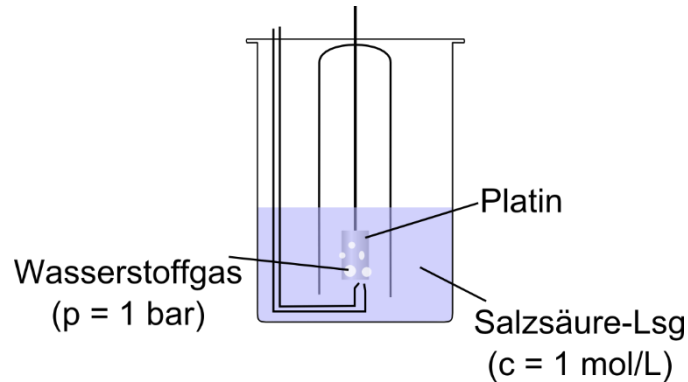


Abb 70: Aufbau einer Standard-Wasserstoffelektrode.

Unter diesen Bedingungen ergeben sich die sog. Standard-Redoxpotenziale (Schlösser, 1990), mit deren Hilfe sich bestimmen lässt, ob unter den gewählten Standardbedingungen eine bestimmte Redoxreaktion abläuft oder nicht: Das Redoxsystem mit dem niedrigeren Redoxpotenzial reagiert in Richtung der Elektronenabgabe, das andere in Richtung der Elektronenaufnahme. Die resultierende Spannung entspricht der Differenz beider Halbzellpotenziale (1):

$$(1) E = E_{\text{Kat}}^0 - E_{\text{An}}^0$$

E : Spannung der galvanischen Zelle

E_{Kat}^0 : Standardpotenzial der Kathode

E_{An}^0 : Standardpotenzial der Anode

Hinsichtlich dieser ersten, sehr grundlegenden Anwendungen der elektrochemischen Spannungsreihe werden einige Übungsaufgaben gestellt. Als Transferaufgabe eignet sich hierbei die Voraussage der Reaktion von festem Natriumhydroxid mit festem Magnesium: Gemäß der Standard-Redoxpotenziale sollte ebendiese nicht ablaufen; dass sie dennoch trotz des niedrigeren Redoxpotenzials von Natrium nach Erhitzen abläuft, liegt daran, dass hier keine Standardbedingungen vorliegen (mehr als 25°C, keine Na/Na⁺- und Mg/Mg²⁺-Systeme, sondern Feststoffe), was die Aussagekraft der Reihe der Standardpotenziale zur Vorhersage der Reaktion einschränkt – hier muss stattdessen die bereits bekannte Differenz der Gibbsenergie mit Hilfe tabellierter Standardwerte bestimmt werden, um die Reaktion als exergonisch einzustufen (Möllering & Flint, 2000).

2) Unterscheidung von galvanischen Zellen, Brennstoffzellen und Elektrolysezellen: Wie bereits erwähnt besteht eine galvanische Zelle aus zwei durch ein Diaphragma getrennte Halbzellen, in

welchen jeweils ein Redoxsystem vorliegt. Diese Halbzellen sind über die Elektroden und entsprechende Kabel leitend miteinander verbunden. Dadurch findet bei entsprechender Potenzialdifferenz beider Halbzellen eine Redoxreaktion statt, wobei die übertragenen Elektronen über ein Leiterkabel bewegt werden und der entstehende elektrische Strom für einen Verbraucher genutzt werden kann. Diese Zusammenhänge werden für die Lernenden anhand der einfachen Daniell-Zelle (Winter & Besenhard, 1999, Winterstein & Felber, 1983) mit Hilfe einer Simulation veranschaulicht (s. Abb. 71), was sich bereits empirisch als lernförderlich erwiesen hat (Schmitz, 2007 B, Vettters & Piezner, 2005).

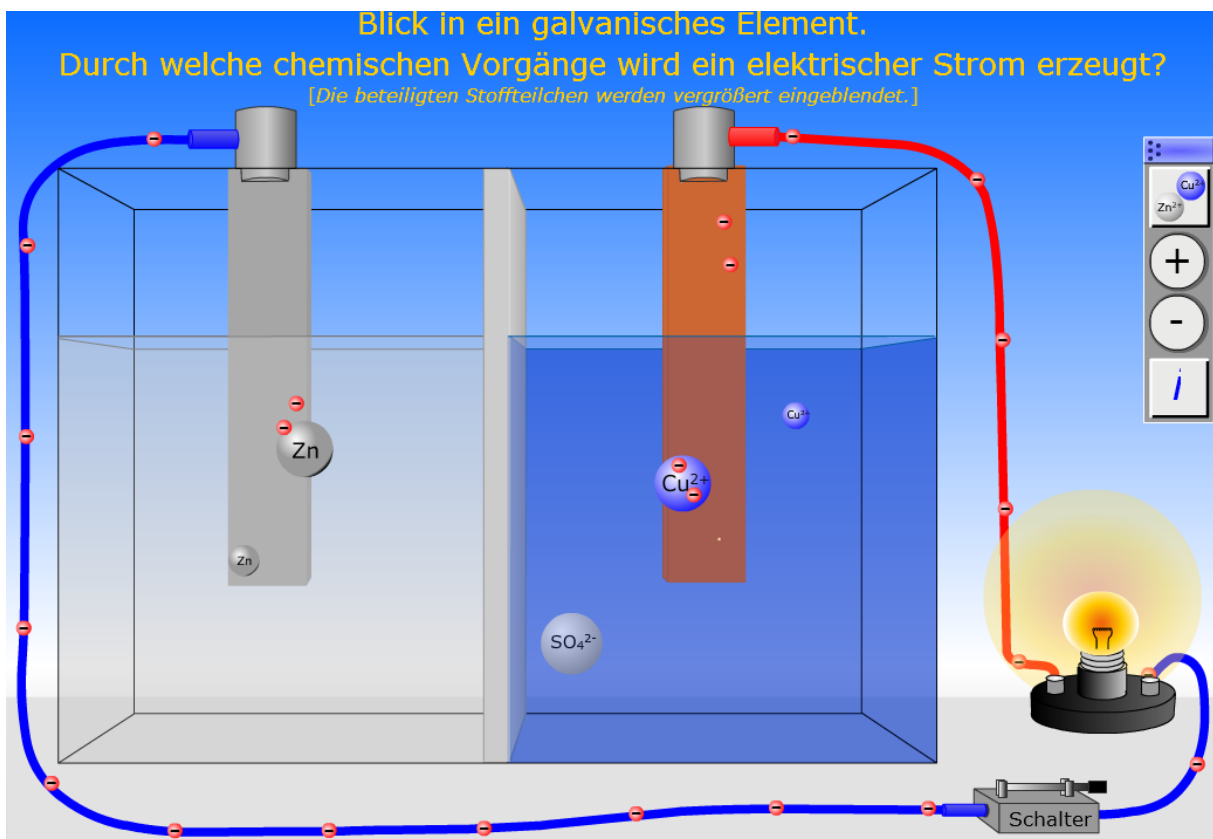


Abb 71: Screenshot der Animation der Daniell-Zelle (Schmitz, 2007 B). Es wird deutlich, dass die Bewegung der Elektronen sowie Ionen auf der Teilchenebene visualisiert wird.

Dabei wird die Idee aufgegriffen, angesichts der Vielfalt an Fehlvorstellungen zu Vorgängen in der galvanischen Zelle (Elektronen wandern durch die Lösung (a), Ionen und Elektronen wandern nur durch die Lösung (nicht durch die Leiterkabel) (b) und Ionen transportieren Elektronen durch die Lösung (c)), welche aufgrund falscher Übertragungen der Idee des „geschlossenen Stromkreises“ in der Physik resultieren, ein Modell zur Verfügung zu stellen, welches schrittweise analysiert wird (Marohn & Schmidt, 2004, Burger, 2000, Garnett & Treagust, 1992), wobei die folgenden Teilprozesse in den Blick genommen werden:

- *Reaktion an der Anode:* Zinkatome geben jeweils 2 Elektronen an Nachbaratome ab und gehen als Ionen in Lösung.
- *Bewegung der Elektronen:* Die Elektronen bewegen sich von der Anode über das Leiterkabel zur Kathode. Dadurch durchfließen sie einen Verbraucher (wie z.B. ein Glühlämpchen, welches aufleuchtet).
- *Reaktion an der Kathode:* Kupferionen aus der Lösung nehmen jeweils zwei Elektronen auf und werden zu Kupferatomen.
- *Austausch von Anionen und Kationen am Diaphragma:* Zinkionen bewegen sich durch das Diaphragma in die Kupferzelle, während sich Sulfationen in die Zinkzelle bewegen. Ist dieser Austausch nicht möglich, kommt der gesamte Prozess zum Erliegen, da
 - die sich aufbauende positive Gesamtladung in der Zinkhalbzelle so groß wird, dass sich keine weiteren Zinkionen bilden und das Halbzellengleichgewicht auf die Seite des festen Zinks verlagert wird.
 - die sich aufbauende negative Gesamtladung in der Kupferhalbzelle so groß wird, dass sich keine weiteren Kupferionen an der Elektrode abscheiden und das Halbzellengleichgewicht auf die Seite der Ionen verlagert wird.

Die oben genannten Fehlvorstellungen werden dabei als Distraktoren in Verständnisfragen eingesetzt. Dass sich lediglich Elektronen durch den „Stromkreis“ bewegen, lässt sich dabei auch durch die Abscheidung von Kupfer in einer galvanischen Zelle mit analogem Aufbau zum Daniell-Element und einer Graphitelektrode statt einer Kupferelektrode zeigen. Um zudem nicht nur mit Hilfe einer Animation, sondern auch mit Hilfe eines realen Experimentes die Ionenwanderung von einer Lösung zu einer geladenen Elektrode sicht- und damit begreifbar zu machen, wurde die Bildung von Silbersulfid ca. in der Mitte eines in Elektrolyt getränkten Filterpapierstreifens zwischen einem Plus- und einem Minuspol gezeigt, wobei Natriumsulfid-Körnchen am Minuspol und Silbernitrat-Körnchen am Pluspol zugegeben wurden: Die Silber-Kationen bewegen sich also zum Minuspol und die Schwefelanionen zum Pluspol; sie treffen sich ca. in der Mitte und bilden das schwarze, schwerlösliche Silbersulfid (vgl. Abb. 69) (Scherr, 2006).

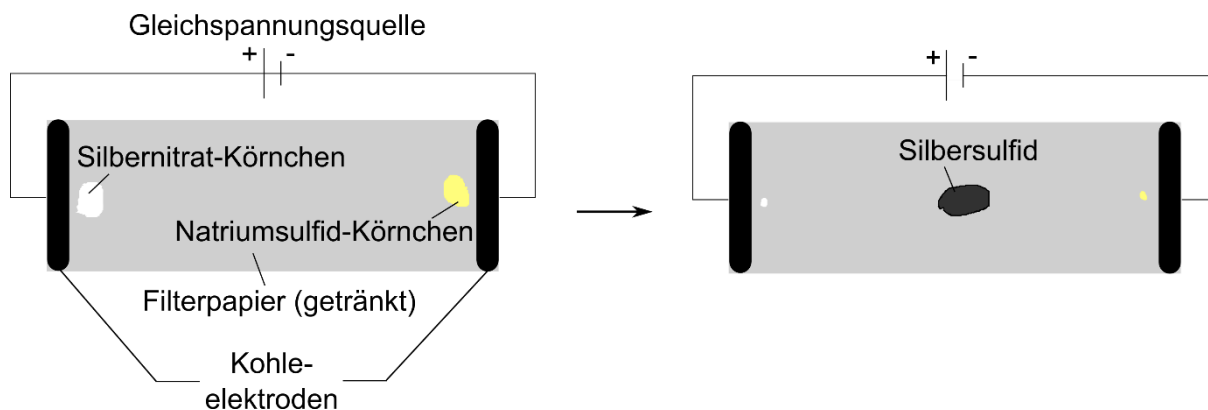


Abb. 72: Experiment zur Ionenwanderung. Es wird deutlich, dass sich nach einiger Zeit ein schwarzer Fleck aus Silbersulfid etwa in der Mitte des Filterpapiers bildet.

Andere Experimente zur Sichtbarmachung der Ionenbewegung wurden nicht ausgewählt, da sie entweder ein Verständnis der Neutralisationsreaktion voraussetzen (z.B. bei der Bewegung von Oxonium- und Hydroxidionen auf einem getränkten Indikatorpapier), was einen Vorgriff auf das Säure-Base-Kapitel bedeuten würde (Scherr, 2006), das Verständnis der Komplexbildung voraussetzen (z.B. des Kupfer-Tetramin-Komplexes) (Neuhäuser, 1983, Krah, 1979), schlechter sichtbar sind (z.B. die Bildung von weißem Silberchlorid auf weißem Papier) (Krah, 1979) oder nur die Bewegung von Anionen sichtbar machen (z.B. die von Permanganationen).

Der Begriff „galvanisches Element“ bzw. „Daniell-Element“ wird dabei bewusst vermieden, da die semantische Ladung des Element-Begriffs in der Chemie bereits problematisch genug ist: Neben einem elementaren Stoff wird darunter auch eine Atomsorte verstanden (vgl. Kap. 6.3, Sieve 2012).

Anwendung finden galvanische Zellen als nicht-wiederaufladbare Batterien, als nicht-wiederaufladbare Brennstoffzellen, in welchen im Gegensatz zu Batterien Verbrennungsreaktionen eines nachfüllbaren gasförmigen oder flüssigen Brennstoffs stattfinden, sowie als wiederaufladbare Akkumulatoren. In Tab. 33 wird begründet, welche klassischen sowie zum Teil aktuellen Beispiele den Lernenden in ihrem jeweiligen Anwendungskontext präsentiert werden.

Tab. 33: Im Lernmodul behandelte Batterien, Brennstoffzellen und Akkumulatoren sowie didaktische Begründung der Auswahl.

Batterien	
Alkali-Mangan-Zelle (Kenn, 1982)	Hoher Lebensweltbezug (Anwendung z.B. für Fernbedienungen, Taschenlampen etc.), historischer Bezug zum Leuchtlampe-Element möglich
Knopfzelle am Beispiel der Zink-Luft-Batterie (Kenn, 1982)	Hoher Lebensweltbezug (Anwendung z.B. in Taschenrechnern, Hörgeräten etc.)
Brennstoffzellen	
Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle (Pöhls et al.,	Klassische Brennstoffzelle, hoher Lebensweltbezug (Anwendung z.B. in Elektroautos oder auch zur Versorgung von Krankenhäusern oder Kleinkommunen), mit der Gewinnung von

2015, Lehmann, 1999, Jansen, Peper, Fickenfrerichs, 1982)	Wasserstoff im Hoffmann'schen Zersetzungsapparat (Jansen, 1982, Haupt 1976) (s.u.) verknüpfbar, steht im Kontext des Problems der Wasserstoffgewinnung, -speicherung und Nutzung als Energieträger sowie alternativer Brennstoffe wie z.B. Methanol oder Ethanol (Löffler, 2005, Huntzman et al., 2001, Schurnberger, 1993, Reimann, 1991, Schmidt, 1989);)
Mikrobiologische Sauerstoff-Succinat- bzw. Sauerstoff-Acetat-Brennstoffzelle (Logan, 2008, Jacobi, 2002)	Einblick in ein Gebiet spezieller Anwendungen einer Brennstoffzelle u.a. im Bereich der Biosensorik (z.B. zur Messung von Glucosekonzentrationen im Blut von Diabetes-Patienten) oder ebenfalls zur Wasserstoffgewinnung (s.o.)
Akkumulatoren	
Bleiakkumulator in PkWs (Kenn, 1982, Latzel, 1989)	Hoher Lebensweltbezug (klassischer Auto-Akku)
Dual-Carbon-Akkumulator mit Lithiumionen (Hasselmann, Quartal & Oetken, 2015) Eichinger & Semrau, 1990 A und B)	Aktuelles Beispiel in der Entwicklung von Lithium-Akkumulatoren, die ebenfalls einen hohen Lebensweltbezug haben (Einsatz z.B. in Elektroautos, Laptops, Smartphones usw.); Möglichkeit der Diskussion der Erhöhung der Energiedichte bei gleichzeitiger Kostenreduktion, Senkung der Gefahren durch Entflammbarkeit, Senkung der Ladezeiten, Senkung der Selbstentladung und des Memoryeffektes und Erhöhung der Zyklenfestigkeit durch die Entwicklung möglichst leichter und energiereicher Akkumulatoren mit Lithium als Leichtmetall.

Das Gegenstück zur galvanischen Zelle bildet dabei die Elektrolysezelle. Sie ist vom Aufbau vergleichbar, wobei eine chemische Reaktion durch das Anlegen einer Spannung erzwungen wird. Dabei muss mindestens die Spannung der zugehörigen galvanischen Zelle angelegt werden, um eine Elektrolysezelle zu betreiben. Ein Vergleich zwischen einer galvanischen Daniell-Zelle und einer elektrolytischen Daniell-Zelle (s. Abb. 70) knüpft an das Einstiegsbeispiel zur galvanischen Zelle an und zeigt den Lernenden, dass...

- in der Elektrolysezelle ein erzwungener anstelle eines freiwilligen Prozesses abläuft (kein Verbraucher, sondern Spannungsquelle in Abb. 73 rechts).
- bei gleicher Polung die Kathode zur Anode und die Anode zur Kathode wird.
- in den Halbzellen die jeweils gegensätzliche Richtung der Reaktion bevorzugt wird (Kupferatome werden oxidiert und Zinkionen werden reduziert) (Oertel, 2008).

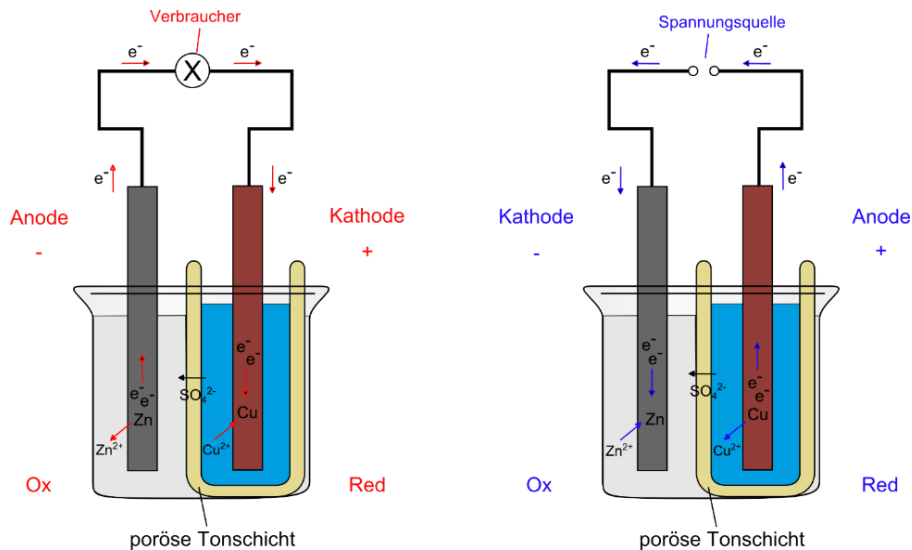


Abb 73: Vergleich eines Daniell-Elements als galvanischer Zelle (links) und als Elektrolysezelle (rechts) (vgl. Stalke, 2014 B). Deutlich wird, dass die Begriffe Anode und Kathode verwechselt werden, die Elektronenflussrichtung umgekehrt wird einerseits ein Verbraucher (links) andererseits eine Spannungsquelle (rechts) angeschlossen ist.

Zur Unterscheidung von galvanischen Zellen und Elektrolyse-Zellen gibt es erneut entsprechende Zwischenaufgaben. Zudem wird den Lernenden die großtechnische Bedeutung des Elektrolyseprozesses anhand der Raffination von Zink aus schwefelsaurer Lösung (Jansen, Peper & Haupt, 1982, Jansen, Haupt & Peter, 1980) sowie der Raffination von Kupfer (Fickenfrerichs, Peper, Jansen, 1982) verdeutlicht. Bei ersterem Beispiel wird schließlich das Phänomen der Überspannung gezeigt: Eigentlich würde man erwarten, dass bei der Elektrolyse zuerst derjenige Prozess abläuft, welcher die geringste Spannung (und damit auch die geringste Reaktionsenthalpie) benötigt. In einer Lösung mit Zinkionen ($E_0 = -0,76\text{V}$) und Wasserstoffionen ($E_0 = 0\text{V}$) als potentiell reduzierbaren Ionen müssten bei Standardbedingungen also eigentlich letztere und nicht erstere reagieren und es müssten sich Wasserstoff-Gasblasen anstelle einer Zinkabscheidung bilden (Atkins & de Paula, 2006, S. 1116). Dass sich dennoch Zink bildet, lässt sich damit erklären, dass die Bildung von Wasserstoffmolekülen aus Wasserstoffionen an einer Elektrode kinetisch gehemmt ist, sodass das Redoxpotenzial niedriger ist als erwartet; an einer Zinkelektrode ergibt sich ein Wert von $E_0 = -0,88\text{V}$ (Jansen & Kenn, 1976, S. 185). Eine ausführlichere Analyse des Phänomens (z.B. durch experimentelle Ermittlung von Überspannungen verschiedener Nichtmetallredoxsysteme wie Cl^-/Cl_2 , O^{2-}/O_2 usw. oder eine ausführliche Diskussion der kinetischen Hemmung (Jansen & Kenn, 1976) würde hierbei den Rahmen des Propädeutikums sprengen (vgl. Kap. 3.2.1.1).

3) *Konzentrations- und Temperaturabhängigkeit des elektrochemischen Potentials - die Nernst-Gleichung:* Es ist deutlich geworden, dass die elektrochemische Spannungsreihe die Standardpotenziale von Redoxgleichgewichten erfasst (s.o.). Wie verändert sich nun das

Redoxpotenzial in Abhängigkeit von der Konzentration beteiligter Ionen/Moleküle und der Temperatur?

Anhand der Bildung von Konzentrationsketten zwischen Silberhalbzellen ($z=1$) und Kupfer(II)halbzellen ($z=2$) (erstere hat Nernst selbst auch verwendet) lässt sich zunächst experimentell herleiten, dass (bei konstantem Druck und konstanter Temperatur) folgende Gleichung gültig ist (1) (Heinzerling, 2012, Berger & Krebs, 1990, Franik & Mühleisen, 1990):

$$(1) \Delta E = \frac{0,059V}{z} \cdot \log \frac{c_{Kat}}{c_{An}}; c_{Kat} > c_{An}$$

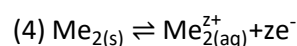
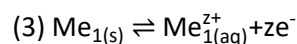
ΔE : Spannung in Abhängigkeit der Konzentrationen c_{Kat} und c_{An}

c_{Kat} : Konzentration der Metallionen in der kathodischen Halbzelle

c_{An} : Konzentration der Metallionen in der anodischen Halbzelle

Da ferner die resultierende Spannung allgemein der Differenz der beiden Redoxpotenziale entspricht (2), was auch schon für die Standardpotenziale galt (s.o.), und man sich die beiden metallischen Halbzellreaktionen allgemein als heterogene Gleichgewichtsreaktionen an den Elektroden ((3) und (4)) mit den entsprechenden Konstanten (5) und (6) vorstellen kann, ergeben sich daraus für die Halbzellreaktionen folgende, konzentrationsabhängige Gleichungen für das Elektrodenpotenzial ((7) und (8)). Nimmt man nun an, dass E_1 das Kathodenpotenzial E_{Kat} und E_2 das Anodenpotenzial E_{An} ist, ergibt sich schließlich die allgemeine Gleichung (9), die man zu Ehren des Elektrochemikers Walther Nernst auch *Nernst-Gleichung* nennt. Sofern die Anzahl aufgenommener und abgegebener Elektronen (unten als z) für die beiden Halbzellreaktionen variiert (z.B. bei der Kupfer-Silber-Zelle), muss sie entsprechen durch Multiplikation beider Seiten der Reaktionsgleichung angeglichen werden, wodurch dann in diesem Fall der Term $\log \frac{c_{Cu^{2+}}}{c_{Ag^+}^2}$ gebildet wird. Außerdem gilt (10) auch für Nichtmetallhalbzellen (bspw. das H_2/H^+ -System).

$$(2) \Delta E = E_{Kat} - E_{An}$$



$$(5) K_1 = c_{Me_{1(aq)}^{z+}}$$

$$(6) K_2 = c_{Me_{2(aq)}^{z+}}$$

$$(7) E_1 = E_1^0 \cdot \frac{0,059V}{z} \cdot \log K_1 = E_1^0 \cdot \frac{0,059V}{z} \cdot \log c_{Me_{1(aq)}^{z+}}$$

$$(8) E_2 = E_2^0 \cdot \frac{0,059V}{z} \cdot \log K_2 = E_2^0 \cdot \frac{0,059V}{z} \cdot \log c_{Me_{2(aq)}^{z+}}$$

$$(9) \Delta E = E_{\text{Kat}} - E_{\text{An}} = E_1^0 \cdot \frac{0,059\text{V}}{z} \cdot \log c_{\text{Me}_1^{z+}(\text{aq})} - E_2^0 \cdot \frac{0,059\text{V}}{z} \cdot \log c_{\text{Me}_2^{z+}(\text{aq})} = \Delta E^0 \cdot \frac{0,059\text{V}}{z} \cdot \log \frac{c_{\text{Me}_1^{z+}(\text{aq})}}{c_{\text{Me}_2^{z+}(\text{aq})}}$$

Mit Hilfe der Nernst-Gleichungen lassen sich nun Aufgaben zur Bestimmung von Halbzellpotenzialen bei gegebenen Konzentrationen, Spannungswerten usw. berechnen (Winterstein & Felber, 1981), wobei auch mit Hilfe der Einführung der Abhängigkeit der Gibbsenthalpie von der Potenzialdifferenz einer Zelle (10) einige anspruchsvolle Aufgaben (bspw. zur die Berechnung der Ionenkonzentrationen zum Einstellen eines Gleichgewichts ($\Delta G = 0$)) zwischen einer Zink- und einer Silberhalbzelle) (Peterseim, 1995 B) erfolgen. Dabei wird schließlich auch betont, dass elektrochemische Systeme, welche in Batterien und Akkumulatoren eingesetzt werden, logischerweise fernab vom chemischen Gleichgewichtszustand sind, da ansonsten kein Stromfluss erzeugt wird (Heinzerling, 2012).

$$(10) \Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$$

Unter letztere fällt dabei insbesondere die Erschließung einer Kalomelektrode als Elektrode zweiter Art durch die Verknüpfung von Nernstgleichung und Löslichkeitsprodukt, welche Anwendung in der Elektroanalyse und dort bei pH-Messgeräten bzw. in potentiometrischen Bestimmungen des Chloridionengehaltes eines Probe Anwendung findet (Schäfer & Weinbrecher, 1991, Hilgers, 1990, Freise, 1980 B, vgl. Kap. 8.14) auf ähnliche Art und Weise funktioniert bspw. auch die Messung des Blutzuckerspiegels (Braun, 2002).

In noch allgemeinerer Form als in (10) lässt sich darüber hinaus auch die Temperatur- und konzentrationsabhängige Nernstgleichung (11) formulieren, mit Hilfe derer ebenfalls grundlegende Aufgaben wie z.B. die Veränderung der Zellspannung einer galvanischen Zelle bei Erhöhung der Temperatur bearbeitet werden.

$$(11) \Delta E = \Delta E^0 \cdot \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \frac{c_{\text{Me}_1^{z+}(\text{aq})}}{c_{\text{Me}_2^{z+}(\text{aq})}}$$

R: ideale Gaskonstante

T: Temperatur

F: Faraday-Konstante

Ein alternativer Weg zur Herleitung der Nernstgleichung über die Herstellung des Zusammenhangs zwischen idealer Gasexpansion (1), reversibler Vermischung idealer Gase (2), reversibler Verdünnung idealer Lösungen (3) und elektrochemischem Potenzial (4) (Krenmayr, 1983) ist im Sinne der der

Konzeptvernetzung überzeugend; allerdings wurden die Konzepte (1)-(3) von den Lehrenden nicht gefordert, wodurch der Lernweg zu einem Umweg wird (vgl. Kap. 3.2.1.1)

4) Die Bedeutung der Gibbs-Enthalpie als maximal nutzbarer Energie zur Nichtvolumenarbeit in galvanischen Zellen: Die Lernenden haben bereits erfahren, dass die Enthalpie eine Größe der umgesetzten Wärmemenge ist, dass die Wärmeübertragung ein eindeutig gerichteter Prozess ist und dass die übertragene Wärme nicht verloren geht, aber zum Teil nicht mehr genutzt werden kann (wie z.B. zur Sprungbewegung eines Flummis). Das könnte zu der Vermutung führen, dass in jedem Prozess, in dem Wärmeenergie frei wird (d.h. in jedem exothermen Prozess), auch ein bestimmter Teil der inneren Energie des Systems entwertet wird. Oftmals ist das auch tatsächlich so - Kraftwerke und Maschinen haben bspw. ein sog. Wirkungsgrad, welcher den Anteil der durch den Prozess nutzbaren Energie von der Ausgangsenergie meint; sog. „Abwärme“ wird über Gefäßwände etc. an die Umgebung übertragen und bestenfalls andernweitig produktiv genutzt, wie bspw. zur Erwärmung des Innenraums bei einem PkW.

Es gibt jedoch zahlreiche galvanische Zellen, in denen nicht nur die gesamte innere Energie genutzt werden kann, sondern die sogar noch weitere Wärmeenergie aus der Umgebung in nutzbare Energie umwandeln - mit einem resultierenden Wirkungsgrad von mehr als 100%! Um ebendiese zu verstehen, müssen die folgenden Teilschritte gegangen werden (Loeck, 1992):

A) Definition der Änderung der Gibbs-Enthalpie als maximal nutzbarer Energie (Kecki, 1988): Wie bereits oben erwähnt lässt sich die Änderung der inneren Energie als Summe aus Arbeit und Wärme definieren (1):

$$(1) \Delta U = W + Q$$

Mit Hilfe des zweiten Hauptsatzes der Thermodynamik können wir für die Wärme folgendes formulieren (2):

$$(2) \Delta U = W + T \cdot \Delta S$$

Arbeit ist in der Physik allgemein definiert als das Produkt aus Kraft und Weg. Es gibt im übertragenen Sinne zahlreiche Kräfte (wie z.B. den Druck p , die elektrische Feldstärke E , die magnetische Feldstärke B usw.); auch die Temperatur T ist in diesem Sinne als Kraft zu verstehen. Zudem gibt es jeweils zugehörige „Wege“, die sich ändern (wie z.B. die Änderung des Volumens ΔV , die Ladung Δq , die Magnetisierung ΔM usw. oder auch der Entropie ΔS). Durch Einsetzen für W ergibt sich (3):

$$(3) \Delta U = -p \cdot \Delta V - E \cdot \Delta q - B \cdot \Delta M - \dots + T \cdot \Delta S$$

Der Term $T \cdot \Delta S$ hat dabei als einziger ein positives Vorzeichen, da es sich bei der Wärme um eine ungerichtete Größe handelt: Da die Entropie eines Systems entweder gleichbleibt oder größer wird; alle anderen Terme für verschiedene Arten von Arbeit sollen so definiert sein, dass das System sie leistet und daher die innere Energie des Systems kleiner wird.

Die Größe der Änderung der Enthalpie ist dabei so definiert worden, dass der Term $-p \cdot \Delta V$ auf die rechte Seite gelangt, da Reaktionen in der Gasphase (welche zur Zeit der Definition von Interesse waren) große Volumenänderungen haben (4):

$$(4) \Delta U + p \cdot \Delta V = \Delta H = -E \cdot \Delta q - B \cdot \Delta M - \dots + T \cdot \Delta S$$

So sind (bei sich nicht ändernder Ladung und sich nicht ändernder Magnetisierung) Aussagen über die innere Energie eines Systems möglich gewesen (5):

$$(5) \Delta U = \Delta H - p \cdot \Delta V = T \cdot \Delta S - p \cdot \Delta V$$

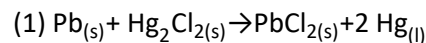
Allerdings sorgt die Größe der Enthalpie lediglich für eine Fokussierung einer bestimmten Arbeit (hier die Volumenarbeit) für eine bestimmte Art von System (nämlich eines, in dem ausschließlich Volumenarbeit und Wärme erfolgt). Wenn es jedoch darum geht, eine allgemeine Größe für die maximal nutzbare Nichtvolumenarbeit eines Systems zu erhalten, muss der ungerichtete Prozess der Wärmeübertragung von allen anderen Größen getrennt werden. Bei der Volumenarbeit kann eine Ausnahme gemacht werden, sofern sie nicht von Belang ist, indem sie ebenfalls auf die linke Seite übertragen wird. Dies erfolgt in der Definition der Änderung der Gibbs-Enthalpie (6):

$$(6) \Delta U + p \cdot \Delta V - T \cdot \Delta S = \Delta H - T \cdot \Delta S = \Delta G = -E \cdot \Delta q - B \cdot \Delta M - \dots + T \cdot \Delta S$$

Für Prozesse, in denen auch die Volumenarbeit betrachtet werden soll, wurde die Änderung der freien Energie F definiert; dies wird allerdings im Rahmen des Lernmoduls didaktisch reduziert, wobei die Einführung der Größe in weiterführenden Thermodynamik-Lehrveranstaltungen an das in Modul erworbene Wissen angeknüpft werden kann.

B) Deutung von Prozessen auf der Teilchenebene mit $\Delta G > \Delta H_{\text{System}}$: In elektrochemischen Systemen (wie z.B. galvanischen Zellen) kann die chemische Energie des Systems als elektrische Energie anstelle

von Wärmeenergie übertragen werden. Eine Reaktion in einer galvanischen Zelle findet dabei (wie bereits in Schritt 3 behandelt) an der Grenzfläche zwischen einer festen Oberfläche (der Elektrode) und einer Lösung statt: Dort werden entweder Elektronen von Atomen, Molekülen oder Ionen aus der Lösung aufgenommen oder von Atomen, Molekülen oder Ionen an der Elektrode abgegeben. Es gibt für die Atome, Moleküle oder Ionen keinen anderen Ort im System zu reagieren als an dieser Grenzfläche, und die frei werdenden Elektronen bewegen sich im Inneren der Atome der Elektroden fort und nicht etwa in der Lösung, wo sie für die Erhöhung der kinetischen Energie von anderen Atomen, Molekülen oder Ionen sorgen könnten; daher ist klar, dass die gesamte Energie der Reaktion in Form sich bewegender Ladungen (d.h. in Form von elektrischer Energie) übertragen wird. Nun gilt allerdings nicht nur $\Delta G = \Delta H_{\text{System}}$, sondern sogar $\Delta G > \Delta H_{\text{System}}$: Das ist nur dadurch erklärbar, dass nicht nur die energetische Entropie, sondern auch die räumliche Entropie des Systems produktiv genutzt werden kann. Es liegt also ein exothermer Prozess vor, der mit einer Zunahme an räumlicher Entropie verbunden ist: Nur dann wird die Wärmeenergie der Lösung durch das Aufprallen der oxidierenden Atome, Moleküle oder Ionen gegen die Elektrode oder durch das Aufprallen von anderen Einheiten gegen reagierende Atome der Elektrode genutzt. Eine von vielen Beispielreaktionen ist hierbei die Reaktion einer Blei/Bleichlorid-Zelle mit einer Quecksilber/Quecksilberchlorid-Zelle. Die Entropiezunahme beruht hier auf der Entstehung von zusätzlichem flüssigen Quecksilber bei ansonsten festen Edukten und Produkten (1):



C) *Deutung von Prozessen auf der Teilchenebene mit $\Delta G < \Delta H_{\text{System}}$* : Hier liegen die gleichen Bedingungen wie bei B) vor, mit einem entscheidenden Unterschied: Es handelt sich um eine exotherme Reaktion mit einer *Abnahme* an räumlicher Entropie im System. Letztere kann also nicht als Wärmeenergie genutzt und in elektrische Energie übertragen werden. Für Beispielprozesse kann an den Exkurs der empirischen Einführung des Gibbs-Helmholz-Gleichung angeknüpft werden: Sowohl die Reaktion von Zink und Kupfer in den jeweiligen Sulfatlösungen als auch die Reaktion von Silber und Kupfer in den jeweiligen Nitratlösungen gehören zu dieser Prozessart, wobei erstere annähernd so viel Gibbs-Enthalpie wie Enthalpie liefert, da die Abnahme der räumlichen Entropie durch die Ähnlichkeit der Kupfer- und Zinkionen nur gering ist, während bei letzterer der Unterschied deutlicher ist (zwei Edukt-Ionen vs. ein Produkt-Ion) (Vennemann et al., 2006, Jansen & Kenn, 1977, s. Tab. 3)

Tab. 34: Vergleich energetischer Größen der Oxidation von Zink und Kupfer.

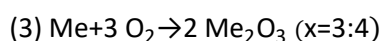
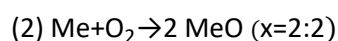
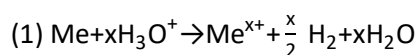
Prozess	ΔG	ΔH
$Zn_{(s)} + Cu_{(aq)}^{2+} \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}$	$-212,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$-217 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$Cu_{(s)} + 2Ag_{(aq)}^{+} \rightarrow Cu_{(aq)}^{2+} + 2Ag_{(s)}$	$-81,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$-147,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Auf diese Art und Weise wird den Lernenden deutlich, dass es durchaus Prozesse gibt, bei denen mehr Arbeit als Wärme geleistet werden kann. Es ist offensichtlich, dass bspw. in der Elektrotechnik ebensolche Systeme gesucht werden, die einen möglichst hohen Wirkungsgrad haben; eine detaillierte Betrachtung und Diskussion verschiedener Beispiele führt jedoch an dieser Stelle zu weit. (vgl. Kap. 3.2.1.1)

5) *Säure- und Sauerstoffkorrosion sowie Korrosionsschutzmaßnahmen*: Die Didaktik der Korrosion sieht vor, Lernenden zunächst den Wertverlust und wirtschaftlichen Schaden durch Korrosion zu verdeutlichen (A), um anschließend das Phänomen der Korrosion experimentell zu erschließen (B) und schließlich Werterhaltungs- und damit Korrosionsschutzmaßnahmen (C) zu behandeln (Schmidkunz & Hammer, 1988). Im Lernmodul geschieht dies wie folgt:

A) *Wertverlust durch Korrosion*: Der wirtschaftliche Schaden, der durch die Korrosion von Metallen verursacht wird, beläuft sich gemäß der World Corrosion Organization auf ca. 3% des weltweiten Bruttoinlandsproduktes. Darunter fallen Kosten für die Reperatur, Instandhaltung und Austausch von metallischen Bauteilen wie z.B. Eisenbahnbrücken, die sich allein in Deutschland zwischen 2006 und 2016 auf ca. 5 Milliarden Euro beliefen (Schneider, 2018, Hays, 2018) Dabei unterliegen nicht nur Metalle, sondern grundsätzlich alle Werkstoffe einem Zersetzungsprozess (lat. *corrodere* - zersetzen), den man (z.B. bei Kunststoffen) oftmals nur anders bezeichnet (z.B. mit dem Begriff „Alterung“). Den Lernenden wird dadurch bewusst, dass sie sich am Beispiel der Metalle exemplarisch mit einem sehr umfangreichen Problem der Moderne auseinandersetzen.

B) *Das Phänomen der Korrosion*: Man unterscheidet Säure- (1) und Sauerstoffkorrosion (2+3), die jeweils ein spezifisches Reaktionsschema aufweisen (Housecroft & Sharpe, 2006, Lehmann, 1988):



Me steht hierbei für ein Atom eines Metalls, welches korrodiert, und hinsichtlich (b) muss ergänzt werden, dass der Mechanismus der Sauerstoffkorrosion zunächst die Bildung von Hydroxiden (z.B. Eisenhydroxid) vorsieht, bevor eine Weiterreaktion zu den Metalloxiden (z.B. Eisen(II)- und Eisen(III)-oxid) erfolgt. Dies ist für das Verständnis der Sauerstoffkorrosion wesentlich, da somit klar wird, dass das Redoxsystem Me/Me^{x+} unter den vorherrschenden Bedingungen ein geringeres Potenzial als das Redoxsystem O_2/OH^- haben muss, damit der Korrosionsprozess abläuft, weshalb der genauere Mechanismus gezeigt und mit Hilfe von Verständnisfragen (auch unter Wiederholung der Anwendung der Nernst-Gleichung) eingeübt wird. Auf die Bildung anderer Metallsalze an der Luft unter Einwirkung von Schwefel- oder Kohlenstoffdioxid (z.B. Kupfersulfat in der Kupferpatina), die u.a. bei der Restauration von Metallskulpturen außerhalb von Gebäuden eine Rolle spielt, wird jedoch im Lernmodul nicht im Detail eingegangen (Riederer, 1988, vgl. Kap. 3.2.1.1).

Die Säurekorrosion wird experimentell durch die Reaktion von Metallen mit unterschiedlichem Redoxpotenzial (Zink, Eisen und Kupfer) mit halbkonzentrierter Schwefelsäure-Lösung verdeutlicht: Während Zink in ebendieser eine heftige Gasentwicklung zeigt, reagiert Eisen mäßig heftig und Kupfer praktisch gar nicht; erst nach Tagen deutet eine leicht bläuliche Färbung der Lösung auf die Bildung von Kupfer(II)-Ionen hin.

Die Sauerstoffkorrosion lässt sich hingegen am Beispiel des Verrostens von Eisenwolle experimentell zeigen. Rostige Fahrrad- oder Autoteile, alte Schlüssel, Nägel, Ketten usw. sind den Lernenden nicht nur aus der Lebenswelt, sondern sicherlich auch aus dem Chemieunterricht der Mittelstufe bekannt, in welcher Rostbildung als „langsame Verbrennung“ behandelt wird (Hammer, 1988). Die Bedingungen für das Rosten sind gemäß Reaktionsschema (b), dass sowohl genügend Sauerstoff als auch genügend Wasser vorhanden ist, was sich experimentell leicht zeigen lässt: Weder in Wasser und Stickstoffatmosphäre, noch in trockener Sauerstoffatmosphäre setzt eine Rostbildung ein. (Flintjer, 1982). Außerdem wird gezeigt und erklärt, dass die Reaktion von Zink mit Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid aus der Luft zur Bildung einer stabilen, sog. Weißrostschicht ($Zn_5(OH)_6(CO_3)_2$) führt, die eine weitere Reaktion von darunterliegendem Metall behindert, während Rost im Sinne einer Schicht aus Eisen(II)- und Eisen(III)-oxids (FeO und Fe_2O_3) mit Kristallwasser porös und daher durchlässig ist, sodass auch darunterliegende Metallschichten und letztlich ein gesamtes Bauteil aus Eisen umgesetzt werden kann (Institut Feuerverzinken, 2016; Neumüller, 1982). Erst diese Eigenschaft des Rosts macht seine Bildung nämlich zu einem wirtschaftlichen Schaden, da hierdurch nicht nur eine optische Veränderung z.B. einer Eisenbahnbrücke von grau zu rot-bräunlich stattfindet, sondern erhebliche Bruch- oder Einsturzgefahr besteht.

C) *Werterhaltung durch Korrosionsschutz*: Gemäß der WCO ließen sich 20-25% der entstehenden weltweiten wirtschaftlichen Schäden durch Korrosion unter Einsatz konsequenter Schutzmaßnahmen verhindern (Hays, 2018). Dabei lassen sich die folgenden Maßnahmen unterscheiden (Kunze, 2001):

Passiver Korrosionsschutz: Hierunter versteht man Maßnahmen der Abdeckung von korrosionsanfälligen Metallen sowie der Veränderung ihrer Eigenschaften. Dabei kommt das *Verzinken* (entweder durch Eintauchen in flüssiges Zink im sog. Feuerverzinken oder durch Galvanisierung im Sinne der Reduktion von Zinkionen und Ablagerung von Zinkatomen an einer zu schützenden Elektrode) als eines der größten Anwendungsgebiete für Zink zum Einsatz (Vahrenkamp, 1988). Warum gerade Zink dafür verwendet wird, erklärt sich durch die Bildung des stabilen Weißrostes im Freien (s.o.). Das Verfahren lässt sich anschaulich und einprägsam durch das galvanische „Versilbern“ einer Kupfermünze (durch einen Zinküberzug) mit anschließendem „Vergolden“ des Überzugs (durch Bildung von Messing bei Erhitzen der Münze) demonstrieren (Schwedt, 2005, Boeck, 1994 B, Jansen, 1994), wobei auch tatsächliches galvanisches Vergolden hinsichtlich der Veredelung von metallischen Oberflächen durch eine Goldschicht zum Einsatz kommt (Haupt, 1991). Allerdings werden neben anderen *metallischen Überzügen* (z.B. durch Nickel-Chrom-Legierungen bei Kraftfahrzeugteilen) auch *nichtmetallische Überzüge* wie z.B. Kunstharze, Kunststoffe, Gummi oder Farblacke eingesetzt (Schuster-Gortat & Rösler, 1979). Letzere haben u.a. durch den Zusatz von Bleimennige (Pb_3O_4) sowohl eine physikalische Schutzwirkung (Verlängerung des Diffusionsweges für Sauerstoff und Wasser) als auch eine chemische Schutzwirkung (hier durch die Bildung einer Schutzschicht mit Pb^{2+} - und Fe^{2+} -Ionen). Zudem kommen bspw. auch Chromatierungen bzw. Phosphatierungen der Oberfläche zum Einsatz, sodass sich bspw. eine stabile Eisenchromat- oder Eisenphosphatschicht an der Oberfläche bildet; hierbei spricht man dann von *Passivierung*, da das entsprechende Metall zwar an der Oberfläche gemäß der Säurekorrosion oxidiert wird, jedoch mit dem Ziel, darunterliegende Schichten schützen (Lutz & Mahal, 1988). Besondere Bedeutung hat dabei das Erzeugen einer Passivierungsschicht auf Aluminiumplatten in einer Elektrolysezelle, was man als *Eloxalverfahren* bezeichnet. Die entstehenden porösen Schichten von Aluminiumoxid bewirken dabei nicht nur einen Korrosionsschutz, sondern lassen sich auch mit Farbstoffen, welche Sulfonsäuregruppen enthalten (z.B. Naphtholblauschwarz), füllen, sodass man farbig metallisch glänzende Überzüge wie bspw. für Schlüsselanhänger, Handy- oder MP3-Hüllen usw. erhält, welche den Lernenden sicherlich bereits begegnet sind (Habekost, 2015, Haupt, 2015, Nashan, Freienberg & Wittstock, 2007, Haupt & Kampling, 1999). Schließlich lassen sich sowohl das *Bilden von Legierungen* (z.B. Eisen-Nickel oder Eisen-Kupfer) als auch *optimale Metallverarbeitung* (z.B. Vermeiden von Sammelstellen für Feuchtigkeit u.a. an Nietstellen) zu den passiven Schutzmaßnahmen zählen (Rösler & Schuster-Gortat, 1979).

Aktiver Korrosionsschutz: Hierunter versteht man alle Maßnahmen, die entweder durch Stromverbrauch oder durch das Opfern eines anderen Metalls zum Korrosionsschutz führen. Beim sog. *Schutzstromverfahren* erzeugt man eine galvanische Zelle (z.B. durch Verbinden von Erdölpipeline-Eisenteilen mit Elektroden, die sich im darunterliegenden Flussbett befinden) und legt dabei genau die zum galvanischen Element passende Gegenspannung an, um eine Oxidation des Metalls zu verhindern (Rösler & Schuster-Gortat, 1979). Darüber hinaus wird bspw. Magnesium als *Opferanode* bei Schiffsschrauben und Brücken aus Eisen eingesetzt, was auf dem Prinzip des *Kontaktelements* beruht: Sofern die korrosionsbedingungen (s.o.) vorliegen und zwei Metalle miteinander in Berührung stehen, reagiert zunächst das Metall mit dem geringeren (d.h. stärker negativen) Redoxpotenzial, wodurch auch Elektronen über das Metall mit dem höheren Redoxpotenzial abgeleitet werden können (siehe Leitfähigkeit von Metallen, Kap. 7.11) und dieses daher unversehrt bleibt (Schmidt, 1990). Je stärker die Potenzialdifferenz zwischen beiden Metallen, desto heftiger ist daher die Reaktion: Dies kann man anhand der Gasentwicklung in halbkonzentrierter Salzsäure bei den Kontaktelementen Eisen-Kupfer, Eisen-Zink und Eisen-Magnesium experimentell zeigen, wobei die Lernenden erneut die Anwendung der Spannungsreihe üben (Stegmüller, 1991); zwar liegen hierbei keine Standardbedingungen vor, weil zu Beginn der Reaktion in der Lösung von beiden Metallen keine Kationen vorliegen, was jedoch nicht bedeutet, dass die Konzentrationen dadurch jeweils gleich sind und die Spannungsreihe dennoch im relativen Sinne gültig ist. Zwei spannende Anwendungen des Prinzips des Kontaktelements sind dabei die Reinigung von „angelaufenem“ Silberbesteck im Kontakt mit Aluminium in Salzwasser (sog. „Marktschreier-Versuch“ (Peterseim, 1995 B), weil mit dieser Reaktion die Wirkungsweise eines vermeintlichen Reinigungsmittels für Silber vergetäuscht wurde) und die gegenseitige Korrosion im Kontakt von Eisen- und Kupferrohren: Zunächst bildet sich Rost (s.o.), da die Redoxsysteme Fe/Fe^{2+} und Fe/Fe^{3+} jeweils ein geringeres Redoxpotenzial haben als das System Cu/Cu^{2+} . Allerdings hat das nach der Rostbildung vorliegende $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ -System ein höheres Redoxpotenzial als das Cu/Cu^{2+} -System, weshalb es ebendieses oxidieren kann, sodass es letztendlich zu einem doppelten Rohrbruch kommt, den Installateure natürlich zu vermeiden versuchen (Büttner, 2001, Schmidkunz, 2001, 1988).

Eine spezifische Diskussion der Wirtschaftlichkeit sowie der ökologischen Tragfähigkeit von Schutzmaßnahmen (z.B. im Sinne der Umwelteinflüsse von Zink und Magnesium als Opferanoden im Vergleich) bleibt dabei außen vor (Schmidt, 1990) (vgl. Kap. 3.2.1.1)

Gemäß der oben beschriebenen Zielsetzung des Moduls, eine Einführung in die Elektrochemie mit Fokus auf dem konzeptionellen Verständnis der Grundlagen (galvanische Zellen, Elektrolyse, Nernstgleichung usw.) zu geben, wurden die folgenden Entscheidungen im Sinne der didaktischen Reduktion getroffen:

Die Faraday'schen Gesetze und detaillierte Betrachtungen sowie Spezialfälle von großtechnischen Verfahren der Elektrolyse wurden ausgelagert. Der quantitative Zusammenhang zwischen angelegter Stromstärke, Zeit und Stoffmenge bzw. Masse an abgelagertem Stoff in einer Elektrolysezelle stellt zwar eine wirtschaftlich relevante Frage dar, ist allerdings nicht zwingend erforderlich, um das Grundprinzip der Elektrolyse sowie die auf der Teilchenebene ablaufenden Prozesse zu verstehen (Peterseim, 1995 A). Außerdem wird die Bedeutung des Verfahrens der Chlor-Alkali-Elektrolyse zur Gewinnung von Chlor und Natronlauge als wichtige Ausgangs- und Analysechemikalien beschrieben, jedoch bspw. nicht zwischen Amalgam-, Membran- und Diaphragma-Verfahren unterschieden (Otto et al., 2015). Auch Schmelzflusselektrolysen oder der Einsatz von ionischen Flüssigkeiten als spezielle Lösemittel zur Gewinnung von Aluminium, Natrium und Kalium (Endres, 2007, Bayer, 1988, Häusler, 1988, Peper, Fickenfrerichs & Jansen, 1982) oder Fluor (Röschenthaler, 2007) lassen sich als Sonderfälle der elektrolytischen Raffination verstehen, die am Beispiel der Gewinnung von Zink und Kupfer grundlegend behandelt wird (s.o.). Als Alternative zu letzteren wäre zwar die Darstellung der Elektrolyse von Mangan möglich gewesen; diese wurde allerdings als lebenspraktisch unbedeutender eingestuft, da elementares Zink in vielen Batterien und elementares Kupfer in vielen Leiterkabeln eingesetzt wird, während elementares Mangan erheblich speziellere Anwendungen aufweist (z.B. in Zink-Mangan-Ferriten für elektronische Bauteile) (Wellbeloved, Craven & Waudby, 2005, Preisler, 1980). Die Behandlung dieser Themen wurde daher auf die Grundlagenvorlesung verlagert (vgl. Kap. 3.2.1.1), was auch für einen weiteren Spezialfall der Elektrolyse gilt, den man am Besten in einer Experimentalvorlesung erlebt: Die „leuchtenden Gurke“ als Elektrolyse saurer Natriumchloridlösung (Brandl, 1995).

Weitere elektrochemische Theorien und Anwendungsbereiche bleiben außen vor. Mit Ausnahme des Phänomens der Überspannung, welches auch lediglich als solches und nicht quantitativ auf der Teilchenebene betrachtet wird, findet keine Einführung in die *Elektrokinetik* (bspw. eine theoretische Beschreibung der elektrochemischen Doppelschicht durch das Helmholtz- oder das Gouy-Chapman-Modell sowie eine Darstellung des Phänomens der Ionenreibung zum Transport von Ladungsträgern in elektrochemischen Pumpen statt (Hamann 1993, Winterstein & Felber, 1981). Andere Möglichkeiten theoretischer Weiterführung wären die Diskussion von Phänomenen in folgenden Bereichen:

- *Elektrochromie*, z.B. elektrochemische Abscheidung von Berliner-Blau an Eisen aus einer gelben Kaliumhexocyanoferrat-Lsg. (Nashan, Freienberg & Wittstock, 2007).
- *Elektroorganik* (Menig, Flinjer & Bader, 2000, Esser & Kettrup, 1984), z.B. Photoelektrische Zellen wie Solarzellen (Bohrmann, Twellmann & Tausch, 2001) oder die Grätzel-Zelle

(Bohrmann & Tausch, 2001, Regan & Grätzel, 1991) oder Kunststoffzellen wie der Polypyrrol-Akkumulator (Flintjer & Jansen, 1989, Schmidt, 1989).

- *Metallurgie*, z.B. Aufarbeitung von Elektroschrott durch Scheidewasser sowie Edelmetallgewinnung durch Kupellation (Cura, 2006 A und B).
- *Elektroanalyse*, Elektrodialyse, -osmose und -phorese (Luz & Zirngiebl, 1989) oder Chronoamperometrie und cyclische Voltammetrie (Speiser, 1981 A und B).
- *Elektrotechnik*, z.B. Bauweise einer Volta-Zelle in einer E-Shisha (Meyer & Sieve, 2015) oder Bauweise einer Druckzelle im Vergleich zu einer Konzentrationszelle (Schlösser, 1984).
- *Thermoelektrochemie*, z.B. thermogalvanische Zellen (Lutz & Wöhrmann, 1988) oder Thermalbatterien (Oertel, 2008, Dahlke, 1989).
- *Chemie oszillierender Prozesse*, wie z.B. die Erklärung dissipativer, oszillierender elektrochemischer Systeme (Ducci & Oetken, 1998, Oetken, Roetken & Ducci, 1997).

Ein historischer Überblick über die Entwicklung verschiedener galvanischer Zellen bleibt außen vor.

Eine historische Darstellung bspw. vom Bleiakku über Natrium-Schwefel-, Silber-Zink- oder Zink-Brom-Systeme zum Lithiumionenakku (Kaiser, 2011, Oertel, 2008, Hamann, 1993, Berger et al., 1991, Eichinger & Semrau, 1990 A und B, Dahlke, 1989, Winter & Besenhard, 1981) oder von der „Urbatterie“ aus Mesopotamien über die Voltasäule, das Daniellelement, das Lechlanche-Element und die Grove'sche Zelle zur modernen Zink-Alkali-Batterie (Botsch, 1993, Schlösser, 1990, Jansen et al., 1986) wurde hinsichtlich des konzeptionellen Verständnisses einer galvanischen Zelle als dysfunktional eingestuft. Stattdessen wurden anhand der Wasserstoffbrennstoffzelle und des Dualcarbon-Lithiumionen-Akkumulators aktuelle Fragestellungen wie die Speicherung von Wasserstoff und die Erhöhung der Energiedichte, Zyklenfestigkeit, Brandsicherheit usw. von Batterien exemplarisch aufgegriffen, um den Lernenden statt eines langatmigen Überblicks einen motivierenden Einblick zu bieten (s.o.). Als Alternative zum Dualcarbon-Akkumulator wäre auch die Aluminium-Luft-Batterie zum Einsatz in Elektroautos denkbar gewesen (Bechtold et al., 2001), wurde allerdings nicht als Beispiel gewählt, da sich ersterer leichter in Bezug zu Vorgängermodellen von Lithiumionen-Akkumulatoren setzen lässt, die zurzeit im Alltag (in Laptops und Smartphones) Anwendung finden.

Aus der didaktischen Literatur bekannte history lifts (Jansen, 2014) werden anekdotenhaft eingesetzt, ohne sie zu einem wesentlichen Lerngegenstand zu machen. Galvanis zufällige Entdeckung der von ihm bezeichneten „tierischen Elektrizität“ in Froschschenkeln, die auf einem Kontaktelement aus Eisen und Kupfer beruht, ist aufgrund der Herkunft des Names „galvanische Zelle“ erwähnenswert, hat jedoch keinen ernsthaften Status eines Vorläufer-Modells, für Voltas „Kontaktelektrizität“ gilt das gleiche und Ritters Erklärung der Volta'schen Säule ist bis heute gültig, sodass sich kein großer Effekt

des Modellwandels ergibt (Hamann, 1993, Schlösser, 1990, Kober, 1989, Winter & Besenhard, 1981, Jansen et al., 1986). Dass die Bunsen-Batterie die Schmelzflusselektrolyse von Aluminium ermöglicht hat, ist insofern uninteressant, als dass letztere als Spezialfall der Elektrolyse didaktisch reduziert wird (Jansen, Peper & Fickenfrerichs, 1989, vgl. Kap. 3.2.1.1). Das Verwerfen der Kommerzialisierung von Lithium-Primärzellen durch Dendritenbildung wäre angesichts der Thematisierung von Lithium-Ionen-Akkus (s.o.) zwar passend, stellt aber eine theoretische Überforderung der Lernenden dar (Hasselmann, Quarthal & Oetken, 2015). Auch die Transmutationstheorie der Alchemisten Sendivogius und Ercker bei der Abscheidung von Metallen aus Metallsalzlösungen als Vorläufer der Permutationstheorie im Sinne der elektrochemischen Spannungsreihe (s.o.), die bereits von Jungius im 17. Jhd. vertreten wurde (Eisen in Kupfersulfatlösung wird zwar rot, die Lösung dann allerdings grün nach einiger Zeit, was für einen „Platzwechsel“ von Kupfer und Eisen spricht) ist nur anekdotisch interessant, zumal eine solche Verwandlungstheorie im Zusammenhang mit Metallfällungsreaktionen selbst auf Ebene der Sekundarstufe I nicht explizit als Fehlvorstellung erhoben werden konnte (Sumfleht & Todtenhaupt, 1995, 1994, Piosik et al., 1991).

Gesamtüberblicke über die Elektrochemie eines einzelnen Elements bleiben ebenfalls außen vor, so etwa die Elektrochemie des Zinks (Vahrenkamp, 1988) oder des Goldes in der Oberflächenvergoldung (Bachmann & Bachmann, 1989).

Viele klassische didaktische Beispiele (u.a. Nichtmetall-Nichtmetall-Zellen und Metall-Halogen-Zellen) wurden für wenig lernförderlich und alltagsunpraktisch befunden. Dazu gehören speziell für die Sekundarstufe I entwickelte Anwendungen galvanischer Zellen wie z.B. die Wasser-Uhr (Fechner & Dettweiler, 2015) oder die „Zitronenbatterie“ (Peper-Bienzeisler, Bröll, Pöhls, Jansen, 2013), welche zudem auch nicht altersangemessen sind, Nichtmetall-Nichtmetall-Zellen (wie z.B. die Chlor-Iod-Zelle) (Anton, 2012) und Metall-Halogen-Zellen (wie z.B. die Zink-Brom-Batterie) (Pöhls et al., 2015, Boeck, 1994 B, Haupt, Jansen & Peper, 1982). Letztere bieten das Potential der Anknüpfung an bekannte Reaktionen (Metall-Halogen-Reaktionen als exotherme Reaktionen sowie Standardbeispiele der Salzbildung und Stoffchemie) (Martensen, Tietjens & Parchmann, 2007), sind aber entweder technisch nie realisiert worden (wie z.B. die Zink-Iod-Batterie) (Schmidt, 1989) oder derzeit noch in der Entwicklung (wie z.B. Zink-Brom- und Vanadium-Brom-Akkumulatoren) (Oertel, 2008).

8.13 Säure-Base-Chemie – Von Boyle bis Brönsted-Lowry (?)

Säure-Base-Reaktionen stellen im Zusammenhang mit Redoxreaktion die andere Seite der Medaille hinsichtlich des Donator-Akzeptor-Konzeptes dar, welches SuS bereits in der Sekundarstufe I vermittelt bekommen (Anhang A, KC Niedersachsen, Sek I). Auch für diesen Reaktionstyp bzw. für Säuren und Basen gibt es zahlreiche Anwendungen in der Lebenswelt der Teilnehmenden des Propädeutikums: Sie essen Salat mit Essigdressing und trinken Limonade mit Kohlensäure (bzw. auch mit Phosphorsäure in Cola (Tilman, 2000)) oder saure bzw. milde Fruchtsäfte; Milch schmeckt nach einiger Zeit sauer, weil die Milchsäuregärung stattfindet (Eichmann, Kühnel & Gross, 2005); man verwendet saure (z.B. Essigreiniger) und alkalische (z.B. hypochlorige oder auf basischen Tensiden bestehende) Haushaltsreiniger, wäscht Kleidung mit basischem Waschpulver und Hände mit „pH-hautneutraler“ Seife, reinigt Abflüsse mit alkalischer Rohrfrei-Lösung (Hirsch & Horlacher, 1987) usw. Zudem lassen sich aus verschiedenen Stoffen in Lebensmitteln Säure-Base-Indikatoren extrahieren, z.B. Brilliantblau und Chinolingelb in Powerade, Fanta und ACE-Getränken (Dauer & Pfeifer, 2008) sowie Anthocyane aus Rotkohl, Radieschen, Joannisbeeren, Heidelbeeren, roten Rosen und Holunder oder Curcumin aus Currypulver (Böhm, Rinke, Struckmeier & Sieve, 2016, Möllencamp 1998). Insbesondere in der didaktischen Literatur der 80er und frühen 90er Jahre findet sich außerdem auch das Thema „saurer Regen“ in seiner vollen Bandbreite (Entstehung durch Erzeugung von Schwefel- und Stickoxiden in der Luft, schädlicher Einfluss auf Flora und Fauna (u.a. Übersäuerung der Wälder, die durch die Puffersysteme der Böden nicht abgefangen werden kann (Bogisch, 2000. Bochter, 1993, Lux & Fabig, 1987) sowie Bekämpfungsmaßnahmen (z.B. Rauchgasentschwefelung mit Hilfe von Calciumcarbonat)) (Thomas, 1991, Knoerich, 1986, Dämmgen & Frühauf, 1985, Rummel, 1982). Mittlerweile ist das Thema in den Medien weniger präsent, da die Grenzwerte für Schwefeldioxid, welche vom internationalen Kooperationsprogramm der Weltforstwirtschaft festgelegt wurden, einem dynamischen Modell zufolge bis 2020 mit nur wenigen lokalen Ausnahmen eingehalten werden (Hintze & Sesin, 2013); dennoch ist bspw. das Ersetzen von Kraftstoff- durch Elektromotoren (z.B. durch die Dual-Carbon-Akkumulator, vgl. Kap. 8.12), was u.a. auch zur Reduktion der Stickstoffdioxid-Emissionen von Fahrzeugen beitragen kann, hochaktuell und ebenfalls hinsichtlich internationaler Vereinbarungen bedeutsam (z.B. das Sofia-Protokoll der United Nations Economic Commission for Europe (UNECE, 1988). Weitere Anwendungen wären die Lochbildung in Zähnen durch saures Lösen von Hydroxylapatit (Wöhrle, Callaway & Mehrkens, 1997), die Wirkungsweise von „sauren“ Zahncremes (Kombination aus Verschiebung des eines Lösungsgleichgewichts durch Neutralisation von Hydroxidionen und antibakterieller Wirkung von organischen Arminflouriden) (Wlotzka & Ralle, 2007) oder die pH-Abhängigkeit der Resorption von Arzneimitteln (als schwache Säuren/Basen) (Salzner, Bader & Drechsler, 2001).

Ähnlich wie bei den Gleichgewichts- und Redoxreaktionen offenbart die Vorwissensstudie mit den Erstsemesterstudierenden der Universität Göttingen, dass auch hinsichtlich der Säure-Base-Reaktionen entscheidende fachliche Grundlagen fehlen, z.B. die korrekte Anwendung der Begriffe „Säure“, „Base“ und „Lauge“ (3% bzw. 7% richtige Lösungen durch die Hauptfach- und Lehramtsstudierenden). In diesem Zusammenhang glauben 13%/36%, dass Säuren und Basen feste Farben haben (rot vs. blau/grün) und übertragen damit die Färbung einer entsprechenden Lösung durch Universalindikatorzugabe auf eine generelle Stoffeigenschaft (Barker, 2000) (vgl. Kap. 3.2.1.2). Zudem gehen 21%/29% davon aus, dass bei der Mischung einer sauren und einer alkalischen Lösung stets eine neutrale Lösung entsteht, was u.a. als Überinterpretation des Begriffs der „Neutralisationsreaktion“ gedeutet werden, da nicht sauber zwischen Stoff- und Teilchenebene differenziert wird: Nur, weil auf der Teilchenebene Wassermoleküle als Oxonium- und Hydroxidionen entstehen, bedeutet das nicht automatisch, dass dadurch die gesamte Lösung pH-neutral wird (Schmidt, 1994).

Es ist wahrscheinlich, dass diese und noch weitere Schwierigkeiten (ähnlich wie bei Redoxreaktionen) mit dem Übergang zwischen verschiedenen Säure-Base-Konzepten von einem vorwissenschaftlichen Konzept zum Konzept von Boyle-Konzept (1) und vom Arrhenius-Konzept zum Konzept von Brønsted-Lowry (2) sowie mit dem Sonderstatus des Lavoisier-Konzeptes (3) verknüpft sind, was im Folgenden ausgeführt wird (Schanze, 2016, Barke, 2006).

(1) Von vorwissenschaftlich zu Boyle – phänomenologische Säure-Base-Konzepte: Zitronen, Essig und Mineralwasser schmecken sauer, Seife fühlt sich schmierig auf der Haut an - das sind Erfahrungen, die jedes Kind mit Säuren und Basen macht. Dabei erfolgt jeweils eine Zuschreibung der entsprechenden Eigenschaften zu den Stoffen (z.B. „Seife ist seifig/schmierig.“).

Das erste Säure-Base-Konzept, was SuS in den Klassen 5 und 6 kennenlernen, ist ebenfalls ein phänomenologisches Konzept, welches auf dasjenige von Boyle zurückgeht: Säuren sind Stoffe, die bestimmte Pflanzenstoffe rötlich färben, während Basen die gleichen Pflanzenstoffe grünlich oder bläulich färben. Ziele des Unterrichts sind dabei ein phänomenologisches Verständnis der pH-Skala durch den Nachweis von pH-Werten von Alltagslösungen u.a. mit Rotkohllindikator, mit dem im Bereich von pH=0 bis pH=14 zuverlässige Unterscheidungen möglich sind (z.B. durch den Versuch „aus Weißwein wird Rotwein“, bei dem ein Tropfen violetter Rotkohlsaft in Weißwein gegeben wird) (Häusler & Worofka, 1987), der Gefahren von Säuren und Basen (ätzende Wirkung auf menschliche, tierische und pflanzliche Organismen, zersetzende Wirkung auf Metall usw.) (von Borstel, Böhm & Weninger, 2016, Barke, 2006,) sowie der Neutralisation als „Unschädlichmachen“ von Lösungen mit sehr hohem/sehr niedrigem pH-Wert, z.B. durch Kalken von Regenwasser oder durch Zunahme von Backpulver bzw. Natriumhydrogencarbonat bei Übersäuerung des Magens (Thomas, 1991).

Einerseits können hierbei Vorstellungen entstehen, welche die Teilchenebene betreffen, ohne dass die im Rahmen des Unterrichts erforderlich sind, z.B. dass Säuren aus spitzem oder kantigem bzw. sogar aus „gefrässigen“ Teilchen bestehen, wie es auch die Korpuskular-Theorie von Lemery beschreibt (Schanze, 2016, Barke, 2006, Musli, 2004, Barker, 2000). Diese Vorstellungen können im Zuge der Einführung der Brönsted-Theorie mit einem Nachweis der Leitfähigkeit saurer Lösungen vor und nach der Neutralisationsreaktion aufgegriffen werden, die nicht mit einem antropomorphistischen Teilchenmodell, sondern bspw. mit einem Atommodell im Sinne Daltons (ergänzt um die Existenz von Ionen) gedeutet werden kann (vgl. Kap. 6.4). Sie sind weder zu vermeiden, wenn man zunächst ein phänomenologisches Konzept einführt, ohne dabei auf die Teilchenebene einzugehen, noch sind sie gravierend, da ein elaborierteres Konzept der Teilchenebene saurer und alkalischer Lösungen erst in der 10. Klasse benötigt wird.

Andererseits ist es jedoch problematisch, wenn die Lernenden ihre vorwissenschaftliche Denkfigur der Eigenschaftszuschreibung übertragen und sich dadurch merken, dass Säuren als Stoffe rot und Basen als Stoffe grün oder blau sind (Barker, 2000). Hierin verbirgt sich nämlich eine Einheit der Begriffe „Säure“ für (a) die Säure als Reinstoff (z.B. Zitronensäurepulver) und (b) die saure Lösung, die bei Zugabe von Universalindikator rot wird, und der Begriffe „Base“ für (c) eine Base als Reinstoff (z.B. Natriumacetat-Pulver) und (d) die alkalische Lösung, die bei Zugabe von Universalindikator blau wird. Solche undifferenzierten Konzepte einer Säure bzw. einer Base behindert nicht nur das Erreichen der Lernziele in Klasse 5 und 6 (z.B. hat „Zitronensäure“ als Pulver keinen pH-Wert, s.o.), sondern ist auch hinsichtlich des weiterführenden Unterrichts nicht anschlussfähig, weshalb bereits hier begriffliche Klarheit herrschen muss. Diese kann über die Messung des pH-Wertes mit Hilfe eines pH-Teststreifens von Zitronensäure-Pulver (keine Färbung) und der entsprechenden Lösung (Rotfärbung) sowie von Natriumacetat-Pulver (keine Färbung) und der entsprechenden Lösung (Grün-Blaufärbung) erreicht werden (Wenzl, 1982).

Dass man der u.a. aus der medialen Berichterstattung (Säureunfälle u.Ä.) kommenden Fehlvorstellung, Säuren seien gefährlich, während Basen lediglich waschaktiv und harmlos seien (Barker, 2000), mit der Demonstration der ätzenden Wirkung von Essigreiniger (Metall wird zersetzt) sowie Kalkreiniger (Kalk wird zersetzt) *und* von Rohrreiniger (Haare werden zersetzt) entgegenwirken kann (von Borstel, Böhm & Weninger, 2016, Barke, 2006), wird im Lernmodul ebenfalls in einem kurzen Exkurs berücksichtigt, hat jedoch keinen größeren Stellenwert, da gemäß der Vorwissenstudie 0% der Hauptfach- und nur 4% der Lehramtsstudierenden die entsprechende Vorstellung haben (vgl. Kap. 3.2.1.2).

(2) Von Arrhenius zu Brönsted/Lowry – Stoffkonzept vs. Teilchenkonzept für Säuren und Basen: Arrhenius definiert Säuren und Basen als Stoffe, die in wässriger Lösung in Protonen und Säurerestionen bzw. in Hydroxidionen und Baserestionen dissoziieren - ein klares Stoffkonzept.

Brönsted und Lowry nehmen hingegen die Teilchenebene in den Blick, indem sie Säuren als Protonendonatoren und Basen als Protonenakzeptoren.

Im Übergang von Arrhenius zu Brönsted/Lowry kommt es dadurch zu mindestens drei Problemen:

a) *Einerseits sind Säuren und Basen Stoffe, andererseits sind es Moleküle oder Ionen* – dass die Lernenden in der 10. Klasse des Chemieunterrichtes hierbei durcheinanderkommen, wenn nicht sprachlich sauber unterschieden wird, zeigt auch das Ergebnis, dass es zu Schwierigkeiten in der Anwendung der Begriffe „Säure“, „Base“ und „Lauge“ kam (s.o.). So verwundert es zusätzlich nicht, dass Lernende die Fehlvorstellung entwickeln, reine Säuren (z.B. konzentrierte Schwefelsäure) und saure Lösungen (z.B. eine Schwefelsäure-Lösung mit einer Konzentration von 0,1 mol/L) unterscheiden sich lediglich in der Verdünnung der Moleküle (vgl. Abb. 74 a)), nicht im Dissoziationsgrad (vgl. Abb. 74 b)) (Musli, 2004).

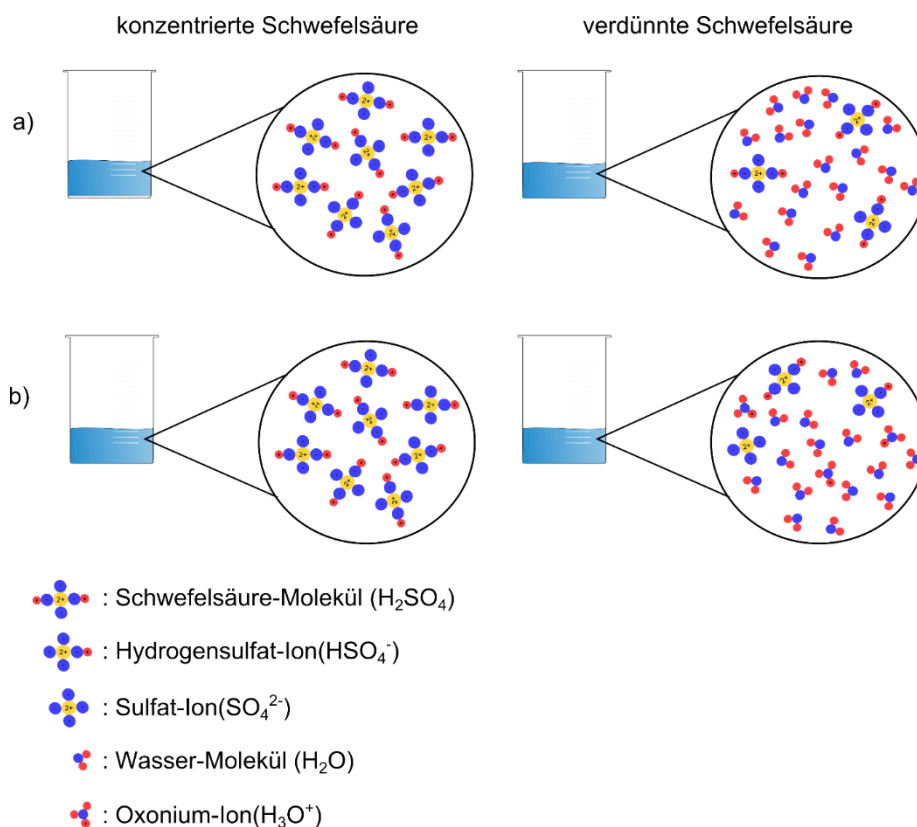
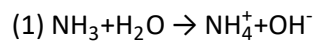


Abb. 74: Fehlvorstellung zur Verdünnung von Schwefelsäure (Musli, 2004). Es wird deutlich, dass sich bei a) die Darstellungen der Teilchenebene lediglich in Verdünnungsgrad unterscheiden, während sie sich bei b) auch im Dissoziationsgrad unterscheiden.

b) *Einerseits dissoziieren Basen, andererseits bestehen sie zum Teil aus protonenakzeptierenden Molekülen oder Ionen*. Das Arrheniuskonzept kann bspw. nicht erklären, warum eine Lösung von

Ammoniak (bestehend aus NH₃-Molekülen) alkalisch ist, während des Brönsted-Konzept dies anhand der Reaktion von NH₃-Molekülen als Basen erklärt (1).



Wenn sich bei Lernenden also ein Merksatz wie „Säuren sind allgemein „H_xA“, Basen „B(OH)_y““ (Musli, 2004) eingeprägt hat, werden sie feststellen, dass dieser für andere, im Unterricht verwendete Stoffe nicht anschlussfähig ist.

Hilfreich zur Vermeidung der Probleme a) und b) ist in jedem Fall ein eindeutiges Begriffsnetz (s. Tab. 35), dass an die Unterscheidung von Säuren, Basen, sauren Lösungen und alkalischen Lösungen anknüpft und diese um den Blick auf die Teilchenebene erweitert (Schanze, 2016, Sumfleht, 1987). Dabei müssen angemessene Vorstellungen der Teilchenebene einer reinen Säure/Base und einer sauren/alkalischen Lösung im Sinne von Abb. 71 visualisiert werden (Barke, 2006). Die Begriffe „Saurer Salz“ und „Basisches Salz“ sind dabei nicht zwingend notwendig (man könnte bspw. Ammoniumchlorid auch einfach als reine Base bezeichnen und deren Definitionen um Kationen erweitern), helfen aber dabei, gezielt Anionen und Kationen als Brönsted-Säuren und Brönsted-Basen zu erkennen, wobei fachsprachlich wichtig ist, dass Brönsted Basen zwar basisch, aber nicht alkalisch (!) reagieren können (Sumfleht, 1987). Darüber hinaus wird mit Hilfe dieses Begriffsnetzes auch der Unterschied zwischen Reinen Basen und Laugen deutlich, der oftmals (so auch in der Vorwissensstudie, s.o.) unklar bleibt (Sumfleht, 1987).

Tab.35: Begriffe der Säure-Base-Chemie auf der Stoff- und Teilchenebene (Schanze, 2016, S. 8).

Stoffebene		Teilchenebene	
Reine Säure (Stoffe, deren Moleküle in Wasser Protonen aufnehmen)	Saures Salz (Salz, dessen Kation/Anion eine stärkere Brönsted-Säure ist als das entsprechende Gegenion)	Saure Lösung (Lösung mit pH < 7)	Brönsted-Säure (Protonendonator)
Neutraler Stoff		Neutrale Lösung (Lösung mit pH = 7)	
Reine Base (Stoffe, deren Moleküle in Wasser Protonen aufnehmen)	Basisches Salz (Salz, dessen Kation/Anion eine stärkere Brönsted-Base ist als das entsprechende Gegenion)	Alkalische Lösung (Lauge) (Lösung mit pH > 7)	Brönsted-Base (Protonenakzeptor)

c) Lediglich das Konzept von Brönsted/Lowry kann chemische Reaktionen erklären. Während das Konzept von Arrhenius nur die Dissoziation einer Säure oder einer Base in Wasser beschreibt, müssen die Lernenden anschließend mit einem Konzept umgehen, welches *Säure-Base-Reaktionen* auf der

Teilchenebene in den Blick nehmen kann, die mit Ahrenius unverständlich bleiben und nicht damit vereinbar sind. Einerseits wird dadurch Wasser vom Lösemittel zum Reaktionspartner, andererseits ermöglicht dies die Deutung zahlreicher, aus der didaktischen Literatur bekannter Reaktionen, wobei sich jeweils entsprechende Säure-Base-Paare bilden lassen (Saffian, 1989), was in Tab. 35 gebündelt ist.

Tab.36: Säure-Base-Reaktionen, die mit Hilfe des Konzeptes von Brönsted beschrieben werden können.

(1)	Bildung von festem Ammoniumchlorid aus Ammoniak und Chlorwasserstoffgas in der Gasphase sowie Rückreaktion beim Erhitzen von Ammoniumchlorid (Büttner, 2005)	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3 ; \text{HCl}/\text{Cl}^-$
(2)	Bildung einer Schutzschicht vor Magensäure (d.h. Salzsäure oder in Wasser dissoziiertem Chlorwasserstoff) des Helibacter pylori, der für Magenschleimhautentzündungen verantwortlich ist, durch Aussonderung von Ammoniak über seine Zellwände (Wlotzka & Trockel, 2016).	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3 ; \text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
(3)	Entfernung von Kalkablagerungen durch Saurereiniger (Schanze & Sieve, 2016), Reaktion von Salpetersäure mit Tafelkreide (Först, 2003)	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \downarrow + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$	$\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^- ; \text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
(4)		$\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$	$\text{HNO}_3/\text{NO}_3^- ; \text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$
(5)	Verhinderung des Anlaufens von Silberbesteck durch Schwefelwasserstoff mit Kalk (Först, 2003)	$\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 2\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{CaS}(\text{s}) \downarrow + 2\text{HCO}_3^-(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-/\text{S}^{2-} ; \text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$

Die Darstellung des Mechanismus der Säure-Base-Reaktion (z.B. für (3)) erfolgt dabei mit Hilfe von Lewisformeln (vgl. Abb. 75), wobei hier wichtig ist, dass der EPF (Electron Pushing Formalism) eingehalten wird: Die Pfeilrichtung erfolgt vom nichtbindenden Elektronenpaar zum Proton, nicht umgekehrt! Ansonsten ist die Darstellung schwer anschlussfähig hinsichtlich der organischen Chemie, weil dort z.B. bei Nucleophilen Reaktionen wie der alkalischen Veresterung der Formalismus eingehalten wird (Sieve & Bittorf, 2016).

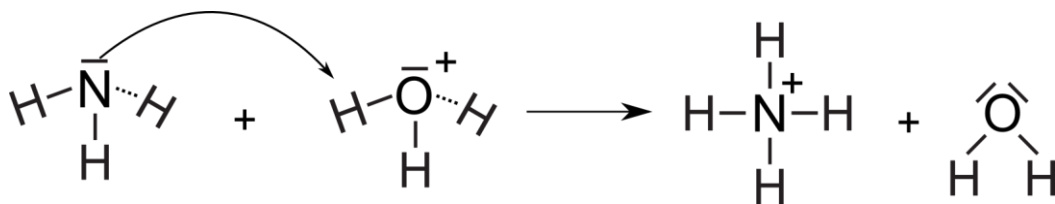
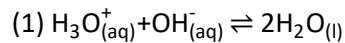


Abb.75: Darstellung der Reaktion zwischen Ammoniak-Molekülen und Oxoniumionen (2) in der Lewisschreibweise. Deutlich wird, dass der EPF eingehalten wird, da die Pfeilrichtung der Protonenübertragung vom nichtbindenden Elektronenpaar zum Wasserstoffatom zeigt.

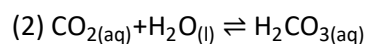
Zudem muss aufgrund der Tatsache, dass sich Lernende unter Wasserstoffionen und Protonen oftmals etwas anderes vorstellen (was nur logisch ist, da der Begriff „Proton“ sonst nur auf der inneratomaren Ebene gebraucht wird), anhand des Schalenmodells gezeigt werden, dass von einem Wasserstoffatom tatsächlich nur das Proton übrigbleibt, wenn man es ionisiert (Richter, 1980).

Ziele des Schulunterrichts sind dann neben der Deutung verschiedener Reaktionen als Säure-Base-Reaktionen (s. Tab. 34), pH-Wert-Berechnungen sowie das Erschließen der Säure-Base-Titration inklusive der Neutralisationsreaktion; der im Modul gewählte Lernweg ist in Kap. 8.14 beschrieben. Dabei ließe sich zwar die Neutralisationsreaktion (1) auch auf Basis des Arrheniuskonzeptes als Reaktion beschreiben, die bei der Zugabe einer sauren Lösung zu einer alkalischen Lösung abläuft: Immerhin liegen H^+ - und OH^- -Ionen in den Lösungen vor.

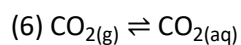
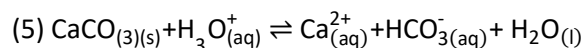
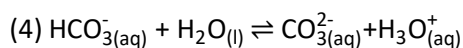
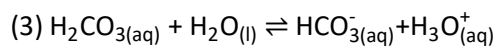


Gerade in dieser Möglichkeit besteht jedoch die Tücke, dass sich die Lernenden vereinfachend einprägen, bei der Neutralisation entstünde immer eine pH-neutrale Lösung (s.o.), wenn man die Stöchiometrie der Reaktion nicht angemessen thematisiert und den Begriff „Neutralisation“ dadurch relativiert (z.B. durch Aussagen wie „wenn die Stoffmenge der gelösten Ionen der Säure doppelt so groß ist als diejenige der gelösten Ionen der Base, bleibt die Lösung trotzdem sauer, auch wenn die Neutralisationsreaktion abläuft“). Selbst wenn man dies thematisiert, ergibt sich immernoch das Problem des reinen Stoffbegriffs der Säure und Base von Arrhenius: Weil die Teilchenebene lediglich mit „Ionen der Säure/Base in wässriger Lösung“ umschrieben werden kann, ohne die Ionen selbst als Säuren oder Basen zu beschreiben, fällt es Lernenden vermutlich schwieriger, Aussagen über die Teilchenebene mit Aussagen über die Stoffebene zu verbinden, was bereits eines der größten Schwierigkeiten des Chemielernens ist (vgl. Kap. 5.2.1).

(3) Das Konzept von Lavoisier – Verständnishilfe zur Bildung von Säuren: Säuren entstehen durch die Reaktion mit Nichtmetalloxiden in Wasser - daher auch der Name „Sauerstoff“ für das Element, dem Lavoisier die säurebildende Eigenschaft zugeschrieben hat. Dieses Konzept ist zwar einerseits unvollständig (siehe bspw. Chlorwasserstoff) und kann auch zur Unklarheit der Begriffe „Reine Säure“ und „saure Lösung“ beitragen. Andererseits ist es jedoch hilfreich und ebendieses von Brønsted/Lowry ergänzend, da Schwefel-, Stickstoff- und Kohlenstoffdioxidmoleküle in der Reaktion mit Wasser (letzteres Beispiel in (2)) tatsächlich Brønsted-Säuren bilden, die sich im Fall der Schwefelsäure sogar als Reine Säure gewinnen lassen, wobei sie wie im Fall der Kohlensäure auch sehr instabil sein können, was der Grund für das Sprudeln von Mineralwasser durch eine Gleichgewichtsverschiebung von (2) aufgrund von Druckerniedrigung (Öffnen der Wasserflasche) ist (Schanze, 2016).



Somit kann auch auf den in Kap. 8.7 angesprochenen Kontext der Versauerung der Meere durch die Erzeugung von Kohlenstoffdioxid durch anthropogenen Einfluss (Verbrennung von Kohlenwasserstoffen und Fahrzeugen oder zum Heizen usw.) eingegangen werden, da die Lernenden nun konzeptionell erfassen, dass bei der Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Wasser in einer Gleichgewichtsreaktion eine Säure entsteht (siehe (3)). Interessant ist in diesem Zusammenhang jedoch, dass ein Großteil des in Wasser gelösten Kohlenstoffdioxid (ca. 99,8%) nicht zu Kohlensäure reagiert, welche anschließend in zwei Stufen deprotoniert ((3) und (4)) und den pH-Wert der Meere erniedrigt, was negative Auswirkungen auf den Kalkhaushalt von Krusten- und Schalentieren hat, da Calciumcarbonat durch Protonen zersetzt werden kann (65). Stattdessen löst es sich in Wasser (6), wodurch die Meere eine Kohlenstoffdioxid-Speicherwirkung haben, die dem Treibhauseffekt entgegenwirkt (Kruse, Knickmeier & Parchmann, 2016, Maulbetsch, 2012, Schmidkunz, 2012, Schmidkunz & Parchmann, 2008, Schmidkunz & Wittke, 2006, Paschmann, 2001, Paschmann et al. 2000 A und B, Bausch, 1997, Deifel, 1997, Braun, 1994, Häusler, 1978 B).



Ein weiterer Anwendungskontext wäre die Bildung von saurem Regen durch die Reaktion von Schwefeldioxid mit Wasser in Regentropfen (5), wobei sich hier u.a. eine Verschiebung von Gleichgewichtsreaktionen in Böden (nur nur auf den Kalkgehalt in Böden (siehe (3)), sondern bspw. hinsichtlich des Silicatgehalts (6)) ergibt (Bogisch, 2000. Bochter, 1993, Lux & Fabig, 1987). Durch die Reaktionen (3) und (5) werden zwar Protonen abgefangen und unschädlich gemacht (man spricht hierbei von der Pufferwirkung, die noch ausführlich in Kap. 8.14 beschrieben wird), allerdings können sich die Lernenden bereits mit ihrem jetzigen Kenntnisstand vorstellen, dass diese Pufferwirkung durch die Stoffmenge bspw. der Silicatverbindung abhängig ist: Liegt das Gleichgewicht überwiegend auf der rechten Seite, können weiter hinzukommende Protonen nicht mehr abgefangen werden, wodurch sich u.a. die bekannten Waldschäden ergeben (s.o.).

Anhand dieser Kontexte erhalten die Lernenden spannende Einblicke in umweltchemische Themen, die mit Hilfe der Säure-Base-Chemie durchdrungen werden können.

Für die Gestaltung des Lernmoduls lässt sich schließen: Wenn das in Tab. 34 gezeigte Begriffsnetz von den Lernenden eingeübt wird und sie mit Hilfe geeigneter Experimente (s.o.) und Aufgaben

verinnerlichen, dass zwischen dem Säure-Base-Konzept von Arrhenius und Brønsted klar und unterschieden werden muss und dass Konzept von Lavoisier eine hilfreiche Ergänzung darstellt, lassen sich die gezeigten Schwierigkeiten (Anwendung der Grundbegriffe, Vermeidung der Übertragung von Eigenschaften von Lösungen auf Eigenschaften von Stoffen, Erklärung von Dissoziationen vs. Erklärung von Reaktionen und Überinterpretation des Neutralisationsbegriffs) in den Griff bekommen.

Grundsätzlich wäre es denkbar, das Konzept von Arrhenius überhaupt nicht zu erwähnen und direkt ebendieses von Brønsted/Lowry einzuführen. Allerdings gilt es erneut (analog zum Bohr'schen Atommodell (vgl. Kap. 6.5), zum Konzept der Wertigkeit (vgl. Kap. 7.8) und zum klassischen Redoxbegriff (vgl. Kap. 8.10)), aus der Unkenntnis heraus, ob die Lernenden mit dem problematischen Konzept im Laufe ihrer Schulzeit konfrontiert wurden oder nicht, ebendieses aufzugreifen und sauber vom gewünschten Konzept abzugrenzen, um das Verständnis für letzteres zu gewährleisten. Zudem suggeriert die Vorwissensstudie (s.o.) durchaus, dass die Lernenden enorme Schwierigkeiten in der Anwendung der Begriffe „Säure“, „Base“ und „Lauge“ haben, die u.a. aufgrund des Konzeptwechsels von Arrhenius zu Brønsted/Lowry entstanden sein könnten (siehe (b)).

Andere Säure-Base-Konzepte, die vor demjenigen von Brønsted/Lowry entwickelt wurden (z.B. das Korpuskular-Konzept von Lemery, das Phlogistiker-Konzept oder Wasserstoff-Konzept von Liebig) (Schanze, 2016) helfen weder bei der Erreichung des Ziels, das Konzept von Brønsted/Lowry in vielfältigen Kontexten anzuwenden, noch sind sie für einen history lift (Jansen, 2014) interessant, da es sich ebenfalls um reine Stoffkonzepte (so wie dieses von Arrhenius) handelt. Lediglich die Herkunft des Begriffes „Base“ im Sinne Glaubers als Basis für eine Salzbildung (z.B. die Bildung von Calciumsulfat durch die Reaktion von Calciumcarbonat (Base) mit Schwefelsäure (Säure)) wird in einem kleinen Exkurs am Rande erwähnt, da der Begriff im Gegensatz zu Begriff „Säure“ durchaus ungewöhnlich und wenig alltagsrelevant ist (Schanze, 2016).

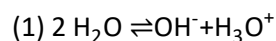
Darüber hinaus wird auch das Lewis-Säure-Base-Konzept („Säure“ als Elektronenpaarakzeptor und „Base“ als Elektronenpaardonator) nicht thematisiert, da dies nicht den Forderungen der Lehrenden entspricht (vgl. Kap 3.2.1.1) und daher die Erklärung von entsprechenden Prozessen, bei denen die oben beschriebenen Konzepte nicht ausreichen (z.B. die Reaktion von Bortrifluorid mit Ammoniak oder das amphotere Reaktionsverhalten von Zink- und Aluminiumsalzlösungen (Pfeifer, 2009)) auf das erste Semester des Chemiestudiums verlagert werden kann. Grundsätzlich wäre bspw. auch die Bildung von Säuren aus Nichtmetalloxiden und Wasser (siehe (c)) mit dem Konzept zu erklären, was im Zusammenhang mit der Brønsted/Lowry-Theorie jedoch eher verwirren würde: Ist eine Säure nun ein Protonendonator oder ein Elektronenakzeptor? Das HSAB-Konzept wird konsequenterweise ebenfalls nicht behandelt, da (wie bereits mehrfach erwähnt) Komplexchemie im Propädeutikum keinen Platz hat (vgl. Kap. 3.2.1.1) (Schanze, 2016). Die didaktische Bedeutsamkeit des Usanovic-Konzeptes wird schließlich in Kap. 8.16 erläutert.

8.14 Protolysegleichgewichte und pH-Wert: Von der Autoprotolyse des Wassers über Säure-Base-Titrations bis zu Puffersystemen

Neben einer Klärung dessen, welche Säure-Base-Konzepte für die Ziele des Propädeutikums förderlich sind, ist ebenfalls didaktisch bedeutsam, wie die Themen Autoprotolyse, pH-Wert-Berechnung, Neutralisation und Säure-Base-Titration gemäß den Forderungen der Lehrenden aufbereitet und miteinander verknüpft werden (vgl. Kap. 3.2.1.1). Die Vorwissensstudie zeigt auch hierbei einen dringenden Nachholbedarf an: Grundlegende Berechnungen des pH-Wertes wässriger Lösungen starker und schwacher Säuren gelingen nur wenigen (33% (HF) bzw. 29% (LA) richtige Lösungen), wie bereits erwähnt gehen 21%/29% davon aus, dass bei der Mischung einer sauren und einer alkalischen Lösung stets eine neutrale Lösung entsteht, was auch auf ein mangelndes Verständnis der Konzentrationsabhängigkeit des pH-Wertes bzw. der Neutralisationsreaktion hinweist, und 24%/43% sind der Ansicht, starke Säuren hätten einen niedrigeren pH-Wert als schwache Säuren, was auf konzeptionelle Unklarheit schließen lässt. Um die genannten Themen zu verbinden und die Lücken der Lernenden aufzuarbeiten, ist daher der folgende Lernweg gewählt worden (Saffian, 1989, Scheloske, 1982 A und B, Bregulla, 1982):

- 1) Die Autoprotolyse des Wassers, der pH-Wert und die pH-Skala:
- 2) Säure- und Basenstärke, pKs- und pKB-Werte und pH-Wert-Berechnung
- 3) Neutralisation, Titration und Säure-Base-Indikatoren
- 4) pH-Puffersysteme und die Henderson-Hasselbalch-Gleichung
- 5) Anwendungskontexte für Puffersysteme

1) Die Autoprotolyse des Wassers, der pH-Wert und die pH-Skala: Historisch durch Experimente u.a. von Kohlrausch zur Überprüfung der Leitfähigkeit von destilliertem Wasser unter Luftausschluss hergeleitet (Kohlrausch, 1878), ergibt sich für die Autoprotolyse von Wasser (1) unter Standardbedingungen (1 bar Druck, 25°C) eine Gleichgewichtskonstante K_w (2).



$$(2) K_w = c_{\text{OH}^-} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-14}$$

Die Gleichung lässt sich auch elektrochemisch mit Hilfe der Nernst-Gleichung durch die Konstruktion einer Konzentrationszelle (Remane, 2003, Krebs, 1990) oder kinetisch über die Verseifungsgeschwindigkeit von Methylacetat (Laar, 1894) ermitteln, was auf Basis des Kenntnisstands der Lernenden an dieser Stelle ebenfalls möglich wäre, jedoch lediglich ergänzend erwähnt wird, um

den Fokus des Moduls (Einüben von pH-Wert-Berechnungen, Erklären der Neutralisationsreaktion und Anwendung der Säure-Base-Titration) nicht aus dem Blick zu verlieren. Auch die Bestimmung des Protolysegrades von Natriumacetat (Arrhenius, 1887) hat historisch zur Ermittlung von K_w beigetragen, benötigt hier zum Verständnis jedoch bereits ein Konzept einer schwachen Brønsted-Base, welches erst im Folgenden erarbeitet wird (der Begriff „schwacher Elektrolyt“ von Arrhenius soll im Rahmen des Lernmoduls außen vor bleiben (vgl. Kap. 3.2.1.1)).

Im Anschluss an diese experimentelle Verdeutlichung der Autoprotolyse des Wassers erfolgt die Definition des pH-Wertes als negativer dekadischer Logarithmus der Konzentration an Oxoniumionen (3).

$$(3) \text{ pH} = -\log \left(c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \frac{1}{\text{mol}} \right)$$

Hinsichtlich dieser Definition des pH-Wertes werden die folgenden didaktischen Aspekte berücksichtigt (Derz, 1984):

- Wie bereits im Kapitel zur Herleitung des Massenwirkungsgesetzes erwähnt, wird auch hier der *Aktivitätsbegriff ausgelassen* (vgl. Kap. 8.8).
- Das *Oxoniumion anstelle eines Protons (H^+) als Grundlage der Definition* zu wählen ist einerseits mit der Brønsted/Lowry-Theorie vereinbar, in der ein Wassermolekül als Base reagieren und dabei ein Oxoniumion bilden kann, und ist andererseits fachlich angemessen, da die Existenz freier Protonen in Wasser widerlegt wurde (Stoyanov, Stoyanova & Reeds, 2010). Zwar existieren neben dem Oxoniumion auch weitere $[\text{H} \cdot \text{n} \cdot \text{H}_2\text{O}]^+$ -Spezies (sog. Hydroniumionen wie z.B. das Zündel- oder Eigen-Ion), was jedoch didaktisch reduziert werden kann (vgl. Kap. 3.2.1.1)
- Es wird erwähnt, dass es sich um einen *Zahlenwert* handelt, der als Wert einer Größe gemäß den IUPAC-Richtlinien *standardisiert* werden muss (daher der Zusatz „mol/L“) oder die Einheit „+ lg (mol/L)“ bekäme (Nic, Jirat & Kosata, 2018 J).
- pH ist *gleichzeitig Größenname und Größenzeichen*, was eine Besonderheit darstellt.
- Der vollständige Name der Größe ist „potentia hydrogenii“, was als *Potenz im Sinne der Exponentenschreibweise* der Konzentration gedeutet werden kann, wodurch die Bezeichnung einen Sinn ergibt. Tab. 37 zeigt diesen Zusammenhang auf. Sie wurde als erstes von Sørensen in seinen enzymkinetischen Arbeiten definiert, was am Rande erwähnt wird (Kober, 1991).

Tab. 37: Zusammenhang zwischen $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ und pH-Wert.

$c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ / mol/L in Dezimalschreibweise	$c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ / mol/L in Exponentenschreibweise	pH-Wert
1	10^0	0
0,1	10^{-1}	1
0,01	10^{-2}	2
0,001	10^{-3}	3
...		

An dieser Stelle (nach der Erschließung der Autoprotolyse und der Definition des pH-Wertes) kann es nun auf Basis der phänomenologischen Kenntnisse hinsichtlich des pH-Wertes der Lernenden (vgl. Kap. 8.13) zu folgenden beiden Fehlvorstellungen kommen:

- A) Wasser als pH-neutrale Lösung enthält weder Oxonium- noch Hydroxid-Ionen (Barke, 2006).
- B) Der pH-Wert ist in Wasser maximal 14 und minimal 0 (Zoller, 2010).

A) Ist dabei eine unzulässige Übertragung der Stoffebene auf die Teilchenebene: Eine neutrale Lösung ist weder sauer noch alkalisch, also liegen auch keine die Lösungen kennzeichnenden Ionen vor. B) ist hingegen eine erfahrungsbasierte Annahme: Weder im Alltag noch im Anfangsunterricht lernen die SuS eine Lösung mit einem pH-Wert außerdem des Bereichs zwischen 0 und 14 kennen. Die oben beschriebene, auf Experimenten basierte Herleitung der Autoprotolyse-Gleichung des Wassers bzw. der Gleichung für K_w ist ein erster Zugang zur Vermeidung dieser Vorstellungen, sollte jedoch um eine tabellarische Gegenüberstellung der Werte von pH, $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ und c_{OH^-} ergänzt werden (s. Tab. 38), um zu visualisieren, dass (a) an keinem der pH-Werte c_{OH^-} oder $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ den Wert 0 annehmen (Barke, 2006, Krüger, 1990) und (b) auch ein pH-Wert von -1 oder 15 erreicht werden kann, wenn entsprechende Konzentrationsverhältnisse vorliegen (Zoller, 2010). Da die Konzentration an Wassermolekülen in reinem Wasser unter Standardbedingungen $c = 55 \text{ mol/L}$ entspricht, was sich aus der entsprechenden Dichte und molaren Masse des Wassers berechnen lässt, wäre also die maximale Konzentration an Oxoniumionen oder Hydroxidionen ebenfalls so groß und die pH-Wasser in Wasser reicht unter diesen Bedingungen von ca. -1,74 bis ca. 15,74, was den Lernenden als Vertiefungsaufgabe gegeben wird.

Tab. 38: pH, $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ und c_{OH^-} in Abhängigkeit voneinander (ggf. gerundet auf zwei Nachkommastellen). Es wird deutlich, dass (a) bei keinem Wert für pH die anderen beiden Größen den Wert 0 annehmen und dass (b) auch pH-Werte unter 0 und über 14 erreicht werden können.

pH	$c_{\text{H}_3\text{O}^+}/\text{mol/L}$	$c_{\text{OH}^-}/\text{mol/L}$
-1,74	54,95	$1,81 \cdot 10^{-16}$
-1	10	$1 \cdot 10^{-15}$
0	1	$1 \cdot 10^{-14}$
1	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-13}$
2	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-12}$
3	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-11}$
		...
14	$1 \cdot 10^{-14}$	1
15	$1 \cdot 10^{-15}$	10
15,74	$1,81 \cdot 10^{-16}$	54,95

2) Säure- und Basenstärke, pKs- und pKB-Werte und pH-Wert-Berechnung: Nachdem die Lernenden also den pH-Wert definieren und den Zusammenhang zur Autoprotolyse des Wassers sowie zur Konzentration an Oxoniumionen in einer wässrigen Lösung beschreiben können, geht es um die Frage, wie man den pH-Wert einer Lösung berechnet. Hierzu müssen die Lernenden zwischen starken und schwachen Säuren bzw. Basen unterscheiden sowie Ampholyten bestimmen und die dementsprechende Formel anwenden können. Die in Tab. 38 gegebenen Formeln werden im Rahmen des Lernmoduls auf Basis der Protolysegleichungen unter Angabe der entsprechenden Näherungen hergeleitet:

- bei der *Herleitung der Formeln für schwache Säuren/Basen* kommt es zu den Näherungen, dass (a) die Ausgangskonzentration der Säure/Base auch der Konzentration im Protolysegleichgewicht entspricht und dass (b) die Konzentration des Wassers konstant bleibt. (a) ist dabei logischerweise umso ungenauer, je stärker die Säure ist (Friese, 1994).
- bei der *Herleitung der Formeln für starke Säuren/Basen* vernachlässigt man, dass bspw. auch Schwefel- oder Salzsäure mit einem pKS-Wert < 0 zu einem sehr geringen Teil undissoziiert vorliegt. Sofern keine starken Verdünnungen vorliegen, ist dies auch gerechtfertigt; allerdings liegt der pH-Wert einer Salzsäure-Lösung mit einer Konzentration von $c = 10^{-8}$ mol/L bspw. eben nicht im Bereich $8 \pm 0,1$, sondern eher im Bereich $7 \pm 0,1$ (Dauenhauer & Kober, 1996).
- bei der *Herleitung der Formel für Ampholyten* wird schließlich die Näherung vorgenommen, dass die Konzentration des basischen Anions und die Konzentration der vollständig protonierten Säure gleich (und jeweils sehr gering) ist.

Zahlreiche Übungen helfen den Lernenden, Protolysegleichgewichte als solche aufzustellen und zu deuten (Paschmann, 200, Pasch, 1987) sowie mit den entsprechenden Formeln (s. Tab. 39) unter

Zuhilfenahme tabellierter pK_S - bzw- pK_B -Werte umzugehen. Insbesondere Berechnungen von Salzlösungen, die eine schwache Bröndted-Säure/Base enthalten, eignen sich hier als einfache Anwendungsbeispiele – so etwa unter der Fragestellung, warum die Lösung einer Brausetablette mit einem gewissen Anteil an Natriumhydrogencarbonat ohne Zugabe von Säuerungsmitteln wie z.B. Vitamin C oder Citronensäure auch nicht sauer schmecken würde. Als Transfer wurden den Lernenden Berechnungsaufgaben zum pH-Wert von Aminosäure-Lösungen gegeben, bei denen sie zunächst auf Basis von gegebenen Protolysegleichungen erkennen müssen, dass es sich bei Aminosäuren um Ampholyten handelt (Kober, 1996).

Tab. 39: Formeln zur Berechnung von pH-Werten.

Berechnung des pH-Wertes der Lösung einer/eines...	Formel
Starken Säure	$pH = -\lg(c_{H_3O^+})$
Starken Base	$pH = -\lg(c_{OH^-})$
Schwachen Säure	$pH = 0,5 \cdot (pK_S - \lg(c_{H_3O^+}))$
Schwachen Base	$pH = 14 - 0,5 \cdot (pK_B - \lg(c_{OH^-}))$
Ampholyten	$pH = \frac{pK_{s,1} + pK_{s,2}}{2}$

Dabei wird ein pK_S - bzw- pK_B -Wert von $\leq 4,74$ als Grenzwert für starke Säuren/Basen festgelegt, sodass Essigsäure mit einem pK_S -Wert von 4,75 als „erste“ schwache Säure zählt (Atkins & de Paula, 2006). Mittelstarke Säuren und Basen werden dabei ebenso didaktisch reduziert wie Ursachen für die Säure- bzw. Basenstärke auf molekularer Ebene (u.a. Stabilisierung des Säurerestions und Polarität der HX-Bindung) sowie die Temperaturabhängigkeit der Protolyse (o.V., 1987) (vgl. Kap. 3.2.1.1). Auch an dieser Stelle des Lernmoduls können zwei relevante Fehlvorstellung aus der didaktischen Literatur greifen, die auch im Vorwissenstest von einigen Lernenden gezeigt wurde (s.o.):

C) Starke Säuren haben einen niedrigen pH-Wert, während schwache Säuren einen hohen pH-Wert (Barke, 2006, Musli, 2004, Geisler & Sumfleht, 1999).

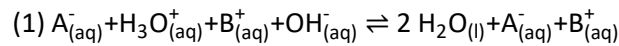
D) Die Mischung einer sauren und einer alkalischen Lösung ergibt stets eine neutrale Lösung (Schmidt, 1994).

C) kann entstehen, wenn keine Trennung der Konzepte „reine Säure“ und „saure Lösung“ erfolgt; Formulierungen wie „stark saure Lösung“ im Unterricht anstelle von „Lösung mit einem niedrigen pH-Wert“ können dazu beitragen, dass sie aufrechterhalten bleibt. Dabei wurde der Vorschlag aus der Literatur modifiziert, die pH-Werte von einer Salzsäure-Lösung und einer Essigsäure-Lösung mit einer Konzentration von je 0,1 mol/L zu vergleichen und Lernenden bewusst zu machen, dass nur etwa 1% der Essigsäuremoleküle in einer Lösung dissoziiert sein können, wenn eine Essigsäure-Lösung von einer

Konzentration von $c = 0,1$ mol einen pH-Wert von ca. 3 anstelle von 1 hat (wie bei der Salzsäure-Lösung) (Barke, 2006, 1990). Dieses Vorgehen mag zwar einen kognitiven Konflikt auslösen („Warum hat die Salzsäure-Lösung nun den niedrigeren pH-Wert?“), berührt allerdings nicht das eigentliche Problem der Einheit der Konzepte „reine Säure“ und „saure Lösung“ in den Köpfen der Lernenden: Das Experiment *bestätigt* die Lernenden sogar in ihrer Vorstellung, dass Salzsäure (die Lösung, deren pH-Wert gemessen wird) nun mal stark und Essigsäure (die andere Lösung) eben schwach ist. Um also diese begriffliche Einheit zu konfrontieren, werden zusätzlich die pH-Werte zwischen einer Salzsäure-Lösung mit einer Konzentration von $0,001$ mol/L und einer Essigsäure-Lösung mit einer Konzentration von $c = 1$ mol/L verglichen. Die hieraus gewonnene Erkenntnis, dass die „starke“ Salzsäure konzentrationsbedingt einen höheren pH-Wert hat als die „schwache“ Essigsäure, zwingt schließlich zu einer Klärung der Begriffe „reine Säure“, „starke Säure“, „schwache Säure“ und „saure Lösung“, wobei entsprechende Modellvorstellungen für die Teilchenebene vorgegeben werden (vgl. Abb. 71) (Barke, 2006); dass es sich bei der Darstellung der Reinstoffe um Näherungen handelt, da es keinen einzigen echten „Reinstoff“ gibt, wird dabei vertiefend erwähnt (Pfeifer & Sommer, 2012).

D) hingegen entsteht u.a. dadurch, dass die Lernenden die Konzentrationsabhängigkeit und damit die quantitative Dimension des pH-Wertes nicht verinnerlicht haben (s.o.) (Schmidt, 1994). Eine explizite Konfrontation dieser Fehlvorstellung erfolgt dadurch, dass eine Messung und Berechnung des pH-Wertes (a) des Gemisches von 50 mL Salzsäure-Lösung und 50 mL Natronlauge (mit jeweils $c = 0,1$ mol/L) ($\text{pH} = 7$), (b) des Gemisches von 50 mL dieser Salzsäure-Lösung und 80 mL dieser Natronlauge ($\text{pH} > 7$) sowie (c) des Gemisches von 80 mL dieser Salzsäure-Lösung und 50 mL dieser Natronlauge ($\text{pH} < 7$) erfolgt. Außerdem wird die Prozesshaftigkeit der Neutralisationsreaktion verdeutlicht: Sie beginnt ab dem ersten Tropfen zugegebener saurer Lösung/alkalischer Lösung zur jeweils anderen (!) und nur am sog. Neutralpunkt gilt: $\text{pH} = 7$ (Barke, 2006). Dies bereitet auch die sog. potentiometrische Titration vor (siehe Schritt 3)).

3) Neutralisation, Titration und Säure-Base-Indikatoren: Immer dann, wenn eine saure Lösung und eine alkalische Lösung zusammengegeben werden, findet die Neutralisationsreaktion statt (vgl. Kap. 8.13, siehe (1)), von der man nicht nur in der Medizin (z.B. durch Einnahme von Natriumhydrogencarbonat bei Übersäuerung des Magens), sondern auch in der Analytik (bei der Säure-Base-Titration) Gebrauch macht. Die Wasserbildung bei der Neutralisation lässt sich dabei besonders gut anhand der Reaktion von fester Zitronensäure mit festem festem Natriumhydroxid im Reagenzglas unter Zugabe von weißem Kupfersulfat durch Blaufärbung zeigen (Freienberg & Flint, 2001).



$A_{(aq)}^-$: Säurerestion

$B_{(aq)}^+$: Baserestion

Hinsichtlich der allgemeinen Reaktion kann es zu mindestens diesen Fehlvorstellungen kommen:

E) Durch die Neutralisation entsteht eine elektrisch neutrale Lösung (mit elektrisch neutralen Salz-Molekülen) (Barke, 2006, 1990) (Zoller, 1990).

F) Bei der Neutralisation werden Säure und Base „verbraucht“ (Schmidt, 1994).

E) entspricht einer Vermischung der Konzepte pH-Neutralität und Elektroneutralität: Wenn die Lernenden im vorherigen Unterricht (bspw. zur Ionenbindung) u.a. von „elektrisch neutralen Einheiten“ in einem Salzgitter gesprochen haben, kann es ihnen niemand verdenken, wenn sie bei der „Neutralisationsreaktion“ ebenfalls nach diesen Einheiten suchen; tatsächlich werden dabei aus Ionen (Oxonium- und Hydroxidionen) ungeladene Moleküle (Wasser-Moleküle) gebildet. Vermeiden lässt sie sich, wenn man (wie im Lernmodul geschehen) folgende Aspekte berücksichtigt:

Der Begriff „neutral“ wird lediglich im Sinne von „pH-neutral“ verwendet; anstelle der „Elektroneutralität“ wird der Begriff „Ladungsausgeglichenheit“ gebraucht (Barke, 2006, 1990).

Es erfolgt bei allen chemischen Reaktionen, an denen Ionen beteiligt sind (so auch bei der Neutralisationsreaktion) die Ionenschreibweise (siehe (1)), wodurch auch symbolisch verdeutlicht wird, dass sich keine „Salzmoleküle“ bilden (Petermann et al., 2011 A Barke) (vgl. Kap. 7.7). Dabei werden die pH-Werte verschiedener Salzlösungen gezeigt, sodass den Lernenden deutlich wird, dass diese kleiner als 7 (z.B. Zinksalzlösungen oder Hydrogensulfatlösung) oder auch größer als 7 (z.B. Carbonatlösungen und Oxidlösungen) sein können: Selbst, wenn darin also „Salzmoleküle“ enthalten sein sollen, besteht offenbar kein Zusammenhang zwischen Elektro- und pH-Neutralität (Barke, Selenski & Sopandi, 2003, Barke, 2006).

Durch eine konduktometrische Titration einer Salzsäure-Lösung mit Natronlauge wird schließlich gezeigt, dass auch am Neutralpunkt Ionen in der Lösung vorliegen müssen. Der ermittelte Messwert für die Stromstärke ist dabei so hoch, dass er sich nicht allein auf die Autoprotolysereaktion des Wassers zurückführen lässt: Für die Titration einer Salzsäure-Lösung ($c = 0,01 \text{ mol/L}$) mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) erhält man bspw. für $I = 5 \text{ mA}$ bei einer Spannung von $U = 10 \text{ V}$, während man auf Basis

der Angaben für die molare Leitfähigkeit von Oxonium- und Hydroxidionen mit einer jeweiligen Konzentration $c = 10^{-7}$ mol/L bei ebendieser Spannung, einem Elektrodenabstand von einem Zentimeter und einer Querschnittsfläche der Elektroden von einem Quadratmillimeter eine Stromstärke von $I = 5,5 \cdot 10^{-6}$ mA erwarten würde. Zum Verständnis hierfür müssen die Begriffe „Leitfähigkeit“ und „molare Leitfähigkeit“ eingeführt werden. Insgesamt wird deutlich: Neutralpunkt und ionenfreier, elektrisch neutraler Zustand zwei verschiedene Dinge sein. (Petermann et al., 2011 A und B; Ries, 2007, Barke, 2006, 1990, Heuer, 1993 Full, 1981). Der in der Literatur vorgeschlagene Transfer, im Anschluss daran eine konduktometrische Titration durchzuführen, bei der die Neutralisationsreaktion abläuft, aber ein schwerlösliches Salz entsteht (z.B. durch Titration von Schwefelsäure-Lösung mit Barytwasser), wird hierbei ausgelassen, da er das soeben gewonnene Verständnis des Neutralpunktes erneut auf die Probe stellt (die Leitfähigkeit sinkt diesmal tatsächlich annähernd auf Null) und dadurch eher als lernhinderlich denn -förderlich eingeschätzt wurde (Petermann et al., 2011 A und B).

Fehlvorstellung F) ist ein fachsprachliches Problem, dass mit einer Bewertung der Aussage: „Die Säure/Base wird verbraucht“ für die Teilchenebene (ungenauer Ausdruck, da zwar Oxoniumionen zu Wassermolekülen reagieren, allerdings keine Atome und damit auch keine Masse verloren geht) mit einer entsprechenden Visualisierung der Reaktionsgleichung (s.o.) gelöst werden kann.

Bei der Beschreibung des Umgangs mit Fehlvorstellung E) (s.o.) wurde bereits erwähnt, dass die Auswertung der sog. konduktometrischen Titration eine entscheidende Konfrontation mit ebendieser Fehlvorstellung auslösen kann. Dabei wird das Verfahren erst im Nachhinein als solches bezeichnet und seine Bedeutung als einfaches Verfahren der Analytik, die Konzentration eines Stoffes in Abhängigkeit von einem Titriermittel zu bestimmen, wird beschrieben (Blume, 1978). Außerdem wird den Lernenden die potentiometrische Titration mit Hilfe von pH-Elektroden als Alternative zu konduktometrischen Titration erläutert: Sie werden beide Verfahren bereits im Praktikum des ersten Semesters anwenden. Dabei soll jedoch angesichts der Forderungen der Lehrenden keine Diskussion der Vor- und Nachteile beider Verfahren oder eine vertiefende Darstellung der Verfahrenstheorien (z.B. der experimentellen Bestimmung molarer Leitfähigkeiten einzelner Ionen, der Demonstration des Ostwald'schen Verdünnungsgesetzes usw. (Limke & Friese, 1992, Wolf, 1987) oder Anwendungsmöglichkeiten (z.B. konduktometrische Verfolgung einer Esterhydrolyse (Nagel, 1982) oder Bestimmung von Säurekonstanten (Blume, Bader & Wenck, 1978) erfolgen (vgl. Kap. 3.2.1.1). Stattdessen sollen sie einerseits als Verfahren grundlegend verstanden werden und andererseits zum Verständnis der Konzepte „starke/schwache Säure“ und „starke/schwache Base“ beitragen, die für die Berechnung von pH-Werten als notwendiges Hintergrundwissen gelten (s.o.).

Daher werden die konduktometrischen und potentiometrischen Titrationskurven für die Titrationskurven a) der Lösung einer starken Säure (hier Salzsäure) mit Natronlauge, b) der Lösung einer schwachen Säure (hier Essigsäure) mit Natronlauge, c) der Lösung einer starken Base (hier Natriumhydroxid) mit einer Salzsäure-Lösung und d) der Lösung einer schwachen Base (hier Ammoniak) mit Salzsäure-Lösung (vgl. Abb. 76) gezeigt, wobei der Kurvenverlauf auf der Teilchenebene gedeutet wird und die Begriffe „Startpunkt“, „Neutralpunkt“, „Äquivalenzpunkt“ und „Halbäquivalenzpunkt“ angewendet werden.

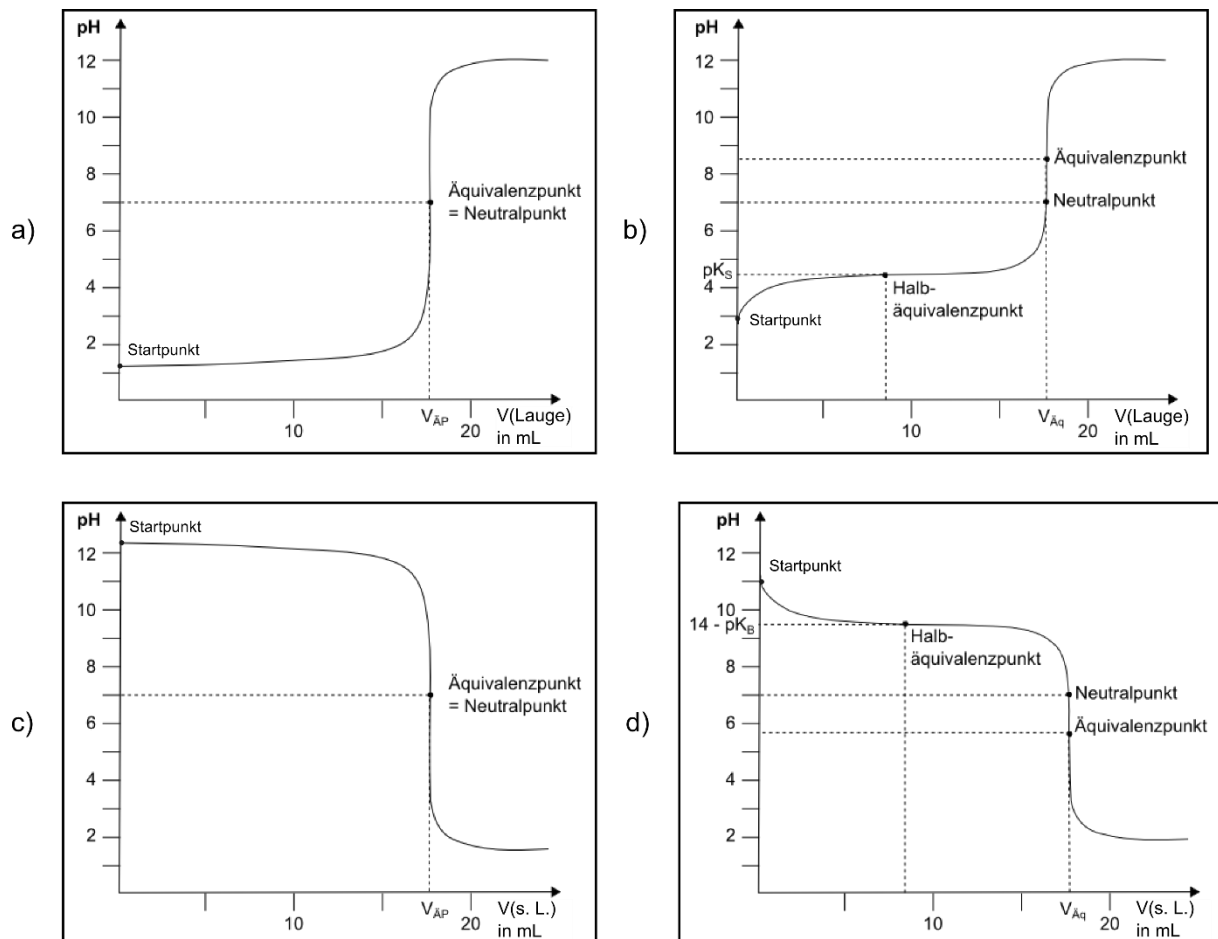


Abb. 76: Potentiometrische Titrationskurven a) der Lösung einer starken Säure mit Natronlauge, b) der Lösung einer schwachen Säure mit Natronlauge, c) der Lösung einer starken Base mit einer Salzsäure-Lösung (saure Lösung (s.L.)) und d) der Lösung einer schwachen Base mit einer Salzsäure-Lösung im Vergleich.

Es handelt sich dabei jeweils um klassische Einstiegsbeispiele; zur Vertiefung werden die folgenden Anwendungen thematisiert:

- *Titration mehrprotoniger Säuren* wie (a) Phosphorsäure in CocaCola (Steiner, 1995), (b) Kohlensäure in Mineralwasser (Häusler, 1978 B), (c) Oxalsäure in Rhababerextrakt (Serafimov et al., 1986) und (d) Schwefelsäure in saurem Regen (Bollheimer, Oetken & Ducci, 2011). (b)

erlaubt dabei auch die Ermittlung des Carbonatgehaltes in Mineralwasser und daher die Überprüfung der Gehaltsangabe auf einer Flasche (Schwedt, 2012). (c) ermöglicht einen lebensweltlichen Transfer zum Löslichkeitsprodukt (s.o.), weil Oxalsäure in der Niere als Calciumoxalat (auch „Nierenstein“ genannt) ausfallen kann, weshalb ein moderater Konsum von Lebensmitteln mit Oxalsäure ratsam ist. (d) kann schließlich mit einer Berechnung der Mengen an Natriumhydroxid bzw. Ammoniakgas verknüpft werden, die zur Neutralisation einer bestimmten Menge sauren Regens benötigt werden.

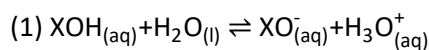
- *pKs-Wert-Bestimmung mit Halbäquivalenzmethode* zur Charakterisierung unbekannter Säuren, was am Beispiel der Apfelsäure (2-Hydroxybutandisäure) gezeigt wird (Häusler, Sondermann & Schmidt, 1987).
- *Andere Arten von Titrationsen*, die nach dem gleichen Prinzip in der Analytik üblich sind, aber unter Nutzung eines anderen Reaktionstyps ablaufen (Blume, 1978), wie die Redox titrationen (z.B. Iodometrie oder Manganometrie) oder die Fällungstitrationsen (z.B. Chloridbestimmung mit Silbernitrat-Lsg.) (Ries, 2007).

Schließlich wird ein weiteres Anwendungsgebiet schwacher Säuren und Basen aufgezeigt, welches die Lernenden bereits seit ihrem frühesten Chemieunterricht kennen und nun auf der submikroskopischen Ebene beschreiben können: Säure-Base-Indikatoren. Dabei handelt es sich um Lösungen, die auf der Teilchenebene meist organische schwache Brönsted-Säuren und -Basen mit mindestens zwei Protolysestufen enthalten, wobei jede Protolysestufe durch die Absorption der Wellenlänge eines bestimmten Bereichs gekennzeichnet ist, was sich auf der makroskopischen Ebene durch eine bestimmte Farbe äußert. Zwischen den Protolysestufen liegt jeweils ein Protolysegleichgewicht vor, wodurch die Lernenden eine weitere, farbenfrohe Anwendung der Gleichgewichtschemie kennenlernen (Wenzl, 1982). So enthält die berühmte Rotkohl-Indikator-Lösung Moleküle des Farbstoffs Cyanidin, deren Protolysestufen die in Abb. 77 gezeigte Lewisformel haben, wodurch sich für einen bestimmten pH-Bereich eine bestimmte Färbung der Lösung ergibt (Böhm, Rinke, Struckmeier & Sieve, 2016, Häusler & Worofka, 1987). Eine genauere Erklärung der Farbigekeit eines konjugierten π -Elektronensystems wird hierbei didaktisch ebenso reduziert wie eine genaue Erklärung des eigentlichen Farbwechsels der Lösung, an der die (vgl. Kap. 3.2.1.1).



Abb.77: Farbige und Nichtfarbige Protolysestufen von Cyanidin in Abhängigkeit vom pH-Wert (vgl. Drdoht, 2012).

Für den jeweiligen Umschlagpunkt gilt, dass die Konzentrationen der protolysierten Form und der deprotolysierten Form gleich sind, sodass gemäß der Halbäquivalenzmethode (s.o.) der pH-Wert am Umschlagpunkt auch dem pKs-Wert der jeweiligen Protolysestufe entspricht. In den Gleichungen (1)-(4) wird dies für den pKs-Wert der chinoiden Anhydrobase (abgekürzt durch $XOH_{(aq)}$) gezeigt und in Zwischenaufgaben zur Bestimmung von pKs-Werten angewendet. Dabei lässt sich durch die Farbe der Lösung der Umschlagsbereich bspw. zwischen chinoider Anhydrobase (violett) und ionischer Anhydrobase (tiefblau) erkennen, wobei hier oftmals deutliche Abweichungen zwischen menschlichen Farbwahrnehmung und gemessenem Äquivalenzpunkt bestehen können (Schweda, 2011).



$$(2) K_s = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}} \cdot c_{\text{XO}^-_{(\text{aq})}}}{c_{\text{XOH}_{(\text{aq})}}}$$

$$(3) \text{p}K_s = \text{pH} - \log \frac{c_{\text{XO}^-_{(\text{aq})}}}{c_{\text{XOH}_{(\text{aq})}}}$$

$$(4) \text{p}K_s = \text{pH}; c_{\text{XO}^-_{(\text{aq})}} = c_{\text{XOH}_{(\text{aq})}}$$

Universalindikatoren wie eine Rotkohlsaftlösung zeigen dabei nicht nur ein oder zwei, sondern mehrere Farbwechsel für verschiedene saure und alkalische Bereiche (Diesterweg et al., 1998, Windbichler, 1980). Verschiedene Umschlagsbereiche von gängigen Indikatoren werden den Lernenden durch Abb. 78 gegeben (Caplan, 1997, Funke, 1976), ohne dass hierfür experimentelle Ermittlungsverfahren wie z.B. die photometrische Titration (Blume, 1978) erläutert werden (vgl. Kap. 3.2.1.1), wobei die Lernenden in einfachen Anwendungsaufgaben den pH-Bereich auf Basis der Färbung einer Lösung angeben.

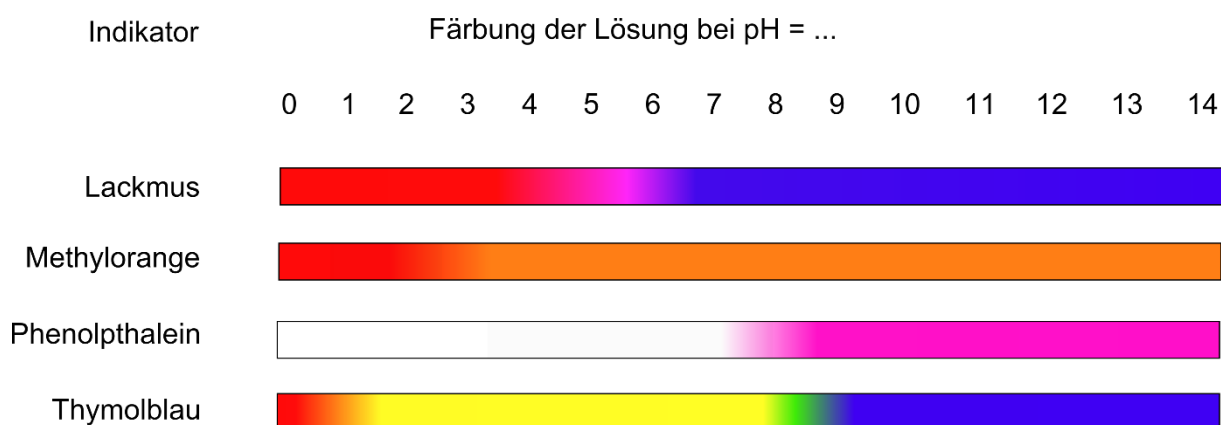


Abb. 78: Färbung der Lösungen gängiger Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert.

4) pH-Puffersysteme und die Henderson-Hasselbalch-Gleichung: In vielen technischen Bereichen (z.B. der Galvanisierung, vgl. Kap. 8.12) und nahezu allen ökologischen (Seen, Flüssen, Böden usw.) und biologischen Systemen (z.B. Blutkreislauf, Zellinnenräume usw.) ist es von essentieller Bedeutung, dass ein bestimmter pH-Wert-Bereich weder über- noch unterschritten wird, was durch sog. Säure-Base-Puffersysteme erreicht wird. Um den Lernenden die Funktionsweise dieser Systeme zu verdeutlichen, werden die folgenden Teilschritte gegangen:

Zunächst wird das pH-Pufferphänomen anhand zweier einführender Experimente qualitativ gedeutet.

50 mL der Lösungen eines Gemisches aus Essigsäure und Acetat oder Ammoniumsalz und Ammoniak in einem Stoffmengenverhältnis von 1 mol zu 1 mol zeigen im Vergleich zu destilliertem Wasser nur

sehr geringere Veränderungen des pH-Wertes, wenn 10 mL Salzsäure-Lösung oder 10 mL Natriumhydroxid-Lösung hinzugegeben werden (s. Tab. 40). Lösungen, die einen bestimmten pH-Wert absichern (so wie Knautsch- bzw. *Pufferzonen* eines PKWs die Insassen vor Schäden oder *Pufferstangen* die Fracht von Eisenbahnwaggons schützen), lassen sich als *Pufferlösungen* bezeichnen (Scheloske, 1982 B, Blume, 1977 B, 1978).

Tab. 40: Experimentelle Werte für die pH-Werte bestimmter Lösungen (jeweils auf zwei Nachkommastellen gerundet). Es wird deutlich, dass die beiden Lösungen b) und c) deutlich geringere pH-Wert-Veränderungen bei der Zugabe weiterer Säure/Base aufweisen als destilliertes Wasser (a).

Lösung/Stoff (V=50 mL)	pH-Wert	pH-Wert nach Zugabe von 10 mL HCl-Lösung (c=1 mol/L)	pH-Wert nach Zugabe von 10 mL NaOH-Lösung (c=1 mol/L)
a) Destilliertes Wasser	7,12	0,79	13,26
b) Essigsäure-Acetat- Lösung (1mol :1mol)	4,78	4,76	4,81
c) Ammonium-Ammoniak- Lösung (1mol :1mol)	9,23	9,20	9,27

Danach erfolgt eine quantitative Deutung inklusive der Herleitung der Henderson-Hasselbalch-Gleichung: Wie lassen sich die pH-Werte der entsprechenden Lösungen nach der Zugabe einer sauren Lösung bzw. einer alkalischen Lösung berechnen? Für destilliertes Wasser gelten hier schlicht die Formeln für starke Säuren/Basen, welche die Lernenden bereits kennengelernt haben (s.o.); die Lösungen werden durch das Wasser quasi nur verdünnt, was entsprechend für die Konzentration der Oxoniumionen berücksichtigt werden muss. Für die Essigsäure/Acetat-Lösung und die Ammoniak/Ammonium-Lösung wird allerdings eine neue Gleichung benötigt: die sog. Henderson-Hasselbalch-Gleichung. Ihre Herleitung erfolgt analog zu den Herleitungen der Formeln zur pH-Wert-Berechnung schwacher Säuren und Basen (s.o.), mit dem Unterschied, dass der Quotient auf protonierter und deprotonierter Form bestehen bleibt und dass man) stattdessen entweder den Stoffmengenquotient (sofern die Pufferlösung mit gleichen Stoffmengen an Säure und korrespondierender Base angesetzt wurden) den Voluminaquotient bilden kann (1).

$$(1) \text{ pH} = \text{pK}_S + \lg\left(\frac{c_{\text{Base}}}{c_{\text{Säure}}}\right) = \text{pK}_S + \lg\left(\frac{n_{\text{Base}}}{n_{\text{Säure}}}\right) \stackrel{(c_{\text{Base}}=c_{\text{Säure}})}{=} \text{pK}_S + \lg\left(\frac{V_{\text{Base}}}{V_{\text{Säure}}}\right)$$

Für die Berechnung des pH-Wertes gilt nun, dass man bei Säurezugabe die Stoffmenge oder das Volumen der zugegebenen Säure zur bereits vorhandenen entsprechenden Größe der Säure addiert und von der bereits vorhandenen entsprechenden Größe der Base subtrahiert: Letzere reagiert nämlich zu ersterer, wenn Oxoniumionen hinzugefügt werden (1). Umgekehrte Verhältnisse gelten bei

Basenzugabe (2). Dabei darf nur dann eine Addition von Volumina (zur Vereinfachung) erfolgen, wenn die Konzentrationen an zugegebener Säure/Base und bereits vorhandener Säure und Base gleich sind.

(1) Zugabe von $n_{z.Säure}$:

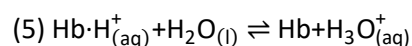
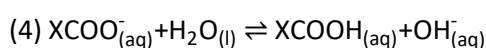
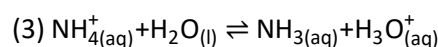
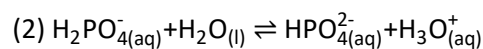
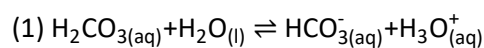
$$\text{pH} = \text{pK}_S + \lg\left(\frac{n_{\text{Base}} - n_{z.Säure}}{n_{\text{Säure}} + n_{z.Säure}}\right) \stackrel{(c_{\text{Base}} = c_{\text{Säure}} = c_{z.Säure})}{=} \text{pK}_S + \lg\left(\frac{V_{\text{Base}} - V_{z.Säure}}{V_{\text{Säure}} + V_{z.Säure}}\right)$$

(2) Zugabe von $n_{z.Base}$:

$$\text{pH} = \text{pK}_S + \lg\left(\frac{n_{\text{Base}} + n_{z.Base}}{n_{\text{Säure}} - n_{z.Base}}\right) \stackrel{(c_{\text{Base}} = c_{\text{Säure}} = c_{z.Säure})}{=} \text{pK}_S + \lg\left(\frac{V_{\text{Base}} + V_{z.Base}}{V_{\text{Säure}} - V_{z.Base}}\right)$$

Zum Umgang mit der Henderson-Hasselbalch-Gleichung für die Berechnung von pH-Werten bei gegebenen Puffersystemen, zur Berechnung von Konzentrationsverhältnissen an Säure und Base bei gegebenen pH-Werten oder zur Angabe geeigneter Puffersysteme mit Hilfe tabellierter pKs-Werte erhalten die Lernenden einige Übungsaufgaben. Zudem wird Ihnen die Pufferkapazität bei $\text{pH} = \text{pK}_S$ als Faustregel ($\text{pK}_S \pm 0,5$) anstelle einer mathematischen Bestimmung der spezifischen Pufferkapazität β für einen beliebigen pH-Wert in der Pufferlösung eingeführt (Blume, 1978 B): Letztere ist nicht nur erheblich komplexer, sondern es erscheint unsinnig, bei einem von 1 stark verschiedenem Verhältnis der Konzentrationen an Säure und korrespondierender Base überhaupt von einer Pufferlösung zu sprechen. Schließlich können die Lernenden nun den Bereich um den Halbäquivalenzpunkt einer potentiometrischen Titrationskurve als Pufferbereich verstehen, indem logischerweise nur geringe pH-Wert-Änderungen bei Zugabe des Titriermittels erfolgen.

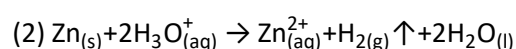
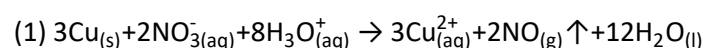
5) *Schließlich werden Anwendungskontexte für Puffersysteme behandelt.* So erschließen sich die Lernenden, dass bspw. im menschlichen Blut eine Kombination aus mehreren Puffersystemen vorliegt (Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffer (1), Dihydrogenphosphat-Hydrogenphosphatpuffer (2), Ammonium-Ammoniak-Puffer (3) Proteinatpuffer (4) und Hämoglobinpuffer (5)) und dass eine Azidose ebenso lebensbedrohlich sein kann wie eine Alkalose, da intramolekulare Wechselwirkungen in Enzymen dadurch praktisch irreversibel gestört und ebendiese dadurch unbrauchbar werden.



Außerdem erschließen sich die Lernenden Puffersysteme im Boden, wobei die Relevanz ähnlich hoch wie im Kontext des menschlichen Blutes ist: Bei einem pH-Wert von unter 5 werden bspw. vermehrt toxische Schwermetallionen von Gefäßpflanzen aufgenommen, wodurch ebendiese ihren Stoffwechsel herunterfahren (Gujas et al., 2012, Bogisch, 2000). Da der Einfluss der Übersäuerung der Meere durch Kohlenstoffdioxid bereits als Kontext erwähnt wurde (s.o.), erschien es unangemessen, diesen Kontext ein weiteres Mal auszuwählen.

8.15 Metall löst sich in Säure? – Vermeidung einer hausgemachten Fehlvorstellung

Aus der didaktischen Literatur ist die Fehlvorstellung bekannt, dass ein Löseprozess (z.B. das Lösen von Pentan in Hexan) mit einem Auseinanderbrechen von Molekülen verbunden ist (Marohn, 2008 B). In Kap. 8.1 wurde bereits beschrieben, dass unklare Darstellungen für die submikroskopische Ebene eine hausgemachte Ursache für die fehlende Unterscheidung von chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen von Lernenden sein kann, die auch in diesem Fall greifen könnte (vgl. Kap. 8.1). Es gibt jedoch noch eine andere potentielle hausgemachte Ursache für Fehlvorstellungen dieser Art: Nicht nur sprechen wir vom „Lösen“ von Kochsalz (auch hier kommt es zu einem „Auseinanderbrechen“ des Ionengitters), sondern auch von einem „Lösen“ von Metall in Säure, und das nicht nur in der Umgangssprache („Der saure Regen hat das Metall aufgelöst.“), sondern auch in der Fachsprache (siehe auch den Begriff „Lösungsdruck“ eines Metalls). Daher wird nicht nur auf ebendiesen fachsprachlichen Ausdruck verzichtet (vgl. Kap. 5.2.1), sondern es wird mit Hilfe einer Zwischenfrage verdeutlicht, worin sich die Prozesse „Lösen von Salz in Wasser“, „Lösen von Pentan in Hexan“ und „Reaktion eines Metalls in Säure“ gleichen (in allen Fällen wird ein Stoff in eine Flüssigkeit gegeben und ist (ggf. nach einiger Zeit) nicht mehr als solcher zu erkennen) und worin sie sich grundlegend unterscheiden (Bildung von Hydrathüllen vs. intermolekulare Wechselwirkungen vs. Redoxreaktion unter Bildung von Metallionen) (Marohn, 2008 B), wobei hier noch zwischen Reaktionen von Metallen mit Säurerestionen sog. „oxidierender Säuren“ (wie z.B. die Reaktion von Kupfer mit Salpetersäure) (1) und Reaktionen von Metallen (wie z.B. Zink) mit Oxoniumionen (2) unterschieden werden muss (Häusler, 1987).



8.16 Gegenüberstellung von Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen – systematische und systemische Sichtweise des Donator-Akzeptor-Konzeptes

Sowohl Redoxreaktionen als auch Säure-Base-Reaktionen sind Donator-Akzeptor-Reaktionen, wobei einerseits Elektronen und andererseits Protonen übertragen werden. Diese systemische Gemeinsamkeit der Konzepte, die bspw. auch durch das Usanovic-Konzept (Säuren als Donatoren positiver Spezies und Akzeptoren negativer Spezies, Basen als entsprechendes Gegenstück) zum Ausdruck gebracht wird (Schanze, 2016, Reiners, 1997, Usanovič, 1939), kann für Lernende hilfreich sein, weil man lediglich ermitteln muss, was von beiden nun übertragen wird, kann den Sachverhalt aber auch erschweren, wenn man die Begriffe „Elektron“ und „Proton“ oder „Oxidation“ und „Protonenübertragung“ nicht angemessen differenziert. Die Vorwissensstudie zeigt, dass hier offenbar Übungsbedarf vorliegt: Nur 27% der Hauptfachstudierenden und 14% richtige Lehramtsstudierenden konnten zuordnen, ob eine gegebene Reaktion ein korrespondierende Säure-Base- oder ein korrespondierendes Redox-Paar aufweist (vgl. Kap. 3.2.1.2). Um beide Donator-Akzeptor-Konzepte voneinander unterscheiden zu können, wurden daher wiederholend Übungsaufgaben zu den folgenden Merksätzen gestellt:

a) Ermittle zunächst die Oxidationszahlen für alle beteiligten Atome/Ionen! Immer dann, wenn sich nach dem bereits bekannten Schema Oxidationszahlen ändern, liegt in jedem Fall eine Redoxreaktion vor, für die sich entsprechende Redoxpaare aufstellen lassen (vgl. Kap. 8.11).

b) Ermittle anschließend, ob Protonen übertragen werden! Immer dann, wenn einer der beteiligten Ionen/Moleküle im Vorher-Nachher-Vergleich a) ein weiteres Wasserstoffatom bzw. eines weniger aufweist und (b) dabei gleichzeitig seine Gesamtladung um ± 1 ändert, werden bei der Reaktion Protonen übertragen und es lässt sich ein Säure-Base-Paar ermitteln (vgl. Kap. 8.13). Eine Ausnahme bildet der Fall, in dem Oxoniumionen, die zwar ein Proton abgeben und ihre Ladung ändern, es allerdings zur Reduktion dieses Protons und schließlich zur Bildung von Wasserstoffmolekülen anstatt zu einer Aufnahme des Protons durch ein Akzeptormolekül/-ion für kommt (wie z.B. bei der Reaktion von Metallen mit Säuren (vgl. Kap. 8.15.).

c) Es ist möglich, dass in einer Reaktion beides auftritt! Die pH-abhängige Reduktion von Permanganat-Ionen zu Braunstein-Ionen (bei hohem pH-Wert) und zu Mangan-Ionen (bei niedrigem pH-Wert) ist hierfür ein geeignetes Beispiel, wobei letzteres den Lernenden bereits in Kap. 8.12 gezeigt wurde und nun vertiefend verstanden werden kann (Peterseim, 1995 A und B). Auch bei biochemischen Redoxpaaren wie $\text{NAD}^+/\text{NADH} + \text{H}^+$ und FAD/FADH_2 treten beide Prozesse auf (Busker, 2015).

d) Nur, weil an der Reaktion Brönsted-Säuren beteiligt sind, heißt das nicht automatisch, dass auch eine Säure-Base-Reaktion abläuft! Die Reaktionen von Metallen von oxidierenden Säuren sowie mit nicht-oxidierenden Säuren (vgl. Kap. 8.15) sind hier Gegenbeispiele.

8.17 Der Präsenzttag – Festigung grundlegender Konzepte der Gleichgewichts-, Redox- und Säure-Base-Chemie sowie chemisches Rechnen

Abschließend dient auch der letzte Präsenzttag des Propädeutikums der Anwendung und Vertiefung der im Rahmen der E-Learning-Phase erworbenen Kompetenzen. Zur Festigung grundlegender Konzepte zur allgemeinen Chemie (Gesetz der Erhaltung der Masse), Gleichgewichtschemie (Anwendung des Le Chatelier-Prinzips), Elektrochemie (Funktionsweise von galvanischen Zellen und Elektrolysezelle) und Säure-Base-Chemie (Grundbegriffe „Säure“, „Base“, „ampholyt“, „saure Lösung“ usw. Erläuterung einer Titrationskurve) kommen erneut kooperative Erklärungsaufgaben sowie Concept Maps zum Einsatz. In den Anwendungsaufgaben werden im wesentlichen pH-Wert-Berechnungen, Berechnungen von Halbzellpotenzialen, andere stöchiometrische Berechnungen sowie das Aufstellen von Reaktionsgleichungen von Redox- und Säure-Base-Reaktionen geübt; vertiefend kommt die Berechnung des pH-Wertes eines Mojitos mit Hilfe eines Rezeptes unter Angabe der Molekülstruktur der Inhaltsstoffe sowie die Reflexion des Begriffes „Redoxpuffer“ für ein in Lebensmitteln eingesetztes Antioxidanz (wie z.B. Vitamin C) (Blume, 1977 B, 1978). Die Aufgaben finden sich in Anhang D.

9 Evaluation des Propädeutikums

9.1 Ziele der Evaluation

Auf Basis des vorangegangenen Kapitels zum Forschungsstand bzgl. der Evaluation von Propädeutika (Kap. 4.3) erscheinen bei der Evaluation des Propädeutikums die folgenden Forschungsfragen bedeutsam:

Effekte auf die fachliche Kompetenz der Studierenden

F1A Welche *Effekte auf die fachliche Kompetenz aller Studierenden* lassen sich im Rahmen des Propädeutikums ausmachen?

F1B Unterscheiden sich *1-Fach-Bachelor-Studierende, Lehramtsstudierende* und *Nebenfachstudierende* im Effekt ihrer Förderung voneinander?

F1C Unterscheiden sich *Studierende mit defizitären Kenntnissen* von den übrigen Studierenden im Effekt ihrer Förderung voneinander?

F1D Welchen Einfluss haben die Kontrollvariablen *Alter, Geschlecht, Abiturnote, Abiturjahrgang, Niveau des Chemieunterrichts in der Oberstufe* und *Fachsemester* bzgl. der Effekte auf das Fachwissen?

F1E Werden *typische Fehlvorstellungen der Studierenden* im Rahmen des Propädeutikums abgebaut?

F1F Welchen Effekt hat die Teilnahme am Propädeutikum *auf die Ergebnisse der Abschlussklausur zum Modul „Allgemeine und Anorganische Chemie“* im ersten Semester der Studierenden?

Hierbei handelt es sich um die Kernfragen der Evaluation des Propädeutikums. Eine signifikante Erhöhung richtiger Antworten im Posttest gegenüber dem Pretest wäre ein Indiz dafür, dass die fachlichen Inhalte im Rahmen des Kurses verständlich vermittelt wurden. Zudem kann eine Detailbetrachtung der einzelnen Items Aufschluss darüber geben, welche Kompetenzen im Rahmen des Propädeutikums noch nicht ausreichend gefördert werden, um anschließend didaktische Alternativen zu diskutieren. Außerdem ergibt sich mit F1F das in der Forschungsliteratur bewährte Auswertungsverfahren zur Ermittlung des Kompetenzzuwachses sowie dessen Relevanz hinsichtlich des Studieneinstiegs (vgl. Kap. 4.3.1). Schließlich ist es ebendiese Frage, welche (in Kombination mit F2) die Fakultät für Chemie hinsichtlich der Finanzierung der Maßnahme am meisten interessiert und mit deren Beantwortung auch für künftige Jahrgänge geworben werden kann.

Effekte auf die Lernstrategien der Studierenden

F2A Welche *Lernstrategien* wenden Studierende im Rahmen der Blended-Learning-Umgebung des Propädeutikums an?

F2B Inwiefern sind diese Lernstrategien *erfolgreich*?

Hinsichtlich des oben beschriebenen Stellenwertes von Lernstrategien in Blended-Learning-Umgebungen (vgl. Kap. 4.3.3) erscheint es relevant zu erheben, welche erfolgreichen Strategien Lernende im Rahmen des Propädeutikums anwenden, die in weiteren Jahrgängen als solche beschrieben werden können und somit zukünftigen Generationen das Lernen erleichtern werden.

Evaluation des Propädeutikums durch die Studierenden

F3A Wie *bewerten teilnehmende Studierende das Propädeutikum* hinsichtlich der Gestaltung der Lernmodule, der Präsenztage und des Gesamtkonzeptes?

F3B Wie *bewerten teilnehmende Studierende das Propädeutikum* hinsichtlich der *Nützlichkeit für den Studieneinstieg*?

Diesem Feedback durch die Studierenden wird das Potential zugesprochen, Unverständlichkeiten im Lernmaterial ausfindig zu machen und zu beheben sowie Verbesserungsmöglichkeiten hinsichtlich des Ablaufs, der Gestaltung sowie des Umfangs der Veranstaltung zu ermitteln.

Eine Beantwortung dieser Forschungsfragen ist – wie dargelegt – nicht nur von wissenschaftlichem Interesse, sondern dient ebenfalls der Überarbeitung und Optimierung des Propädeutikumskonzeptes.

9.2 Effekte auf die fachliche Kompetenz der Studierenden

9.2.1 Testdesign, Datenerhebung und Datenauswertung

Um den *Effekt auf das Fachwissen aller Studierenden* (F1A), Unterschiede im *Effekt auf das Fachwissen zwischen den Studierenden des 1-Fach-Bachelors, des Lehramts sowie des Nebenfachs Chemie* (F1B) sowie den *Effekt auf das Fachwissen defizitärer Studierende* (F1C) zu erheben, wurde ein entsprechender *Fachwissenstest* entwickelt sowie eingesetzt.

Der Test enthält 31 Fragen zur Testung von Kompetenzen, die im Rahmen des Propädeutikums verfolgt wurden (Testitems), sowie zwei Fragen zu Kompetenzen, die nicht verfolgt wurden (Kontrollitems). Letztere dienen dazu, einen möglichen Trainingseffekt des Pretests auf den Posttest zu erheben, und beziehen sich auf die Kompetenzen „Stoffklassen anhand ihrer funktionellen Gruppen bestimmen“ und „Konstitutions-, Konformations- und Stereoisomerie erklären und anwenden“ (vgl. Kap. 3.2.1.2). Zur Konstruktion des Tests wurden zunächst auf Basis der niedersächsischen Kerncurricula für die Sekundarstufe I und die Oberstufe und der Interviews mit dem Lehrpersonal der Universität Göttingen insgesamt 138 Kompetenzen formuliert (vgl. Kap. 3.2.1, s. Anhang C). Zudem wurden Kompetenzen zum Bereich der organischen Chemie formuliert; da dieser jedoch nicht als Gegenstand des Propädeutikums ausgewählt wurde, sind diese im Anhang zu finden (s. Anhang C). Bei der Formulierung der Kompetenzen wurden die Operatoren der Kerncurricula verwendet, um für die Teilnehmenden eindeutige Arbeitsaufträge zu erteilen (s. Anhang A). Zu den Kompetenzen wurden entsprechende Test-Item entwickelt, wobei eine Orientierung an einem bereits bestehenden Test zur Erhebung des Fachwissens Chemie von Maïke Busker erfolgt (Busker, 2010). Es wurden dabei aufgrund der Zielsetzung des Tests (Erhebung des Verständnisses chemischer Grundlagen) sowie aufgrund zeitökonomischer Auswertung ausschließlich geschlossene und halboffene Aufgaben gestellt, die allesamt im Sinne der Kerncurricula den Anforderungsbereichen I (Wiedergabe von Informationen) und II (Anwendung von behandelten Konzepten) entsprechen. Insgesamt wurden zwei Versionen des Tests erstellt – eine zur Erhebung des Vorwissens von Studierenden (2013) und eine zur Evaluation des Propädeutikums (2014). Im Wesentlichen handelt es sich bei der Version von 2014 um eine Verkürzung aufgrund der zeitlichen Beschränkung des Tests, um dem Kriterium der Zumutbarkeit gerecht zu werden (Bortz & Döring, 2009, s. Anhang E). Es wurden jeweils aus Gründen der Validität zwei Testversionen (A und B) mit gleichen Aufgaben, aber unterschiedlicher Reihenfolge erstellt. Zudem wurden im Rahmen des Tests die Kontrollvariablen *Alter, Geschlecht, Abiturnote, Abiturjahrgang, Bundesland und Niveau des Chemieunterrichts in der Oberstufe* erhoben (F1D). Diese dienen der Validierung des Testes (d.h. der Beantwortung der Frage, ob eher die Teilnahme am Propädeutikum oder bspw. eher die Abiturnote für den Erfolg in den Tests verantwortlich ist) und sind zugleich valide

und methodisch leicht zugänglich (vgl. Kap. 4.3.1). Um außerdem zu ermitteln, inwiefern im Rahmen des Propädeutikums *typische Fehlvorstellungen* der Studierenden bzgl. chemischer Grundlagenthemen abgebaut werden können (F1E), wurden im Rahmen des Pretest-Posttest-Designs in vier der 33 Fragen zur Testung von Kompetenzen Distraktoren eingesetzt, die als Indizien für das Vorhandensein der Fehlvorstellungen gesehen werden. Die Fehlvorstellungen betreffen die Themen Orbitalmodell, Lösungsvorgang von Salzen in Wasser, chemisches Gleichgewicht und Säure-Base-Chemie. Schließlich wurde mit einem weiteren Fragebogen die Variable *Note der Abschlussklausur* (F1F) erhoben (s. Anhang E).

Zur Datenerhebung wurde ein Pretest-Posttest-Design für das Propädeutikum mit einer anschließenden Erhebung des Klausurerfolgs am Ende des 1. Semesters gewählt. Dabei wurde den Lernenden zu Beginn und unmittelbar nach der Veranstaltung ein Testbogen in Papierform ausgehändigt. Für Forschungsfrage F1F wurden zusätzlich relevante Daten zur Gruppenbildung (Teilnahme am Propädeutikum) sowie zum Gruppenvergleich (Alter, Geschlecht, Abiturnote, Abiturjahrgang und Niveau des Chemieunterrichts in der Oberstufe) im Rahmen der Übungstutoren zur Grundlagenvorlesung „Allgemeine und Anorganische Chemie I“ ca. 2 Wochen vor der Abschlussklausur sowie die Klausurergebnisse vom 10.05.2015 erhoben.

Für die Datenauswertung wurden (abhängig von der Teilforschungsfrage) die in Tab. 41 dargestellten Gruppierungen gebildet sowie die jeweiligen, meist parametrischen Signifikanztests durchgeführt. Hinsichtlich der Forschungsfrage F1D wäre auch eine Regressionsanalyse möglich gewesen, um den Einfluss der Kontrollvariablen auf die Ergebnisse des Pre- und Posttests zu erheben. Da der Zweck der Überprüfung der Kontrollvariablen jedoch nicht die Ermittlung eines allgemeinen Vorhersage-Modells, sondern die Validierung des Testes ist (vgl. Kap. 4.3.1), und da sich hierbei die nicht eindeutig zu klärende Annahme der Modellierung der Regression ergibt (linear oder multipel), wurde stattdessen die ANOVA zur Auswertung gewählt (Bortz & Döring, 2009). Die Kontrollvariable „Fachsemester“ wurde nicht weiterverfolgt, da alle Teilnehmenden am Beginn ihres Studiums standen.

Tab. 41: Gruppierungen, Variablen und Signifikanztests zur Verfolgung der Forschungsfragen F1A-F1F.

Teilfrage	Gruppierungen	Signifikanztest
F1A/F1E	Alle Teilnehmenden (N = 68)	Mc Nemars Test / Binominalverteilung (einzelne Items)
		Zweistichproben-t-Test für abhängige Stichproben (alle Items)
F1B	Chemie-1-Fach-BA (N = 51) Chemie-2-Fächer-BA (Profil Lehramt) (N = 11) Biochemie (N = 6)	ANOVA
F1C	Studierende mit defizitären Kenntnissen (weniger als 33% korrekte Items im Pretest) (N = 10) Übrige Studierende (N = 58)	Zweistichproben-t-Test für unabhängige Stichproben

	17-18-jährige Teilnehmende (N = 19)	
	19-20-jährige Teilnehmende (N = 35)	ANOVA
	21-24-jährige Teilnehmende (N = 11)	
	männliche Teilnehmende (N = 38)	Zweistichproben-t-Test für unabhängige Stichproben
	weibliche Teilnehmende (N = 27)	
	Teilnehmende mit Leistungskurs-Erfahrung (N = 38)	
F1D	Teilnehmende mit Grundkurs-Erfahrung (N = 20)	ANOVA
	Teilnehmende ohne Erfahrung in Oberstufenchemie (N = 4)	
	Teilnehmende mit Abiturnote 1,X (N = 21)	
	Teilnehmende mit Abiturnote 2,X (N= 31)	ANOVA
	Teilnehmende mit Abiturnote 3,X (N = 11)	
	Teilnehmende im Abiturjahrgang 2009-2013 (N = 23)	Zweistichproben-t-Test für unabhängige Stichproben
	Teilnehmende im Abiturjahrgang 2014 (N = 41)	
	Teilnehmende an der Anchlusserhebung mit Teilnahme am Propädeutikum (N = 47)	Zweistichproben-t-Test für unabhängige Stichproben
F1F	Teilnehmende an der Anchlusserhebung <i>ohne</i> Teilnahme am Propädeutikum (Kontrollgruppe) (N =97)	

Schließlich wurden zu den jeweiligen parametrischen Signifikanztests die in Tab. 42 aufgeführten, sich aus den jeweiligen Testbedingungen ergebenden Vortests durchgeführt; falls einer der Vortests negativ war, wurde die jeweils nichtparametrische Variante des Signifikanztests gewählt (Bortz & Döring, 2009).

Tab.42: Parametrische Signifikanztests, Vortests und nichtparametrische Alternativen zur Verfolgung der Forschungsfragen F1A-F1F.

Parametrischer Signifikanztest	Vortests	Nichtparametrische Alternative
Zweistichproben-t-Test für abhängige Stichproben	Shapiro-Wilk-Test (Normalverteilung der Messwertdifferenzen der Messwertpaare) Pearson-Korrelation der Messwertreihen	Wilcoxon-Test
Zweistichproben-t-Test für unabhängige Stichproben	Shapiro-Wilk-Test (Normalverteilung der Grundgesamtheiten) Levene-Test (Varianzhomogenität der Stichproben)	Mann-Whitney U-Test
ANOVA	s.o.	H-Test nach Kurskal und Wallis

9.2.2 Ergebnisse: Hochsignifikante Verbesserungen ohne signifikante Gruppenunterschiede

Der Pretest-Posttest-Vergleich des Fachwissens der Teilnehmenden am Propädeutikum gibt Antworten auf die Forschungsfragen F1 – F3.

F1A Welche *Effekte auf die fachliche Kompetenz aller Studierenden* lassen sich im Rahmen des Propädeutikums (hinsichtlich aller Kompetenzen sowie hinsichtlich einzelner Kompetenzen) ausmachen?

Tab. 43 zeigt, dass im Vergleich zwischen Pre- und Posttest insgesamt ca. 6 zusätzliche Items im Posttest korrekt bearbeitet wurden, wobei das Ergebnis statistisch hochsignifikant ist ($p_{\text{one-tail}} < 0,001$).

Tab. 43: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - Vergleich aller Items ($p_{\text{one-tail}} < 0,001$). Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet (N=68).

	Testentscheidung	Variable	Wert(e)
Shapiro-Wilk-Testergebnisse	$p \approx 0,25$ (Normalverteilung)	Mittelwert korrekter Items im Pretest	17,54
Korrelation der Messwertreihen	$r \approx 0,7$; $p \approx 2,5 \cdot 10^{-11}$ (stark positiv korreliert)	Mittelwert korrekter Items im Posttest	23,56
Gewählter Signifikanztest	Zweistichproben-t-Test für abhängige Stichproben	Differenz der Mittelwerte	6,02

Bzgl. der einzelnen Testitems lassen sich im Vergleich zwischen Pretest und Posttest drei Gruppen bilden: (a) Items bzgl. Lernziele, bei denen es eine statistisch hochsignifikante Verbesserung (d.h. Erhöhung richtiger Antworten) gab ($p_{\text{one-tail}} < 0,001$) (b) Items bzgl. Lernziele, bei denen es eine statistisch signifikante Verbesserung (d.h. Erhöhung richtiger Antworten) gab ($p_{\text{one-tail}} < 0,05$) und (b) Items bzgl. Lernziele, bei denen es keine signifikante Veränderung gab ($p_{\text{one-tail}} \geq 0,05$). Um schließlich die Bedeutung der Veränderung zwischen Pre- und Posttest diskutieren zu können, wurde jeweils der prozentuale Anteil richtiger Antworten zum jeweiligen Item im Posttest angegeben. Tab. 44, 45 und 46 fassen die Ergebnisse zusammen. Eine positive Differenz zwischen Pre- und Posttest (Δ_{Ver}) bedeutet dabei, dass im Vergleich zwischen Pre- und Posttest häufiger eine positive Entwicklung (von falsch zu richtig) als eine negative Entwicklung (von richtig zu falsch) zu beobachten war.

Tab. 44: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - einzelne Items mit $p_{\text{one-tail}} < 0,001$ (a). Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet (N=68).

Item zum Lernziel...	Δ_{Ver}	Anteil richtiger Antworten im Posttest / %
den Begriff Orbital definieren.	+30	91
die Elektronenkonfiguration eines Atoms in einem Termschema bestimmen	+47	96
Elementare Stoffe und Verbindungen unterscheiden	+14	99
Tendenzen der Eigenschaften Atommasse, Atomradius, Elektronegativität und Elektronenaffinität im Periodensystem beschreiben	+26	93
die Ionenbindung/kovalente Bindung auf Basis des Coloumbgesetzes definieren	+19	68
beurteilen, welche Bindungsverhältnisse (ionisch, Elektronenpaarbindung oder metallisch) vorliegen	+24	82
Salze benennen	+33	72
die Lewisschreibweise von Molekülen anwenden	+22	56
das Konzept der Hybridisierung auf Ein-, Zwei- und Dreifachbindungen anwenden	+35	71
Das VSEPR-Modell auf schulrelevante Molekülstrukturen anwenden (H ₂ S)	+15	93
die Begriffe Kathode und Anode definieren	+29	72
den pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen (stark, schwach) berechnen	+22	38
die Begriffe exotherm und endotherm anwenden		
die Entropie als Maß der Unordnung eines Systems beschreiben	+19	59
die Begriffe exergonisch und endergonisch anwenden		

Tab. 45: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - einzelne Items mit $p_{\text{one-tail}} < 0,05$ (b). Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet (N=68).

Item zum Lernziel...	Δ_{Ver}	Anteil richtiger Antworten im Posttest / %
Elemente den Gruppen der Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase zuordnen	+14	74
Oxidationszahlen bestimmen	+12	65
das Chemische Gleichgewicht beschreiben	+10	56
korrespondierende Säure-Base-Paare und Redox-Paare unterscheiden/den klassischen und den erweiterten Redoxbegriff anwenden	+9	44

Tab. 46: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - einzelne Items mit $p_{\text{one-tail}} \geq 0,05$ (c). Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet (N=68).

Item zum Lernziel...	Δ_{Ver}	Anteil richtiger Antworten im Posttest / %
die Bildung von Ionen mit Hilfe des Schalenmodells erklären.	-4	84
das Schalenmodell anwenden (Besetzung der Schalen)	-1	87
Elemente den Metallen und Nichtmetallen zuordnen	-4	81
die Löslichkeit von Salzen in Wasser beschreiben	+6	90
die Löslichkeit von polaren und unpolaren Stoffen erklären/ das Konzept der Van-der-Waals-Wechselwirkungen anwenden	0	41
die Edelgasregel anwenden	+6	41
Das VSEPR-Modell auf schulrelevante Molekülstrukturen anwenden (SO_4^{2-})	+1	82
die Begriffe Säure, Base und Lauge anwenden	-2	43
die Aussagen einer Reaktionsgleichung bzgl. der Mengenverhältnisse der reagierenden Stoffe beschreiben	+3	88
	0	85
die Größen Stoffmenge, Masse, Molmasse, Volumen, Dichte, Konzentration und Druck aus linearen Gleichungen berechnen	+1	96
	+8	78
Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen	+3	32
zentrale Größeneinheiten benennen und ineinander umformen	0	97

Zusammenfassend gilt, dass bei 20 der 31 Items eine signifikante Erhöhung der Anzahl richtiger Lösungen im Posttest vergleichend zum Pretest erreicht werden konnte, sodass insgesamt 15 der 31 Items von mehr als 80% der Teilnehmenden im Posttest gelöst werden können. Dabei fällt auf, dass die Items Lernziele für alle drei Lernmodule (Bau der Materie, Chemische Bindung und Chemische Reaktion) betreffen. Außerdem muss festgehalten werden, dass (unabhängig der Verbesserung oder Verschlechterung zwischen Pre- und Posttest) die folgenden Lernziele im Posttest (noch immer) bei weniger als 50% der Teilnehmenden erreicht wurden:

- die Edelgasregel anwenden
- die Löslichkeit von polaren und unpolaren Stoffen erklären
- das Konzept der Van-der-Waals-Wechselwirkungen anwenden
- den pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen (stark, schwach) berechnen
- Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen
- den klassischen und den erweiterten Redoxbegriff anwenden

- korrespondierende Säure-Base-Paare und Redox-Paare unterscheiden
- die Begriffe Säure, Base und Lauge anwenden

Besonders auffällig ist dabei das Item zur Kompetenz „Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen“, welches in Abb. 79 gezeigt ist – weder im Pre- noch im Posttest waren mehr als 32% der Teilnehmenden in der Lage, diese Aufgabe korrekt zu lösen.

Festes Natrium reagiert mit flüssigem Wasser. Es entsteht einerseits gasförmiger Wasserstoff und andererseits eine Lösung mit Natrium-Kationen und Hydroxid-Anionen. Gib die zugehörige Reaktionsgleichung inklusive Aggregatzustände an.

Abb.79: Item zum Kompetenz „Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen“.

Eine Klassifizierung der Fehlerarten, welche beim Posttest hinsichtlich dieses Items (immer noch) gemacht wurden, ist in Tab. 47 mit den entsprechenden Häufigkeiten des Auftretens gezeigt.

Tab. 47: Fehlerarten hinsichtlich des Items zum Kompetenz „Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen“ mit den entsprechenden Häufigkeiten des Auftretens (N=68).

Fehlerart	Häufigkeit des Auftretens bzgl. aller Fehler / %
Mindestens ein stöchiometrischer Faktor wurde falsch gesetzt.	57
Mindestens ein Aggregatzustand wurde falsch angegeben.	12
Mindestens eine Ionenladung wurde falsch angegeben	12
Mindestens ein Edukt/Produkt wird ausgelassen.	3

Schließlich ergaben sich hinsichtlich der Kontrollitems ebenfalls statistisch signifikante Veränderungen ($p_{\text{one-tail}} < 0,05$, s. Tab. 48)

Tab. 48: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - statistisch signifikante Veränderungen bzgl. der Kontrollitems (c) ($p_{\text{one-tail}} < 0,05$). Eine positive Differenz zwischen Pre- und Posttest (Δ_{Ver}) bedeutet, dass im Posttest mehr Items korrekt gelöst wurden als im Pretest. Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet (N=68).

Item zum Lernziel...	Δ_{Ver}	Anteil richtiger Antworten im Posttest / %
Stoffklassen anhand ihrer funktionellen Gruppen bestimmen	-10	49
Konstitutions-, Konformations- und Stereoisomerie erklären und anwenden	+10	49

Da es also einerseits eine statistisch signifikante Erhöhung und andererseits eine statistisch signifikante Verringerung richtiger Lösungen im Posttest um jeweils den gleichen Betrag gab, kann geschlossen werden, dass der Testvorgang an sich keinen eindeutigen Trainingseffekt hat und offenbar stark itemabhängig ist.

F1B Unterscheiden sich *1-Fach-Bachelor-Studierende*, *Lehramtsstudierende* und *Nebenfachstudierende* im Effekt ihrer Förderung voneinander?

F1C Unterscheiden sich *Studierende mit defizitären Kenntnissen* von den übrigen Studierenden im Effekt ihrer Förderung voneinander?

F1D Welchen Einfluss haben die Kontrollvariablen *Alter*, *Geschlecht*, *Abiturnote*, *Abiturjahrgang*, *Niveau des Chemieunterrichts in der Oberstufe* und *Fachsemester* bzgl. der Effekte auf das Fachwissen?

In *keinem* der Gruppenvergleiche hinsichtlich der Gesamtpunktzahl im Pretest-Posttest-Vergleich (d.h. der jeweiligen Anzahl korrekt bearbeiteter Items) ergaben sich statistisch signifikante Unterschiede. Dies bedeutet im Einzelnen:

- *1-Fach-Bachelor-Studierende*, *Lehramtsstudierende* und *Nebenfachstudierende* verbessern sich im Rahmen des Propädeutikums gleichsam eindeutig.
- *Studierende mit defizitären Kenntnissen* werden ebenso gefördert wie die übrigen Studierenden
- Die Kontrollvariablen *Alter*, *Geschlecht*, *Abiturnote*, *Abiturjahrgang*, *Niveau des Chemieunterrichts in der Oberstufe* und *Fachsemester* haben keinen signifikanten Einfluss auf die Verbesserungen zwischen Pre- und Posttest.

F1E Werden *typische Fehlvorstellungen der Studierenden* im Rahmen des Propädeutikums abgebaut?

Hinsichtlich der Fehlvorstellungen der Studierenden lassen sich auf Basis des Pretest-Posttest-Vergleichs zwei Gruppen bilden: (a) Fehlvorstellungen, die im Posttest signifikant seltener auftreten ($p_{\text{one-tail}} < 0,05$) und (b) Fehlvorstellungen, bei denen es keine signifikante Veränderung gab ($p_{\text{one-tail}} \geq 0,05$). Um auch hierbei die Bedeutung der Veränderung zwischen Pre- und Posttest diskutieren zu können, wurde jeweils der prozentuale Anteil fehlvorstellungsfreier Antworten im Posttest angegeben. Tab. 49 und 50 zeigen die entsprechenden Ergebnisse. Eine positive Differenz zwischen Pre- und Posttest (Δ_{Ver}) bedeutet, dass im Posttest mehr Fehlvorstellungen abgebaut als aufgebaut wurden.

Tab. 49: Teststatistik zur Forschungsfrage F1E - Fehlvorstellungen, die im Posttest signifikant weniger häufig auftreten ($p_{\text{one-tail}} < 0,05$) (a). Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet (N=68).

Fehlvorstellung	Δ_{Ver}	Anteil fehlvorstellungsfreier Antworten / %
-----------------	-----------------------	------------------------------------------------

Ein Orbital entspricht einer Schale im Schalenmodell.	+9	93
Calciumchlorid (CaCl ₂) ist ein Molekül.	+7	79

Tab. 50: Teststatistik zur Forschungsfrage F1E - Fehlvorstellungen, bei denen es im Posttest keine signifikante Veränderung gab ($p_{\text{one-tail}} \geq 0,05$) (b). Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet (N=68).

Fehlvorstellung	Δ_{Ver}	Anteil fehlvorstellungsfreier Antworten / %
Ein Orbital beschreibt einen exakten Aufenthaltsbereich für ein Elektron.	+2	95
Im Gleichgewichtszustand entspricht die Summe der Stoffmenge an Edukten der Summe der Stoffmenge an Produkten.	+9	79
Im Gleichgewichtszustand haben alle beteiligten Stoffe die gleiche Stoffmenge.	-1	91
Im Gleichgewichtszustand findet weder Hin- noch Rückreaktion statt.	+1	99
Nur eine Gleichgewichtskonstante von 1 bedeutet, dass das System im Gleichgewicht ist.	+4	71
Säuren sind gefährlicher als Basen.	+1	97
Wenn man saure Lösungen und Laugen mischt, entsteht immer eine neutrale Lösung (pH = 7).	0	71
Säuren und Laugen haben definierte Farben (rot vs. blau/grün).	0	91
Starke Säuren haben einen höheren pH-Wert als schwache Säuren.	+4	74

Insgesamt zeigt sich also, dass im Posttest acht der elf Fehlvorstellungen bei mehr als 75% der Teilnehmenden nicht mehr vorliegen, wobei man dazu beachten muss, dass bereits im Pretest eine ähnliche Anzahl an Studierenden keine der Fehlvorstellungen zeigte. Daraus lässt sich ebenfalls schließen, dass die Fehlvorstellungen

- „Nur eine Gleichgewichtskonstante von 1 bedeutet, dass das System im Gleichgewicht ist.“
- „Wenn man saure Lösungen und Laugen mischt, entsteht immer eine neutrale Lösung (pH = 7).“ und
- „Starke Säuren haben einen höheren pH-Wert als schwache Säuren.“

besondere Beachtung finden sollten, da sie im Posttest (immer noch) bei mind. 26% der Studierenden diagnostiziert werden können.

F1F Welchen Effekt hat die Teilnahme am Propädeutikum auf die Ergebnisse der Abschlussklausur zum Modul „Allgemeine und Anorganische Chemie“ im ersten Semester der Studierenden?

In Tab. 51 ist zu sehen, dass die Teilnehmenden des Propädeutikums in der Abschlussklausur zum Modul „Allgemeine und Anorganische Chemie“ im Rahmen der Studie statistisch signifikant bessere Noten haben als die entsprechende Kontrollgruppe ($p_{\text{one-tail}} < 0,05$). Darüber hinaus korrelieren die erreichten Punkte im Posttest annähernd gut und negativ ($r = -0,46$) mit den Klausurnoten der Abschlussklausur, d.h. je besser die Lernenden im Posttest abgeschnitten haben, desto besser war auch ihre Klausurnote.

Tab. 51: Teststatistik zu Forschungsfrage F1F - Vergleich der Klausurergebnisse in der Abschlussklausur „Allgemeine und Anorganische Chemie“ zwischen Studierenden, die am Propädeutikum teilgenommen haben (N=47), und Studierenden, die nicht daran teilgenommen haben (N=97) ($p_{one-tail} < 0,05$). Die Ergebnisse wurden auf zwei signifikante Stellen gerundet.

	Testentscheidung	Variable	Wert(e)
Shapiro-Wilk-Testergebnisse	$p < 0,001$ (keine Normalverteilung)	Median der Klausurnote der Testgruppe (Teilnahme am Propädeutikum)	2,3
Gewählter Signifikanztest	Mann-Whitney-U-Test	Median der Klausurnote der Studierenden in der Kontrollgruppe (Keine Teilnahme am Propädeutikum)	2,7
		Korrelation Posttestergebnis-Klausurergebnis	$r = -0,46$, $p_{one-tail} < 0,05$

Zudem konnte beobachtet werden, dass in der Gruppe der Studierenden, die am Propädeutikum teilgenommen haben, lediglich eine Durchfallquote von rund 16% vorliegt, während die Quote bei der Kontrollgruppe 10% höher ist. Dabei fallen jedoch im Vergleich zwischen Test- und Kontrollgruppe hinsichtlich der Kontrollvariablen (s. Tab. 52) drei Aspekte besonders auf: (a) die Kontrollgruppe besteht zu 18% weniger aus 1-Fach-Bachelor-Studierenden, woraus sich angesichts der Unterschiedlichen Lehrveranstaltungen für 1-Fach-BA-Studierende und Lehramtsstudierende im ersten Semester Unterschiede im Wissen ergeben könnten, (b) es gibt in der Kontrollgruppe 34% mehr Studierende, die vor 2014 Abitur gemacht haben, was bei fast gleichem Altersdurchschnitt ein Überbrückungsjahr (FSJ, Urlaub etc.) mit der Gefahr der Bildung von Wissenslücken vermuten lässt, und (c) in der Kontrollgruppe ist der Anteil an Studierenden, die kein Chemieunterricht in der Oberstufe hatten, 20% höher.

Tab. 52. Teststatistik zu Forschungsfrage F1F - Vergleich der Testgruppe (N=47) mit der Kontrollgruppe (N=97) hinsichtlich der Kontrollvariablen Alter, Geschlecht, Studiengang, Abinote, Abiturjahrgang und Niveau des Chemieunterrichtes in der Oberstufe. Die Ergebnisse wurden auf zwei Nachkommastellen gerundet.

Kontrollvariable	Testgruppe (Teilnahme am Propädeutikum)	Kontrollgruppe (Keine Teilnahme am Propädeutikum)
Altersdurchschnitt	19,12	18,98
Anteil an Männern / %	57	61
Anteil an 1-Fach-BA-Studierenden / % (Rest: Lehramtsstudierende)	85	67
Abidurchschnitt	2,13	2,12
Anteil an Studierenden mit Abiturjahrgang 2014 / % (Rest: 2010-2013)	75	41
Anteil an Studierenden mit Leistungskursniveaufahrung / %	69	61
Anteil an Studierenden ohne Erfahrung in Oberstufenchemie / %	2	22

9.3. Effekte auf die Lernstrategien der Studierenden

9.3.1 Testdesign, Datenerhebung und Datenauswertung

Zu den Lernstrategien der Studierenden im Rahmen der Blended-Learning-Umgebung (F2A+B) wurde eine explorative Interview- und Fragebogenstudie durchgeführt. In diesem Zusammenhang wurde der Begriff „Lernstrategie“ im Sinne von Friedrich und Mandl als Handlung definiert, die darauf gerichtet ist, einen Lerneffekt zu erzielen (Friedrich & Mandl, 2006). Dabei wurden die Strategien in Bezug auf drei Kompetenzen des Propädeutikums untersucht, deren Erreichen mit Hilfe zweier Aufgaben überprüft wurde.

Die Datenerhebung erfolgte am letzten Tag des Propädeutikums. Es wurden zufällig Studierende ausgewählt (n = 8), die an einem offenen Leitfadeninterview teilnahmen (Lamnek, 2010). Die Interviews fanden zeitgleich statt. Dabei erhielten die Studierenden eine der beiden in Tab. 53 gegebenen Aufgaben.

Tab. 53: Fachliche Aufgaben zur Ermittlung des Lernerfolges angewendeter Blended-Learning-Strategien (F2A+B)

Kochsalz-Aufgabe	Beschreibe und skizziere den Lösungsvorgang von Kochsalz (NaCl) in Wasser auf der submikroskopischen Ebene. Gegeben ist die folgende Reaktionsgleichung:
	$2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \quad \Delta H_{\text{R}} = -92 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Gleichgewichts-Aufgabe	Beschreibe, wie sich die Lage des Gleichgewichts bei Änderung der folgenden Parameter verändert: Temperatur, Druck, Konzentration der Edukte, Konzentration der Produkte, Einsatz eines Katalysators.

Es wurde also darauf geachtet, die Aufgaben mit gängigen Operatoren der Kerncurricula für Chemie zu formulieren, was ihre Eindeutigkeit maßgeblich bestimmt (s. Anhang A). Darüber hinaus handelt es sich um inhaltlich vergleichbare Aufgaben, da

- sie sich jeweils auf einen stoffdynamischen Prozess beziehen,
- mit einem entsprechenden Teilchenmodell darstellbar sind und
- das Anforderungsniveau I (Reproduktion) der Kerncurricula nicht überschreiten, da die benötigte Wissen zum Lösen der Aufgaben exakt in dieser Form im Rahmen der Lernmodule vermittelt wurde.

Um einen Einblick in die kognitiven Prozesse der Studierenden während des Lösens der Aufgabe zu erhalten und sie zu Äußerungen zu animieren, wurde die Methode Lauten Denkens angewandt (Ericson & Simon, 1980). Im Anschluss an jede Aufgabe wurden den Studierenden die folgenden beiden Fragen gestellt:

- Wie hast du dir das Lösen von Kochsalz/das chemische Gleichgewicht beigebracht?
- Was hat dir dabei im Rahmen des Propädeutikums geholfen, was fandest du weniger hilfreich?

Die Fragen wurden also sowohl allgemein verständlich als auch offen formuliert, um Suggestionen vermeiden (Lamnek, 2009). Während der Interviews wurde zudem ggf. darum gebeten, dass die Teilnehmenden ihre Ausführungen vertiefen.

Die Interviews wurden für die Datenauswertung gemäß des Gesprächsanalytischen Transkriptionssystems (GAT) transkribiert (Selting et al., 2009). Zur Erhöhung der Datenmenge wurden außerdem im Rahmen des zeitgleich stattfindenden Abschlusstests des Propädeutikums die gleichen Fragen gestellt (schriftliche Befragung; n = 69). Insgesamt erfolgte die Auswertung in vier Schritten:

1) *Auswertung der fachlichen Korrektheit der Lösungen der Aufgaben.* Insgesamt resultierten für die Kochsalz-Aufgabe 10 mögliche Punkte, während für die Gleichgewichtsaufgabe 5 Punkte zuzüglich 4 Zusatzpunkten vergeben wurden; die Zusatzpunkte gab es für eine jeweils korrekte Begründung des Einflusses auf das Gleichgewicht, die durch den Operator „beschreiben“ in der Aufgabenstellung nicht explizit gefordert war, jedoch der Kompetenz *das Prinzip von Le Chatelier anwenden* zugehörig ist.

2) *Bildung von Gruppen wenig erfolgreicher sowie erfolgreicher Studierender hinsichtlich ihrer Aufgabenlösungen.* Die Gruppierungen wurden gemäß Tab. 54 gebildet.

Tab. 54: Definition der Gruppen defizitärer und erfolgreicher Studierender hinsichtlich ihrer Punktzahl in der jeweiligen Aufgabe.

Aufgabe/ Punktzahl	Gesamtpunktzahl	Punktzahl der Gruppe wenig erfolgreicher Studierender (Gruppe A)	Punktzahl der Gruppe erfolgreicher Studierender (Gruppe B)
Kochsalz-Aufgabe	9	< 3	> 7
Gleichgewichts- Aufgabe	5 (+4)	< 2	> 5

3) *Auswertung der Interviews hinsichtlich verwendeter Lernstrategien.* Die Auswertung erfolgte mittels quantitativer Inhaltsanalyse nach Berelsen ausgewertet (Berelson, 1954). Ziel der Methode ist es, eine Häufigkeitsaussage bzgl. vorher festgelegter Analysekategorien in einer Grundgesamtheit (oder einer entsprechenden Stichprobe der Gesamtheit) an Analyseeinheiten zu treffen. Als *Grundgesamtheit*, über die eine Aussage getroffen werden soll, gelten in diesem Fall die 77 Fragebögen/Interviewtranskripte bzgl. der Lernstrategien der Studierenden zu jeweils drei Kompetenzen. Die Kompetenzen lauten:

- die Löslichkeit von Salzen in Wasser beschreiben;
- das *Prinzip von Le Chatelier* anwenden;
- den *Einfluss eines Katalysators auf den Gleichgewichtszustand* beschreiben.

Die *Analyseeinheiten* sind dabei jeweils die Antworten der Studierenden auf die beiden im vorherigen Kapitel genannten offenen Fragen bzgl. der Verwendung von Lernstrategien. Die *Analysekategorien* wurden im Rahmen der Auswertung an die Analyseeinheiten angepasst. Sie werden als Lernstrategien wie folgt definiert:

- *Text durchgelesen*: der Student/die Studentin gibt an, den Text im Lernmodul gelesen zu haben, ohne weiter darüber nachzudenken oder die Inhalte des Textes zu hinterfragen.
- *Notizen machen*: der Student/die Studentin gibt an, sich nach dem Lesen des Textes Notizen zu den wichtigsten Inhalten zu machen.
- *Schaubild erstellen*: der Student/die Studentin hat ein Schaubild zum entsprechenden Sachverhalt mit Text- und Bildelementen erstellt, um sich den Sachverhalt zu vergegenwärtigen.
- *Teilchenmodell anwenden*: hierbei handelt es sich um einen Sonderfall des Schaubilderstellens – der Student/die Studentin hat ein geeignetes Teilchenmodell angewendet, um sich den gegebenen Sachverhalt zu erschließen.
- *Sachverhalt mit Hilfe der Bilder und des Textes erschlossen*: der Student/die Studentin gibt an, die Bilder des Lernmoduls aufmerksam betrachtet und Schritt für Schritt die Bedeutung des Bildes unter Zuhilfenahme des gegebenen Textes erschlossen zu haben.
- *Animationen angesehen*: der Student/die Studentin gibt an, die Animationen des Lernmoduls angesehen zu haben, ohne die dargestellten Inhalte weiter zu hinterfragen.
- *Sachverhalt mit Hilfe der Animation und des Textes erschlossen*: der Student/die Studentin gibt an, die Animationen des Lernmoduls aufmerksam betrachtet und Schritt für Schritt die Bedeutung der Animationen unter Zuhilfenahme des gegebenen Textes erschlossen zu haben.
- *Zwischenfragen beantwortet*: der Student/die Studentin gibt an, die interaktiven Zwischenfragen im Lernmodul beantwortet und mit Hilfe des sofortigen Feedbacks ggf. reflektiert zu haben.
- *Das Lernmodul durcharbeiten*: der Student/die Studentin gibt an, den Abschnitt des Lernmoduls unter Zuhilfenahme aller gegebenen Medien (Text, Bild, Animation, Zwischenfragen und Pre- und Posttest) Schritt für Schritt erarbeitet zu haben.

- *In der Gruppe besprochen:* der Student/die Studentin gibt an, dass er/sie sich die entsprechenden Sachverhalte zunächst zu Hause erschlossen und anschließend am Präsenztage noch einmal in der Gruppe besprochen hat, um ggf. bestehende Unklarheiten auszuräumen.
- *Aktiv auf Vorwissen zurückgreifen:* der Student/die Studentin gibt an, bei der Arbeit mit dem Lernmodul aktiv auf das eigene Vorwissen zurückgegriffen zu haben, um sich die Inhalte des Lernmoduls zu erschließen.
- *Keine Angabe:* der Student/die Studentin hat keine Aussage bzgl. der Anwendung von Lernstrategien getroffen oder angegeben, dass er oder sie nicht gelernt hat.

4) *Qualitativer und quantitativer Vergleich der Lernstrategien wenig erfolgreicher sowie erfolgreicher Lernenden.* Schließlich wurde ermittelt, wie häufig welche Lernstrategie von den beiden Studierendengruppen angewendet wurde.

9.3.2 Ergebnisse: Lernerfolg durch aktive Nutzung des multimedialen Lernangebotes

Anhand der explorativen Interview- Fragenbogenstudie konnten Ergebnisse hinsichtlich der Forschungsfrage F2A-F2B gefunden werden. Die Fragen lauten wie folgt

F2A Welche *Lernstrategien* wenden Studierende im Rahmen der Blended-Learning-Umgebung des Propädeutikums an?
 F2B Inwiefern sind diese Lernstrategien *erfolgreich*?

Tab. 55 zeigt die Häufigkeit der Nennungen der oben definierten Analysekategorien in Abhängigkeit der Aufgabe und der Gruppen A und B (wenig erfolgreiche Lernende vs. erfolgreiche Lernende).

Tab. 55: Analysekategorien und Anzahl der Nennungen in Abhängigkeit der Aufgabe und der Gruppen A und B (wenig erfolgreiche Lernende vs. erfolgreiche Lernende).

Analysekategorie	Anzahl der Nennungen			
	Kochsalz-Aufgabe		Gleichgewichts-Aufgabe	
	Gruppe A	Gruppe B	Gruppe A	Gruppe B
Text durchlesen	9	3	1	4
Notizen machen	3	1	3	2
Schaubild erstellen	1	1	2	1
Teilchenmodell anwenden	2	3	0	3
Bilder ansehen	4	6	1	3
Animationen ansehen	4	8	0	0
Sachverhalt mit Hilfe der Animation und des Textes erschließen	1	1	0	0
Zwischenfragen beantworten	1	0	1	1
Lernmodul durcharbeiten	2	0	0	2
Aktiv auf Vorwissen zurückgreifen	2	8	0	16
In Gruppen besprechen	3	1	2	3
- (Keine Angabe)	15	0	13	4

Im Vergleich der Nennung verwendeter Lernstrategien zwischen beiden Aufgaben fällt im Wesentlichen auf, dass es hinsichtlich der Kochsalz-Aufgabe im Vergleich zur Gleichgewichts-Aufgabe deutlich mehr Nennungen gibt, dass zum Lernen die Animation des Lernmoduls angesehen wurde (insgesamt 12 vs. 0). Im Vergleich der Gruppen A und B fällt zusätzlich auf, dass

- hinsichtlich der Kochsalz-Aufgabe mehr Studierende der Gruppe A *den Text durchlesen*, ohne sich kritisch damit auseinanderzusetzen, als Studierende der Gruppe B (9 vs. 3).
- hinsichtlich der Kochsalz-Aufgabe weniger Studierende der Gruppe A die *Animation zum Lernen ansehen* als die Gruppe B (4 vs. 8).
- insgesamt deutlich weniger Studierende der Gruppe A *aktiv auf Vorwissen zurückgreifen* als Studierende der Gruppe B (insgesamt 2 vs. 22).
- insgesamt deutlich mehr Studierende der Gruppe A *keine Angabe* bzgl. ihrer Lernstrategien machen als Studierende der Gruppe B (insgesamt 28 vs. 4).

Schließlich lassen sich hinsichtlich der Art der verwendeten Lernstrategien in den erhobenen Rohdaten qualitativ *keine Blended-Learning-Strategien* in dem Sinne ausmachen lassen, dass konkrete Kombinationen aus E-Learning- und Präsenzlernstrategien genannt werden. Eine solche Strategie könnte beispielsweise sein, sich während der E-Learning-Arbeit Notizen zu offenen Fragen zu machen und ebendiese dann in der Präsenzphase im Rahmen der Tutorien zu stellen.

9.4 Evaluation des Propädeutikums durch die Studierenden

9.4.1 Testdesign, Datenerhebung und Datenauswertung

Mittels einer Fragebogenstudie wurde ein Feedback der Studierenden bzgl. der Gestaltung der Lernmodule, der Präsenztage und des Gesamtkonzeptes (F6A) unmittelbar nach dem jeweiligen Präsenztage eingeholt (Feedback A), wobei am letzten Präsenztage noch ein Abschlussfeedback erfolgte (Feedback B). Im Rahmen der Fragebögen wurde erhoben, (1) was die Studierenden bzgl. der Themenbereiche nicht verstanden haben, (2) welches zusätzliches Material/welche zusätzlichen Aktivitäten sich die Studierenden gewünscht hätten und (3) was an den Lernmodulen und Präsenztagen gelungen war und beibehalten werden sollte. Die Aussagen wurden ebenfalls mittels quantitativer Inhaltsanalyse nach Berelson kategorisiert (Berelson, 1954). Außerdem wurde mittels einer Fragebogenstudie ein Feedback der Studierenden bzgl. der Nützlichkeit des Propädeutikums für den Studieneinstieg (F6B) im Modul „Allgemeine und Anorganische Chemie“ ca. zwei Wochen vor der Abschlussklausur im Rahmen der Tutorien der Veranstaltungen erhoben (Feedback C). Durch eine offene Frage war es den Studierenden möglich, die Veranstaltung retrospektiv gemäß eigenständig gewählter Kriterien zu bewerten. Selbstverständlich erfolgte die Befragung anonym. Bei der Konstruktion der Fragebögen wurde darauf geachtet, dass es sich um offene und allgemein verständliche Fragen handelt (Lamnek, 2009). Die eingesetzten Fragebögen befinden sich in Anhang E. Tab. 56 ist zu entnehmen, wie viele Chemie-1-Fach-BA-Studierende, Chemie-2-Fächer-BA-Studierende (Profil Lehramt) und Biochemiestudierende am jeweiligen Feedback teilnahmen.

Tab. 56: Teilnehmeranzahl bzgl. Feedback A, B und C.

Studiengang/Feedback	Feedback A			Feedback B	Feedback C
	Bau der Materie	Chemische Bindung	Chemische Reaktion		
Chemie-1-Fach-BA-Studierende	68	56	61	61	54
Chemie-2-Fächer-BA-Studierenden (Profil Lehramt)	16	13	13	13	9
Biochemie-Studierende	6	6	6	6	0

So wie bei der Ermittlung der Lernstrategien ist auch diese Datenauswertung durch quantitative Inhaltsanalyse nach Berelson erfolgt. Die Analysekatoren wurden dabei als positive, konstruktive und negative Aussagen definiert. Eine Aussage kann dabei in den Analyseeinheiten als Satz, Teilsatz oder Stichpunkt auftreten.

Eine *positive Aussage* ist dabei definiert als eine Aussage, die

- 1) keinen Negationsausdruck wie „weniger“, „un-“, „nicht“ usw. enthält.
- 2) eine günstige Bewertung wie „gut“ usw. enthält.
- 3) die Formulierung eines Ertrages wie „Auffrischung von Wissen“ enthält.

4) *keine* Angabe darüber macht, dass es (Verständnis)probleme gab.

2) und 3) müssen dabei nicht gleichzeitig vorliegen und entsprechende doppelte Verneinungen werden dabei ebenfalls als positive Aussagen behandelt.

Konstruktives Feedback ist definiert als ein Optimierungsvorschlag, ein Wunsch oder eine offene Frage, auf die im Rahmen der Veranstaltung eingegangen werden sollte.

Schließlich ist eine *negative Aussage* definiert als eine Aussage, die

- 1) einen Negationsausdruck wie „weniger“, „un-“, „nicht“ usw. enthält und
- 2) eine ungünstige Bewertung wie z.B. „zu schwer“ usw. enthält.
- 3) *keine* Angabe darüber macht, dass das Lernmodul gelungen ist.

9.4.2 Ergebnisse: nachhaltig hilfreiche Vermittlung von Grundlagen

Dieses letzte Teilkapitel der Ergebnisse der Evaluation des Propädeutikums liefert Antworten auf die Forschungsfragen F3A-F3B. F3A wurde wie folgt formuliert:

F3A Wie *bewerten teilnehmende Studierende das Propädeutikum* hinsichtlich der Gestaltung *der Lernmodule, der Präsenztage und des Gesamtkonzeptes?*

Zunächst wird in Tab. 57 ein Überblick über die Häufigkeit der Nennungen von positiven, konstruktiven und negativen Aussagen hinsichtlich der Lernmodule, der Präsenztage und des Gesamtkonzeptes gegeben.

Tab. 57: Überblick über die Häufigkeit der Nennungen von positivem, konstruktivem und negativem Feedback hinsichtlich der Lernmodule, der Präsenztage und des Gesamtkonzeptes.

Bereich/Feedbackart	Positive Aussagen	Konstruktive Aussagen	Negative Aussagen
Lernmodul „Bau der Materie“	126	115	39
Präsenztag „Bau der Materie“	230	86	11
Lernmodul „Chemische Bindung“	111	61	58
Präsenztag „Chemische Bindung“	139	64	24
Lernmodul „Chemische Reaktion“	108	76	53
Präsenztag „Chemische Reaktion“	143	70	20
Gesamtkonzept	132	42	39

Es wird deutlich, dass erheblich mehr positive Aussagen als negative Aussagen hinsichtlich sämtlicher Feedbackbereiche gemacht wurden und zudem stets mehr konstruktive als negative Aussagen zu verzeichnen waren. Tab. 58 zeigt die zehn meistgenannten positiven, konstruktiven und negativen

Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Bau der Materie“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Tab. 58: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Bau der Materie“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Positive Aussagen	Anzahl
Es gab keine Schwierigkeiten am Präsenztag.	76
Die Gruppenarbeit hat beim Verständnis der Konzepte und beim Kennenlernen der anderen geholfen.	44
Es gab keine Schwierigkeiten beim Lernen mit den Lernmodulen.	38
Der Präsenztag war gut strukturiert und gestaltet.	23
Die Erklärungen im Lernmodul sind verständlich (anschauliche Vergleiche, gute Merksätze).	20
Die Module sind gut strukturiert und die Interaktion mit dem Lernmodul ist gut gelungen.	19
Die Tutoren haben die Inhalte verständlich vermittelt.	18
Die Videos des Lernmoduls haben zum Verständnis beigetragen.	17
Die Pre- und Posttests des Lernmoduls sind hilfreich beim Lernen.	17
Die Lernatmosphäre in kleinen Übungsgruppen am Präsenztag ist hilfreich.	17
Konstruktive Aussagen	Anzahl
Es gibt keine Verbesserungsvorschläge/Anregungen.	35/33
Grammatische Fehler und Programmierfehler des Moduls sollten ausgebaut werden.	12
Es sollte weniger Wiederholungen am Präsenztag geben.	11
Es sollten mehr schwierige Aufgaben gestellt werden.	9
Es sollte insgesamt mehr Aufgaben geben.	7
Es sollten mehr Experimente behandelt werden (u. A. zur Ionisierungsenergie/Elektronenaffinität).	7
Es sollte mehr Animationen im Lernmodul geben (u. A. zum Streuversuch und zur Interferenz).	6
Es sollte Angaben zur geschätzten Bearbeitungsdauer der Lernmodule geben.	5
Es sollte weitere Erläuterungen zu den Ausnahmefällen der Ionisierungsenergie/der Elektronenaffinität geben.	4
Es sollte am Präsenztag eine bessere Visualisierung der Inhalte geben (z.B. durch Präsentationen)	4
Negative Aussagen	Anzahl
Die Ausführungen zur Quantenmechanik und zum Orbitalmodell wurden nicht verstanden.	22
Die Ausnahmen zu den Tendenzen der Atomeigenschaften im Periodensystem wurden nicht verstanden.	6
Es gibt nichts Positives zum Präsenztag zu sagen.	6
Es gibt nichts Positives zum Lernmodul zu sagen	3
Es gibt zu viele Fehler in den Tests und auf den Seiten des Lernmoduls.	3
Das Erstellen eines Termschemas wurde nicht verstanden.	2
Die Transferaufgabe zu den Bleiisotopen war unpassend.	2
Die Rydberg-Formel wurde nicht verstanden.	1
Im Video zu Daltons Atommodell gibt es einen Fehler	1
Die Definition des Atomradius wurde nicht verstanden.	1
Der Unterschied zwischen Elektronegativität und Elektronenaffinität wurde nicht verstanden.	1

Die positiven Aussagen suggerieren, dass ein problemloses Lernen mit den Lernmodulen und am Präsenztag möglich war und insbesondere die Gruppenarbeiten, die Tutoren, die Erklärungen sowie die Videos und Pre- und Posttests hilfreich waren. Aus den konstruktiven Aussagen lässt sich herauslesen, dass es insgesamt mehr Aufgaben, schwierigere Aufgaben und weniger wiederholende Aufgaben am Präsenztag geben soll. Zudem sollten zu bestimmten Themen wie den Ionisierungsenergien/Elektronenaffinitäten von Atomen Experimente behandelt sowie zu Themen wie dem Streuversuch und der Interferenz weitere Animationen erstellt werden. Letzteres steht auch im Zusammenhang mit der deutlich am häufigsten genannten negativen Aussagen, dass offenbar die Ausführungen zur Quantenmechanik und zum Orbitalmodell die mit Abstand größten Verständnisschwierigkeiten bereiten. Darüber hinaus gibt es offenbar Verständnisprobleme

hinsichtlich der Rydbergformel und des Erstellens von Termschemata, die Transferaufgabe des Übungszettels war unpassend und das Modul hat zu viele Programmierfehler und grammatische Fehler.

Tab. 59 zeigt die zehn meistgenannten positiven, konstruktiven und negativen Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Chemische Bindung“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Tab. 59: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Chemische Bindung“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Positive Aussagen	Anzahl
Es gab keine Schwierigkeiten am Präsenztag.	50
Die Gruppenarbeit hat beim Verständnis der Konzepte geholfen.	38
Es gab keine Schwierigkeiten beim Lernen mit den Lernmodulen.	36
Die Module sind gut strukturiert und die Interaktion mit dem Lernmodul ist gut gelungen	25
Der Präsenztag war gut strukturiert und gestaltet.	24
Die Tutoren haben die Inhalte verständlich vermittelt.	12
Die Zwischenfragen des Lernmoduls sind hilfreich.	11
Die Erklärungen im Lernmodul sind verständlich.	9
Die Abbildungen sind hilfreich.	8
Auf dem Übungszettel gibt es sinnvolle Aufgaben (u.a. Aufgaben zur Anwendung des VSEPR-Modells)	6
Konstruktive Aussagen	Anzahl
Es gibt keine Verbesserungsvorschläge/Anregungen.	33/37
Es sollte mehr Animationen im Lernmodul geben (u. A. zur Bildung des Ionengitters)	8
Der Zeitplan des Präsenztags sollte optimiert werden (nicht sonntags, weniger Pausen, kürzer).	7
Es sollte eine Übersicht über alle Molekülgeometrien ausgehändigt werden.	5
Es sollte weitere Erläuterungen und Übungen zur Hybridisierung geben.	3
Es sollte weitere Erläuterungen zu antibindenden Molekülorbitalen geben.	2
Es sollte weitere Erläuterungen zum Valenzband geben.	2
Es sollte mehr Aufgaben zur Gitterenergie und zur Ionenbindung geben.	2
Es sollte mehr schwierigere (offene) Aufgaben geben.	2
Negative Aussagen	Anzahl
Es gibt nichts Positives zum Lernmodul zu sagen.	18
Das Konzept der Hybridisierung wurde nicht verstanden.	13
Es gibt nichts Positives zum Präsenztage zu sagen.	8
Das Konzept der Molekülorbitale wurde nicht verstanden.	8
Die Transferaufgabe zur Bewegungsfähigkeit eines Gekkos wurde nicht verstanden.	8
Die Verteilung der Elektronen im Valenzband eines Metalls wurde nicht verstanden.	7
Der Zusammenhang zwischen dem VSEPR-Modell und der Oktettregel wurde nicht verstanden.	3
Es gab insgesamt zu wenig Bearbeitungszeit.	3
Das Aufstellen der Lewisformeln (insbesondere bei komplexen Strukturen) wurde nicht verstanden.	2
Die destruktive Interferenz bei s-Orbitalen wurde nicht verstanden.	2

Die positiven Aussagen sind vergleichbar mit den positiven Aussagen zum Lernmodul und Präsenztage „Bau der Materie“, wobei hier zusätzlich die Abbildungen im Lernmodul, die Zwischenfragen des Lernmoduls und die Aufgaben des Übungszettels am Präsenztage als hilfreich hervorgehoben werden. Bezüglich der konstruktiven Aussagen gibt es erneut Wünsche nach weiteren Animationen (diesmal zur Bildung des Ionengitters, zur Bildung von Molekülorbitalen sowie zum VSEPR-Modell). Zudem haben einige Studierende darum gebeten, den Präsenztage nicht auf einen Sonntag zu legen und dass die Pausen am Präsenztage zu kürzen; letzteres ist dahingehend interessant, dass im Programm keine offiziellen Pausenzeiten festgelegt worden sind. Darüber hinaus gibt es den Wunsch nach einer

ausgedruckten Übersicht bzgl. der verschiedenen Molekülgeometrien auf Basis des VSEPR-Modells. Schließlich gibt es vereinzelte Äußerungen hinsichtlich einer detaillierten Darstellung einzelner Aspekte wie der Hybridisierung, antibindender Molekülorbitale und des Valenzbandes; letztere werden auch bei den negativen Aussagen von einigen als unverständlich beschrieben. Darüber hinaus hat die Transferaufgabe zur Fähigkeit eines Gekkos, an beliebigen Oberflächen zu haften, offenbar einigen Studierenden Probleme bereitet.

Tab. 60 zeigt die zehn meistgenannten positiven, konstruktiven und negativen Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Chemische Reaktion“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Tab. 60: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Chemische Reaktion“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Positive Aussagen	Anzahl
Es gab keine Schwierigkeiten am Präsenztag.	66
Es gab keine Schwierigkeiten beim Lernen mit den Lernmodulen.	50
Die Gruppenarbeit hat beim Verständnis der Konzepte geholfen.	25
Die Module sind gut strukturiert und die Interaktion mit dem Lernmodul ist gut gelungen	22
Die Tutoren haben die Inhalte verständlich vermittelt.	20
Der Präsenztag war gut strukturiert und gestaltet.	12
Die Zwischenfragen des Lernmoduls sind hilfreich.	7
Die Erklärungen im Lernmodul sind verständlich.	7
Die Pre- und Posttests vertiefen das Gelernte.	5
Das Zeitmanagement am Präsenztag war gut gelungen.	5
Konstruktive Aussagen	Anzahl
Es gibt keine Verbesserungsvorschläge/Anregungen.	38/37
Es sollte mehr Zeit für die Gruppenarbeit am Präsenztag zur Verfügung stehen.	12
Es sollte eine Zusammenfassung von Formeln zum Mitnehmen geben.	6
Grammatische Fehler und Programmierfehler des Moduls sollten ausgebessert werden.	5
Es sollte mehr Übungen zur Anwendung von Formeln geben	5
Es sollte in den Lernmodulen mehr Lösungsbeispiele geben.	4
Es sollte mehr schwierigere (offene) Aufgaben geben.	3
Es sollte mehr Aufgaben zur Thermodynamik geben.	3
Im Lernmodul sollten mehr Kontexte aufgezeigt werden.	3
Negative Aussagen	Anzahl
Es gibt nichts Positives zum Lernmodul zu sagen.	23
Es gibt nichts Positives zum Präsenztag zu sagen.	15
Es gab zu viel Stoff in zu wenig Zeit.	9
Die Rechenaufgaben im Lernmodul sind verwirrend.	3
Die elektrochemische Spannungsreihe wurde nicht verstanden.	3
Das Konzept der Reaktionsgeschwindigkeit wurde nicht verstanden.	2
Die Begriffe Enthalpie und Entropie sind unklar.	2
Die Regeln zum Aufstellen von Oxidationszahlen sind unklar.	2
Die Berechnung des pH-Wertes einer Pufferlösung ist unklar.	2
Die Erklärungen waren zum Teil zu kleinschrittig.	1

Die positiven Aussagen sind erneut vergleichbar zu den positiven Aussagen der anderen beiden Module. Auffällig ist dabei, dass es zum Teil positive Aussagen hinsichtlich des Zeitmanagements gibt, zu einem deutlich größeren Teil jedoch Aussagen, dass mehr Zeit für die Gruppenarbeit zur Verfügung gestellt werden sollte (5 vs. 12). Die Konstruktiven Aussagen sind grundsätzlich allgemeiner gehalten

als bei den anderen beiden Modulen; mit Ausnahme des konkreten Wunsches nach mehr Aufgaben zur Thermodynamik gibt es die allgemeinen Forderungen des Ausbesserns von Fehlern im Lernmodul, nach Übungen zur Formelanwendung, nach weiteren Lösungsbeispielen sowie offeneren Aufgaben und Kontexten; letzteres wurde bei den anderen beiden Lernmodulen nicht gewünscht.

Bei den negativen Aussagen fällt zunächst auf, dass deutlich häufiger als bei den anderen beiden Modulen kritisch angemerkt wird, dass die Bearbeitungszeit des Moduls zu knapp bemessen und die Inhalte der Module zu umfangreich waren. Vereinzelt Unklarheiten bestanden hinsichtlich der elektrochemischen Spannungsreihe, der Reaktionsgeschwindigkeit, der Begriffe Enthalpie und Entropie, der Regeln zum Aufstellen von Oxidationszahlen und dem Berechnen des pH-Wertes einer Pufferlösung.

Schließlich zeigt Tab. 61 die zehn meistgenannten positiven, konstruktiven und negativen Aussagen in Hinsicht auf das Gesamtkonzept mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Tab. 61: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Gesamtkonzeptes mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Positive Aussagen	Anzahl
Das Gesamtkonzept ist gelungen.	29
Die Gruppenarbeit hat beim Verständnis der Konzepte und beim Kennenlernen der anderen geholfen.	13
Die Erklärungen der Tutoren waren hilfreich.	12
Die Veranstaltung hat Schulwissen wiederaufgefrischt.	10
Die Einteilung in Tutorengruppen ist hilfreich (gutes Arbeitsklima, angenehmes Tempo, ...)	9
Die Veranstaltung hat neues Wissen vermittelt (Orbitalmodell; vorher nicht ausreichend behandelt).	9
Die Lernmodule sind (insbesondere bzgl. schwieriger Themen) anschaulich und verständlich.	7
Ich bin froh, an der Veranstaltung teilgenommen zu haben.	7
Die Lernmodule sind allgemein gut gelungen.	6
Die Videos, Animationen und Bilder der Lernmodule sind hilfreich.	5
Konstruktive Aussagen	Anzahl
Es sollte mehr Präsenztage geben.	7
Es sollte mehr Zeit am letzten Präsenztage geben.	5
Es sollten auch Inhalte aus der organischen Chemie vermittelt werden.	4
Es sollten insgesamt mehr Übungsaufgaben zur Verfügung gestellt werden.	3
Es sollte ein Praktikum im Rahmen des Propädeutikums geben.	3
Es sollte an den Präsenztagen mehr Anschauungsmaterial geben.	2
Es sollten weitere Videos und Animationen erstellt werden.	2
Es sollte mehr Inhalte zum Thema Leitfähigkeit geben.	1
Die Pre- und Posttests sollten in ILIAS direkt verlinkt werden.	1
Negative Aussagen	Anzahl
Es wird zu viel Stoff in zu geringer Zeit vermittelt.	19
Einige grammatische Fehler und Programmierfehler in den Modulen.	11
Die Tutoren waren schlecht vorbereitet bzw. inkompetent.	2
Die Inhalte im Bereich der Stöchiometrie und des chemischen Rechnens wurden schlecht erklärt.	2
Es wurde zu viel Vorwissen aus der Schule vorausgesetzt.	1
Es gab zu viel Zeit an den Präsenztagen für zu wenig Programm.	1
Die Aufgaben waren insgesamt zu schwierig.	1
Das Feedback bei falschen Antworten bzgl. der Zwischenaufgaben des Propädeutikums hat nicht geholfen.	1
Die Videos ließen sich nicht abspielen.	1

Die meisten positiven Aussagen betreffen das Gesamtkonzept an sich und beschreiben es als gelungen. Hervorgehoben werden noch einmal die Einteilung in Gruppen und die Gruppenarbeiten, die Erklärungen der Tutoren, die Lernmodule im Allgemeinen und bzgl. schwieriger Themen im Speziellen sowie die multimediale Gestaltung der Lernmodule. Darüber hinaus wurde offenbar nicht nur Wissen aus der Schulzeit wiederholt, sondern auch bislang Unverstandenes angemessenen erklärt und eine sinnvolle Einführung in das Orbitalmodell gegeben.

Als konstruktive Aussagen wurden in erster Linie mehr Präsenztage und mehr Zeit am letzten Präsenztage gefordert. Weitere Wünsche betreffen die Etablierung eines Praktikums, das Bereitstellen weiterer Anschauungs- und Übungsmaterialien an den Präsenztagen sowie Videos und Animationen im Rahmen der Lernmodule sowie eine tiefere Behandlung des Themas „Leitfähigkeit“ und eine direkte Verlinkung der Pre- und Posttests im ILIAS-Lernmodul. Hinsichtlich der Inhalte aus der organischen Chemie muss erwähnt werden, dass 3 der 4 Äußerungen in Zusammenhang mit dem Pre- und Posttest gebracht wurden; den Studierenden war selbstverständlich nicht bewusst, dass es sich bei zwei der Items um Kontrollitems handelte. Sie wurden dann im Anschluss an den Posttest über Sinn und Zweck dieser beiden Items aufgeklärt.

Bezüglich der negativen Aussagen wurde mit Abstand am häufigsten genannt, dass es insgesamt zu viel Stoff auf zu wenig Zeit gab. Zudem wurde noch einmal betont, dass es einige Fehler in den Lernmodulen gibt; letztere wurden unmittelbar nach Bekanntwerden durch den Hinweis der Studierenden per Email oder Anruf noch während der Propädeutikumszeit beseitigt. Zudem gibt es gegenüber der elf zufriedenen Äußerungen bzgl. der Tutoren auch zwei Äußerungen der Unzufriedenheit, zwei Beschwerden über schlechte Erklärungen im Bereich der Stöchiometrie, eine Anmerkung, dass zu viel Wissen für die Veranstaltung vorausgesetzt wurde, eine Kritik, dass an den Präsenztagen mehr Programm stattfinden sollte, eine Anmerkung, dass die Aufgaben insgesamt zu schwierig waren, eine negative Bewertung des Feedbacks der Zwischenfragen und ein Hinweis darauf, dass sich alle Videos nicht abspielen ließen.

F3B wurde dabei folgendermaßen formuliert:

F3B Wie <i>bewerten teilnehmende Studierende das Propädeutikum</i> hinsichtlich der <i>Nützlichkeit für den Studieneinstieg</i> ?

Auch bezüglich dieser Forschungsfrage wird zuerst in Tab. 62 ein Überblick über die Häufigkeit der Nennungen von positiven, konstruktiven und negativen Aussagen hinsichtlich der Nützlichkeit für den Studieneinstieg gegeben.

Tab.62: Überblick über die Häufigkeit der Nennungen von positiven, konstruktiven und negativen Aussagen hinsichtlich der Nützlichkeit des Konzeptes für den Studieneinstieg.

Bereich/Feedbackart	Positive Aussagen	Konstruktive Aussagen	Negative Aussagen
Nützlichkeit des Konzeptes für den Studieneinstieg	80	13	19

Aus der Tabelle wird deutlich, dass auch hier erheblich mehr positive als negative Aussagen getroffen wurden; Tab. 63 zeigt alle Aussagen und ihre Häufigkeiten im Detail auf.

Tab. 63: Positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich der Nützlichkeit des Konzeptes für den Studieneinstieg mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.

Positive Aussagen	Anzahl
Es wurden Kenntnisse aus der Schule aufgefrischt.	29
Das neu Gelernte war hilfreich im Studium.	20
Es war insgesamt eine gute Veranstaltung.	12
Das Propädeutikum hat eine Grundlage für das Chemiestudium geschaffen.	10
Die Vermittlung des Wissens ist im Rahmen des Propädeutikums gut gelungen.	5
Das Propädeutikum ist gut organisiert.	2
Die Gruppenarbeit hat beim Verständnis der Konzepte und beim Kennenlernen der anderen geholfen.	2
Konstruktive Aussagen	Anzahl
Es sollte ein Praktikum im Rahmen des Propädeutikums geben.	3
Es sollte mehr Präsenztage geben.	2
Es sollte eine Einführung in die Fehlerrechnung geben.	1
Es sollte insgesamt mehr Rechenaufgaben geben.	1
Es sollte weniger Wiederholungen geben.	1
Es sollte mehr Zeit für das Propädeutikum geben.	1
Es sollten Literaturhinweise und Hinweise auf weitere Lernmaterialien gegeben werden.	1
Die Lernmodule sollten nicht aus dem Stud.IP entfernt werden.	1
Es sollte Zusammenfassungen der Lernmodule geben.	1
Negative Aussagen	Anzahl
Es wird zu wenig neues Wissen (über die schulischen Grundlagen hinaus) vermittelt.	8
Das Propädeutikum bringt nicht viel/ist als Brücke zwischen Schule und Hochschule unnötig.	4
Das Propädeutikum ist zu allgemein/oberflächlich.	2
Das Propädeutikum ist zu leicht.	1
Es gibt keine Vorbereitung auf das Praktikum im ersten Semester.	1
Das Propädeutikum bereitet nicht auf die Komplexchemie vor.	1
Das Propädeutikum geht zu sehr auf Atommodelle ein.	1
Die halboffenen Aufgaben in ILIAS sind nicht gut.	1

Die Studierenden beschreiben also größtenteils, dass das Propädeutikum Grundkenntnisse aus der Schule auffrischt und dass das für sie neu Gelernte im Propädeutikum hilfreich für das Studium war. Zudem wird eine Grundlage für ein Chemiestudium geschaffen, Organisation und Gestaltung sind gut, die Vermittlung des Wissens gelingt und die Gruppenarbeit wird noch einmal qualitativ hervorgehoben. Neben einem geforderten Praktikum und weiteren Präsenztagen wünschen sich die Studierenden eine Einführung in die Fehlerrechnung, weniger Wiederholungen, mehr Zeit, Empfehlungen für weiterführende Literatur und Materialien und Zusammenfassungen der Lernmodule. Laut einer Aussage wurden die Lernmodule aus dem Stud.IP entfernt; da dies bislang jedoch nicht erfolgt ist, lässt sich dies offenbar auf ein technisches Problem zurückführen.

Schließlich sind die beiden meistgenannten negativen Aussagen, dass zu wenig neues Wissen über den Horizont der Schule hinaus vermittelt wurde und dass die Teilnahme am Propädeutikum unnötig ist. Zudem ist das Propädeutikum laut weniger Aussagen zu allgemein, oberflächlich und leicht, geht zu sehr auf Atommodelle und gar nicht auf Komplexchemie und die Arbeit im Praktikum ein und die halboffenen Aufgaben in ILIAS sind nicht gelungen.

10 Diskussion der Ergebnisse der Evaluation des Propädeutikums

In diesem Kapitel werden die Ergebnisse zu den Forschungsfragen F1-F3 hinsichtlich der folgenden Aspekte diskutiert:

- Welche Relevanz hat die Teilnahme am Propädeutikum für den Studieneinstieg?
- Wie können nicht erreichte Kompetenzen und nicht abgebaute Fehlvorstellungen erklärt und verhindert werden?
- Wie ist mit dem Feedback der Studierenden und der Erhebung der Lernstrategien umzugehen?

Grundsätzlich muss dabei selbstverständlich berücksichtigt werden, dass es sich um die Evaluation einer Pilotstudie handelt, d.h. die Ergebnisse beziehen sich jeweils auf die Kohorte der Erstsemesterstudierenden des Wintersemesters 2014/2015 (N = 68) und sind nicht auf andere Kohorten übertragbar.

10.1 Welche Relevanz hat die Teilnahme am Propädeutikum für den Studieneinstieg?

Es lassen sich zusammenfassend drei zentrale Ergebnisse ausmachen, die als Indizien für die Relevanz der erfolgreichen Teilnahme am Propädeutikum für einen Einstieg in das Chemiestudium an der Universität Göttingen bezeichnet werden können:

- Im Posttest des Fachwissens in Chemie hinsichtlich ausgewählter Kompetenzen des Propädeutikums werden im durchschnitt sechs weitere Items korrekt bearbeitet, wobei das Ergebnis statistisch hochsignifikant ist. Die Kontrollitems lassen dabei keinen eindeutigen Trainingseffekt aufgrund des Testens an sich erkennen.
- Studierende mit defizitären Kenntnissen, welche weniger als 33% der Pretestitems korrekt bearbeiten können, verbessern sich zwischen Pretest und Posttest ebenso sehr wie die übrigen Studierenden.
- Studierende, die am Propädeutikum teilgenommen haben, schneiden signifikant besser in der Abschlussklausur „Allgemeine und Anorganische Chemie“ des ersten Semesters ab als Studierende, welche nicht am Propädeutikum teilgenommen haben (bei annähernd guter Korrelation zwischen Posttest und Klausurergebnis).

Hinsichtlich letzteren Indizes muss jedoch beachtet werden, dass sich die Testgruppe hinsichtlich des Anteils an 1-Fach-Bachelor-Studierenden, des Anteils an Studierenden, die vor 2014 Abitur gemacht haben, sowie des Anteils an Studierenden ohne Oberstufenunterrichtserfahrung in Chemie deutlich

unterscheiden, was die Aussagekraft an dieser Stelle einschränkt und nach weiterführenden Studien mit größeren Teilnehmerzahlen verlangt (vgl. Kap. 11.2). Des Weiteren sind diese Ergebnisse ebenfalls Indizien für die Relevanz der Teilnahme:

- Die Kontrollvariablen der Studie haben weder auf Pretest noch auf den Posttest einen signifikanten Einfluss, wodurch eine Teilnahme am Propädeutikum unabhängig von Alter, Geschlecht, Studiengang, Abiturnote, Abiturjahrgang und Niveau des Chemieunterrichts in der Oberstufe empfohlen werden kann.
- Die Items des Posttests zu insgesamt 15 der 31 getesteten Kompetenzen können von mind. 80% der Studierenden korrekt beantwortet werden (bei signifikanter Verbesserung hinsichtlich 20 der entsprechenden Items).
- 8 der 11 getesteten Fehlvorstellungen können im Posttest bei weniger als 25% der Studierenden diagnostiziert werden (bei signifikanter Verbesserung hinsichtlich zwei der entsprechenden Items). Besonders erfreulich ist dabei, dass die Fehlvorstellungen hinsichtlich des Orbitalmodells signifikant abgenommen haben, da ebendieses angesichts der Kerncurricula für den Oberstufenunterricht in der Chemie Neuland für die Lernenden war (vgl. Kap. 3.2.1.1).
- Es gab insgesamt erheblich mehr positives als negatives Feedback der Studierenden hinsichtlich der Lernmodule, der Präsenztage, des Gesamtkonzeptes sowie der Nützlichkeit des Konzeptes für den Studieneinstieg.

In diesem Sinne lässt sich sagen, dass die Lernenden im Rahmen des Propädeutikums studienrelevante Kompetenzen erworben haben, die sie selbst als wertvoll für den Studieneinstieg einschätzen und die sich hinsichtlich der Abschlussklausur der Veranstaltung „Allgemeine und Anorganische Chemie“ auch als solche erweisen.

10.2 Wie können nicht erreichte Kompetenzen und nicht abgebaute Fehlvorstellungen erklärt und verhindert werden?

Es gibt verschiedene Erklärungen für das verminderte Erreichen bestimmter Kompetenzen und das Vorliegen bestimmter Fehlvorstellungen im Posttest; u.a. sind diese Gründe denkbar:

Die Studierenden haben sich nicht ausreichend mit den Inhalten beschäftigt; im Sinne von Helmkes Lehr-Lern-Modell wurde das Angebot nicht angemessen genutzt (Helmke et al., 2009). Die Erhebung der Lernstrategien der Studierenden hinsichtlich zweier Beispielaufgaben hat gezeigt, dass einer der häufigsten Nennungen hinsichtlich beider Aufgaben von Nicht-Erfolgreichen Studierenden diejenige ist, dass entweder keine Angabe gemacht wird oder explizit gesagt wird, dass nicht gelernt wurde.

Die Kompetenzen und Items unterscheiden sich in ihrer Schwierigkeit und die Fehlvorstellungen in ihrer Robustheit gegenüber Veränderungen. Grundsätzlich kann zur Itemschwierigkeit auf Basis der erhobenen Daten keine Aussage getroffen werden; es ist jedoch durchaus anzunehmen, dass manche Kompetenzen schwieriger zu erreichen sind als andere und somit auch manche Items eine größere Herausforderung darstellen.

Es gibt einen negativen Testübungseffekt hinsichtlich der Items, die zwischen Pretest und Posttest geändert wurden. In Anhang E ist zu sehen, dass zwischen Pre- und Posttest des Propädeutikums nur kleinere Änderungen vorgenommen wurden. Manche dieser Änderungen sind vielleicht so marginal, dass sich die Studierenden ggf. an das Item im Pretest erinnern, die Aufgabe ungenau lesen und daraufhin eine falsche Antwort geben (z.B. die Ionenbindung anstelle der Elektronenpaarbindung definieren).

Die Kompetenzen wurden zwar im Laufe des Propädeutikums erreicht, das relevante Wissen bis zum Zeitpunkt des Posttests jedoch wieder vergessen. Zwar hat das Propädeutikum mit zwei Wochen eine relativ kurze, dafür jedoch sehr arbeitsintensive Zeitspanne, was die Studierenden insbesondere hinsichtlich des Themenbereichs „Chemische Reaktion“ negativ angemerkt haben.

Das Lernmodul und der Präsenztage liefern unzureichende Erklärungen oder Übungen.

Hinsichtlich des letztgenannten Aspektes wird im Weiteren beschrieben, welche konkreten Änderungen im Propädeutikumskonzept vorgenommen werden können, um das Erreichen der Kompetenzen zu erhöhen, die lediglich von 50% der Studierenden erreicht wurden.

Aus dem Themenbereich „Chemische Bindung“ wurde die folgende Kompetenz nur bedingt von den Teilnehmenden erreicht: *„die Edelgasregel anwenden.“* Im entsprechenden Testitem ging es darum, für verschiedene Verbindungen aufzuzeigen, ob die Edelgasregel für alle beteiligten Atome/Ionen erfüllt ist. Dazu muss zunächst klar sein, was die Edelgasregel besagt und dass der Edelgaszustand entweder durch Abgabe/Aufnahme von Elektronen oder durch Elektronenpaarbindungen erreicht werden kann. Dann musste mit Hilfe des Periodensystems entschieden werden, welche Art von Verbindung vorliegt (Molekül- oder Ionenverbindung) oder ob es sich um ein Element handelt. Auf Basis dessen musste dann mit Hilfe eines gegebenen Periodensystems entschieden werden, welches Ion jeweils gebildet wird und ob die Verhältnisformel angemessen ist oder wie viele Valenzelektronen jeweils vorgehen und ob durch Elektronenpaarbindungen eine Erfüllung der Edelgasregel für alle beteiligten Atome möglich ist; das Aufstellen der Lewisformel wäre hierbei hilfreich. Im Lernmodul gibt es das gleiche Item sowohl im Pretest und Posttest des Lernmoduls als auch als Zwischenfrage im Lernmodul; allerdings gab es bei der Durchführung des Propädeutikums kein Lösungsbeispiel für diese Aufgabe. Dementsprechend wurden im Anschluss an die erste Durchführung des Propädeutikums Lösungsbeispiele für Molekülverbindungen und Ionenverbindungen sowie eine Aufgabe am Präsenztage ergänzt, welche über die Bestimmung der Bindungsverhältnisse in Elementen und Verbindungen hinaus ein Verständnis der Edelgasregel voraussetzt.

Hinsichtlich der Kompetenzen *„die Löslichkeit von polaren und unpolaren Stoffen erklären“* sowie *„das Konzept der Van-der-Waals-Wechselwirkungen anwenden“* wurden die Lernenden im Test darum gebeten, die Löslichkeit von Butanol in Wasser zu erklären (s. Anhang C). Betrachtet man die Testergebnisse im Detail, so stellt man fest, dass von den Teilnehmenden, welche die Aufgabe falsch bearbeitet haben, zu etwa gleichen Teilen angegeben wurden, dass sich (a) hauptsächlich Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen Butanol-Molekülen ausbilden und (b) Butanol in Wasser nur ein kleines Löslichkeitsprodukt hat. (a) verlangt dabei nicht nur eine klare Trennung der Begriffe „Dipol-Dipol-Wechselwirkungen“ und „van-der-Waals-Wechselwirkungen“, sondern ebenfalls ein Verständnis dessen, dass Wasserstoffbrückenbindungen zwischen zwei Butanol-Molekülen aufgrund der Kettenlänge sogar unwahrscheinlicher sind als zwischen einem Butanol- und einem Wassermolekül. Da dieser Sachverhalt im Lernmodul nicht explizit dargestellt und visualisiert wurde, erfolgt dies für die weiteren Jahrgänge. (b) weist auf ein unzureichendes Verständnis des Konzeptes „Löslichkeitsprodukt“ hin, was anhand eines Exkurses im Rahmen des Teilmoduls zur Gleichgewichtschemie aufgegriffen werden kann.

Zudem wurden aus dem Themenbereich „Chemische Reaktion“ mehrere Kompetenzen von nicht mehr als 50% der Studierenden erworben; zunächst die folgende: *„den pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen (stark, schwach) berechnen.“*. Im Lernmodul wird ausführlich beschrieben, woran man eine starke und eine schwache Säure erkennt und welche Formel man zu Berechnung des pH-Wertes anwenden muss. Auch gibt es bereits Lösungsbeispiele und Übungen im Lernmodul sowie zusätzliche Übungen am Präsenztage (wie viele jeweils); offenbar muss hier jedoch noch mehr geübt werden, weshalb im Lernmodul sowie auf dem Übungszettel weitere analoge Teilaufgaben zur pH-Wert-Berechnung ergänzt wurden.

Die Studierenden hatten außerdem offenbar ernstzunehmende Schwierigkeiten beim Erwerben der Kompetenz *„die Begriffe Säure, Base und Lauge anwenden“*, was u.a. dadurch erklärt werden kann, dass die Studierenden auch im Posttest noch zu mind. 21% die Fehlvorstellung *„Starke Säuren haben einen höheren pH-Wert als schwache Säuren.“* Vorweisen. Die Schwierigkeit des Begriffs „Säure“ wurde bereits in Kap. 8.13 erläutert; hilfreich für die Studierenden sind höchstwahrscheinlich zusätzliche Erklärungen mit Zwischenübung zur Anwendung der Begriffe nach der Einführung des Säure-Base-Konzeptes von Brönsted/Lowry sowie eine Concept-Map-Aufgabe mit den Begriffen „Säure“, „saure Lösung“, „Base“, „Lauge“, „alkalische Lösung“, „Protonendonator“ und „Protonenakzeptor“ am Präsenztage, die für zukünftige Teilnehmer bereits eingepflegt wurden (s. Anhang D).

Die größten Schwierigkeiten gab es hinsichtlich der Kompetenz *„Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen“*. Bei dem entsprechenden Item war es notwendig, zunächst einmal die gegebene Wortgleichung zu übersetzen und anschließend zu erkennen, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt. Da außerdem nicht explizit vorgeschrieben war, dass die Teilgleichungen formuliert werden sollten, sondern nur eine Zeile für die Gesamtgleichung gegeben war, ist zu vermuten, dass das im Lernmodul besprochene Schema zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen gar nicht erst angewendet oder zumindest nicht deutlich genug verinnerlicht wurde – wenn nämlich Schritt für Schritt vorgegangen wird, ist auch der stöchiometrische Ausgleich als Hauptfehlerquelle der Aufgabe kein Problem mehr. Es werden daher sowohl im Lernmodul als auch auf dem Übungszettel des Präsenztages Übungen zum Aufstellen von Redoxreaktionen ergänzt.

Darüber hinaus gab es bei dem Item zu diesen artverwandten Kompetenzen offenbar deutliche Schwierigkeiten: *„den klassischen und den erweiterten Redoxbegriff anwenden“* und *„korrespondierende Säure-Base-Paare und Redox-Paare unterscheiden“*. Tatsächlich wurde sowohl im Lernmodul als auch am Präsenztage nicht explizit geübt, sondern lediglich angedeutet, dass eine Säure-Base-Reaktion vorliegt, wenn es keine Änderung der Oxidationszahlen aller beteiligten Atome/Ionen

der Edukte und Produkte gibt, allerdings Protonen übertragen werden. Dies sollte auf einer zusätzlichen Seite im Lernmodul sowie am Präsenztage mit Angabe eines Lösungsbeispiels ebenfalls geübt werden; die Aufgabe am Präsenztage könnte wie folgt lauten:

Vervollständige die folgenden Reaktionsgleichungen (inklusive Aggregatzustände) und begründe jeweils, ob es sich bei den folgenden Reaktionen um eine Redoxreaktion oder um eine Säure-Base-Reaktion handelt.

Schließlich legte der Posttest offen, dass die folgenden beiden Fehlvorstellungen zum chemischen Gleichgewicht auch nach der Teilnahme am Propädeutikum relativ häufig vorliegen: „*Im Gleichgewichtszustand entspricht die Summe der Stoffmenge an Edukten der Summe der Stoffmenge an Produkten.*“ und „*Nur eine Gleichgewichtskonstante von 1 bedeutet, dass das System im Gleichgewicht ist.*“ Dass diese Fehlvorstellungen auch im Posttest vorliegen, lässt darauf schließen, dass sowohl im Lernmodul als auch am Präsenztage weitere Übungen zur Berechnung von Gleichgewichtslagen (z.B. bei verschiedenen Temperaturen) eingebaut werden müssen. Zudem sollten weitere Zwischenfragen bzw. Rückfragen des Tutors/der Tutorin eine Reflexion der Stoffmengen auf beiden Seiten des Gleichgewichts sowie der Aussagekraft der Gleichgewichtskonstante erfolgen.

Insgesamt muss berücksichtigt werden, dass diese Kompetenzen (bis drei Ausnahmen) zum Lernmodul „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“ gehören, zu dem die Studierenden sich am deutlichsten mehr Zeit und einen geringeren Stoffumfang gewünscht hätten, was das Nicht-Erreichen der Kompetenzen ebenfalls zum Teil erklärt. Wenn man zudem die Anzahl der Testteilnehmenden der ILIAS-Posttests in Abhängigkeit von der Nummer des Posttests darstellt (vgl. Abb. 80), dann ist zu erkennen, dass die Posttests des Lernmoduls „Chemische Reaktion“ zum Teil von deutlich weniger Personen bearbeitet wurden als die Posttests zu den anderen beiden Lernmodulen.

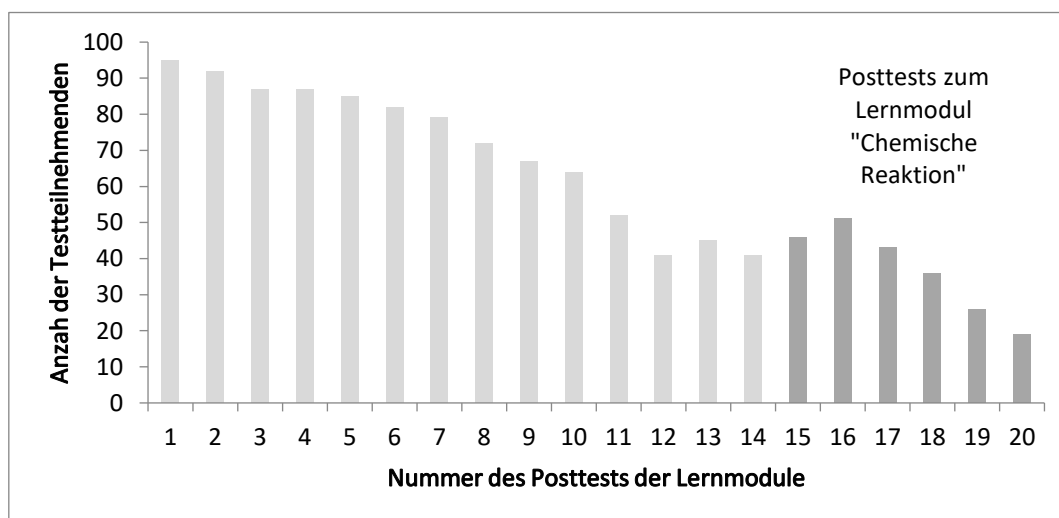


Abb. 80: Anzahl der Testteilnehmenden pro Posttest.

10.3 Wie ist mit dem Feedback der Studierenden und der Erhebung der Lernstrategien umzugehen?

Unabhängig der Tatsache, dass die konstruktiven und negativen Aussagen der qualitativen Evaluation des Propädeutikums durch die Studierenden deutlich in der Unterzahl sind und dadurch allgemein gesagt werden kann, dass die Studierenden das Propädeutikum in der im WiSe 2014/2015 durchgeführten Form als grundsätzlich positiv bewerten, gilt es dennoch, mit den jeweiligen Kritikpunkten angemessen umzugehen.

Feedback "Es gibt nichts Positives zu sagen": Wenn die Studierenden auf den Fragen hin, was am jeweiligen Lernmodul oder Präsenztage gelungen war, keine Angaben machen oder mit "-" antworten, so kann dies zum Teil daran liegen, dass sie in einem vorherigen Feedbackbogen bereits analoge Angaben gemacht haben, was zum Teil erklären könnte, dass es beim Feedbackbogen zum zweiten Themenbereich "Chemische Bindung" deutlich mehr solcher Aussagen gibt als zum ersten Feedbackbogen "Bau der Materie". Zum anderen könnte es sein, dass sie ihr offenes Feedback aus Zeit- und Motivationsgründen auf konstruktive und negative Aussagen beschränken, da dies das Feedback ist, welches zur Optimierung des Konzeptes führen kann. Schließlich ist es jedoch ebenfalls möglich, dass Ihnen tatsächlich nichts Positives zum entsprechenden Lernmodul oder Präsenztage eingefallen ist – aus einer solchen destruktiven Kritik lassen sich jedoch leider keine Optimierungsmöglichkeiten ableiten.

Gegebene Inhalte weiterführend erklären: Die mit Abstand am häufigsten als unverständlich genannten Inhalte betreffen die Ausführungen zur Quantenmechanik sowie zum Orbitalmodell. Dabei ist jedoch auffällig, dass dies im Widerspruch zu den sehr hohen Ergebnissen hinsichtlich der entsprechend getesteten Kompetenzen steht (vgl. Kap 9.2.2), wodurch die Frage aufkommt, was genau die Studierenden meinen, wenn sie von der „Unverständlichkeit der Inhalte“ sprechen. Zum einen behandeln Pre- und Posttest nicht alle im Propädeutikum festgelegten Kompetenzen hinsichtlich dieses Themas; es mussten bspw. keine Quantenzahlen zugeordnet oder interpretiert werden. Dies könnte eine gewisse Unsicherheit der Lernenden hinsichtlich ihrer Selbstwirksamkeit erklären und ließe sich durch eine Aufnahme weiterer Items im Pre- und Posttest lösen (vgl. Kap. 12.2).

Zum anderen könnten ggf. vorliegende Unsicherheiten hinsichtlich der Gestalt und Bezeichnung von Orbitalen durch die Gestaltung von Luftballon-Orbital-Modellen am Präsenztage zum ersten Lernmodul ausgeräumt werden. Grundsätzlich wird der eigenen Gestaltung von dreidimensionalen Modellen die Bedeutung beigemessen, das räumliche Vorstellungsvermögen und damit die Bildung angemessener Vorstellungen der submikroskopischen Ebene zu erhöhen (Barke & Sopandi, 2006). Becker,

Hildebrandt und Burek führen dazu aus, dass bei entsprechender Reflexion der erstellten Luftballon-Orbital-Modelle (Willkürlichkeit der Farbe und des Materials des Luftballons, Raumfüllung des Luftballons entspricht Wahrscheinlichkeitsdichte des Orbitals usw.) durch „Spaß, Selbsttätigkeit und Lebendigkeit“ die Kompetenz „den Einfluss der Quantenzahlen auf die Gestalt eines Orbitals beschreiben“ erhöht werden könnte (Becker, Hildebrandt & Burek 1992, S. 51).

Schließlich ist jedoch denkbar, dass die Studierenden mit „Unverständlichkeit der Inhalte“ meinen, dass sie die formalistischen Hintergründe des Modells nicht erklären, sondern lediglich hinnehmen können – warum beschreiben genau vier Quantenzahlen den Zustand eines Elektrons, warum ist das Betragsquadrat einer Wellenfunktion als Wahrscheinlichkeitsdichte zu verstehen, wie lässt sich die Schrödinger-Gleichung her- und die Gestalt der Orbitale aus dieser ableiten usw. Diese Fragen gehen jedoch nicht nur (wie in Kap 6.6 beschrieben) weit über die Inhalte des ersten Semesters des Chemiestudiums in Göttingen hinaus – der Mehraufwand einer schlüssigen Beantwortung bspw. über Anwendung des Bohr-Sommerfeld'schen Atommodells, welches den normalen Zeeman-Effekt und den Stark-Effekt erklären kann, dessen Ergänzung um die Spinquantenzahl von Elektronen, durch welche der Stern-Gerlach-Versuch sowie der anormale Zeeman-Effekt und der Paschen-Back-Effekt gedeutet werden können, Schrödingers Anwendung des Hamilton-Operators zur Beschreibung des Zustands eines Elektrons sowie eine genauere Analyse der statistischen Interpretation von Wellenfunktionen durch Born wäre im Rahmen des Propädeutikums nicht zu rechtfertigen. Möglich wäre es natürlich, ein entsprechendes Zusatzmaterial in Form eines Lernmoduls mit einem Namen wie „Vom Bohr'schen Atommodell zum Orbital – Ein empirisch-mathematischer Weg“ für diejenigen anzubieten, die bereits mit einem hohen Vorwissen an der Universität ankommen (vgl. Kap. 12.1).

Am zweithäufigsten wurde das Konzept der Hybridisierung als unverständlich beschrieben; am dritthäufigsten dasjenige der Molekülorbitale, welches sich teilweise mit dem Konzept der Hybridisierung überschneidet. Auch hier lässt sich angesichts der Tatsache, dass ein Großteil der Studierenden das entsprechende Item im Posttest beantworten können (vgl. Kap. 9.2.2), fragen, ob mit Unverständnis das fehlende mathematische Durchdringen der Thematik gemeint ist, welches in den ersten Semestern auch nicht verlangt wird. Zu beachten ist hier jedoch ebenfalls, dass Pre- und Posttest durchaus weitere Items zur Hybridisierung aufweisen könnten; beispielsweise zur Beschreibung der Bindungsverhältnisse in Ethin.

Darüber hinaus ist fraglich, ob die ansonsten durchweg sehr geringen Anzahlen an Aussagen pro nicht-verstandenen Inhalt (1-4 Aussagen) zu gravierenden Veränderungen des Lernmaterials führen sollten - hier sollte die Evaluation der kommenden Jahrgänge weitere Klarheit verschaffen.

Es sollte allgemein mehr Aufgaben geben: Im vorherigen Teilkapitel (vgl. Kap. 10.2) wurde anhand der Kompetenzen, die nur von 50% der Studierenden erreicht wurden, aufgezeigt, inwiefern weitere Aufgaben zu den gleichen Inhalten eingesetzt werden können.

Aushändigung von Formelsammlungen und Übersichten am Präsenztage: Dem Wunsch, dass bspw. Übersichten über verschiedene Molekülgeometrien im VSEPR-Modell, Formelsammlungen zur Stöchiometrie, Redoxchemie und Säure-Base-Chemie auszuhändigen, sollte mit Bedacht nachgegangen werden – in den Lernmodulen wird nämlich explizit hervorgehoben, dass ebendiese Übersichten und Formelsammlungen von den Studierenden eigenständig erstellt und zum Präsenztage mitgebracht werden sollten. Es handelt sich dabei um eine Anregung zur Anwendung einer Strukturierungsstrategie, die allgemein als hilfreich für Lernprozesse angesehen wird, und es stellt letztendlich im Wesentlichen eine Fleißaufgabe und keine geistige Überforderung dar, dieser Anregung nachzugehen. Berücksichtigt man zusätzlich die entsprechenden Druckkosten, so erscheint eine Aushändigung dieser Materialien weniger sinnvoll.

Es sollte ein Praktikum eingeführt werden: Zweifelsohne wäre die Etablierung eines Praktikums im Rahmen des Propädeutikums sinnvoll, um auch auf das praktische Arbeiten sowie das wissenschaftliche Vorgehen der Hypothesenbildung und –überprüfung vorzubereiten und die Inhalte der Lernmodule zu vertiefen. Im Ausblick wird ein entsprechendes Konzept geschildert (vgl. Kap. 11)

Es sollte mehr offene Aufgaben geben: Auch hierauf gibt der Ausblick Antwort und zeigt Kombinationsmöglichkeiten zwischen praktischen und theoretischen Aufgaben (vgl. Kap. 11).

Weitere dynamische Prozesse sollten im Lernmodul visualisiert werden: Die Erhebung der Lernstrategien der Studierenden hat ergeben, dass erfolgreich Lernende die Animation zum Lösen von Kochsalz in Wasser deutlich häufiger genutzt haben als defizitäre Lernende und dass die Nutzung der Animation einer der insgesamt meistgenannten Lernstrategien ist. Daher befindet sich bzgl. der zweiten Aufgabe der Erhebung der Lernstrategien eine Animation zum Aufzeigen der Dynamik des chemischen Gleichgewichts in der Entwicklung, obwohl die entsprechende Fehlvorstellung zur Statik des chemischen Gleichgewichts generell nur bei einer geringen Anzahl an Studierenden in Pretest und Posttest vorlag.

Weitere Prozesse, die auf Wunsch der Studierenden zukünftig animiert dargestellt werden sollten, sind die folgenden:

- Bestimmung der Ionisierungsenergie und der Elektronenaffinität bestimmter Elemente.
- Durchführung des Rutherford'schen Streuversuchs
- Durchführung der Beugung von Elektronen an einem Doppelspalt
- Bildung eines Ionengitters in einer Lösung
- Bildung von Molekülorbitalen

In diesem Sinne sollten Optimierungen des Kurskonzeptes dem qualitativen Feedback der Studierenden größtenteils gerecht werden.

11 Ausblick – Entwicklung des Propädeutikums und weiterführende Evaluation

Der Ausblick dieser Arbeit soll einerseits aufzeigen, welche Entwicklungsperspektiven sich für die Gestaltung des Propädeutikums auf Basis der beschriebenen Evaluation anbieten, und andererseits die Ziele beschreiben, welche mit einer weiterführenden Evaluation des Konzeptes erreicht werden können.

11.1 Entwicklung des Propädeutikums

Die folgenden Aspekte sollten die künftige Entwicklung des Propädeutikums bestimmen:

Entwicklung von Zusatzmaterial für das Propädeutikum: Insbesondere für Lernende, die bereits mit einem relativ hohen Vorwissen am Propädeutikum teilnehmen, bietet sich auf Basis des qualitativen Feedbacks der Studierenden an, ein Modul mit dem Titel „Vom Bohr’schen Atommodell zum Orbital – ein empirisch-mathematischer Weg“ zu entwickeln. Hierbei könnten u.a. die in Kap. 6.5 beschriebenen Konzepte von Küblbeck und Niederrerr als Grundlage dienen; auch die anschauliche und kleinschrittige Herleitung der Schrödingergleichung von Bock sowie die für Chemiker erstellten Herleitung der Molekülorbitaltheorie von Kober wären hierbei zu berücksichtigen (Bock, 2004, Kober, 1981). Dies hätte den Vorteil, dass dem Erklärungsbedarf der entsprechenden Studierenden genüge getan wird.

Entwicklung eines Praktikums für das Propädeutikum inklusive offener Aufgaben: Die Etablierung eines Praktikums in das Propädeutikumskonzept stellt sowohl finanziell als auch organisatorisch die wohl größte Hürde der Entwicklung des Propädeutikums dar. Auf Basis der Ergebnisse der Evaluation des Propädeutikums sowie der chemiedidaktischen Forschung sollte das Praktikum die folgenden Ziele haben: (a) experimentelle Fähigkeiten erwerben (Umgang mit Glasgeräten, Pipettieren, Feinwaage benutzen, Heizplatten verwenden, pH-Elektroden benutzen usw.), (b) Inhalte der Lernmodule durch Bestätigungs- und Überprüfungsexperimente vertiefen sowie (c) offene Aufgaben in Kombination von Theorie und Praxis bearbeiten. Zudem ließen sich die Durchführungen der Versuche am sog. M.O.R.E.-Konzept (Model-Observe-Reflect-Explain) orientieren: In einem ersten Schritt sollten die Studierenden ihre jeweiligen Vorhersagen für ein bestimmtes Experiment begründet zu Papier bringen (Model), das Experiment anschließend durchführen und beobachten (Observe), Unterschiede oder Ungereimtheiten zwischen dem initialen Modell und den tatsächlichen Ergebnissen aufzeigen (Reflect) und diese schließlich erklären (Explain) (Tien, Rickey & Stacy, 1999). Auf diese Art und Weise ließen u.a. die folgenden Versuche durchführen (Phywe, 2015):

- Zur Beschreibung des Phänomens der Diffusion ließe sich der Diffusionskoeffizient von Brom in Luft bestimmen.
- Die im Lernmodul beschriebenen Leitfähigkeitsüberprüfungen verschiedener Lösungen könnten praktisch durchgeführt und durch das physikalische Konzept der molaren Leitfähigkeit auch quantitativ betrachtet werden.
- Die thermische und elektrische Leitfähigkeit verschiedener Metalle ließe sich experimentell bestimmen und vergleichen.
- Es könnten Experimente im Kalorimeter zur Überprüfung des Satz von Hess durchgeführt werden; bspw. zur Bestimmung der Reaktionsenthalpie der Bildung von Kohlenstoffmonoxid aus den elementaren Stoffen.
- Es könnten beeindruckende Redoxreaktionen (bspw. das Thermitverfahren) sowie zyklische Redoxreaktionen (bspw. Briggs-Rauscher-Reaktion) und verschiedene galvanische Zellen (Bleiakku, Zink-Luft-Batterie, Lechlanche-Element usw.) sowie Elektrolysezellen (bspw. Schmelzflusselektrolyse, Eloxal-Verfahren usw.) aufgebaut bzw. durchgeführt werden.
- Die Standardpotenziale verschiedener Halbzellen könnten bestimmt werden. Nach der Erarbeitung der Spannungsreihe und der Funktionsweise einer galvanischen Zelle bietet es sich zusätzlich an, ein problemorientierten experimentellen Zugang zum Thema zu schaffen, indem die Lernenden zum Bau einer galvanischen Zelle mit einer bestimmten Materialsammlung aufgefordert werden, welche besonders effizient einen bestimmten Verbraucher (bspw. eine Grußkarten-Musikbox oder eine Powerbank zum Laden mit mobilen Geräten) betreiben kann (Gebauer & Haas, 2003).
- Zur Säure-Base-Chemie könnten verschiedene Titrations durchgeführt werden (beispielsweise von Aminosäuren als Transferaufgaben), wobei neben den potentiometrischen auch konduktometrische Titrations behandelt werden könnten.
- Wie lässt sich mit Haus- und Werkstoffen eine galvanische Zelle mit möglichst hoher Spannung bauen? Als motivierendes Beispiel ließe sich eine Episode aus der Fernsehserie „Breaking Bad“ zeigen, in welcher der Protagonist eine galvanische Zelle aus verzinkten Metallstiften, Graphitblöcken mit Quecksilberüberschichtung und Kalilauge baut, um damit einen Automotor zu starten. (Harnisch & Salthammer, 2013). Als physikalische Grundlagen müssten hierbei zusätzlich die Konzepte der Gleich- und Wechselspannung und des elektrischen Stromkreises entsprechend thematisiert werden.

Entzerrung des Moduls „Chemische Reaktion“: Aus Basis des Feedbacks der Studierenden erscheint es sinnvoll, zum Themenbereich „chemische Reaktion“ einen weiteren Präsenztage sowie einen weiteren Tag der Bearbeitung einzuräumen, sodass dieses Modul dann insgesamt 2 Präsenztage und 2 E-

Learning-Tage aufweist. Eine Verlagerung des Propädeutikums um zwei Tage nach vorn sollte organisatorisch kein Problem darstellen. Durch diese Maßnahme ließe sich ggf. auch die Teilnehmerzahl an den Posttests der Lernmodule erhöhen.

Entwicklung sowie Zusammenstellung der gewünschten Animationen/Videos der Studierenden und Integration in die Lernmodule (Kap. 10.2).

Erarbeiten sinnvoller Blended-Learning-Strategien mit den Studierenden und Besprechung in den Tutorien: Bisher wurde zu Beginn der jeweiligen Gruppenphase am Präsenztag ein offenes Gespräch im Plenum darüber geführt, welche Lernstrategien angewendet wurden (Kap. 5.2.3). Auf Basis des Ergebnisses der Studie, dass es sowohl hilfreiche als auch weniger hilfreiche Lernstrategien der Studierenden gibt und keiner der Studierenden hilfreiche Blended-Learning-Strategien beschreibt, wären zusätzlich zu den in Kap X beschriebenen Hinweisen an die Studierenden folgende sinnvoll:

- *Es bringt nichts, die Lernmodule einfach nur durchzulesen!* Setzt euch mit den Inhalten der Module auseinander, bearbeiten die Zwischenfragen um zu überprüfen, ob ihr die Inhalte verstanden habt, und betrachtet insbesondere die Bilder und Animationen kritisch!
- *Macht euch bewusst, was ihr bereits zu den Inhalten wisst!* Die Pretests zu den Lernmodulen helfen euch dabei, euer Vorwissen hinsichtlich der Inhalte zu aktivieren.
- *Überlegt euch, wie ihr Online- und Präsenzlernen sinnvoll miteinander verknüpft!* Beispielweise können Fragen bei der Arbeit mit den Lernmodulen notiert und am Präsenztag gestellt werden.

Diese Hinweise sollten den Studierenden nicht nur zu Beginn des Propädeutikums gegeben werden, sondern in den Seminaren sollten zusätzliche Arbeitsblätter zur Reflexion der Lernstrategien ausgeteilt und besprochen werden. Insbesondere das kritische Betrachten von Bildern und Animationen ließe sich auch gezielt mit Übungen wie in Abb. 81 vertiefen.

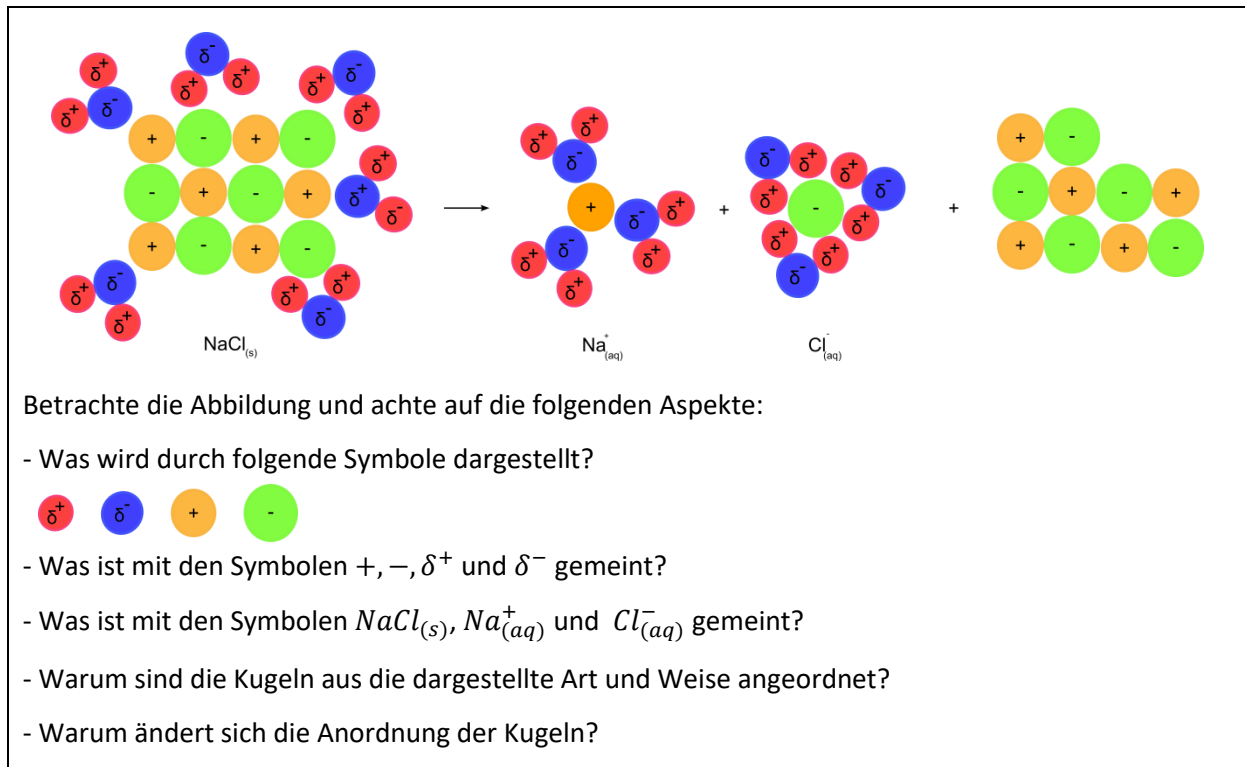


Abb. 81: Übung zum strategischen Erschließen der Bedeutung einer Abbildung.

Einführung von Abschlussgesprächen: Es bietet sich außerdem an, Studierende, die auch im Posttest weniger als 50% der Fragen korrekt beantworten können, zu einem freiwilligen Abschlussgespräch hinsichtlich ihrer Studienmotivation oder ggf. vorliegender Probleme einzuladen. Diesen Studierenden sollte verdeutlicht werden, dass das Chemiestudium erheblich anspruchsvollere Hürden als das Propädeutikum bereithält und dass sie unbedingt an ihren immer noch vorliegenden Defiziten arbeiten müssen.

11.2 Weiterführende Evaluation des Propädeutikums

In der weiterführenden Evaluation des Propädeutikums sollten die folgenden Aspekte berücksichtigt werden:

Anzahl der getesteten Kompetenzen erhöhen: Das bestehende Pretest-Posttest-Design kann lediglich eine Aussage über ca. 20% der angestrebten Kompetenzen des Propädeutikums treffen. Eine Verdopplung der Items würde eine enorme Steigerung der Konstruktvalidität der Tests mit sich bringen, wobei ein jeweils zweistündiger Pre- und Posttests angesichts der Tatsache, dass Klausuren im Chemiestudium üblicherweise drei Stunden Zeit beanspruchen, immer noch zumutbar wäre. Wie in

Kap. 10.2 aufgezeigt würden insbesondere zusätzliche Items zur Anwendung des Orbitalmodells ggf. zu einer günstigeren Selbstwirksamkeitserwartung der Lernenden beitragen.

Evaluation der Verständnisschwierigkeiten weiterführen: Einerseits sollte geprüft werden, ob die bislang von wenigen Studierenden als unverständlich beschriebenen Inhalte sich auch in zukünftigen Jahrgängen als unverständlich erweisen und andererseits sollte (bspw. mittels qualitativer Interviews) genauer erfragt werden, *inwiefern* die entsprechenden Inhalte unverständlich waren.

Kontinuierliche Datenerhebung zur Frage des Einflusses des Propädeutikums auf die Abschlussklausur: Angesichts der bisher geringen Datenmenge sollte das in Kap. 9 beschriebene Forschungsdesign innerhalb der nächsten Jahre kontinuierlich angewendet werden.

Kontinuierliche Datenerhebung zur Verwendung von Lernstrategien der Studierenden bzgl. bestimmter Aufgaben: Es sollten weitere Interviews von (erfolgreichen und defizitären) Studierenden hinsichtlich ihrer Lernstrategien bzgl. bestimmter Aufgaben erhoben werden, um die bisherigen Ergebnisse zu validieren und das Forschungsdesign auf weitere Kompetenzen und Aufgaben zu übertragen (z.B. Aufstellen einer Redoxgleichung oder Anwendung von Lewisformeln)

In diesem Sinne ließe sich die Gestaltung des Propädeutikums optimieren sowie kontinuierlich auf ihre Wirksamkeit hin evaluieren.

Literaturverzeichnis

- Adelheim, M., Habekost, A. (2008). Magnetische und optische Eigenschaften von Sauerstoff. *Chemie in unserer Zeit* 42, 200-210.
- Abendroth, W., Friedman, F. (1983). Anxiety Reduction for Beginning Chemistry Students. *Journal of Chemical Education* 60(1), 25-26.
- Aeppli, J. (2005). Selbstgesteuertes Lernen von Studierenden in einem Blended-Learning-Arrangement: Lernstil-Typen, Lernerfolg und Nutzung von webbasierten Einheiten. <http://edudoc.ch/record/3428/files/zu05073.pdf> (Stand: 04.07.2018).
- Ahlrichts, R., Ehrhardt, Claus (1985). Chemische Bindung anschaulich: Populationsanalysen. *ChiuZ* 19(4), 120-125.
- Albrecht, S., Brandl, H., Zimmermann, T. (1996). *Chemolumineszenz*. Heidelberg.
- Allmendinger, T. (1985). Die van-der-Waals-Kräfte im Lichte des Kugelwolkenmodells. *PdN* 34(3), 31-39.
- Allred, A. L., Rochow, E. G. (1958). A Scale of Electronegativity Based on Electrostatic Force. *Journal of Inorganic and Nuclear Chemistry* 17(3-4), 215-221.
- Altrichter, H., Posch, P. (2007). *Lehrerinnen und Lehrer erforschen ihren Unterricht*. Düsseldorf.
- Alvermann, D. E., Smith, L. C., Readence, J. E. (1985). Prior knowledge activation and the comprehension of compatible and incompatible text. *Reading Research Quarterly* 20, 420-436.
- Amin, T. G., Smith, C. L., Wisner, M. (2015). Students Conceptions and Conceptual Change. Three Overlapping Phases of Research. In: Lederman, N. G., Abell, S. K. (Hrsg.) *Handbook of Research on Science Education*. Volume II. New York, S. 57-81.
- Andersson, B. (1990). Pupils' conceptions of matter and its transformation (age 12-16). *Studies in Science Education* 18, 53-85.
- Andreas, B. et. al (2011). Determination of the Avogadro Constant by Counting the Atoms in a ²⁸Si Crystal. *Phys. Rev. Lett.* 108, 030801.
- Angelo, T.A., Cross, P. (1993). *Classroom Assessment Techniques: A Handbook for College Teachers*. San Francisco.
- Ansari, S., Demuth, R., Hilpert, U. (1994). *Stundenbilder, Experimente, Medien*. Köln.
- Anton, M. A. (2012). Elektrochemie - gehasst oder geliebt! *PdN-ChiS* 61(4), 23-27.
- van Arkel, A. E. (1949). *Molecules and Crystals*. London.
- Arndt, B. (1988). Zur Behandlung von Reaktionsgeschwindigkeit und chemischen Gleichgewicht. *Chem. Schule* 7, 286-293.
- Arrhenius, S. (1887). Über die Dissociation der in Wasser gelösten Stoffe. *Zeitschrift für physikalische Chemie* 1(11-12), 631-648.
- Asselborn, W., Jäckel, M., Risch, K. T., Sieve, B. (Hrsg.) (2013). *Chemie heute – Sekundarbereich I*. Braunschweig.
- Assion, A., Baumert, T., Helbing, J., Seyfried, V., Gerber, G. (1997). Femtosecond Time-Resolved Observation of Above Threshold Ionisation in Na₂. *Phys. Rev. A* 55(3), 1899-1902.
- Atkins, P. W., de Paula, J. de (2006). *Physikalische Chemie*. Weinheim.
- Atkinson, R. K., Derry, S. J., Renkl, A., Wortham, D. W. (2000). Learning from examples: Instructional principles from worked examples research. *Review of Educational Research* 70, 181-214.
- Baalmann, B., Matuschek, C., Groeneveld, J., Jansen, W. (1998). Ein neuer Weg zur Avogadro-Theorie. *Chemkon* 5(1), 15-18.
- Baars, G. (2008). *Chemische Bindung. Einführung im Chemieunterricht der Sekundarstufe II*. PdN 57(6), 18-22.
- Baars, G. & Hählen, A. (2007). *Bewährte Lehrmittel zur Quantenchemie*. PdN-ChiS 56(7), 45-47.
- Bachmann, H.-G., Bachmann, G. (1989). *Oberflächenvergoldung: Alte und neue Techniken*. ChiuZ 23(2), 46-49.
- Backhaus, K., Erichson, B., Plinke, W., Weiber, R. (2011). *Multivariate Analysemethoden: eine anwendungsorientierte Einführung*. Berlin.
- Bader, R. F. W. (1990). *Atoms in Molecules – A Quantum Theory*. New York.
- Bandura, A. (1997). *Self-efficacy: the exercise of control*. New York.
- Banerjee, A. C., Power, C. N. (1991). The development of modules for the teaching of chemical equilibrium. *Int. J. Sc. Edu.* 13, 355-362.
- Bannert, M. (2005). Explorationsstudie zum spontanen metakognitiven Strategie-Einsatz in hypermedialen Lernumgebungen. In: Artelt, C., Moschner, B. (Hrsg.). *Lernstrategien und Metakognition. Implikationen für Forschung und Praxis*. Münster, 129-154.
- Barke, H.-D. (2015 A). Ionen als Bausteine der Salze - eingeführt zusammen mit dem Atom- und Molekülbegriff. *PdN* 64(7), 22-27.
- Barke, H.-D. (2015 B). Zur Ableitung des Löslichkeitsprodukts: das MWG als Stolperstein! *PdN-ChiS* 64(3), 42-46.
- Barke, H.-D. (2012). Das chemische Gleichgewicht. *PdN* 61(2), 15-18.
- Barke, H.-D. (2006). *Chemiedidaktik. Diagnose und Korrektur von Schülervorstellungen*. Berlin, Heidelberg, New York.

- Barke, H.-D. (2003). Wasserstoff – wohin gehört er im Periodensystem? PdN 52(3), 10-13.
- Barke, H.-D. (1992). Einführung des Ionenbegriffs durch Experimente zur Gefrierpunktniedrigung. NiU 40(13), 9-13.
- Barke, H.-D. (1990). pH-neutral oder elektrisch neutral? Über Schülervorstellungen zur Struktur von Salzen. MNU 43, 415.
- Barke, H.-D. (1988). Strukturvorstellungen als Mittler zwischen Phänomenen und Symbolen. NiU 36(35), 6-15.
- Barke, H.-D. (1985). Salze - Strukturvorstellungen und Symbole. NiU 33(5), 169-176.
- Barke, H.-D., Hilbing, (2003). Leserbrief zu Reiners, Ch.: Die chemische Bindung – Lernhindernisse und mögliche Lernhilfen. Chemkon 10, 93.
- Barke, H. D., Sauermann, D. (2003). Denk' ich an das mol – ist mir nicht ganz wohl ... PdN 52(7), 16-19.
- Barke, H.-D, Sopandi, W. (2006). Raumvorstellung und Chemieverständnis. Sie korrelieren! PdN 8(55), 41-46.
- Barke, H.-D., Schmidt, F.K. (2004). Chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge: mit untauglichen Schublade zur Nulleffizienz. MNU 57, 115.
- Barke, H.-D., Selenski, T., Sopandi, W. (2003). Mineralwasser und Modellvorstellungen. PdN-ChiS 52(2), 15.
- Barker, V. (2000). Beyond appearances – Students' Misconceptions about Basic Chemical Ideas. London.
- Bartlett, F. C. (1932). Remembering. Cambridge.
- Bayer, H.-J. (1986). Schülervorstellungen beim Übergang vom Bohrschen zum wellenmechanischen Atommodell. In: Kuhn, W. (Hrsg.). Didaktik der Physik. Gießen, 249-256.
- Bauer, M. (1982). Der Aufbau der Materie (III). PdN 31(10), 302-306.
- Bausch, W. M. (1997). Bildung und Rolle der Carbonat-Gesteine im Kohlenstoffkreislauf. PdN-Ch. 46(7), 2-6.
- Bayer, I. (1988). Die Schmelzflusselektrolyse. PdN-C/P, 7-11.
- Bechtold, H.W., Lenz, P., Schnell, D., Sperzel, S., Oetken, M. (2001). Die Aluminium-Luft-Batterie als Antrieb für einen Katamaran. PdN-ChiS 50(5), 13-15.
- Becker, H.-J., Glöckner, W., Hoffmann, F., Jüngel, G. (1993). Fachdidaktik Chemie. Köln.
- Becker, H.-J., Hildebrandt, H., Burek, Y. C. (1992). Modellierbare Luftballons als "Vor"-Modell zum Orbitalmodell. PdN 41(8), 49-51.
- Benig, I. (1963). 50 Jahre Aluminiumfolien. Mannheim.
- Bennett, J., Hogarth, S., Lubben, F. (2005). A systematic review of the effects of context-based and Science-Technology-Society (STS) approaches in the teaching of secondary science. York.
- Bent, H. A. (1965). The Second Law. New York.
- Bent, H. A. (1963). Tagent-Sphere-Models of Molecules. Journal of Chemical Education 40 (9), 446-452.
- Benzinger, R., Meyer, M. (1994). Modelle für das Unsichtbare – Vom Nutzen von Atommodellen. PdN 43(7), 24-29.
- Ben-Zvi, R., Eylon, B., Silberstein, J. (1986). Student's visualization of chemical reaction. Education in Chemistry 23, 117-120.
- Berelson, B. (1952). Content Analysis in Communication Research, Glencoe Ill.
- Berelson, B. (1954). Content Analysis, in: Lindzey, G. (Hrsg.). (1954), Vol. 1, 488-522.
- Berg, A., Fischler, H., Lichtfeldt, M., Nitzsche, M., Ritcher, B., Walther, F. (1989). Einführung in die Quantenphysik. Ein Unterrichtsvorschlag für Grund- und Leistungskurse. Berlin.
- Berg, G. (1993). Kristallographie in ebener Darstellung. MNU 46(2), 67-74.
- Berger, G., Kenn, M., Peper, R., Fickenfrerichs, H., Flintjer, B., Jansen, W. (1991). Silber/Zink-Batterien und Silber/Zink-Akkumulatoren. PdN-Ch. 40(5), 33-36.
- Berger, G., Krebs, S. (1990). Herleitung der Nernst-Gleichung. PdN-Ch. 39(2), 39-41.
- Bergerhoff, F. (1998). Symbole und Formeln in der Chemie. PdN 47(5), 18-21.
- Bergquist, W., Heikkinen, H. (1990). Student Ideal Regarding Chemical Equilibrium: What Written Test Answers Do Not Reveal. J. Chem. Edu. 67, 1000-1003.
- Bersin, J. (2004). The Blended Learning Book. Best Practices, Proven Methodologies, and Lessons Learned. San Francisco.
- Bertelsbeck, N. (1999). Herleitung des Massenwirkungsgesetzes aus Leitfähigkeitsmessungen an Essigsäure. MNU 52(8), 468-471.
- Bethge, T. (1992). Schülervorstellungen zu grundlegenden Begriffen der Atomphysik. In: Fischler, H. (Hrsg.). Quantenphysik in der Schule. Kiel, 215-233.
- Beuth, M. (1992). Vorschlag zur Erarbeitung des chemischen Gleichgewichts anhand eines Modellexperiments. NiU-Chemie 3(13), 20-23.
- Bloch, F. (1928). Über die Quantenmechanik der Elektronen in Kristallgittern. Berlin.
- Blume, R. (1978 A). Die quantitative Analyse von photometrischen Gleichgewichtstitrations. MNU 31(3), 158-165.
- Blume, R. (1978 B). Eine Lehrsatz zur Einführung des Pufferbegriffs. PdN-Ch. 27(4), 85-94.

- Blume, R. (1977 A). Zur Einführung des Energiebegriffs im Anfangsunterricht der Chemie. NiU-P/C 25(2), 58-61.
- Blume, R. (1977 B). Grundversuche zum Verständnis von potentiometrischen Titrationskurven. PdN-Ch. 26(9), 225-232.
- Blume, R. (2008). Die Entzündungstemperatur eines Streichholzes. http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/11_08.htm (Stand: 04.07.2018).
- Blume, R., Bader, H. J., Wenck, H. (1978). Konduktometrische Bestimmung von Protolysekonstanten. PdN-Ch. 27(7), 178-181.
- Blume, R., Wenck, H. (1978). Die quantitative Auswertung einer Reaktion zweiter Ordnung im Unterricht der Sekundarstufe II. MNU 31(1), 33-41.
- Bochter, R. (1993). Pufferkurven von Böden. PdN-Ch. 42(6), 4-7.
- Bock, M. (2004). Einstieg in die Quantenmechanik mit Herleitung der Schrödingergleichung. <http://www.physiktheologie.de/Teil-1-Einstieg-in-die-Quantenmechanik-QM.16.0.html> (Stand: 04.07.2018)7/t/jjjj
- Bockhacker, K. (1986). Wie ich die Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit behandelt habe. Chem. Schule 33(6), 221-227.
- Bockhacker, K. (1985). Wie ich den Stoffabschnitt „Merkmale chemischer Reaktionen“ behandelt habe. Chem. Schule 32(6), 227-229.
- Boeck, H. (1994 A). Behandlung der Elektrochemie in der Sekundarstufe I (Teil 1). Chem. Sch. 41(6), 226-231.
- Boeck, H. (1994 B). Behandlung der Elektrochemie in der Sekundarstufe I (Teil 1). Chem. Sch. 41(7/8), 278-281.
- Bodenstein, M. (1897). Zersetzung und Bildung von Jodwasserstoff. Z. Ph. Ch. 22, 1-22.
- Boerner, S., Seeber, G., Keller, H., Beinborn, P. (2005). Lernstrategien und Lernerfolg im Studium: Zur Validierung des LIST bei berufstätigen Studierenden. Zeitschrift für Entwicklungspsychologie und Pädagogische Psychologie 37, 17-26.
- Bogisch, H. (2000). Bodchenchemie - Der Boden als Puffersystem. Chem. Sch. 47(1), 31-38.
- Böhland, H. (1979). Chemische Schalexperimente. Band 5. Frankfurt a.M.
- Böhm, D., Kurzenknabe, T., Schwab, M., Geidel, E. (2015). Experimente zur Bestimmung von Standardpotenzialen im Chemieunterricht. PdN-ChiS 64(8), 5-8.
- Böhmer, V. (1985). Die Oxidation von Iodid zu Iod, ein Vorschlag zur experimentellen Behandlung reaktionskinetischer Fragestellungen im Unterricht. MNU 38(6), 351-360.
- Böhm, D., Rinke, M. T., Struckmeier, S., Sieve, B. (2016). Heidelbeeren, Curry & Co. NiU 27(155), 10-14.
- Böhmer, V., Deveaux, V. (1985). Zeitlicher Verlauf und Energieumsatz chemischer Reaktionen - Massenwirkungsgesetz. In: Wolff, R., Glaum, E. (Hrsg.). Kursthemen Chemie. Allgemeine und Physikalische Chemie. Bonn, 1-72.
- Bohrmann, C., Tausch, M. W. (2001). Hypermedia-Baustein: Photoelektrochemische Zelle. PdN-ChiS 50(7), 37-38.
- Bohrmann, C., Twellmann, M., Tausch, M. W. (2001). Vom galvanischen Element zur Solarzelle. NiU 12(66), 12-16.
- Bökemeier, R. (1987). Drei Unterrichtseinheiten zum Estergleichgewicht. PdN-Ch. 36(5), 7-10.
- Bökemeier, R. (1978). Abschied von der Wertigkeit? MNU 31(7), 421-426.
- Bolkart, K. H. (1981). Bestimmung der Geschwindigkeitskonstanten einer monomolekularen Reaktion als Schülerübung in der Kollegstufe. PdN-Ch. 81(2), 51-53.
- Bollheimer, N., Oetken, M., Ducci, M. (2011). Neutralisation. PdN-ChiS 60(2), 40-43.
- Boltzmann, L. (1872). Weitere Studien über das Wärmegleichgewicht unter Gasmolekülen. Sitzungsberichte der Kaiserlichen Akademie der Wissenschaften in Wien, mathematisch-naturwissenschaftliche Classe 66, 275-370.
- Boltzmann, L. (1877). Über die Beziehung zwischen dem zweiten Hauptsatze der mechanischen Wärmetheorie und der Wahrscheinlichkeitsrechnung respektive den Sätzen über das Wärmegleichgewicht. Wien. Ber. 76, 373-435.
- Bopp, F. (1985). Zu Max Borns statistischer Deutung der Quantenphysik. MNU 38 (7), 385-390.
- Borkowski, J.G., Turner, L.A. (1990). Transsituational characteristics of metacognition. In: Sternberg, R.J., Davidson, J.C. (Hrsg.). Conceptions of giftedness. Cambridge, 182-200.
- Bormann, M. (1987). Das Schülervorverständnis zum Themenbereich „Modellvorstellungen zu Licht und Elektronen“. In: Kuhn, W. (Hrsg.). Didaktik der Physik. Gießen, 475-481.
- Born, M. (1926 A). Zur Quantenmechanik der Stoßvorgänge. Zeitschrift für Physik 37, 863.
- Born, M. (1926 B). Quantenmechanik der Stoßvorgänge. Zeitschrift für Physik 38, 803.
- Born, M., Oppenheimer, R. (1927). Zur Quantentheorie der Molekeln. Annalen der Physik. 389 (20), 457-484.
- Bortz, J., Döring, N. (2009). Forschungsmethoden und

- Evaluation für Human- und Sozialwissenschaftler. Heidelberg.
- Botsch, W. (1993). Geschichte der Elektrochemie. PdN-Ch. 42(7), 15-21.
- von Borstel, G., Böhm, A., Weninger, D. (2016). Was sprudelt da? NiU 27(155), 35-39.
- BouJaoude, S. B., Giuliano, F. J. (1994). Relationships between achievement and selective variables in a chemistry course for nonmajors. School Science and Mathematics, 94, 296-302.
- Botch, B., Day, R., Vining, W., Stewart, B. (2007). Effects on Student Achievement in General Chemistry Following Participation in an Online Preparatory Course. ChemPrep, a Voluntary, Self-Paced, Online Introduction to Chemistry. Journal of Chemical Education 84(3), 547-553.
- Botsch, W. (1993). Geschichte der Elektrochemie. PdN-Ch. 42(7), 15-21.
- Brachner, A.; Fichtner, R. (1974). Quantenmechanik im Unterricht. In: Physik und Didaktik 2, 81-94 und 249-275.
- Brachner, A.; Fichtner, R. (1977). Quantenmechanik für Lehrer und Studenten. Hannover.
- Brachner, A.; Fichtner, R. (1980). Quantenmechanik. Hannover.
- Bradley, J. (1984). History and the Teaching of Chemistry for the Beginner. Educ. Chem. 22, 364.
- Brand, B.-H. (2015). Von der Redox-Reaktion zum galvanischen Element. PdN 64(2), 36-41.
- Brandl, H. (1995). Die leuchtende Essiggurke. PdN-Ch. 44(1), 6.
- Brandl, H. (1993). Angeregter Sauerstoff - Singulett-Sauerstoff und seine charakteristischen Eigenschaften. MNU 46(4), 212-222.
- Brandl, H. (1988). Selbstleuchtende chemische Wellen bei der Belousov-Zhabotinskii-Reaktion. PdN-Ch. 37(1), 32-34.
- Braun, T. M. (2002). Blutzucker-Messgerät. PdN-ChiS 51(5), 11-13.
- Braun, T. M., Hermerling, R. (2000). Heureka! - Archimedes entdeckt die Dichte. PdN ChidS 49(5), 32-33.
- Braun, T. M. (1997). Klinische Chemie: Enzymfarbttests. PdN-Ch. 46(2), 40-44.
- Braun, T. M. (1994). Kohlenstoffdioxid und Blut. PdN-Ch. 43(5), 19-21.
- Braun, T. M. (1987 A). Das Kugelspiel - Medium im Chemieunterricht? PdN-Ch. 36(6), 2-5.
- Braun, T. M. (1987 B). Das Massenwirkungsgesetz - eine alternative Ableitung. PdN-Ch. 36(5), 17-19.
- Bregulla, D. (1982). Puffergleichung und die Pufferlösungen. Ein Unterrichtskonzept für die Sekundarstufe II. PdN-Ch. 31(1), 367-370.
- Bresler, S. (2007). Bildergalerie „Energieumwandlungen“. NiU Physik 101, 9-13.
- Breuer, B., Breuer, H. (1995). Hybridisierungskonfiguration des Kohlenstoffatoms. Energiebilanzen. PdN 44(3), 36-37.
- Bröge, U. (1982). Hebermodell anders ausgewertet. CiS 4, 166.
- Brosius, F. (1998). SPSS 8.0. Bonn.
- Brouwer, N., McDonnell, C. (2009). Online Support and Online Assessment for Teaching and Learning Chemistry. In: Eilks, I., Byers, B. (Hrsg.). Innovative Methods of Teaching and Learning Chemistry in Higher Education. Cambridge, 123-153.
- Brown, A.L. (1978). Knowing when, where, and how to remember: A problem of metacognition. In: Glaser, R. (Hrsg). Advances in instructional psychology. Hillsdale, 77-165.
- Brüning, H. (1998). Simulation zum chemischen Gleichgewicht und zur Reaktionsgeschwindigkeit. PdN-Ch. 47(6), 29-33.
- Brüning, H. (1993). Praktikum zum Massenwirkungsgesetz. PdN-Ch. 42(3), 32-35.
- Buck, P. (1994). Wie kann man die Andersartigkeit der Atome lehren? Chem. Sch. 41(12), 460-469.
- Bundesministerium für Bildung und Forschung (BMBF) (2012). Projekt ProfiLe. Professionalisierung in der Lehre – Qualitätssteuerung und hochschuldidaktische Kompetenzentwicklung. <http://www.hochschulforschung-bmbf.de/de/1491.php> (Stand: 04.07.2018).
- Bubke, O. (1984). Ist das Bohrsche Atommodell wirklich für die Schule ungeeignet? MNU 37, 433.
- Bundesagentur für Arbeit (2015). Der Arbeitsmarkt Naturwissenschaften. <http://www.arbeitsagentur.de/web/wcm/idc/groups/public/documents/webdatei/mdaw/mjmw/~edisp/16019022dstbai659616.pdf> (Stand: 04.07.2018).
- Burger, N. (2000). Vorstellungen von Schülern über Elektrochemie. Dortmund.
- Buschmann, H. (1991). Schrittfolge für die mathematische Behandlung von Gasgleichgewichten. Chem. Schule 38(2/3), 82-91.
- Busker, M. (2015). Rost und Wärmepflaster. Unterricht Chemie NiU 26(146), 37-40.
- Busker, M. (2010). Entwicklung einer adressatenorientierten Übungskonzeption im Übergang Schule- Universität auf Basis empirischer Analysen von Studieneingangsvoraussetzungen im Fach Chemie. Tönning.
- Busker, M., Parchmann, I., Wickleder, M. (2010). Eingangsvoraussetzungen von Studienanfängern im Fach Chemie. CHEMKON 17(4), 163-168.

- Butler, D. L. & Winne, P. H. (1995). Feedback and self-regulated learning: A theoretical synthesis. *Review of Educational Research* 65, 245-281.
- Büttner, D. (2005). Aktivierungsenergie und Reaktionswärme. *NiU* 16(85), 4-7.
- Büttner, D. (2001). Rost frisst sie alle. *NiU* 12(66), 34-38.
- Büttner, D., Schmidkunz, H. (1977). Kinetische Untersuchungen mit dem X-T-Schreiber CQ 75 C der WPA LTD (II). *PdN-Ch.* 26(6), 141-150.
- Butts, B., Smith, R. (1987). HSC chemistry students' understanding of the structure and properties of molecular and ionic compounds. *Research in Science Education* 17(1), 192-201.
- Caplan, M. (1997). pH-Abhängigkeit der Farbe eines Indikators. *PdN-Ch.* 46(4), 42-44.
- Carey, S. (2009). *The Origin of Concepts*. Oxford.
- Carnap, R. (1969). Einführung in die Philosophie der Naturwissenschaft. München.
- Catrambone, R. (1994). Improving examples to improve transfer of novel problems. *Memory and Cognition* 22, 606-615.
- Chambers, K.A. (2005). Improving Performance in First Year Chemistry. <http://hdl.handle.net/2346/1127>. (Stand: 04.07.2018).
- Cherif, A.H.; Wideen, M.F. (1992): The Problems of the Transition from High School to University Science. *B.C. Catalyst* 36/1.
- Chiang, A. C., Wainwright, K. (2005). *Fundamental methods of mathematical economics*. New York.
- Christen, H. R. (1976): Kimball- und Gillespie-Modell in didaktischer Sicht. In: Weninger, J.; Brünger, H. (Hrsg.): *Atommodelle im naturwissenschaftlichen Unterricht*, Band 1. Weinheim/Basel, 239-247.
- Christen, H. R. (1994). Das Orbitalmodell in der Schule? *PdN* 43(7), 29-31.
- Christen, H. R. (1996). Aus dem sp³-hybridisierten Zustand heraus geht das Kohlenstoffatom vier Bindungen ein...*Chemkon* 3(3), 117-119.
- Clark, Jim (2015). Intermolecular Bonding – Hydrogen Bonds. <http://www.chemguide.co.uk/atoms/bonding/hbond.html>. (Stand: 04.07.2018).
- Claus, G. (1980). Experimente zum Thema "Chemisches Gleichgewicht". *CiS* 12, 516-523.
- Clementi, E. & Raimondi, D. L. (1963). Atomic screening constants from SCF functions. *J. Chem. Phys.* 38, 2686.
- Coe, E. M., McDougall, A. O., McKeown, N. B. (1999). Is Peer Assisted Learning of benefit to undergraduate chemists? *University Chemistry Education* 3 (2), 72-75.
- Collins, A., Warnock, E. H., Aeillo, N., Miller, M. L. (1975). Reasoning from incomplete knowledge. In: D. G. Bobrow, & A. Collins (Hrsg.). *Representation and understanding*. New York, 453–494.
- Corbett, A., Anderson, J. R. (1995). Knowledge tracing: modeling the acquisition of procedural knowledge. *User Modeling and User-Adapted Interaction* 4, 253–278.
- Cornish-Bowden, A. (2015): One hundred years of Michaelis-Menten kinetics. *Perspectives in Science* 4, 3-9.
- Cooper, G., Sweller, J. (1987). The effects of schema acquisition and rule automation on mathematical problem-solving transfer. *Journal of Educational Psychology* 79, 347-362.
- Cooper, G., Sweller, J. (1994). Why some material is difficult to learn. *Cognition and Instruction* 12(3), 185-233.
- Coulson, C. A. (1969). *Die chemische Bindung*. Stuttgart.
- Cox, J. D. (1982): Notation for states and processes, significance of the word standard in chemical thermodynamics, and remarks on commonly tabulated forms of thermodynamic functions. *Pure and Applied Chemistry* 54 (6), 1239–1250.
- Cura, K. (2006 A). Redoxreaktionen am Beispiel der Kuppelation. *PdN-ChiS* 55(5), 6-9.
- Cura, K. (2006 B). Redoxreaktionen am Beispiel Salpetersäure (Scheidewasser). *MNU* 59(6), 346-352.
- Czieslik, W. (1995). Trübungsmessung bei kinetischen Untersuchungen. *PdN-Ch.* 44(2), 14-15.
- Czieslik, W. (1982). Computersimulation von Gleichgewichts- und Folgereaktionen. *PdN-Ch.* 31(11), 339-347.
- Dahlke, G. (1989). Die Natrium-Schwefel-Batterie - ein neuer Energiespeicher mit großer Zukunft? *PdN-Ch.* 38(3), 14-19.
- Davies, W. G. (1972). *Introduction to Chemical Thermodynamics. A Non Calculus Approach*. Philadelphia/London/Tortonto.
- Dauenhauer, S., Kober, F. (1996). pH-Wertberechnung für schwerlösliche Säuren und Hydroxide. *MNU* 49(4), 215-219.
- Dauer, C., Pfeifer, P. (2008). Sauer oder alkalisch? *NiU* 19(105), 19.
- Dickerson, R. E., Geis, I. (1986). *Chemie - eine lebendige und anschauliche Einführung*. Weinheim.
- Diemann, E. (1994). Die chemische Bindung in zweiatomigen Molekülen – Ein Konzept zur Einführung einer qualitativen MO-Theorie in der Sekundarstufe II. *PdN* 43(7), 15-21.
- Dämmgen, U., Demuth, R. (1989). Elektronendichtekarten - Ein Schlüssel zum Verständnis chemischer Bindung. *NiU* 37 (45), 179-186.

- Dämmgen, U., Keune, H. (1986). Atomvorstellungen, Schalexperimente und Aufgaben. Köln.
- Dämmgen, U. (1976). „Wachstumsprozesse“ in der Chemie. In: Schaefer, G., Trommer, G., Wenk, K. (Hrsg.). Wachsende Systeme. Braunschweig, 179.
- Dämmgen, U., Frühauf, D. (1985). NiU-P/C 33(2), 58-61.
- Davidoff, V. (1997). Chemie treibt Räder an. MNU 50(2), 108.
- De Broglie, L. (1944). Licht und Materie: Ergebnisse der neuen Physik. Hamburg.
- Deifel, A. (1997). Calciumhydrogencarbonat - seine zentrale Bedeutung im Kalkkreislauf. PdN-Ch. 46(7), 6-13.
- Deißenberger, H. (2003). Stoffportion, Stoffmenge und davon abgeleitete Größen. PdN 52(7), 2.
- Dehnert, K. (1978). Elektrochemische Ableitung des Massenwirkungsgesetzes. PdN-Ch. 27(11), 291-293.
- Demuth, R. (1989). Modelle der chemischen Bindung im Chemieunterricht. NiU 37(45), 168-172.
- Demuth, R. (2008). Das Elektronenpaarabstoßungsmodell. (EPA-Modell) im Chemieunterricht. PdN 57(6), 22-26.
- Demuth, R., Nick, S. (1993). Was können die „neuen Medien“ für den Chemieunterricht bieten? PdN 48(6), 2-6.
- Derz, F. W. (1984). Ist der pH-Wert ein Zahlenwert? PdN-Ch. 33(6), 181.
- Deutsche Gesellschaft für Ernährung e.V. (2016). Folat. <https://www.dge.de/wissenschaft/referenzwerte/folat/> (Stand: 04.07.2018).
- Dewar, M. J. S. (1967). Einführung in die moderne Chemie. Braunschweig.
- Dickerson, R. E., Geis, I. (1981). Chemie - eine lebendige und anschauliche Einführung. Weinheim.
- Dierdorf, A. (1986). Iod/Iodid/Triiodid-Gleichgewichte in Lösung. PdN.Ch. 35(5), 36-41.
- Dierks, W. (1988). Wer braucht wirklich das Mol auf dem Wege zum Symbol? NiU 36(35), 29-32.
- Diesterweg, T., Nkrumah, N., Proske, W., Röder, J., Wiskamp, V. (1998). Untersuchung eines Indikators. PdN-Ch. 47(6), 44-46.
- Dietlein, M., Kopka, K., Schmidt, M. (2017). Nuklearmedizin. Stuttgart.
- DIN (2013). Größen und Einheiten – Teil 1: Allgemeines. Berlin.
- Domke, B. (1995). Einstellung des Estergleichgewichts. PdN-Ch. 44(4), 20-25.
- Domke, B. (1985). Chemilumineszenz im Chemieunterricht? - Eine Anregung für den Oberstufenunterricht. MNU 38(2), 92-99.
- Dorst, F.W. (1979) Zum Gleichgewicht von Stickstoffdioxid und Distickstofftetroxid NiU 37(10), 314-315.
- Döbereiner, J.W. (1829). Versuch zu einer Gruppierung der elementaren Stoffe nach ihrer Analogie. In: Poggendorff, J. C. (Hrsg). Annalen der Physik und Chemie (Band XV). Berlin, 301-307.
- Drdoht (2012). Cyanidin – Farbstoff. pH-Abhängigkeit. https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Cyanidin_-_Farbstoff_pH-Abhaengigkeit.png (Stand: 04.07.2018).
- Driver, R., Asoko, H., Leach, J., Scott, P., Mortimer, E. (1994). Constructing Scientific Knowledge in the Classroom. Educational Researcher 23(7), 5-12.
- Drude, P. (1900). Zur Elektronentheorie der Metalle. Annalen der Physik 306(3), 566-613.
- Dweck, C. S., Leggett, E. L. (1988). A social-cognitive approach to motivation and personality. Psychological Review 95, 256-273.
- Ducci, B. & Ducci, M. (2015). Die Konzentrationsabhängigkeit von Potentialdifferenzen – eine qualitative Einführung in Konzentrationszellen. PdN 64(7), 37-45.
- Ducci, M., Oetken, M. (2008). Strukturbildende Prozesse. PdN-ChiS 57(1), 6-13.
- Ducci, M., Oetken, M. (1998). Gekoppelte Oszillationen - oder: Batterien, die es eigentlich nicht geben darf. MNU 51(4), 223-229.
- Duit, R. (1992). Teilchen- und Atomvorstellungen. In: Fischler, H. (Hrsg.): Quantenphysik in der Schule. Kiel, 201-214.
- Duit, R. (2000). Konzeptwechsel und Lernen in den Naturwissenschaften in einem mehrperspektivischen Ansatz, in: Duit, R., Rhöneck, C. von.: Ergebnisse fachdidaktischer und psychologischer Lehr-Lern-Forschung. Kiel, 77-105.
- Duit, R. (2007). Energie – Ein zentraler Begriff der Naturwissenschaften und des naturwissenschaftlichen Unterrichts. Unterricht Physik 101(18), 4-7.
- Dutia, P. (2004). Ethyl Acetate: A Tencho-Commercial Profile. http://www.chemicalweekly.com/Profiles/Ethyl_Acetate.pdf#page=6 (Stand: 04.07.2018).
- Eberle, A. (2001). Reaktionskinetik: Reaktionen nullter und zweiter Ordnung am Beispiel der Iodierung von Aceton. PdN-ChiS 50(3), 35-36.
- Eckart, L. (1981). Was haben wir unter „Lage des chemischen Gleichgewichts“ zu verstehen? ChiS 8/9, 381-387.
- Eckart, M. (2003). Die Geburt der Modernen Atomtheorie. In: Physik in unserer Zeit 44(4), 168.

- Eckert, M. (2013). Die Geburt der modernen Atomtheorie. *Physik in unserer Zeit* 44(4), 168–173.
- Egerton, F. N. (1973): Changing concepts of balance of nature. In: *Quarterly review of biology*, 322–350.
- Eggert, J., Hock, L, Schwab, G.-M. (1968). Lehrbuch der physikalischen Chemie. Stuttgart.
- Eichinger, G., Semrau, G. (1990 A). Lithiumbatterien I. *ChiuZ* 24(1), 32-36.
- Eichinger, G., Semrau, G. (1990 B). Lithiumbatterien II. *ChiuZ* 24(2), 90-96.
- Eichmann, C., Kühnel, A., Gross, U. (2005). Milch - Ein Thema für den Biologieunterricht. *MNU* 58(7), 428-429.
- Eilks, I., Flintjer, B. Krilla, B., Möllencamp, H., Wagner, W. (2004). Computer und Multimedia im Chemieunterricht heute. *Chemkon* 11(3), 121-126
- Eilks, I., Krause, M (2015). Neue Wege zum Teilchenkonzept 2.0. *PdN* 64(3), 34-37.
- Eilks, I., Krilla, B., Flintjer, B., Möllencamp, H., Wagner, W. et al. (2004). Computer und Multimedia im Chemieunterricht heute - Eine Einordnung aus didaktischer und lerntheoretischer Sicht. GDCH, AG Computer im Chemieunterricht.
- Eilks, I., Leerhoff, G., Möllering, J. (2001). Was ist eigentlich eine chemische Reaktion? *MNU* 55(2), 84-91.
- Eilks, I., Möllering, J. (2001). Die Lernumgebung „Teilchen“ - ein multimediales, didaktisches Netzwerk. *PdN* 50(7), 28-31.
- Eilks, I., Möllering, J., Leerhoff, G., Ralle, B. (2001). Teilchenmodell oder Teilchenkonzept? Oder: Rastertunnelmikroskopie im Anfangsunterricht. *Chemkon* 2 (8), 81-85.
- Eilks, I. (1998). Ein anschauliches Gleichgewicht. *MNU* 51(7), 408-410.
- Einstein, A. (1905). Über einen die Erzeugung und Verwandlung des Lichtes betreffenden heuristischen Gesichtspunkt. *Annalen der Physik* Bd. 17, s. 132-148.
- Eisenbarth, O., Kohler, H. (1987). Energieumwandlungen, Wirkungsgrad und Energienutzung. *PdN* 36(7), 21-33.
- Endres, F. (2007). Ionische Flüssigkeiten. *PdN-ChidS* 56(5), 9-12.
- Ericson, K.A., Simon, H.A. (1980). Verbal Reports as Data. *Psychological Review*, 87, 215-251.
- Ernst, C., Wehser, A. (2006). *Level Chemie 8* Gymnasium Sachsen. Berlin.
- Esser, L., Kettrup, A. (1984 A). Experimentelle Möglichkeiten zum Thema „Korrosionsschutz“. *NiU-P/C* 32(5), 175-177.
- Esser, L., Kettrup, A. (1984 B). Großtechnische elektrochemische Prozesse im Unterricht der Sekundarstufe II. Teil 1. *MNU* 37(3), 151-155.
- Euler, M. (2003). Transformationen des Gleichgewichts. *PdN-ChiS* 52(1), 32-38.
- Eyring, H. (1935). The Activated Complex in Chemical Reactions. *J. Chem. Phys.* 3(2), 107.
- Fässler, T. F., Savin, A. (1997). Chemische Bindung anschaulich: Die Elektronen-Lokalisierungsfunktion. *ChiuZ* 31(3), 110-120.
- Fechner, S., Dettweiler, Y. (2015). Mit Leitungswasser eine Uhr betreiben? *NiU* 26(146), 24-27.
- Felber, W. (1992). Schalexperimente und theoretische Hinweise zur Reaktionsgeschwindigkeit. *NiU-Chemie* 3(14), 16-21.
- Felber, W. (1982). Zu grundlegenden Begriffen und zum Experimenteinsatz im Lehrplanentwurf 9/1.. *CiS* 5, 206-211.
- Feldmann, J. (1982). Bestimmung der molaren Bildungsenthalpie von Eisensulfid. *CiS* 4, 160-165.
- Fichtner, R. (1980). Das quantenmechanische Fundamentalprinzip. *Physica didacta* 7 (17), 17.33.
- Fickenfrerichs, H., Peper, R., Jansen, W. (1982). Die Gewinnung von Kupfer. *NiU-P/C/B* 30(8), 303-306.
- Fiebig, S., Melle, I. (2001). „Problemthemen“ des Chemieunterrichtes in der Sekundarstufe I. *CHEMKON* 4, 199-201.
- Field, R. J., Schneider, F. W. (1988). Oszillierende chemische Reaktionen und nichtlineare Dynamik. *ChiuZ* 22(1), 17-29.
- Fine, A. (1996). *The Shaky Game. Einstein Realism and the Quantum Theory*. Chicago.
- Fischer, W., Zeilhofer, W. (2005). Die Gitterenthalpie, Lösungsenthalpien und ein Löseversuch. *PdN-ChiS* 54(8), 30-32.
- Fischer-Wasels, H. (1977). *Chemische Reaktionen II: Einführung des Molekül- und Atombegriffs und der chemischen Symbolsprache*. *NiU* 35(12), 367-376.
- Fischler, H. (1992 A). Grundlagen oder Anwendung, Anschaulichkeit oder Abstraktion? Kontroverse Ansichten über die Quantenphysik in der Schule. In: Fischler, H. (Hrsg.). *Quantenphysik in der Schule*. Kiel, S. 6-21.
- Fischler, H. (1992 B). Die Berliner Konzeption einer „Einführung in die Quantenphysik“: Didaktische Grundsätze und inhaltliche Details. In: Fischler, H. (Hrsg.). *Quantenphysik in der Schule*. Kiel, S. 245-252.
- Fischler, H. (1997). Was versteht man in der Physik unter „Teilchen“? *Unterricht Physik* 41(8), 185-187.
- Fischler, H., Lichtfeldt, M. (1997). Teilchen und Atome.

- Modellbildung im Unterricht. Unterricht Physik 41(8), 180-184.
- Fischler, H., Rothenhagen, A. (1997). Experimente zum Teilchenmodell. Unterricht Physik 41(8), 203-209.
- Fischler, H., Peuckert, J. (2000). Concept Mapping in fachdidaktischen Forschungsprojekten der Physik und Chemie. Berlin.
- Fladt, R. (1999). Eine Leitlinie zum chemischen Gleichgewicht. MNU 52(5), 288-291.
- Fladt, R. (1998). Energetik im Anfangsunterricht - eine Leitlinie. MNU 51(3), 169-171.
- Fladt, R. (1990). Ein polares Molekül muss nicht hydrophil sein! Ein Beitrag zu dem (nur ganz entfernten) Zusammenhang zwischen der Polarität der Moleküle und der Löslichkeit von Flüssigkeiten aus Molekülen verschiedener Polarität. PdN 39(2), 41-42.
- Flexstat (2015). Immatrikulierte pro Studiengang (aktuell) - Fachfälle. <https://pruefungsverwaltung.uni-goettingen.de/statistikportal/#category?category=lutFtJe/oadOYrXR sPdEfuELYA5AFjOF> (Stand: 12.03.2015).
- Flintjer, B. (1982). „Korrosion“ im Unterricht der Sekundarstufe I. NiU-P/C 30(8), 307-309.
- Flintjer, B., Jansen, W. (1989). Polypyrrol und Polypyrrol-Batterien. PdN-Ch. 38(3), 7-11.
- Flintjer, B., Jansen, W., Peper, R., Fickenfrerichs, H. (1983). Das Membranverfahren in der Chloralkalielektrolyse. PdN-Ch. 83(4), 115-122.
- Först, J. O. (2003). „Badeschaum“ aus Tafelkreide - ein farbenfrohes Minutenexperiment. PdN-ChidS 52(4), 38-41.
- Franik, R., Mühleisen, A. (1990). Computerunterstützte experimentelle Ableitung der *Nernst*-Gleichung. PdN-Ch. 39(6), 32-35.
- Frank, E., Sextl, G., Weigand, W. (1983). Singulett-Sauerstoff. PdN 32(3), 71-75.
- Freienberg, J. (2008). Backen und chemische Rückreaktion. NiU 104(19), 10-11.
- Freienberg, J., Flint, A. (2001). Anschauliche Wasserbildung bei der Neutralisationsreaktion. Chekon 8(1), 32.
- Freiman, T. (2003). Die Wertigkeit. Plädoyer für ein fast vergessenes Konzept. NiU 61(76/77), 206-208.
- Freise, V. (1980 A). Physikalisch-Chemische Gleichgewichtslehre auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes. PdN-Ch. 19(6), 161-164.
- Freise, V. (1980 B). Zur elementaren Herleitung von Potenziale Galvanischer Zellen. PdN-Ch. 29(7), 193-196.
- Freyer, K. (2013). Zum Einfluss von Studieneingangsvoraussetzungen auf den Studienerfolg Erstsemesterstudierender im Fach Chemie. <http://d-nb.info/1044532106/34> (Stand: 04.07.2018).
- Freyer, K., Asikainen, M. A., Hirvonen, P. E., Sumfleth, E. (2015). Studienanfängerinnen und Studienanfänger im Fach Chemie. Chemkon 22(2), 75-81.
- Friedrich, H. F., Mandl, H. (Hrsg.) (2006). Handbuch Lernstrategien. Göttingen.
- Friedrich, J., Bröll, L., Petermann, K., Oetken, M. (2016). „Das an Schülervorstellungen orientierte Unterrichtsverfahren“. PdN 65(5), 25-33.
- Friedrich, J., Oetken, M., Ducci, M., Vischer, A., Bonnet, V. (2007). Die Brown'sche Bewegung. Eine historisch-problemorientierte Unterrichtseinheit. MNU 60(7), 415-423.
- Friese, B. H. (1994). Zur Genauigkeit von pH-Wertberechnungen schwacher Säuren. MNU 47(8), 471-478.
- Frigge-Hagemann, I., Schmidkunz, H. (2005). Reaktionsenthalpie einfach bestimmt. NiU 16(85), 22-24.
- Fritz, A., Hussy, W., Tobinski, D. (2014). Pädagogische Psychologie. München.
- Frost, A., Pearson, R. G. (1941). Kinetik und Mechanismen homogener chemischer Reaktionen (übers. V. F. Helfferich u. U. Schindewolf). Weinheim.
- Full, R. (1981). Quantitative Untersuchungen zu Protolyse- und Lösungsgleichgewichten durch elektrische Leitfähigkeitsmessungen. PdN-Ch. 30(8), 225-229.
- Full, R. (1979). Metalle und Metallbindung - eine Unterrichtseinheit in Sekundarstufe I. PdN 28(11), 281-295.
- Funke, D. (1976). Praktische Hinweise für die Labortätigkeit im Chemieunterricht (V). NiU-P/C/B 34(1), 20-22.
- Garcia, C. A. (2010). Tracking chemistry self-efficacy and achievement in a preparatory chemistry course. Tampa.
- Garrison, D.R., Kanuka, H. (2004). Blended learning: Uncovering its transformative potential in higher education. Internet and Higher Education 7, 95-105.
- Gaustard, J. (1993). Peer and Cross-Age Tutoring. ERIC Digest, Number 79.
- Gebauer, S., Haas, L. (2003). Können Sie die *Musikbox* zum Laufen bringen? PdN-ChiS 52(3), 39-43.
- Geisler, A., Sumfleth, E.: (1999). Veränderung von Schülervorstellungen im Bereich Säuren und Basen. In: Brechel, R.: Zur Didaktik der Physik und Chemie. Alsbach.
- Gensemer, P. (2000). Effectiveness of Cross Age and Peer Mentoring Programs.

- <http://files.eric.ed.gov/fulltext/ED438267.pdf> (Stand: 04.07.2018).
- Gerdes, A. (2003). Experimente entwickeln. Die Erhaltung der Masse. NiU 61(76/77), 187-188.
- Gerl, H., Pehl, K. (1983). Evaluation in der Erwachsenenbildung. Bad Heilbrunn.
- Gerjets, P., Scheiter, K., Catrambone, R. (2004). Designing instructional examples to reduce intrinsic cognitive load: Molar versus modular presentation of solution procedures. *Instructional Science* 32, 33-58.
- Gerjets, P., Scheiter, K., Kleinbeck, S. (2004). Instructional examples in hypertext-based learning and problem solving: Comparing transformational and derivational approaches to example design. In: Niegemann, H. M., Brunken, R., Leutner, D. (Hrsg.). *Instructional design for multimedia learning*. Münster, 165-179.
- Gewarges, M, Hu, C., Gordon, N., Pfefferle, J., Wang, C. (2008). Student Study Tips. <http://www.chem.utoronto.ca/~dstone/Research/ROP299.html> (Stand: 12.03.2015).
- Giar, H. (2006). Von der Sachcharose zum Invertzucker. PdN 55(7), 39-47.
- Giesen, H., Gold, A., Hummer, A., Jansen, R. (1986). Prognose des Studienerfolgs. Frankfurt.
- Gietz, P., Irmer, E., Schierle, W. (2016). *Elemente Chemie* 7/8. Wemding.
- Gillespie, R.J, Nyholm, R. S. (1957). Inorganic stereochemistry. *Quart. Rev. Chem. Soc.* 11, 339-380.
- Graf, E. (2001). Modelle im Chemieunterricht. *Unterricht Chemie* 13(78), 4-9.
- Graf, E. (1999). Zum Energieaspekt bei chemischen Reaktionen. *NiU-Chemie* 47(10), 31-33.
- Graf, E. (1996). Erarbeitung der Oxidation am Beispiel der Bildung von Schwefel- und Kohlenstoffdioxid. *Chem. Sch.* 43(5), 178-180.
- Graupner, M. (1981). Variante zur Behandlung der Themen „Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen“ und „Chemisches Gleichgewicht“. *ChS* 4, 156-163.
- Green, N., Green, K. (2005). Kooperatives Lernen im Klassenraum und im Kollegium. Seelze.
- Grdenic, D. (1965). The Structural Chemistry of Mercury. *Quart. Rev. Chem. Soc.* 19(3), 303-328.
- Grohte, K. H. (1984). *Chemie*. Hannover.
- Große, C. S., Renkl, A. (2004). Learning from worked examples: What happens if errors are included? In: Gerjets, P, Elen, J., Joiner, R., Kirschner, P. (Hrsg.). *Instructional design for effective and enjoyable computer-supported learning*. Tübingen, 356-364.
- Gross, R., Marx, A. (2014). *Festkörperphysik*. Oldenbourg/München.
- Grosser, C. G. (1977 A). Die Elementarzelle (Einheitszelle) der Kristallgitter im Chemieunterricht (I). PdN 26(9), 233-240.
- Grosser, C. G. (1977 B). Die „metallische Bindung“ und die „Wirkungsradien“ der Atome und strukturorientierten Anfangsunterricht. PdN 26(5), 133-138.
- Grüner, G. (1967). Die didaktische Reduktion als Kernstück der Didaktik. Aufgewiesen an Beispielen der Berufsschuldidaktik. *Die Deutsche Schule* 59(7/8), 414-430.
- Gruvberg, C., Köhler-Krützfeld, A. (2004). Von einfach bis anspruchsvoll. NiU 81(15), 28-29.
- Gujas, B., Alonso-Blanco, C., Hardtke, C. S: (2012). Natural *Arabidopsis brx* Loss-of-Function Alleles Confer Root Adaptation to Acidic Soil. *Current Biology* 22(20), 1962-1968.
- Gulinska, H., Burewicz, A. (1997). Multimediale Unterrichtssoftware - Beispiel: Stickstoff im Ökosystem. *Chemkon* 4(2), 65-69.
- Haas, L., Dose, A., Schönke, M., Voit, C., Weingarten, A. (2003). Von Lara Croft bis Amedeo Avogadro – oder der Weg zur Verhältnisformel des Wassers in der Sekundarstufe I. PdN 52(7), 20-23.
- Habekost, A. (2015). Die Elektrochromie von Tetramethylphenyldiamin, Diphenylamin und Methylviologen im Vergleich. PdN-ChiS 64(8), 13-18.
- Habekost, A. (1998). Paradigmenwechsel in der Reaktionskinetik - Von der Rohrzuckerinversion zur Femtosekundenspektroskopie. PdN-Ch. 47(3), 34-43.
- Habekost, E., Habekost, A. (1995). Einführung in die Reaktionskinetik. PdN-Ch. 44(2), 9-13.
- Habelitz-Tkotz, W., Werner, E. (2015). Die Redox-Reaktion - ein bekanntes Problemfeld im Chemieunterricht mit hausgemachten Stolpersteinen. PdN-ChidS 64(2), 5-11.
- Hacker, D. J. (1998). Self-regulated comprehension during normal reading. In: Hacker, D. J., Dunlosky, J., Graesser, A. C. (Hrsg.). *Metacognition in educational theory and practice*. Mahwah, 165-191.
- Hackling, M. W. & Garnett, P. J. (1985). Misconceptions of chemical equilibrium. *European Journal of Science Education* 7, 205-214.
- Hamann, C. G. (1993). Elektrochemische Kinetik im Unterricht. *MNU* 46(1), 20-30.
- Hamann, C.H., Vielstich, W. (2005). *Elektrochemie*. Weinheim.
- Hammer, H. D. (1988). Korrosionsschutz. NiU-PC 36(33), 12-14.
- Hantelmann, K., Heinzerling, P. (2010). Lernen mit CHEMGAROO - Ein Multimedia-Chemieportal auch

- für Schüler und Lehrer. PdN 59(4), 23-28.
- Hardam, W. (2002). Reaktionsgeschwindigkeit - ein schwieriger Begriff? Chemkon 9(4), 194-196.
- Harrison, A. G., Treagust, D. F. (1996). Secondary students' mental models of atoms and molecules: Implications for teaching chemistry. Sci. Educ. 80, 509.
- Hähndel, J. (1993). Zum Paramagnetismus des Sauerstoffs. PdN 42(1), 15-17.
- Harnisch, F., Salthammer, T. (2013). Die Chemie bei Breaking Bad. Chemie in unserer Zeit 47, 214-221.
- Hailikari, T. K., & Nevgi, A. (2010). How to diagnose at-risk students in chemistry: the case of prior knowledge assessment. International Journal of Science Education 32, 2079-2095.
- Harrison, A. G., Treagust, D. F. (2000). Learning about atoms, molecules, and chemical bonds: A case study of multiple-model use in grade 11 chemistry. Sci. Ed. 84(3), 352-381.
- Hasselhorn, M., Gold, A. (2013). Pädagogische Psychologie. Erfolgreiches Lernen und Lehren. Stuttgart.
- Hasselmann, M., Quarthal, D., Oetken, M. (2015). Der Dual-Carbon-Akkumulator als stationärer Energiespeicher. PdN-ChiS 64(8), 22-29.
- Hattie, John (2014). Lernen sichtbar machen für Lehrpersonen. Baltmannsweiler.
- Haupt, P. (2015). Eloxieren. PdN-ChiS 64(8), 8-12.
- Haupt, P. (1991). Galvanisches Vergolden. PdN-Ch. 40(5), 36-37.
- Haupt, P. (1990). Atome – mit Rucksack, Hut und Wanderstock. Über die Veranschaulichung mit Modellen. NiU 38(1), 26-30.
- Haupt, P. (1976). Die Elektrolyse im Unterricht der Sekundarstufe I. NiU-P/C/B 34(5), 208-214.
- Haupt, P., Jansen, W., Peper, R. (1982). Einführung in die elektrochemische Energiegewinnung. NiU-P/C 30(8), 268-273.
- Haupt, P., Kampling, M. (1999). Farbige Eloxieren. MNU 52(6), 357-363.
- Hauschild, G. (2000). Die chemische Reaktion im Anfangsunterricht. Chem. Schule 47(3), 134-137.
- Hauenstein, R. (2006). Tennis-Master-Match und das Gleichgewicht. PdN-ChiS 55(8), 40.
- Hauschild, G. (2003). Serie: Anfangsunterricht. Teil 13: Die chemische Bindung. PdN 52(1), S. 39-40.
- Häusler, K. (1988). Die Geschichte der Aluminiumherstellung. PdN-C/P, 36(37), 12-15.
- Häusler, K. (1987). Redoxreaktionen mit Säuren. NiU-PC 35(27), 17.
- Häusler, K. (1984). Bildung eines Ionengitters - Auflösung eines Ionenkristalls in Wasser. NiU-P/C 32(9), 323-326.
- Häusler, K. (1980). Die stöchiometrische Wertigkeit, ein nützlicher Begriff für den Anfangsunterricht in der Chemie. NiU-P/C 28(1), 18-21.
- Häusler, K. (1978 A). Zur empirischen Einführung des Energiebegriffs im Chemieunterricht. NiU-P/C 26(3), 81-83.
- Häusler, K. (1978 B). „Kohlensäure“ - was ist das? NiU-P/C 10, 313-316.
- Häusler, K., Pfeifer, P. (1990). Der Lösungsvorgang. NiU-C 48(2), 20-27.
- Häusler, K., Rampf, H., Reichelt, R. (1990). Die Alkalimetalle. NiU-Chemie 2(1), 17-19.
- Häusler, K., Sondermann, I., Schmid, G. (1987). Instrumentelle Bestimmung des pK_s-Wertes. NiU-PC 35(27), 20-27.
- Häusler, K., Worofka, A. (1987). Rotkohl-Blaukraut, ein idealer Universalindikator. NiU-PC 35(27), 15.
- Hays, G. F. (2018). Now ist the Time. http://corrosion.org/wco_media/nowisthetime.pdf (Stand: 04.07.2018).
- Heeger, W. (1981). Die experimentelle Behandlung des Massenwirkungsgesetzes in einem Leistungskurs der neugestalteten Oberstufe. PdN-Ch. 30(1), 13-15.
- Heffen, M., Krämer, R., Meuter, N., Tausch, M. W. (2015). Passendes Licht - harmlose Stoffe. PdN-ChiS 64(2), 45-49.
- Heimann, R., Eckert, T. (2012). Verbrennung - Oxidation - Redoxreaktion? PdN-Chis 61(4), 27-32.
- Heinecke, C. (1997). Schülervorstellungen über chemische Vorgänge – Ausgangspunkt der Lernstrategie. Chem. Sch. 44(5), 184-189.
- Heinecke, C. (1990). Chemische Reaktion von Natrium und Chlor - problemhaft behandelt. Chem. Schule 37(1), 21-28.
- Heints, V. (2005). Redoxreaktionen: Empirische Erhebung zu Schülervorstellungen und Vorschläge zu deren Korrektur. Münster.
- Heinzerling, P. (2012). Gibbs-Hemholtz-, Nernst- und Hendersson-Hasselbalch-Gleichung. PdN-Chis 61(2), 11-14.
- Heisenberg, W.; Bohr, N. (1963). Die Kopenhagener Deutung der Quantentheorie. Stuttgart.
- Heisenberg, W. (1969). Zur Sprache der Quantentheorie. Physikalische Blätter 25, 112-113.
- Heitler, W., London, F. (1927). Wechselwirkung neutraler Atome und homöopolare Bindung nach

- der Quantenmechanik. Zeitschrift für Physik 44(6), 455-472.
- Helander, H. F., Fändriks, L. (2014). Surface area of the digestive tract – revisited. *Scandinavian Journal of Gastroenterology* 49 (6), 681–689
- Helmich, U. (2017). Beeinflussung der Enzymaktivität. <http://www.u-helmich.de/bio/stoffwechsel/reihe2/reihe25-Beeinflussung/Beeinflussung.html> (Stand: 04.07.2018).
- Helmke, A., Piskol, K., Pikowsky, B. & Wagner, W. (2009). Schüler als Experten von Unterricht. Unterrichtsqualität aus Schülerperspektive. *Lernende Schule* 46-47, 98-105.
- Henderleiter, J., Smart, R., Elian, O. (2001). How Do Organic Chemistry Students Understand and Apply Hydrogen Bonding? *Journal of Chemical Education* 78(8), 1126.
- Hennies, C., Neibecker, N., Wegener, C. (1987). Quantitative Bestimmung von Gleichgewichten am Beispiel des Systems Anthracen-Pikrinsäure. *PdN-Ch.* 36(5), 11-12.
- Hennig, I., Kaiser, R. (1986). *Physikalische Chemie für die Oberstufe II.* Bad Homburg/Berlin/Zürich.
- Henningsen, M. (1993). Die Metallreihe und ihr Zusammenhang mit der Thermodynamik. *PdN-Ch.* 42(7), 35-41.
- Herd, C. (2015). Bindigkeit und Ionenladung. *PdN* 64(2), 14-19.
- Herd, C. (2015). Salze im Anfangsunterricht. *PdN* 64(7), S. 28-32.
- Hernandez, M. L., Alvarino, J. M. (1983). On the Dynamic Nature of Chemical Equilibrium. *J. Chem. Ed.* 60, 930-932.
- Herrmann, F. (2008). Die beiden Modelle der kovalenten chemischen Bindung. *PdN* 6(57), 15-17.
- Herrmann, U. (2009). Neurodidaktik – Die Kooperation von Neurowissenschaften und Didaktik. *Journal für LehrerInnenbildung* 9, 8-21.
- Herzel, A. (1995). Reaktionskinetik - Einige Anmerkungen zu ihren Grundlagen. *PdN-Ch.* 44(2), 2-8.
- Heublein, U., Hutzsch, C., Schreiber, J., Sommer, D., & Besuch, G. (2010). Ursachen des Studienabbruchs in Bachelor- und in herkömmlichen Studiengängen. Ergebnisse einer bundesweiten Befragung von Exmatrikulierten des Studienjahres 2007/08. Hannover.
- Heublein, U., Richter, J., Schmelzer, R., & Sommer, D. (2014). Die Entwicklung der Studienabbruchquoten an den deutschen Hochschulen. Statistische Berechnungen auf der Basis des Absolventenjahrgangs 2012. *Forum Hochschule* 4.
- Heublein, U. (2014). Student Drop-Out from German Higher Education Institutions. *European Journal of Education*, 49(4), 497-513.
- Heuer, J. (1993). Konduktometrische Neutralisationstitrations. *PdN-Ch.* 42(7), 30-35.
- Hilbing, C., Barke, H.-D. (2004). Ionen und Ionenbindung: Fehlvorstellungen hausgemacht! Ergebnisse empirischer Erhebungen und unterrichtlicher Konsequenzen. *Chemkon* 11, 115-120.
- Hilgers, U. (1990). Bestimmung des pH-Wertes alkalischer Lösungen ohne pH-Meter und Indikatoren. - ein Beispiel für eine potentiometrische Titration. *PdN-Ch.* 39(7), 7-8.
- Hintze, H., Sesin, V. (2013). SO₂ - Europas Wälder nicht mehr sauer, chemie report, 09/2013, 10–11.
- Hirsch, U., Horlacher, B. (1987). Saure und alkalische Haushaltsreiniger im Unterricht. *NiU-PC* 35(25), 25-28.
- Hitachi (2015). Single electron events build up to from an interference pattern in the double-slit experiments. *Quantum Measurement.* http://www.hitachi.com/rd/portal/highlight/quantum/pop2_w.html (Stand: 04.07.2018)
- Hoeft, L., Lange, G. (1980). Demonstrationsexperiment zum Stoffabschnitt „Chemisches Gleichgewicht“. *CiS* 7, 295-300.
- v'ant Hoff, J. H. (1887). Die Rolle des osmotischen Drucks in der Analogie zwischen Lösungen und Gasen. *Z. Ph. Ch.* 1, 481-508.
- Höffler, T.N., Leutner, D. (2007). Instructional animation versus static pictures: a meta-analysis. *Learning and Instruction* 17, 722-738.
- Hoffmann, I., Ralle, B. (2001). Atmen unter Extrembedingungen. *PdN-ChiS* 50(1), 16-22.
- Hoffmann, K.-D. (1978). Einführung in die Reaktionskinetik mit Hilfe der differenziellen Methode. *MNU* 31(5), 288-291.
- Höfling, O. (1992). Plädoyer für die Behandlung des Bohr'schen Atommodells in der Schule. In: Fischler, H. (Hrsg.). *Quantenphysik in der Schule.* Kiel, S. 85-87.
- Holfeld, M. (2002). Chemie und Sport. *PdN-ChiS* 51(5), 17-22.
- Holmes, B., Gardner, J. (2006). *e-Learning concepts and practice.* London.
- Holleman, A. F.; Wiberg, E., Wiberg, N. (2007). *Lehrbuch der Anorganischen Chemie.* Berlin/New York.
- Hore-Lacy, I. (2006). *Nuclear Energy in the 21st Century.* <https://www.elsevier.com/books/nuclear-energy-in-the-21st-century/hore-lacy/978-0-12-373622-2> (Stand: 04.07.2018).
- Hörnig, J., Habelitz-Tkotz, W. (2015). *Chemisches Rechnen - Unbeliebt, aber unverzichtbar. Wie lassen sich Stolperfallen bei der Einführung in das chemische Rechnen vermeiden?* *PdN ChidS* 64(2), 23-28.
- Horton, H. R. (et al.) 2008: *Biochemie.* Hallbergmoos.

- Hoyt, J.E.; Winn, B.A. (2004): Understanding Retention and College Student Bodies: Differences Between Drop-Outs, Stop-Outs, Opt-Outs, and Transfer-Outs. *NASPA Journal* 3/41, 395-417.
- Hug, H. (2010). *Instrumentelle Analytik – Theorie und Praxis*. Paderborn.
- Huheey, J. E. (1988). *Anorganische Chemie – Prinzipien von Struktur und Reaktivität*. Berlin.
- Hund, F. (1926). Zur Deutung der Molekülspektren I. *Z. Phys.* 36, 657.
- Hund, F. (1927 A). Zur Deutung der Molekülspektren II. *Z. Phys.* 37, 742.
- Hund, F. (1927 B). Zur Deutung der Molekülspektren III. *Z. Phys.* 42, 93.
- Hund, F. (1927 C). Zur Deutung der Molekülspektren IV. *Z. Phys.* 43, 805.
- Huntman, H., Honkomp, H., Parchmann, I., Jansen, W. (2001). Die Wasserstoff/Luft-Brennstoffzelle mit Methanolspaltung zur Gewinnung des Wasserstoffs - Der Fahrzeugantrieb der Zukunft? *Chemkon* 8(1), 15-21.
- Hüttner, R. (1994). Die Erhaltung der Masse. Wie Schülerinnen und Schüler ein Naturgesetz erfahren können. *Chem. Sch.* 41(2), 46-49.
- Hüttner, R. (1995). Eigenschaftsänderungen als scheinbar einfacher Zugang zur Stoffumwandlung. *Chem. Sch.* 42(1), 2-6
- Hüttner, R. (1997). Probleme einer Übungsstunde zur Ionenbindung. *Chem. Sch.* 44(4), 134-138.
- Ibanez, J. G. (2004). Redoxreaktionen in verschiedenen Klassenstufen. *NiU* 81(15), 33-35.
- Institut Feuerverzinken (2016). *Arbeitsblätter Feuerverzinken*. <http://www.feuerverzinken.com/wissen/arbeitshilfen/arbeitsblaetter/e-weiterverarbeitung/e1-lager-n-und-transport/> (Stand: 04.07.2018).
- Ireson, G. (2000). The Quantum Understanding of Pre-University Physics Students. *Phys. Educ.* 35, 15-21.
- Irmer, E., Stalke, D. (2008). Die Oktettregel. *Forschung und Schule im Dialog*. *PdN* 57(6), S. 10-14.
- Isengard, H.-D. (1987). Stöchiometrie – kein Problem. *PdN* 36(3), 26-35.
- IUPAC (2007). *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry*. https://www.iupac.org/fileadmin/user_upload/publications/e-resources/ONLINE-IUPAC-GB3-2ndPrinting-Online-Sep2012.pdf (Stand: 04.07.2018).
- Jäckel, M., Risch, K. T. (Hrsg.) (1988). *Chemie heute - Sekundarbereich II*. Hannover.
- Jacobi, P. (2002). Stromerzeugung mit Bakterien. *ChiuZ* 36(6), 355.
- Jacobs, M., Martin, S., Naumer, H. (1983). Computersimulation der stofflichen Störung chemischer Gleichgewichte. *PdN-Ch.* 32(1), 9-14.
- Jank, W., Meyer, H. (2002). *Didaktische Modelle*. Berlin.
- Jansen, W. (2014). Das Historisch-Problemorientierte Unterrichtsverfahren. *Geschichte der Chemie im Chemieunterricht – ein Forschungsprojekt*. <http://www.uni-oldenburg.de/chemie/chemiedidaktik/prof-em-dr-walter-jansen/arbeitsgebiete/historisch-problemorientiertes-unterrichtsverfahren/> (Stand: 04.07.2018).
- Jansen, W. (1994). Alchimisten-Gold. *Chemkon* 1(2), 85-86.
- Jansen, W. (1982). Zur Geschichte der Elektrochemie. *NiU-P/C/B* 30(8), 259-264.
- Jansen, W., Flintjer, B., Matuschek, C., Fickenfrerichs, H., Peper, R. (1986). Entwicklung und Wandel von Theorien. *PdN.CH.* 35(2), 2-11.
- Jansen, W., Haupt, P., Peper, R. (1980). Die Gewinnung des Zinks durch Elektrolyse. *NiU P/C/B* 5(80), 152-156.
- Jansen, W., Kenn, M. (1977). Energetik elektrochemischer Reaktionen. *PdN-Ch.* 26(5), 119-126
- Jansen, W., Kenn, M. (1976). Zersetzungsspannungen und Überspannungen bei der Elektrolyse. *PdN-Ch.* 25(7), 181-186.
- Jansen, W., Kreuzfeldt, M., Kenn, M. (1978). Reaktionskinetische Untersuchungen des durch Chromsäure katalysierten Zerfalls von Wasserstoffperoxid und einfache reaktionskinetische Schulversuche. *MNU* 31(4), 220-226.
- Jansen, W., Peper, R., Fickenfrerichs, H. (1989). Die Bunsen-Batterie - das wirksamste elektrochemische Element des 19. Jahrhunderts. *PdN-Ch.* 38(3), 19-20.
- Jansen, W., Peper, R., Fickenfrerichs, H. (1982). Brennstoffzellen - Energiequellen der Zukunft? *NiU-P/C/B* 30(8), 283-287.
- Jansen, W., Peper, R. Haupt, P. (1982). Die elektrolytische Gewinnung des Zinks. *NiU-P/C/B* 30(8), 296-299.
- Jansen, W., Peper, R., Fickenfrerichs, H., Bückmann, H., Klugmann, J. (1982). Welche Vorstellungen und Modelle können dem Verständnis elektrochemischer Vorgänge dienen? *NiU-P/C* 30(8), 264-267.
- Jansen, W., Ulses, R., Matuschek, C., Fickenfrerichs, H., Peper, R. (1986). Der Weg zum Dalton'schen Atommodell. Eine chemiegeschichtliche Unterrichtskonzeption. *PdN* 35(2), 34-40.
- Jeung, H., Chandler, P. & Sweller, J. (1997). The role of visual indicators in dual sensory mode instruction. *Educational Psychology* 17, 329-343.

- Job, G. (1978). Das chemische Potenzial im Physik- und Chemie-Elementarunterricht. In: Falk, G., Herrmann, F. (Hrsg.). Konzepte eines zeitgemäßen Physikunterrichts 4, 14-31.
- Johannsmeyer, F. (2004). Stationen auf dem Weg ins Diskontinuum. Im Chemieunterricht der Sekundarstufe I. Oldenburg.
- Johannsmeyer, F., Bley, J., Friedrich, J., Oetken, M. (2001 A). Was Teilchen zusammenhält – Eine Batterie erklärt die chemische Reaktion (Teil 1). PdN 50(6), 41-44.
- Johannsmeyer, F., Bley, J., Friedrich, J., Oetken, M. (2001 B). Auf der Suche nach dem atomaren Klebstoff. Chemkon 8(3), 143-148.
- Johannsmeyer, F., Bley, J., Friedrich, J., Oetken, M. (2002). Was Teilchen zusammenhält – Eine Batterie erklärt die chemische Reaktion (Teil 2). PdN 51(1), 32-34.
- Johannsmeyer, F., Schneider, J.; Oetken, M. (2003). Schülervorstellungen zum Boyle-Versuch. Chemkon 10(2), 73-74.
- Johannsmeyer, F., Willumssohn, F., Friedrich, J., Oetken, M. (2002). Die chemische Reaktion im Anfangsunterricht - ein Hammer? Chemkon 9(3), 141.
- Johnson, D. W., Johnson, R. T., Holubec E. (2005). Kooperatives Lernen. Kooperative Schule. Tipps – Praxishilfen – Konzepte. Mülheim a. d. Ruhr.
- Johnson, D. W.; Johnson, R. T., Stanne, M. B. (2000). Cooperative Learning Methods: A Meta-Analysis. <http://www.ccsstl.com/sites/default/files/Cooperative%20Learning%20Research%20.pdf> (Stand: 04.07.2018).
- Johnstone, A. H. (2000): Teaching of Chemistry – logical or psychological? CERAPIE 1, 9.
- Jönsson, C. (1961). Elektroneninterferenzen an mehreren künstlich hergestellten Feinspalten. Zeitschrift für Physik 161, 454-474.
- Jungbauer, W. (1977). Physikalisch-Chemische Grundlagen der Löslichkeit ionischer Verbindungen (I). PdN 26(1), 12-19.
- Jungermann, A. (2002). Kellerlagermodell der Entropie und chemisches Gleichgewicht. PdN-ChiS 51(6), 37-42.
- Jungermann, A. (2000). Das Kellerlagermodell für Entropie und Enthalpie. PdN-Ch. 49(5), 34-43.
- Jungermann, A. (1991). Elektrostatik mit Ladungswolken. Orbitale als statische Ladungswolken. MNU 44(3), 138-144.
- Jürgensen, F. (1998). Ein Erklärungskonzept der Triebkraft chemischer Reaktionen. Chemkon 5(3), 121-126.
- Just, E. (1982). Wider die Verwendung des Wertigkeitsbegriffs. NiU 30(10), 368-369.
- Just, E. (1975). Die "Stoßtheorie" im Unterricht der Hauptschule. NiU-P/C/B 23(5), 199-205.
- Kaiser, J. (2011). Lithium-Ionen-Zellen - Aufbau und Herstellung. PdN-ChiS 60(4), 12-15.
- Kaltschmitt, M., Hartmann, M. (2001). Energie aus Biomasse. Grundlagen, Techniken und Verfahren. Heidelberg.
- Kalyuga, S., Chander, P., Sweller, J. (1998). Levels of expertise and instructional design. Human Factors 40, 1-17.
- Kalyuga, S., Chander, P., Sweller, (2000). Incorporating learner experience into the design of multimedia instruction. Journal of Educational Psychology 92, 126-136.
- Kaminski, B., Flint, A. (1994 A). Die Entdeckung der Gasgesetze. NiU 25(5), 43-46.
- Kaminski, B., Flint, A. (1994 B). Avogadro – einmal anders eingeführt. NiU 25(5), 25-26.
- Kaminski, B., Flint, A. (1992). Der Reaktionsmechanismus der Etherbildung aus Ethanol und Schwefelsäure im Chemieunterricht. MNU 45(8), 490-498.
- Kecki, Z. (1988). Können die Reaktionen chemisch irreversibel sein? PdN-Ch. 37(2), 42-45.
- Keil, W. (2008). Das Gleichgewichtsspiel. PdN-ChiS 57(1), 42-45.
- Keller, G. (1977). Über das Denken in Modellen. Frankfurt am Main.
- Kenn, M. (1982). Elektrochemische Energiequellen. NiU-P/C/B 30(8), 274-279.
- Kern, H. (1976). Das Gesetz von der Erhaltung der Masse. Seine Behandlung im Unterricht. NiU-P/C/B 14(8), 335-337.
- Ketelaar, J. A. A. (1958). Chemical Constitution. Amsterdam.
- Kienast, S., Witteck, T., Eilks, I. (2012). „Stoffe“ im Chemieunterricht. Ein wichtiger Begriff mit vielen Verständnishürden. NiU 50(128), 12-15.
- Kienast, S. (1999). Schwierigkeiten von Schülern bei der Anwendung der Gleichgewichtsvorstellung in der Chemie: Eine empirische Untersuchung über Schülervorstellungen. Aachen.
- Kimball, G. E., Neumark, G.F. (1957). Use of Gausein Wave Functions in Molecular Calculations. The Journal of Chemical Physics 26(5),
- Kircher, E. (2015). Modellbegriff und Modellbildung in der Physikdidaktik. In: Kircher, E., Girwidz, R., Häußler, P. (Hrsg.). Physikdidaktik. Theorie und Praxis. Berlin/Heidelberg 2015, 783-806.
- Kircher, E. (1986). Vorstellungen über Atome. NiU 34(13), 34-37.
- Kleffmann, J. (2012). Die Gleichgewichtskonstante K. PdN-ChiS 61(2), 9-11.

- Knecht, J., Fischer, R., Overhof, H., Hensel, F. (1978). ESCA Study of Compounds of Gold in the Oxidation State -1. J. Chem. Soc. Chem. Commun. 21, 905- 909.
- Knoerich, E. (1986). Saurer Regen - gab es den früher nicht? PdN-Ch. 35(4), 33-34.
- Küblbeck, J. (2002). Energieniveaus und Orbitale. MNU 55(1), 7-12.
- Küblbeck, J. (2015). Quantenphysik. In: Kircher, E., Girwidz, R., Häußler, P. (Hrsg.). Physikdidaktik. Theorie und Praxis. Würzburg, S. 479-502.
- Kühmstedt, J. (2015). Molares Volumen. PdN ChidS 64(3), 38-39.
- Kullmann, K. (1998). Schwierigkeiten mit der Sprache. Chem. Sch. 45(2), 88-91.
- Klemmer, G., Sauerland, V. (1975). Die Behandlung der Oxidationals Elektronenübertragung bei problemorientierter Unterrichtsführung (1. Teil). NiU-P/C/B 13(4), 158-193
- Klostermann, M., Busker, M., Herzog, S. Parchmann, I. (2012). Vorkurse als Schnittstelle zwischen Schule und Universität. In: Bernholt, S. (Hrsg.). Konzepte fachdidaktischer Strukturierung für den Unterricht. Münster, 482-484.
- KMK (Kultusministerkonferenz) (2004). Bildungsstandards im Fach Chemie für den Mittleren Schulabschluss. http://www.kmk.org/fileadmin/Datien/veroeffentlichungen_beschluesse/2004/2004_12_16-Bildungsstandards-Chemie.pdf (Stand: 04.07.2018).
- Kober, F. (1996). Der pH-Wert der Lösungen von Aminocarbonsäuren. PdN-Ch. 45(3), 27-34.
- Kober, F. (1991). Sörensen und der pH-Wert. PdN-Ch. 40(2), 43-45.
- Kober, F. (1990). pH/E-Diagramme. PdN-Ch. 39(7), 4-6.
- Kober, F. (1989). Johann Wilhelm Ritter - ein Brgründer der Elektrochemie. PdN-Ch. 38(3), 21-23.
- Kober, F. (1987 A). Computer-Simulation eines Gleichgewichtes. PdN-Ch. 36(5), 20-23.
- Kober, F. (1987 B). Zur Dimension der Massenwirkungskonstanten. PdN-Ch. 36(5), 31-32..
- Kober, F. (1983). Quantentheoretische Chemie IV. PdN 32(4), 99-106.
- Kober, F. (1981). Molekülorbitaltheorie. PdN 30(11), 333-341.
- Kober, F. (1980). Statistische Interpretation des Mischvorgangs. ChU 11(2), 22-37.
- Koberstein, E. (1984). Katalysatoren zur Reinigung von Autoabgasen. ChiuZ 18(2), 37-45.
- Kocher, N., Leusser, D., Murso, A., Stalke, D. (2004) Coordination to the Formal P=N Bond and Charge Density Evidence against Hypervalent Phosphorus(V). Chem. Eur. J. 10, 3622-3631.
- Köhler, W. (1977). Das temperaturabhängige Gleichgewicht zwischen Stickstoffdioxid und Distickstofftetroxid: Eine vereinfachte und erweiterte Experimentiervorschrift. NiU 35 (5), 147.
- Kollar, I., Ufer, S., Reichersdorfer, E., Vogel, F., Fischer, F., & Reiss, K. (2014). Effects of collaboration scripts and heuristic worked examples on the acquisition of mathematical argumentation skills of teacher students with different levels of prior achievement. Learning and Instruction 32, 22-36.
- Komez, A. (1996). Entwicklung der Spannungsreihe. Chem. Sch. 43(6), 259.
- König, A. (2003). Computergestützte Lehr- und Lernmaterialien zur chemischen Bindung. Entwicklung - Erprobung - Erhebung. Köln.
- Konrad, K., Traub, S. (2010). Kooperatives Lernen. Theorie und Praxis in Schule, Hochschule und Erwachsenenbildung. Baltmannsweiler.
- Kossel, W. (1916). Über Molekülbindung als Frage des Atombaus. Ann. Phys. 49, 229-362.
- Kousathana, M., Tsaparlis, G. (2002). Students' Errors in Solving Numerical Chemical Equilibrium Problems. CERAPIE 3, 5-17.
- Kraetsch, H. & Mayer, G. (1983). Experimente zur energetischen Betrachtung chemischer Reaktionen. Chem.Sch. 30(10), 397-399.
- Kraft, L., Ratermann, M., Stoppel, F. (2015). Neo Chemie SI Niedersachsen. Braunschweig.
- Krah, W. (1979). Zur Demonstration gleichzeitiger Anionen- und Kationenbewegung. PdN 28(4), 85-88.
- Krause, U.-M., Stark, R. (2006). Vorwissen aktivieren. In: Friedrich, H. F., Mandl, H. (Hrsg). Handbuch Lernstrategien. Göttingen, 38-49.
- Krebs, S. (1990). Die experimentelle Bestimmung des Ionenproduktes von Wasser. PdN-Ch. 39(4), 38-42.
- Krees, S. (2012). Chemisches Gleichgewicht und photostationäres Gleichgewicht. PdN-ChiS 61(2), 18-24.
- Kreher, R. P. (1989). Oxidationszahlen: Magische Größen oder plausible Kennzahlen? NiU-P/C 37(48), 5-7.
- Krenmayr, P- (1983). Nernst-Gleichung und Entropie. PdN-Ch. 29(2), 40-43.
- Krilla, B., Ralle, B. (2001). Eine Simulation zum dynamischen Gleichgewicht - eingebettet in einen kontextorientierten Unterrichtsgang. PdN-Chis 50(7), 32-35.
- Krug, D. (1987). Verfolgung von Festkörperreaktionen mit den Methoden der Thermischen Analyse. PdN-Ch. 36(3), 2-4.

- Krug, H. (1983). Chemie - Experiment und Erkenntnis. Ein Unterrichtswerk für die Sekundarstufe I. Stuttgart.
- Krüger, K.- D. (1990). Folie zur Veranschaulichung des pH-Wertes, Chem. Schule 37(10), 389-391.
- Krüger, W. (1999). Zum Umgang mit der Größe „Molare Reaktionsenthalpie“. Chemie in der Schule 46(1), 30-32.
- Krüger, W. (1998). Die Reaktionsgleichung - Belastendes Ärgernis oder wichtiges Arbeitsmittel. Normen erleichtern das Lehren und Lernen. Chem. Sch. 45(4), 219-223.
- Kruse, M., Knickmeier, K., Parchmann, I. (2016). Versauerung der Ozeane. NiU 155, 40-43.
- Kühmstedt, J. Uhl, R. (2000). Computersimulation eines chemischen Gleichgewichts. ChidS 47(1), 39-43.
- Kuhn, W. (2001). Ideengeschichte der Physik. Eine Analyse der Entwicklung der Physik im historischen Kontext. Braunschweig.
- Kulhavy, R.W., Stock, W.A. (1989). Feedback in written instruction: The place of response certitude. Educational Psychological Review 1, 279-308.
- Kullmann, H.-J. (1984). Chemisches Gleichgewicht und Chemische Energetik. ChU 15(1), 56-77.
- Kunkel, M. (2011). Das offizielle ILIAS 4-Praxishandbuch. Gemeinsam online lernen, arbeiten und kommunizieren. München.
- Kunz, H., Wähler, S., Ducci, M., Oetken, M. (2000). Das mephistophelische Entropiekonzept. Chemkon 4(7), 185-192.
- Kunze, E. (2001). Korrosion und Korrosionsschutz. Weinheim.
- Kuß, H.-M. (1990). Feuer und Flammen. NiU-Chemie 1(1), 4-7.
- van Laar, J. J. (1894). Die Verseifungsgeschwindigkeit des Methylacetats durch Wasser und deren Minimalwert. Z. f. Phys. Chem. 13(1), 736-756.
- Laidler, K. J. (1969). Theories of Chemical Reaction Rates. New York.
- Laing, M. A. (1993). A tetrahedron of bonding. Educ. Chem. 30, 160-163.
- Lamnek, S. (2010). Qualitative Sozialforschung. Weinheim, Basel.
- Lange, G., Hoeft, L. (1984). Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff als Beispiel für unvollständigen Stoffumsatz. Chem. Schule 31(8/9), 343-345.
- Langenbach, U. (1986). Experimente zum Gesetz der konstanten Proportionen. PdN-Ch. 35(5), 18-20.
- Langmuir, L. (1919A). The Arrangement of Elektrons in Atoms and Molecules. J. Am. Chem. Soc. 41 (6), 868-934 - 1543.
- Langmuir, L. (1919B). Isomorphism, Isotermism and Covalence. J. Am. Chem. Soc. 41 (10), 1543-1559.
- Latzl, H. (1989). Der Blei-Akkumulator - das bekannteste aufladbare Batteriesystem. PdN-Ch. 38(3), 27-32.
- Laurillard, D. (2006). Rethinking university teaching. A framework for the effective use of learning technologies. London.
- Lay, W. (1985). Ermittlung chemischer Formeln über die Oxidationszahlen. NiU-P/C 33(4), 125-129.
- Lavoisier, A. (1777). Mémoire sur la combustion en général. Mémoires de l'Académie des sciences, 592-600.
- Lee, H., Plass, J. L., Homer, B. D. (2006). Optimizing cognitive load for learning from computer-based science simulations. Journal of Education Psychology 98, 902-913.
- Leerhoff, G., Eilks, I. (2002). Schüler erarbeiten sich den Atombau – Erfahrungen mit einem Gruppenpuzzle. Praxis Schule 13(5), 48-54.
- Leerhoff, G., Kienast, S., Möllering, J., Eilks, I. (2003). Der Stoffbegriff und die Stoffeigenschaft – Zentrale Problemfelder bei der Vermittlung der chemischen Reaktion im frühen Chemieunterricht (Teil 2). MNU 56(6), 364-375.
- Lehmann, V. (1999). Brennstoffzellen im Unterricht. NiU-Chemie 54(10), 34-36.
- Lehmann, V. (1988). Grundlagen der Korrosionserscheinungen. NiU-P/C 36(33), 4-10.
- Leisen, J. (2009). Leitlinien und Strukturen einer neu gestalteten Lehrerbildung. In: Deutscher Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts (Hrsg.). 15. Fachleitertagung Chemie. Neuss, 26-41.
- Lemke, R. (2005). Zwischenmolekulare Wechselwirkungen. Ursachenforschung. PdN 54(6), 39-43.
- Lemke, R. (1996). Etherextraktion - Verteilungsgleichgewichte und Stofftrennungen. PdN-ChiS 45(4), 29-30.
- Lemke, R. (1992). Katalysator-Modelle. PdN-Ch. 41(6), 10-15.
- Lemke, R. (1991). Zwischenmolekulare Wechselwirkungen in Flüssigkeiten. Eine einfache Methode zur Polaritätsbestimmung. PdN 40(8), 41-45.
- Lenard, P. (2003). Wissenschaftliche Abhandlungen. Hrsg. und kommentiert von Charlotte Schönebeck. Diepholz/Berlin.
- Lenz, J. (1997). Zum Nachweis des chemischen Gleichgewichts bei der Reaktion des Phenolphthaleins mit Hydroxid-Ionen. MNU 50(2), 93-94.
- Leusser, D., Walfort, B., Stalke, D. (2002). Elektronendichteuntersuchungen an der Methandi(triimido)sulfonsäure

- CH₂{S(N \neq Bu)₂(NH \neq Bu)}₂, dem NR-Analogon zu H₂C{S(O)₂(OH)}₂. *Angewandte Chemie* 114, 2183-2186.
- Lewis, G. N. (1916). *The Atom and the Molecule*. *JACS* 38(4), 762-785.
- Lewis, G. N. (1923). *Valence and the structure of atoms and molecules*. New York.
- Lewis, G.N., Randall, M. (1927). *Thermodynamik und die freie Energie chemischer Substanzen*. Übersetzt von Otto Redlich. Wien.
- Lichtfeldt, M. (1992). Erprobungen der „Einführung in die Quantenphysik“: Lernprozesse und Veränderungen von Vorstellungen. In: Fischler, H. (Hrsg.). *Quantenphysik in der Schule*. Kiel, S. 253-269.
- Lichtfeld, M. (1992). Schülervorstellungen als Voraussetzungen für das Lernen der Quantenphysik. In: Fischler, H. (Hrsg.). *Quantenphysik in der Schule*. Kiel, 234-244.
- Lide, D. R. (2009). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. <http://www.hbcpnetbase.com/> (Stand: 04.07.2018).
- Limke, U., Friese, B. (1992). Leitfähigkeitstitrationen mit klebefixierten Elektroden. *NiU-Chemie* 3(13), 14-18.
- Linnenbrink, E.A., Pintrich, P.R. (2004). Role of affect in cognitive processing in academic contexts. In: Dai, D.Y., Sternberg, J. (Hrsg.). *Motivation, emotion, and cognition: Integrative perspectives on intellectual functioning and development*. Mahwah, 57-87.
- Loeck, G. (1994). Bemerkungen zur kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes. *PdN-Ch.* 43(1), 39-43.
- Loeck, G. (1992). Das Verhältnis von Enthalpie und Gibbs-Energie bei chemischen Reaktionen: Irrtümer in Schulbüchern. *MNU* 45(3), 143-149.
- Löffler, W. (2005). Wasserstoff aus Erdgas für Brennstoffzellen. *PdN-ChiS* 54(6), 23-27.
- Logan, B. E. (2008): *Microbial Fuel Cells*. Hoboken.
- Lothaller, H. (2009): On the way to life-domains balance: Success factors and obstacles. *Intergenerational Justice Review* 9(2), 48-51.
- Lowe, J. P. (1988). *Entropy: Conceptual Disorder*. *J. Chem. Ed.* 65, 403-406.
- Ludwig, R. (2001). Wasser: von Clustern in die Flüssigkeit. *Angew. Chem.* 113, 1856-1876.
- Lutz, B., Mahal, M. (1988). Korrosionsschutz einst und jetzt. *PdN-P/C* 36(33), 37-39.
- Lutz, B., Wöhrmann, H. (1988). Thermogalvanische Zellen. *MNU* 41(3), 131-136.
- Lux, J., Fabig, W. (1987). Bestimmung des pH-Wertes von Bodenproben. *PdN-Ch.* 36(2), 7-9.
- Luz, W.-D., Zirngiebl, E. (1989). Die Zukunft der Elektrochemie. *ChiuZ* 23(5), 151-160.
- Mahl, D. (1975). Das Orbitalmodell in der Realschule? *NiU* 23(5), 209-211.
- Mandl, H., Kopp, B. (2006). *Blended Learning: Forschungsfragen und Perspektiven*. München.
- Marohn, A. (2008 A). Ionenbildung durch Strom? Eine an Schülervorstellungen orientierte und chemiegeschichtlich motivierte Unterrichtskonzeption. *Chemkon* 15(2), 75-84.
- Marohn, A. (2008 B). Schülervorstellungen zum Lösen und Sieden. *MNU* 61(8), 451-457.
- Marohn, A., Schmidt, H.-J. (2004). „Was bewegt sich hier?“ *MNU* 57(2), 86-91.
- Martensen, M. (2008). Zum Aufbau von Basiskonzepten durch Unterricht nach *Chemie im Kontext*. Empirische Untersuchungen am Beispiel des Donator-Akzeptor-Konzeptes. Tönning.
- Martensen, M., Tietjens, K., Parchmann, I. (2007). *Storytelling - eine Methode zur Kontextualisierung am Beispiel „Strom durch Chemie“*. *MNU* 60(7), 410-415.
- Martin, R, M, (1972). Piezoelectricity. *Physical Review B* 5(4), 1607-1613.
- Massa, W. (2009). *Kristallstrukturbestimmung*. Wiesbaden.
- Massél, G., Kuhrt, B. (1990). Mathematische Behandlung des chemischen Gleichgewichts. *Chem. Schule* 37(1), 11-15.
- Masshadi, A. (1996). Students' conceptions of quantum physics. In: Welford, G. et al. (Hrsg.). *Research in Science Education in Europe: Current Issues and Themes*. London, 254.
- Maulbetsch, C. (2012). Das Hydrogencarbonat-Puffersystem im menschlichen Blut. *PdN-ChiS* 61(2), 26-30.
- Maulbetsch, C. (2003 A). Avogadro & Co. – Vorschlag für eine stoffmengenbasierte Einführung in die Chemie. *PdN* 52(7), 6-9.
- Maulbetsch, C. (2003 B). Das System Kohlenstoffdioxid-Hydrogencarbonat-Carbonat in Theorie und Experiment. *PdN-ChiS* 52(4), 31-37.
- Mayer, R. E. (2009). *Multimedia Learning*. Cambridge.
- Mayer, R. E. (2003). *Learning and Instruction*. Upper Saddle River.
- Mayer, R. E., Moreno, R. (2003). Nine ways to reduce cognitive load in multimedia learning. *Educational Psychologist* 38, 42-53.
- Maxwell, J.C. (1860): *Illustrations of the dynamical theory of gases*. Part I. On the motions and collisions of perfectly elastic spheres. *The London, Edinburgh, and Dublin Philosophical Magazine and Journal of Science* 4 (19), 19-32.
- McWeeny, R. (1984). *Coulsons Chemische Valenz*. Stuttgart.

- Meese, W. (1982). Zum Verhältnis von makroskopischer und submikroskopischer Betrachtungsweise im Lehrplanentwurf 9/1.. *CiS* 4, 161-165.
- Melle, I. (1998). Energie - Die experimentelle Erschließung eines grundlegenden Begriffs. *PdN ChidS* 47(5), 12-25.
- Melle, I., Flintjer, B., Jansen, W. (1994). Der Satz von Hess - Enthalpie, Freie Enthalpie und Entropie als Zustandsgrößen. *PdN-Ch* 43(2), 2-6.
- Menig, J., Flintjer, B., Bader, H. J. (2000). Elektrochemische Darstellung von Benzaldehyd aus Mandelsäure. *Chem. Schule* 47(1), 29-30.
- Menziger, M., Wolfgang, R. L. (1969). Bedeutung und Anwendung der Ahrrenius-Aktivierungsenergie. *Angewandte Chemie* 81, 446-452.
- Merkel, E. (1980). Die SI-Einheiten in der chemischen Praxis. Köln.
- Merker, O. (1981). Zur Diskussion des Massenwirkungsgesetzes im Chemieunterricht der Klasse 11. *PdN-Ch.* 30(1), 18.
- Meyer, H. (2004). Was ist guter Unterricht? Berlin.
- Meyer, E. v. (1895). Geschichte der Chemie. Leipzig.
- Meyer, L. v. (1870). Die Natur der chemischen Elemente als Funktion ihrer Atomgewichte. In: Wöhler, F., Liebig, J., Kopp, H. (Hrsg). *Annalen der Chemie und Pharmacie*. VII Supplementband. Leipzig und Heidelberg, 354-364.
- McLain, S. E., Benmore, C. J., Siewenie, J. E., Urquidi, J., Turner, J. F. C. (2004). On the Structure of Liquid Hydrogen Fluoride. *Angew. Chem. Int. Ed.* 43(15), 1952-1955.
- McKendree, J. E. (1990). Effective feedback content for tutoring complex skills. *Human Computer Interaction*, 5, 381-414.
- Mendelejew, D. (1869). Ueber die Beziehungen der Eigenschaften zu den Atomgewichten der Elemente. *Zeitschrift für Chemie* 12, 405-406.
- Meschede, D. (Hrsg.) (2015). *Gerthsen Physik*. Berlin/Heidelberg.
- Mettner, A. (1991). Anspruchsvolle und schülernahe Behandlung von Unterrichtsthemen in Klasse 12. *Chem. Schule* 38 (2/3), 73-78.
- Meyer, I., Sieve, B. (2015). Redoxreaktionen und E-Shisha - Untersuchung einer Volta-Zelle. *NiU* 26(146), 18-23.
- Mickey, C. D. (1980). Chemical Equilibrium. *J. Chem. Ed.* 57, 801-804.
- Mikelskis-Seifert, S., Fischler, H. (2003): Die Bedeutung des Denkens in Modellen bei der Entwicklung von Teilchenvorstellungen – Stand der Forschung und Entwurf einer Unterrichtskonzeption. *ZfdN* 9, 75-88.
- Mikelskis-Seifert, S., Leisner, A. (2003). Das Denken in Modellen fördern. Ein Unterrichtsbeispiel zur Entwicklung von Teilchenvorstellungen. *Naturwissenschaften im Unterricht Physik* 74, 32-34.
- Mitchell, T. (1993). Goals for Introductory Chemistry Courses. *Journal of Chemical Education* 70(3), 227-229.
- Mo, Y., Zhang, Q. (1995). Bonding Features of LiH: A VBSCF Study. *J. Phys. Chem.* 99(21), 8535-8540.
- Moisar, E. (1983). Physikochemie des photographischen Prozesses. *ChiuZ* 17(3), 85-95.
- Möllencamp, H. (1998). Der Radieschenindikator - eine gute Alternative. *MNU* 51(7), 410-413.
- Möllering, J., Flint, A. (2000). Redoxreaktionen von Kohlenstoffdioxid mit Metallen - einige überraschende Ergebnisse. *MNU* 53(7), 421-425.
- Mollin, J., Starý, T., Klečová, M. (1991). Demonstrationsexperimente zu Grundlagen der chemischen Kinetik. *Chem. Schule* 38(1), 33-35.
- Moore, E. B., Chamberlain, J. M., Parson, R., Perkins, K. K. (2014). PhET Interactive Simulations: Transformative Learning Tools for Teaching Chemistry. *J. Chem. Edu.* 91 (8), 1191-1197.
- Moseley, H, G. J. (1913). The High Frequency Spectra of the Element". *Philosophical Magazine* 26(156), 1024-1034.
- Moser, L., Mannherz, J., Lindemann, H., Schmidkunz, H. (2001). Galvanische Elemente und die Spannungsreihe. *NiU* 12(66), 30-32.
- Moriz, W. (2008). Blended Learning. Entwicklung, Gestaltung, Betreuung und Evaluation von E-Learningunterstütztem Unterricht. Norderstedt.
- Müller, M. (1993). Gleichgewichtskonstante und Umsatzberechnungen in der Chemie. *PdN* 42(3), 17-18.
- Müller, R. (2002). Quantenphysik in der Schule. München.
- Müller-Hartmann, E. (Hrsg.) (1984). *Geschichte der Physik in Japan*. Wiesbaden/Stuttgart.
- Mulliken, R. S. (1928 A). The assignment of quantum numbers for electrons in molecules I. *Phys. Rev.* 32(2), 186-222.
- Mulliken, R. S. (1928 B). The assignment of quantum numbers for electrons in molecules II. Correlation of molecular and atomic electron states. *Phys. Rev.* 32(5), 761-772.
- Mulliken, R. S. (1934). A New Electronegativity Scale; Together with Data on Valence States and on Valence Ionization Potentials and Electron Affinities. *The Journal of Chemical Physics* 2(11), 782-793.
- Mumm, J., Mutlu, B. (2011). Designing motivational agents: The role of praise, social comparison and emotion in computer feedback. *Computers in Human Behaviour* 27, 1643-1650.
- Murphy, G. (2002). *The Big Book of Concepts*. Massachusetts.

- Musli, S. (2004). Säure-Base-Reaktionen: Empirische Erhebung zu Schülervorstellungen und Vorschläge zu deren Korrektur. Münster.
- Nagel, R. (1982). Versuche zur Messung der Leitfähigkeit im Demonstrationsunterricht und Praktikum (II). PdN-Ch. 31(10), 299-306.
- Nakiboglu, C. (2003). Instructional Misconceptions of Turkish Prospective Chemistry Teachers about Atomic Orbitals and Hybridization. Chemistry Education: Research and Practice 4(2), 171-188.
- Nakhleh, M. B. (1992). Why Some Students Don't Learn Chemistry. Journal of Chemical Education 69(3), 191-196.
- Narciss, S. (2012). Feedback strategies. In: Seel, N. (Hrsg.). Encyclopedia of the Learning Sciences. Volume F(6). New York, 1289-1293.
- Narciss, S., Huth, K. (2006). Forstering achievement and motivation with bug-related tutoring feedback in a computer-based training for written subtraction. Learning and Instruction 16(4), 310-322.
- Nashan, M., Freienberg, J., Wittstock, G. (2007). Farbeffekte auf Knopfdruck. Chemkon 14(4), 189-191.
- Netter, M., Schwab, M., Weirauch, K., Geidel, E. (2015). Vom Zinn zum Zinnoxid und zurück. NiU 26(146), 28-30.
- Neuhäuser, A. (1990). Experimente zu Redoxreaktionen in Klasse 11. Chem. Schule 37(4), 138-140.
- Neuhäuser, A. (1989). Ionenwanderung (12/4.2). CiS 2/3, 125-126.
- Neuhäuser, A. (1989). Berechnung des pH-Wertes für die Bildung von Hydroxidniederschlägen. Chem. Schule 36(1), 43-44.
- Neumann, K., Fischer, H. E., Sumfleth, E. (2008). Vertikale Vernetzung und Kumulatives Lernen im Chemie- und Physikunterricht. In: Lankes, E.-M. (Hrsg.). Pädagogische Professionalität als Gegenstand empirischer Forschung. Münster, 141-151.
- Neumüller, O. A. (1981). Römpps Chemielexikon. Stuttgart.
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 A). Chemical element. <http://goldbook.iupac.org/C00770.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 B). Coordination. <http://goldbook.iupac.org/C01329.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 C). Cage compound. <http://goldbook.iupac.org/C00770.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 D). Empirical formula. <http://goldbook.iupac.org/E02063.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 E). Hydrogen Bond. <http://goldbook.iupac.org/H02899.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 F). Van der Waals forces. <http://goldbook.iupac.org/V06597.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 G). Dipole-dipole-interaction. <http://goldbook.iupac.org/D01758.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 H). Amount of substance. <http://goldbook.iupac.org/A00297.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 I). Concentration. <https://goldbook.iupac.org/html/C/C01222.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nic, M., Jirat, J., Kosata, B. (2018 J). pH. <https://goldbook.iupac.org/html/P/P04524.html> (Stand: 04.07.2018).
- Nick, S., Andresen, J. (2001). CHEMnet - ein Hypermedia-Framework. PdN 50(7), 5-8.
- Nick, S., Schanze, S., Lensment, L., Rabe, K., Andresen, J., Demuth, R., Bensch, W. (2001). ChemNet – Erste Erfahrungen mit einer Chemievorlesung im Internet. MNU 54 (1), 31-37.
- Niederweiss, B. (2000). Formelfix. Ein Übungszirkel zu Formeln und Reaktionsgleichungen. NiU 38(58/59), 171-182.
- Niedderer, H. (1992). Atomphysik mit anschaulichem Quantenmodell. In: Fischler, H. (Hrsg.). Quantenphysik in der Schule. Kiel, S. 88-113.
- NIST (2017). NIST Chemistry WebBook. <http://webbook.nist.gov/chemistry/> (Stand: 04.07.2018).
- Nuber, N., Habelitz-Tkotz (2015). Stolpersteine auf dem Weg zu einem naturwissenschaftlichen Energie-Konzept. PdN 64(2), 29-35.
- Oertel, D. (2008). Energiespeicher - Stand und Perspektiven. https://www.tab-beim-bundesta.g.de/de/pdf/publikationen/bericht_e/TAB-Arbeitsbericht-ab123.pdf (Stand: 04.07.2018).
- Oetken, M., Ducci, M., (2008). Strukturbildende Prozesse. PdN-ChiS 57(1), 19-26.
- Oetken, M., Röttgen, C., Ducci, M. (1997). Passivitäts- und Oszillationseffekte an Metallen. Chemkon 4(1), 22-26.
- Okrusch, M., Matthes, S. (2014). Mineralogie. Eine Einführung in die spezielle Mineralogie, Petrologie und Lagerstättenkunde. Berlin; Heidelberg.
- Oliver, M., Trigwell, K. (2005). Can 'Blended Learning' be redeemed? E-Learning 2 (1), 17-26.
- O'Regan, B., Grätzel, M. (1991). A low-cost, high efficiency solar cell based on dye-sensitized colloidal TiO₂ films. Nature 353, 737-740.
- Osborne, R. J., Cosgrove, M. M. (1983). Children's conceptions of the changes of state of water. J. Res. Sci. Teach. 20, 825-838.

- Osteroth, M., Wöhrmann, H. (2001). Diwasserstoffmonoxid. *Chemkon* 8(3), 129-137.
- Otto, M. (2006): Analytische Chemie. Weinheim.
- Otto, T., Pöhls, C., Busker, M., Jansen, W. (2015). Chlor-Alkali-Elektrolyse mit Sauerstoffverzehrkathode. *PdN-ChiS* 64(8), 29-36.
- o.V. (1987). Temperaturabhängigkeit von Protolyse-Gleichgewichten. *Chem. Schule* 34(12), 493.
- Özmen, H., Ayas, A. (2003). Students' Difficulties in Understanding of the Conservation of Matter in Open and Closed-System Chemical Reactions. *Chemistry Education: Research and Practice* 4 (3), 279-290.
- Paeske, A. (1992). Das chemische Gleichgewicht. Münster/New York.
- Parchmann, I., Freienberg, J., Beeken, M. (2007). Experimente und chemische Reaktion. *NiU* 45(100/101), 65-69.
- Parchmann, I., Rebentisch, D., Schmidt, S. (2003). Mit *Chemie im Kontext* zu einem Stoffmengenbegriff. *PdN* 52(7), 10-15.
- Parkinson, M. (2009). The effect of peer-assisted learning support (PALS) on performance in mathematics and chemistry. *Innovations in Educating and Teaching International* 46 (4), 381-392.
- Pasch, E. (1987). Experiment mit Kohlendioxid zum chemischen Gleichgewicht. *Chem. Schule* 34(7), 268-270.
- Pasch, E. (1985). Experiment mit Kaliumpermanganat zur Reaktionsgeschwindigkeit. *Chem. Schule* 32(7), 290-292.
- Paschmann, A. (2001). K_s -Wert-Bestimmung des Kohlenstoffdioxid-Hydrogencarbonat-Gleichgewichts. *Chemkon* 8(4), 203-204.
- Paschmann, A., De Fries, T., Lüchtenborg, K., Arshadi, N., Parchmann, I. (2000 A). Die Bedeutung der Ozeane im Kreislauf. Eine Hinführung zum Begriff des chemischen Gleichgewichts im Rahmen der Konzeption Chemie im Kontext - Teil 1. *MNU* 53(3), 170-175.
- Paschmann, A., De Fries, T., Lüchtenborg, K., Arshadi, N., Parchmann, I. (2000 B). Die Bedeutung der Ozeane im Kreislauf. Eine Hinführung zum Begriff des chemischen Gleichgewichts im Rahmen der Konzeption Chemie im Kontext - Teil 2. *MNU* 53(4), 227-231.
- Pauling, L. (1931). The nature of chemical bond. Application of results obtained from the quantum mechanics and from a theory of paramagnetic susceptibility of the structure of molecules. *Journal of the American Chemical Society* 53, 1367-1400.
- Pauling, L. (1932). The Nature of the Chemical Bond. IV. The Energy of Single Bonds and the Relative Electronegativity of Atoms. *Journal of the American Chemical Society* 54, 3570-3582.
- Pauling, L. (1939). The Nature of the Chemical Bond and the Structure of Molecules and Crystals. New York.
- Pauling, L. (1948). The modern theory of valency. *J. Chem. Soc.*, 1461-1467.
- Pauling, L. (1973). Die Natur der chemischen Bindung. Weinheim.
- Peeck, J. (1982). Effects of mobilization of prior knowledge on free recall. *Journal of Experimental Psychology: Learning, Memory, and Cognition* 8, 608-612.
- Pekrun, R., Schiefele, U. (1996). Emotions- und motivationspsychologische Bedingungen von Lernleistung. In F. E. Weinert (Hrsg.). *Psychologie des Lernens und Instruktion*. Göttingen, 153-180.
- Peper-Bienzeisler, R., Bröll, L., Pöhl, C., Jansen, W. (2013). Untersuchungen zur Zitronenbatterie. *Chemkon* 20(3), 111-118.
- Peper, R., Fickenfrerichs, H., Jansen, W. (1982). Die Schmelzflusselektrolyse zur Gewinnung von unedlen Metallen, insbesondere von Aluminium. *NiU-P/C* 30(8), 300-301.
- Perlewitz, G. (1987). Die Ionisierungsenergie und der Aufbau der Atomhülle. *MNU* 40(6), 357-360.
- Petermann, K., Friedrich, J. & Oetken, M. (2009). Schwierigkeiten auf dem Weg ins Diskontinuum. Eine an Schülervorstellungen orientierte Unterrichtseinheit zur Einführung des Kugelteilchenmodells. *PdN* 58(7), 22-30.
- Petermann, K., Friedrich, J., Barke, H.-D., Oetken, M. (2011 A). Säure-Base-Reaktionen. Eine an Schülervorstellungen orientierte Unterrichtseinheit. *PdN-ChiS* 60(3), 10-15.
- Petermann, K., Friedrich, J., Barke, H.-D., Oetken, M. (2011 B). Säure-Base-Reaktionen. Aufgaben zur inhaltlichen Auseinandersetzung mit Schülervorstellungen. *PdN-ChiS* 60(3), 41-43.
- Peterseim, H. (1995 A). Behandlung der Elektrochemie in Sekundarstufe II. Teil 1: Vorüberlegungen, Stoffgliederung und galvanische Zellen. *Chem. Sch.* 42(7/8), 270-273.
- Peterseim, H. (1995 B). Behandlung der Elektrochemie in Sekundarstufe II. Teil 2: Nernstsche Gleichung und Praktikum. *Chem. Sch.* 42(9), 323-327.
- Peterson, R.F., Treagust, D.F. (1989). Grade-12 Students' Misconceptions of Covalent Bonding and Structure. *Journal of Chemical Education* 66 (6), 459-460.
- Petley, B. W. (1989). The atomic mass unit. *IEEE* 38(2), 175-179.
- Pfeifer, P. (2009). Sauer oder alkalisch. *NiU* 20(110), 16-17.

- Pfeifer, P. (2003). Experimente zu chemischem Grundverständnis. NiU 14(75), 27-33.
- Pfeifer, P. (1990). Halogene und Periodensystem der Elemente. Naturwissenschaften im Unterricht – Chemie 1 (5), 25-29.
- Pfeifer, P. (1978). Vorschläge zur Klassifikation chemischer Reaktionen im einführenden Unterricht. NiU 16(12), 375-380.
- Pfeifer, P., Lutz, B., Bader, H. J. (2002). Konkrete Fachdidaktik Chemie. München.
- Pfeifer, P., Sommer, K. (2012). Stoffperspektiven in der Chemie. Übereinstimmungen und Diskussionsbedarf. NiU 50(128), 45-48.
- Pfundt, H. (1981). Das Atom - letztes Teilungsstück oder erster Aufbaustein? Zur Didaktik der Physik und Chemie, Tagung 1980, 85-87.
- Pfundt, H. (1975): Ursprüngliche Erklärungen der Schüler für chemische Vorgänge, MNU 28, 157.
- Phywe (2015). Hochschulversuche in anorganischer Chemie. <https://www.phywe.de/de/p3021661#tabs3> (Stand: 04.07.2018).
- Piaget, J., Inhelder, B. (1972). Die Psychologie des Kindes. Olten.
- Piaget, J. (1975). Der Aufbau der Wirklichkeit beim Kinde. Stuttgart.
- Pietzner, V. (2014). ChiLe - Chemie interaktiv Lernen: eine Online-Materialiensammlung für den Chemieunterricht. In: Maxton-Küchenmeister, J., Meßinger-Koppelt, J. (Hrsg.). Digitale Medien im naturwissenschaftlichen Unterricht. Hamburg, 197-202.
- Pintrich, P.R. (1999). The role of motivation in promoting and sustaining self-regulated learning. International Journal of Educational Research 31, 459-470.
- Piosk, R., Jansen, W., Peper, R., Fickenfrerichs, H. (1991). Die Fällungs- und Spannungsreihe der Metalle. NiU-Chemie 8(2), 28-34.
- Piosk, R., Nieberding, K., Jansen, W. (1998). Untersuchungen über das Verhalten der Luft im elektrischen Funken. MNU 51(6), 350-353.
- Plass, J. L., Kalyuga, S., Leutner, D. (2010). Individual Differences and Cognitive Load Theory. In: Plass, J. L., Moreno, R., Brünken, R. (Hrsg.). Cognitive Load Theory. New York.
- Platt, C., Popper, A. N. (1981): Fine structure and function of the ear. In: William N. Tavolga, Arthur N. Popper, Richard R. Fay (Hrsg.): Hearing and sound communication in fishes. New York, 3-38.
- Plehn, M. (2012). Das „problematische“ Erbsen-Senfkörner-Modell. PdN 61(5), 36-39.
- Plikat, M. (2008 A). Zwischenmolekulare Wechselwirkungen. Das Mischungsverhalten der Alkohole. PdN 57(6)), 27-29.
- Plikat, M. (2008 B). Orbitalmodell in der Schule? PdN 6(57), 30-31.
- Pöhls, C., Jansen, W., Rubner, I., Oetken, M. (2015). Zink-Halogen-Akkumulatoren. PdN-ChiS 64(8), 36-39.
- Pöhls, C., Rubner, I., Oetken, M., Jansen, W. (2015). Modellversuch zur Pöhls, C., Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle. PdN-ChiS 64(8), 19-21.
- Preisler, E. (1980). Moderne Verfahren der Großchemie: Braunstein. ChiuZ 14(5), 137-148.
- Pressley, M., Brewster, M. E. (1990). Imaginal elaboration of illustrations to facilitate fact learning: Creating memories of the Prince Edward Island. Applied Cognitive Psychology 4, 359-369.
- Preuß, H. (1982). Atome und Moleküle als Bausteine der Materie. Frankfurt a. M.
- Proske, W., Schwab, M. (2015). Tüpfelanalytik - Nachweisreaktionen von Kationen und Anionen in Alltagsprodukten. PdN 64(7), 14-22.
- Püttchneider, M., Lück, G. (2004). Die Rolle des Animismus bei der Vermittlung chemischer Sachverhalte. Chemkon 11, 167-174.
- Ralle, B. (1987). Ein Vorschlag zur kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes. PdN-Ch. 36(5), 2-6.
- Ralle, B., Flintjer, B., Jansen, W. (1991). Kinetische Ableitung des Massenwirkungsgesetzes - Berichtigung und Ergänzung. PdN-Ch. 40(1), 39-40.
- Ralle, B., Jansen, W., Fickenfrerichs, H., Peper, R. (1986 A). Zur Behandlung des chemischen Gleichgewichts und des Massenwirkungsgesetzes in der Sekundarstufe II der Gymnasien unter Einbeziehung der geschichtlichen Entwicklung Teil 2. MNU 39(4), 220-227.
- Ralle, B., Jansen, W., Fickenfrerichs, H., Peper, R. (1986 B). Zur Behandlung des chemischen Gleichgewichts und des Massenwirkungsgesetzes in der Sekundarstufe II der Gymnasien unter Einbeziehung der geschichtlichen Entwicklung Teil 1. MNU 39(3), 161-168.
- Ralle, B., Wilke, H.-G. (1994). Reaktionsmechanismen und Kinetik in der gymnasialen Oberstufe. Chemkon 1, 21-29.
- Rauh, W. (1998). Vom Red-Ox-Begriff zur Büroklammerbatterie. PdN-Ch. 47(5), 26-32.
- Recknagel, H., Schramek, E.-H., Sprenger, E. (1997). Taschenbuch für Heizung und Klimatechnik. München/Wien.
- Reed, A. E., Rague Schleyer, P. v. (1990). Chemical Bonding in Hypervalent Molecules. The Dominance of Ionic Bonding and Negative Hyperkonjugation over d-Orbital Participation. J. Am. Chem. Soc. 112, 1434-1445.
- Rehm, M., Sieve, B. (2012). Der Elementbegriff als Teekesselchen. NiU 50(128), 24-27.

- Rehm, M., Stäudl, L. (2012). Grundbegriffe und Basiskonzepte der Chemie. NiU 50(128), 2-7.
- Reid, K., Wheatley, R.J., Horton, J.C., Brydges, S.W. (2000). Using Computer Assisted Learning to Teach Molecular Reaction Dynamics. Journal of Chemical Education 77(3), 407-409.
- Reimann, A. (1991). Experimente mit Brennstoffzellen. MNU 44(8), 481-485.
- Rein, H.-J. (1991). Zu "Kritische Überlegungen zur Teilchenzahl als eigenständige Größe im Größenkalkül". MNU 44(8), 498-499.
- Reiners, C. S. (2003). Die chemische Bindung - Lernhindernisse und mögliche Hilfen. Chemkon 10(1), 17-22.
- Reiners, C. S. (1998). Das metallische Bindungschamäleon. Wege zu systemischen Sichtweisen im Chemieunterricht. PdN 47(3), 2-7.
- Reiners, C. S. (1997). Systemische Aspekte und Säure-Base-Konzepte. MNU 50(3), 135-141
- Reines, C. S., Prectl, M., Oettinger, U. (2000). Das Donator-Akzeptor-Prinzip in der Schulpraxis. MNU 53(5), 306-309.
- Reiners, C. S., Struve, H. (2011). Gleichungen. Didaktische Implikationen aus der Sicht des Chemie- und Mathematikunterrichtes. PdN 60(3), 35-40.
- Reinmuth, K. (2015). Mol/Molare Masse. <https://www.youtube.com/watch?v=k0yXRRNJdvo> (Stand: 04.07.2018).
- Remane, H. (2003). Zum Gedenken. Wilhelm Ostwald. Chemkon 10(4), 214-215.
- Renkl, A., Stark, R., Gruber, H., Mandl, H. (1998). Learning from worked examples: The effects of example variability and elicited self explanations. Contemporary Educational Psychology 23, 90-108.
- Renkl, A. (2011). Instruction Based on Examples. In: Mayer, R. E., Alexander, P. A. (Hrsg.). Handbook of Research on Learning and Instruction. New York, 272-296.
- Reusser, K. (2006). Jean Piagets Theorie der Entwicklung des Erkennens. In: Schneider W., Wilkening, F. (Hrsg.). Enzyklopädie der Psychologie. Serie Entwicklungspsychologie. Band I: Theorien, Modelle und Methoden der Entwicklungspsychologie. Göttingen, 91-189.
- Richter, H.-J. (1980). Zur Behandlung der Reaktion mit Protonenübergang - Überlegungen und Erfahrungen. CiS 2/3, 106-108.
- Richter, H. Schmidkunz, H. (2006). Der Wettstreit von Barium-Ionen und Calcium-Ionen um Carbonat-Ionen - ein Anlass, mehrteilige Zusammenhänge zu analysieren. Chemkon 13(1), 27-30.
- Rickey, D., Stacy, A.M. (2000). The Role of Metacognition in Learning Chemistry. Journal of Chemical Education 77(7), 915-920.
- Riedel, E., Janiak, C. (2015). Anorganische Chemie. Berlin/New York.
- Riedel, S. (1997). Multimedia im (Chemie)Unterricht. NiU 38(8), 34-36.
- Riederer, J. (1988). Die Erhaltung von Metall-Skulpturen im Freien. PdN-Ch. 37(8), 11-19.
- Ries, J. (2007). Konduktometrie – mehr als „leitet oder leitet nicht“. MNU 80(8), 479-485.
- Roloff, B. (2002). Einführung eines Kern-Hülle-Modells. Plädoyer für eine Renaissance des Kugelwolkenmodells. NiU-Ch 67(13), 20-23.
- Rösenthaler, G.-V. (2007). Fluor ein kleines Atom mit vielen Möglichkeiten. PdN-ChidS 56(4), 6-120.
- Rösler, H. F. (1992). Schüler- und Demonstrationsexperimente zur Spannungsreihe der Elemente auch für den Unterricht der Sekundarstufe I. NiU-Chemie 3(11), 39-42.
- Rösler, H., Schuster-Gortat, G. (1979). Korrosion und ihre Behandlung im Unterricht. (I). PdN-Ch. 28(7), 178-185.
- Rossa, E. (1998). Das Mol im Bild. Chem. Sch. 45(1), 8-13.
- Rossow, M., Flint, A. (2015). Redoxreaktionen und Alltag. NiU 26(146), 8-9.
- Rossow, M., Flint, A. (2006). Sauerstoff aus Oxi-Reinigern - der Hochofen im Reagenzglas. Chemkon 13(1), 31-32.
- Rost, F. (2012). Lern- und Arbeitstechniken für das Studium. Wiesbaden.
- Rubahn, H.-G. (1991). Ausrichtung und Orientierung von Molekülen. ChiuZ 25(3), 159-164.
- Rückl, E. (1991). Bindungsenergie - Feldenergie - am Beispiel der Natriumchlorid-Kristallbildung. PdN 40(1), 40-43.
- Ruhf, R. (2003). A General Overview of Conceptual Change Research. http://www.x98ruh.net/conceptual_change.pdf.
- Rummel, R. (1982). Saurer Regen. NiU-P/C 30(12), 439-442.
- Rutherford, E. (1911). The scattering of a- und b-Particles by Matter and the Structure of the Atom. Phil. Mag. 21(6), 669-688.
- Russell, A. A. (1994). A rationally designed general chemistry diagnostic test. Journal of Chemistry Education 71, 314 - 317.
- Saborowski, J., Reiners, C. S. (2000). Computervisualisierung und Modelldenken. Zur Didaktik der Physik und Chemie, Tagung 1999 (2000), 220-222.
- Sacher, W. (1996). Dimension und Komponenten der Interaktivität von Multimedia-Systemen. (Vortrag beim Kongress der Deutschen Gesellschaft für Erziehungswissenschaft).

- Sackur, O. (1911). Die Anwendung der kinetischen Theorie der Gase auf chemische Probleme. *Ann. Ph.* 341, 958-980.
- Saffian, K. (1989). Behandlung der Säure-Base-Gleichgewichte in wäßrigen Lösungen. *Chem. Schule* 36(7), 274-280.
- Salmon, G. (2004). *E-moderating: The key to teaching and learning online*. London.
- Salzner, J., Bader, H. J., Drechsler, B. (2001). *MNU* 54(5), 287-293.
- Sanger, M.J., Greenbowe, T.J. (1997). Students' Misconceptions in Electrochemistry: Current Flow in Electrolyte Solutions and the Salt Bridge. *Journal of Chemical Education* 74(7), 819-823.
- Sauer, G. (1978). Didaktische Aspekte der Bohrschen Atomtheorie. *MNU* 31(2), 87-94.
- Sauer, T. (1981). Überlegungen zur rechnerischen Behandlung von chemischen Gleichgewichten. *PdN-Ch.* 30(7), 212-215.
- Sauer, T. (1985). Kinetik komplexer Reaktionen. *PdN-Ch.* 34(1), 14-26.
- Sauer, T., Sauer, D. (2004). Leserbrief. *Chemkon* 11, 75.
- Sauer, T., Sauer, D., Barke, H. D. (1997). *Chemie für Quereinsteiger. Band 2: Strukturchemie und Teilchensystematik*. Münster.
- Schäfer, T., Schäfer, W., Weinbrecher, J. (1991). Elektrochemische Messung von pH-Werten. *Chem. Schule* 38(5), 190-193.
- Schanze, S. (2016). Säuren und Basen. *NiU* 27(155), 2-9.
- Schanze, S., Sieve, B. (2016). Reaktionen saurer Lösungen mit Kalk und unedlen Metallen. *NiU* 27(155), 38-39.
- Schäpers, B. (2003). Chemische Formeln und Reaktionsgleichungen üben. *NiU* 51(74), 19-22.
- Scheffel, L., Beckhaus, R., Parchmann, I., (2010). Struktur und Eigenschaften im Chemieunterricht. *NiU* 58(115), 2-7.
- Scheffler, F., Schmitt-Sody, B., Kometz, A. (2011). Energie – Gewinnen, Umwandeln, Sparen, Speichern. *PdN* 60(4), 37-41.
- Scheloske, H.-W. (1982 A). Methodische Behandlung von Protolysegleichgewichten (I). *PdN-Ch.* 31(1), 12-19.
- Scheloske, H.-W. (1982 B). Methodische Behandlung von Protolysegleichgewichten (II). *PdN-Ch.* 31(2), 48-57.
- Scherr, D. (2006). Einfache Schülerexperimente zur Elektrochemie mit Indikator- bzw. Chromatographiepapier auf Objektträgern. *PdN-ChiS* 55(3), 46-47.
- Schick, K.-L. (2003). Wassermass® und abgestandener Sprudel. *PdN-ChiS* 52(2), 7-11.
- Schlösser, K. (1990). Einführung in die Elektrochemie. *NiU-Chemie* 1(4), 10-14.
- Schlösser, K. (1984). Energetische Aspekte bei der Einführung in die Elektrochemie. *PdN-Ch.* 39(4), 112-116.
- Schlösser, K., Schmidt, H. (1979). Probleme bei der Planung des chemischen Gleichgewichts. *NiU-P/C* 37(1), 13-29.
- Schmidkonz, B., Wittke, G. (2006). Tropfsteine im Zeitraffer. *ChiuZ* 40, 246-251.
- Schmidkunz, H. (2012). Die chemische Reaktion. Vom Grundbegriff zum Basiskonzept. *NiU* 50(128), 41-44.
- Schmidkunz, H. (2012). Kohlenstoffdioxid und Meerwasser. *NiU* 129(23), 16-19.
- Schmidkunz, H. (2011). Energie bei chemischen Reaktionen. *NiU* 22(121), 29-32.
- Schmidkunz, H. (2010). Exotherm oder Endotherm? *NiU* 20(110), 42-45.
- Schmidkunz, H. (2008). Orange, gelb oder rot. *NiU* 104(19), 46-49.
- Schmidkunz, H. (2007). Marcelin Berthelot (Zum Gedenken). *Chemkon* 14(3), 153.
- Schmidkunz, H. (2002). Studium des chemischen Gleichgewichts. *NiU* 67(13), 33-37.
- Schmidkunz, H. (2001). Elektrochemie im Unterricht. *NiU* 12(66), 4-7.
- Schmidkunz, H. (1998). Exotherme und endotherme Lösungsvorgänge und deren Deutung. *NiU-Chemie* 9(47), 13-15.
- Schmidkunz, H. (1993). Endotherme chemische Reaktionen. *NiU-Chemie* 4(18), 26-28.
- Schmidkunz, H. (1988). Rost ist edler als Kupfer. *PdN-P/C* 36(33), 36.
- Schmidkunz, H., Hammer, H. D. (1988). Zur Didaktik der Korrosion und des Korrosionsschutzes. *NiU-PC* 36(33), 15-16.
- Schmidkunz, H., Lindemann, H. (1999). Das forschend-entwickelnde Unterrichtsverfahren: Problemlösen im naturwissenschaftlichen Unterricht. *Hohenwarsleben*.
- Schmidkunz, H., Parchmann, I. (2008). Chemische Reaktionen hin und zurück. *NiU* 104(19), 4-9.
- Schmidt, A., Freienberg, J., Flint, A. (2002). „Backpulver“ und das Prinzip von Le Châtelier. *Chemkon* 9(3), 142-143.
- Schmidt, F. K., (2003). Umgruppierung von Teilchen – tragfähiges Modell für stoffliche Veränderungen. *PdN* 52(7), 28-33.
- Schmidt, F. K. (2004). Die Energie in der Reaktionsgleichung. Nichts spricht dagegen. *PdN* 53(2), 27-29.
- Schmidt, J. (1990). Die Verwendung von Magnesium als Elektrodenmaterial. *PdN-Ch.* 39(7), 27-28.

- Schmidt, J. (1989). Die Zink-Iod-Zelle - ein Akkumulator ohne Metall-Elektroden. PdN-Ch. 38(3), 32-33.
- Schmidt, J. (1989). Ein Kunststoffakkumulator. PdN-Ch. 38(3), 12-13.
- Schmidt, H.-J. (1998). Ist das Periodensystem eine Tabelle der chemischen Elemente? Chemkon 5, 131-134.
- Schmidt, H.-J. (1994). Stolpersteine beim Verstehen chemischer Grundlagen. Chemkon 1(4), 189-192.
- Schmidt, H.-J. (1992 A). Harte Nüsse im Chemieunterricht. Frankfurt a.M.
- Schmidt, H.-J. (1992 B). Das stöchiometrische Rechnen – Ein Plädoyer für ein unbeliebtes Thema im Chemieunterricht. PdN 41(4), 8-13.
- Schmidt, H.-J. (1983). Schüler auf dem Wege zum Verständnis von chemischen Formeln und Gleichungen. MNU 36, 417-424.
- Schmidt, S., Parchmann, I. (2011). Schülervorstellungen – Lernhürde oder Lernchance? PdN 60(3), 15-20.
- Schmidt-Sudhoff, G. (1993). Energie im Anfangsunterricht. NiU 18(4), 342-349.
- Schmitz, R.-P. (2012). Computersimulation von Gleichgewichten. PdN-ChidS 61(2), 5-9.
- Schmitz, R.-P. (2007 A). Der Lösungsvorgang von Kochsalz in Wasser. http://www.chemieinteraktiv.net/flashfilme.htm#loesung_salz_wasser (Stand: 04.07.2018).
- Schmitz, R.-P. (2007 B). Funktion einer galvanischen Zelle. <http://www.chemiedidaktik.uni-wuppertal.de/flash/index.html> (Stand: 04.07.2018).
- Schmitz, R.-P., Tausch, M. W. (2001). Ein Hypermedia-Lernnetz. PdN 50(7), 24-28.
- Schmokel, M. S., Cenedese, S., Overgaard, J., Jorgensen, M.R.V., Chen, Y, Gatti, C., Stalke, D., Iversen, B.B. (2012). Testing the Concept of Hypervalency: Charge Density Analysis of K_2SO_4 . Inorganic Chemistry 51, 8607-8616.
- Schmutzler, R. W. (2005). Die Energetik chemischer Reaktionen. NiU 85(16), 8-13.
- Schneider, A. (2018). Korrosionsschutz - Werterhaltung im großen Stil. <http://www.lacke-und-farben.de/magazin/wissenschaft-technik/korrosionsschutz-wert-erhaltung-im-grossen-stil/> (Stand: 04.07.2018).
- Schönrock, G. (1980). Erfahrungen mit dem „Hebermodell“ im Schülerexperiment. CiS 6, 249-252.
- Schriefer, H.-J. (1987). Die Entwicklung einer didaktisch sinnvollen und fachlich korrekten Definition der Reaktionsgeschwindigkeit. PdN-Ch. 36(5), 24-25.
- Schulmeister, R. (2002). Taxonomie der Interaktivität von Multimedia – Ein Beitrag zur aktuellen Metadaten-Diskussion. Informationstechnik und Technische Informatik 44 (4), 193-199.
- Schulz, P. (1987). Plausible Hinführung zur Gleichgewichtskonstanten. PdN-Ch. 36(5), 25-26.
- Schulz von Thun, F. (1981). Miteinander reden 1: Störungen und Klärungen. Reinbek.
- Schunk, D. H., Zimmerman, B. J. (1998). Self-Regulated Learning. From Teaching to Self-Reflective Practice. New York.
- Schurnberger, W. (1993). Energieträger Wasserstoff. PdN-Ch. 42(7), 2-11.
- Schütte, P. (2010). Aus Rohstoffen werden Gebrauchsgegenstände. PdN 59(6), 12-18.
- Schwan, T. (2005). Elektrochemie im Low Cost-Maßstab. MNU 58(3), 169-175.
- Schwankner, R. J. (1989). Konzepte der heterogenen Katalyse. PdN-Ch. 38(1), 2-9.
- Schwankner, R. J., Eiswirth, M. (1989). Ammoniak-Synthese. PdN-Ch. 38(1), 9-15.
- Schwarzer, R. (1992): Self-efficacy: Thought control of action. Washington.
- Schweda, E. (2011). Jander/Blasius: Anorganische Chemie I - Einführung & Qualitative Analyse. Leipzig.
- Schwedt, G. (2012). Chemische Basisreaktion mit Alltagsprodukten. PdN 61(8), 15-21.
- Schwedt, G. (2005). Es ist nicht alles Gold, was glänzt. ChiuZ 39, 358-359.
- Schwedt, G. (2002). Supermarktprodukte im Reagenzglas - zum „anorganischen Kohlenstoff“. ChiuZ 36(3), 198-199.
- Seel, N. M. (2000). Psychologie des Lernens. Stuttgart.
- Seilnacht, T. (1998). Der Positionsstreit um den Atombegriff im Chemieunterricht. Chem. Sch. 45(2), 111-114.
- Seitz, H. (1976). Wie kommt man zu chemischen Formeln? NiU 24(2), 62-66.
- Selting, M. et al. (2009). Gesprächsanalytisches Transkriptionssystem 2 (GAT 2). Gesprächsforschung - Online-Zeitschrift zur verbalen Interaktion, 10, 353-402.
- Serafimov, O., Nicol, S.-B., Schmidt, A., Schleier, W., Lieb, G. (1986). Oxalsäure in der konduktometrischen und potentiometrischen Maßanalyse. PdN-Ch. 35(4), 29-32.
- Sharpe, R., Benfield, G. & Francis, R. (2006). Implementing a university e-learning strategy: Levers for change within academic schools. ALT-J 14 (2) , 135 -151.
- Sharples, M. (2007). Mobile learning: Small devices, big issues. In: Balacheff, N., Ludvigsen, S., De

- Jong, T. (Hrsg.). Technology enhanced learning: Principles and products. New York, 233-250.
- Sieve, B. (2015). Redoxreaktionen - ein „heißes Eisen“ im Chemieunterricht? NiU 26(146), 2-7.
- Sieve, B. (2012): Wirrwarr um die chemische Formelsprache, PdN-ChiS 61(2), 41-45.
- Sieve, B., Barke, H.-D. (2010). Gitterenergie und Bindungskräfte. Struktur-Eigenschafts-Beziehungen bei Salzen - quantitative betrachtet. NiU 58(115), 12-16.
- Sieve, B., Bittorf, R. (2016). Protonenübertragung oder Elektronenübertragung? NiU 27(155), 47.
- Sieve, B., Busker, M. (2015). Eigenständig zu den Oxidationszahlen. NiU 26(146), 41-44.
- Sieve, B., Rehm, M. (2012). Wie definieren Schüler Grundbegriffe der Chemie? NiU 50(128), 8-11.
- da Silva Júnior, J. N., Lima, M. A. S., Sousa, E. H. S., Alexandre, F. S. O., Leite Júnior, A. J. M. (2014). KinChem: A Computational Resource for Teaching and Learning Chemical Kinetics. J. Chem. Edu. 91, 2203-2205.
- Simon, G. (1978). 50 Jahre Quantenchemie – Was kann der Schüler der Sekundarstufe II über die Atombindung erfahren? PdN 27(3), 57-60.
- Simon, G. (1981). Die Bedeutung der Quantenchemie für das Verständnis der chemischen Bindung. NiU 29(3), 87-89.
- Simonsohn, G. (1980). Der Photoeffekt im einführenden Unterricht. In: physica didactica 7, 3-16.
- Simonsohn, G. (1981). Probleme mit dem Photon im Physikunterricht. In: Praxis der Naturwissenschaften – Physik in der Schule 30 (9), 257-266.
- Simon, G., Weerda, J. (1983 A). Die Einführung der metallischen Bindung in der Sekundarstufe II (I). PdN 32(2), 55-56.
- Simon, G., Weerda, J. (1983 B). Die Einführung der metallischen Bindung in der Sekundarstufe II (II). PdN 32(3), 85-87.
- Singer, H. (1978). Active comprehension from answering to asking questions. Reading Teacher 31, 901-908.
- Slater, J.C. (1930). Atomic Shielding Constants. Phys. Rev. 36(1), 57-64.
- Slavin, R. E. (2011). Instruction Based on Cooperative Learning. <http://www.successforall.org/successforall/media/pdfs/instruction-based-on-cooperative-learning-09-24-09.pdf> (Stand: 04.07.2018).
- Smith, K.J., Metz, P.A. (1996). Evaluating Student Understanding of Solution Chemistry through Microscopic, Representations. Journal of Chemical Education 73(3), 233-235.
- Snow, R. E. (1989). Aptitude-treatment-interaction as a framework for research on individual differences in learning. In: Ackerman, P. L., Sternberg, R. J., Glaser, R. (Hrsg.). Learning and individual differences. Advances in theory and research. New York, 13-59.
- Snow, R. E., Swanson, J. (1992). Instructional psychology: aptitude, adaptation, and assessment. Annual Review of Psychology 43, 583-626.
- Solomon, S. et. al. (2007). A report accepted by Working Group I of the Intergovernmental Panel on Climate Change but not approved in Detail. <http://www.ipcc.ch/pdf/assessment-report/ar4/wg1/ar4-wg1-ts.pdf> (Stand: 04.07.2018).
- Sommer, S. (2017). Funkelnde Eisenwolle. <http://netexperimente.de/chemie/44.html> (Stand: 04.07.2018).
- Sommerfeld, A. (1916). Zur Quantentheorie der Spektrallinien (I + II). Annalen der Physik 51, 1-94.
- Soukop, R. W. (1999). Chemiehistorische Experimente: Erze als Ausgangsprodukte für die Herstellung von Arzneimitteln. Chemkon 6(4), 171-177.
- Spector, M. J., Christensen, D. L., Sioutine, A. V., McCormack, D. (2001). Models and simulations for learning in complex domains: using causal loop diagrams for assessment and evaluation. Computers in Human Behavior 17, 517-545.
- Speiser, B. (1981 A). Elektroanalytische Methoden I: Elektrodenreaktionen und Chronoamperometrie. ChiuZ 15(1), 21-26.
- Speiser, B. (1981 B). Elektroanalytische Methoden II: Cyclische Voltammetrie. ChiuZ 15(2), 62-67.
- Spernal, J. (1993). Unterrichtserfahrungen mit dem Hochofenmodell. NiU-Chemie 20(4), 11-13.
- Stabstelle Strategieentwicklung und Controlling der Universität Göttingen (2015). Fachfälle (Fakultät, Fach, Abschluss, Fachsemester). Exceldatei mit Filter. <http://www.uni-goettingen.de/de/24653.html> (Stand: 04.07.2018).
- Stachowiak, H. (1973). Allgemeine Modelltheorie. Wien; New York.
- Stackebrandt, U. (1996). Zum Einsatz des Arbeitsblattes „Beeinflussung der Lage des chemischen Gleichgewichts...“. Chem. Schule 43(10), 389-391.
- Stalke, D., (2014 A). Versuch 8: Katalysierte Knallgasreaktion. <https://lp.uni-goettingen.de/get/text/1899> (Stand: 04.07.2018).
- Stalke, D., (2014 B). Versuch 50: Galvanische Zelle: Das Daniell-Element. <https://lp.uni-goettingen.de/get/text/2493> (Stand: 04.07.2018).
- Stark, R. (1999). Lernen mit Lösungsbeispielen - Einfluss unvollständiger Lösungsbeispiele

- auf Beispielelaboration, Lernerfolg und Motivation. Göttingen.
- Stark, R. (2002). Conceptual Change: Konstruktivistisch oder kontextualistisch? <http://epub.ub.uni-muenchen.de/257/> (Stand: 04.07.2018).
- Stäudel, L., Wöhrmann, H. (1994): Chemisches Rechnen und Stöchiometrie. Ansätze für eine zeitgemäße Behandlung im Unterricht. NiU 9(25), 53 - 56.
- Stavridou, H., Solomonidou, C. (1989). Physical phenomena – chemical phenomena: Do pupils make the distinction? Int. J. Sci. Educ. 11(1), 83-92.
- Steffensky, M., Parchmann, I., Schmidt, S. (2005). Alltagsvorstellungen und chemische Erklärungskonzepte. ChiuZ 39, 274-278.
- Stegmüller, A. (1991). Versuch zur elektrochemischen Korrosion von Eisen. PdN-Ch. 40(8), 29.
- Steinberg, W. (1998). Probleme in einer Unterrichtsstunde zur Erweiterung des Redoxbegriffs. Chem. Schule 45(1), 3-7.
- Steinbuch, K. (1977). Denken in Modellen. In: Schäfer, G., Trommer, G., Wenk, K. (Hrsg.). Denken in Modellen. Braunschweig, 10-17.
- Steiner, D. (2001). Molecular Modelling als Medium im Chemieunterricht. Nachrichten aus der Chemie 49(4), 495-498.
- Steiner, D. (1995). Computeraufgezeichnete Titrations im Chemieunterricht. PdN-Ch. 44(4), 30-36.
- Steiner, D., Härdtlein, M., Gehring, M. (1997). Das Estergleichgewicht. Chemkon 4(3), 110-116.
- Stegmüller, A. (1991). Lösungsversuche: Unpolare Kohlenwasserstoffe, Wasser und Salze. PdN 40(5), 42-43.
- Stöcker, K. (1960). Neuzeitliche Unterrichtsgestaltung. München.
- Stohner, J. (1986). Die *Gibbssche* Energie (Freie Enthalpie) und die Gleichgewichtskonstante. PdN-Ch. 35(1), 29-32.
- Stolz, A. D. (2005). The relationship between peer mentoring program participation and successful transition to high school. Davis.
- Stone, D. C. (2010). Why Good Students Fail. STAO 2010 Handout. <http://www.chem.utoronto.ca/~dstone/Research/survey.html> (Stand: 04.07.2018).
- Stone, D. C. (2011). Approaches to Studying and Student Success. Vortrag. <http://www.chem.utoronto.ca/~dstone/Research/survey.html> (Stand: 04.07.2018).
- Stork, H., Westphal, R. (1998). Laue-Diagramme in der Sekundarstufe I. MNU 51(7), 413-415.
- Stoyanov, E. S., Stoyanova, I. V., Reed, C. R. (2010). The Structure of Hydrogen Ion (H_{aq}^+) in Water. J. Am. Chem. Soc. 132(5), 1484-1485.
- Strohmaier, L. (1981). Modell und Modellversuche zur Arrhenius-Gleichung. PdN-Ch 81(5), 143-146.
- Strohmaier, L. (1981). Modell zur Simulation des zeitlichen Konzentrationsverhaltens einer Reaktion pseudo-1. Ordnung. PdN-Ch. 30(1), 208-210.
- Strohmeier, A. (2006): Gleichgewicht der Kräfte. In: Friedrich Jaeger (Hrsg.), Enzyklopädie der Neuzeit, Band 4. Stuttgart/Weimar, 925–931.
- Stübs, R., Wegner, G. (1986). Zur Entwicklung von Reaktionsgleichungen in Klasse 8. Chem. Schule 33(12), 467-474.
- Stübs, R., Wegner, G. (1987). Den Begriff „Stoffmenge“ korrekt verwenden! Chem. Sch. 34(6), 240-245.
- Stübs, R., Wegner, G. (1988). Chemische Reaktion – Teilchen – Reaktionsgleichung. Chem.Sch. 35(7), 272-277.
- Stübs, R., Wegner, G. (1990). Schülertätigkeiten im Bereich der chemischen Zeichensprache in Klasse 7. Chem. Schule 37(12), 463-469.
- Sullivan, J. H. (1967). Mechanism of the „Bimolecular“ Hydrogen-Iodine Reaction. J. Chem. Phys. 46, 73-78.
- Sumfleth, E. (1992). Schülervorstellungen im Chemieunterricht. MNU 45(7), 410-414.
- Sumfleth, E. (1989). Eine Unterrichtsreihe zur Einführung in die Kinetik und Energetik chemischer Reaktionen. MNU 42(1), 43-50.
- Sumfleth, E. (1987). Über den Zusammenhang zwischen Schulleistung und Gedächtnisstruktur. NiU-PC 21, 29-35.
- Sumfleth, E., Todtenhaupt, S. (1995). Redoxreaktionen aus der Sicht der Schüler. chimica didacta 21, 20-41.
- Sumfleth, E., Todtenhaupt, S. (1994). Redox-Prozesse - Zur Entwicklung des Verständnisses von Schülern im Laufe der Schulzeit. Chemkon 1, 126-132.
- Swanson, H. L. (1999). Interventions for students with learning disabilities. A meta-analysis of treatment outcomes. New York.
- Taber, K. S. (1993). Student conceptions of chemical bonding: using interviews to follow the development of A level students' thinking. <http://www.leeds.ac.uk/educol/> (Stand: 04.07.2018).
- Taber, K. S. (1995). The Truth about ionic bonding? Essex.
- Taber, K. S. (1997 A). Student understanding of ionic bonding: molecular vs. electrostatic framework? School Science Review 79, 85-95.
- Taber, K. S. (1997 B). Understanding Chemical Bonding – the development of A level students' understanding of the

- concept of chemical bonding. Surrey.
- Taber, K. S. (2002). Chemical misconceptions – prevention, diagnosis and cure. Volume I: theoretical background. London.
- Tan, K.-C. D., Treagust, D. F. (1999). Evaluating students' understanding of chemical bonding. *School Science Review* 81, 75-83.
- Tausch, M. W. (2008). Weitab vom chemischen Gleichgewicht. *PdN-ChiS* 57(1), 14-18.
- Tausch, M. W. (2003). 1 mol Quanten? Ja, aber bitte blaue! Ein didaktischer Wink von den Stoffen zum Licht. *PdN* 52(7), 23-24.
- Tausch, M. W. (2002). Antwort auf den Leserbrief von I. Eilks. *PdN* 51(8), 44.
- Tausch, M. W. (1996). Ungleiche Gleichgewichte. *Chemkon* 3(3), 123-127.
- Tausch, M. W. (1985). Aktivierungsenergie - Was ist das? *PdN.Ch.* 34(1), 33-40.
- Tausch, M. W., Wachtendonk, M. v. (2010). *Chemie 2000+*. Niedersachsen 1. Würzburg.
- Taylor, B. N., Thompson, A. (2008). The International System of Units (SI). <http://physics.nist.gov/Pubs/SP330/sp330.pdf> (Stand: 04.07.2018).
- Tegethoff, W. F. (2013): Calciumcarbonat Von der Kreidezeit ins 21. Jahrhundert. Berlin.
- Ternes, W. (2013). *Biochemie der Elemente. Anorganische Chemie biologischer Prozesse.* Berlin; Heidelberg.
- Thomas, E. (1991). „Regnet es wirklich Säure?“ *NiU-Chemie* 2(6), 36-44.
- Thomson, J. J. (1883). On the Theory of Electric Discharge. *Philosophically Magazine* 15, 427-434.
- Tiedemann, J. (1992). Die großtechnische Herstellung von Phosphor. *PdN-Ch.* 41(1), 4-11.
- Tien, L. T., Rickey, D., Stacy, A.M. (1999). The M.O.R.E. Thinking Frame: guiding students' thinking in the laboratory. *Journal of College Science Teaching* 28(5), 318-324.
- Tilman, K. (2000). To be Cola or not to be Cola? *NiU-Chemie* 11(58/59), 39-48.
- Timmer, O., Meschede, K. (1997). Einführung des chemischen Gleichgewichts in Klasse 11. *PdN-Ch.* 46(4), 22-30.
- Tolman, R. C. (1920). The Entropy of Gasses. *J. Amer. Chem. Soc.* 42 (6), 1185-1193.
- Tomomura, A., Endo, J., Matsuda, T., Kawasaki, T., Ezawa, H. (1989). Demonstration of single-electron build-up of an interference pattern. *American Journal of Physics* 57, 117-120.
- Trapmann, S., Hell, B., Weigand, S., Schuler, H. (2007). Die Validität von Schulnoten zur Vorhersage des Studienerfolgs – eine Metaanalyse. *Zeitschrift für pädagogische Psychologie* 21, 11-27.
- Trautz, M. (1916). Das Gesetz der Reaktionsgeschwindigkeit und der Gleichgewichte in Gasen. Bestätigung der Additivität von Cv-3/2R. Neue Bestimmung der Integrationskonstanten und der Moleküldurchmesser. *Zeitschrift für anorganische und allgemeine Chemie* 96(1), 1 - 28.
- Treagust, D. F., Chittleborough, G., Maniala, T. L. (2002). Students' understanding of the role of scientific models in learning science. *International Journal of Science Education* 24, 357-368.
- Trevor, J. E. (1895). The Law of Mass Action. *American Chemical Journal* 17, 372-374.
- Tsaparlis, G. (1997). Atomic Orbitals, Molecular Orbitals and Related Concepts: Conceptual Difficulties Among Chemistry Students. *Research in Science Education*, 27(2), 271-287.
- Turner, K. E. (1990). A Supplemental Course to Improve Performance in Introductory Chemistry. *Journal of Chemical Education* 67(11), 954-957.
- Tversky, B., Morrison, J.B., Betrancourt, M. (2002). Animation: can it facilitate? *Int. J. Human-Computer Studies* 57, 247-262.
- Tyson, L., Treagust, D. F. (1999). The Complexity of Teaching and Learning Chemical Equilibrium. *J. Chem. Edu.* 76, 554-558.
- Usanovič, M. J. (1939). Über Säuren und Basen. *Zurn. obc. khim* 9, 182, übers. v. G. Schwirtz.
- Vahrenkamp, H. (1988). Zink, ein langweiliges Element? *ChiuZ* 22(3), 73-84.
- Vahrenkamp, H. (1974). Bindungen zwischen Metallen. *ChiuZ* 8 (4), 112-120.
- van der Veer, W., de Rijke, P. (1996). Verschiebung von chemischen Gleichgewichten. *Chemkon* 3(1), 25.
- Vennemann, H. (2005). Die Triebkraft chemischer Reaktionen. *Chemkon* 12(3), 111-118.
- Vennemann, H., de Fries, T., Melle, I., Oetken, M. (2006). Chemische Energetik. Herleitung der Gibbs-Helmholtz-Gleichung. *MNU* 59(1), 34-42.
- Vetter, F. (1987). Ein dynamisches Modell zum chemischen Gleichgewicht. *NiU-PC* 35(29), 19-20.
- Vetters, R., Pietzner, V. (2005). Strom - nicht nur aus der Steckdose. *NiU* 16(90), 20-23.
- Voerste, T., Demuth, R. (2008). Der Weg zum Rutherford Atommodell. *PdN* 57(4), 16-20.
- Vogelezang, M. (2012). Einen Stoffbegriff bilden. Lernen, die Welt mit den Augen der Chemiker zu sehen. *NiU* 50(128), 16-18.
- Vollebredt, M., Klaassen, K., Lijnse, P., Gensegerber, R. (1997). Einführung des Teilchenmodells.

- Ein problemaufwerfender Unterricht. Unterricht Physik 41(8), 192-197.
- Vollmer, G. (1976). Die Veranschaulichung von Größen im Chemieunterricht. NiU 24(8), 338-340.
- Vosniadou, S. (1999). Conceptual Change Research: State of the Art and Future Directions. In: Schnotz, W., Vosniadou, S., Carretero, M. (Hrsg.). New perspectives on conceptual change. Oxford, 3-14.
- de Vries, T., Sauermann, C. (2003). Feuer unter Wasser. Chemkon 10(1), 33-34.
- Wagner, W. (2013). Ein „bestes“ Modell für die kovalente Bindung? PdN 62(8), 5-9.
- Wagner, H. (1987). Die Reaktion von Kaliumpermanganat mit Oxalsäure mehr nutzen! Chem. Schule 34(6), 220-226.
- Wagner, H. (1984). Experimentelle Einführung der Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen. Chem. Schule 31(4), 133-137.
- Wagner, H. (1982). Vorschläge zur weiteren Ausgestaltung des Lehrplanentwurfs Klasse 9/1.. CiS 2/3, 101-107.
- Wagner, H. (1980 A). Über das Grundanliegen des Hebermodells verständigen - Mißverständnisse ausräumen! CiS 11, 471-473.
- Wagner, H. (1980 B). Sich neue Modelle zum chemischen Gleichgewicht wirklich erforderlich? (Teil 1). CiS 5, 471-473.
- Weber, L. (2008). Die Zukunft des Biosprits. <http://www.faz.net/aktuell/wirtschaft/wirtschaftspolitik/fischer-tropsch-synthese-die-zukunft-des-biosprits-1547779.html> (Stand: 04.07.2018)
- Weber, W. (1980). Reaktionskinetische Untersuchungen mit Hilfe von Leitfähigkeitsmessungen. PdN-Ch. 29(8), 234-238.
- Weber, W. (1979 A). Reaktionskinetik und Reaktionsmechanismus. PdN-Ch. 28(9), 244-249.
- Weber, W. (1979 B). Chemisches Gleichgewicht und chemische Energietik. PdN-Ch. 28(6), 151-157.
- Webster, J. J., Hooper, L. (1998). Supplemental Instruction for introductory chemistry courses. Journal of Chemistry Education 77(6), 328-332.
- Wegner, G. (1988). Chemische Zeichensprache und quantitative Betrachtung von Stoffen und chemischen Reaktionen nach den neuen Lehrplänen. Chem. Schule 35(4), 125-133.
- Wegner, G. (1981). Stoffgebiet „Chemische Reaktion II“ - Feststellungen und Probleme. CiS 2/3, 102-107.
- Weidenbruch, M. (1994). Das Elektronenoktett: Renaissance einer totgeglaubten Regel. Chemkon 1, 15-20.
- Weigand, M. (1993). Das Verteilungsgleichgewicht. NiU-Chemie 17(4),
- Weinert, F. E. (1996). Für und wider die „neuen Lerntheorien“ als Grundlagen pädagogisch-psychologischer Forschung. Zeitschrift für pädagogische Psychologie 10, 1-12.
- Weißhorn, R. G. (1994). Verteilungs- und Säure-Base-Gleichgewichte - Lernprozesse an einem „Chemischen Kabinettstück“. PdN-Ch. 43(1), 2-5.
- Wellbeloved, D. B., Craven, P. M., Waudby, J. W. (2005): Manganese and Manganese Alloys. In: Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry. Weinheim.
- Weniger, J. (1982 A). Das Denken im Kontinuum und Diskontinuum. Teil 1. MNU 35(4), 193-200.
- Weniger, J. (1982 B). Das Denken im Kontinuum und Diskontinuum. Teil 2. MNU 53(5), 268-273.
- Wenzl, E. (1983). Gedankenexperiment zur Einstellung eines dynamischen Gleichgewichts. Chem.Schule 30(7), 304-307.
- Wenzl, E. (1982). Der Unterscheidung von reinen Stoffen und deren wässrigen Lösungen mehr Beachtung! CiS 8/9, 370-372.
- Westerworth, F. (1985). Demonstrationsversuche zu den Van-der-Waals-Kräften. MNU 31(6), 357-359.
- Wiechoczek, D. (2012). Versuch: Schmelzflusselektrolyse von Lithiumchlorid. <http://www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/liclv.htm> (Stand: 04.07.2018).
- Wiechoczek, D. (2010). Allgemeines zur Wasserhärte. http://www.chemieunterricht.de/dc2/haerte/hart_01.htm (Stand: 04.07.2018).
- Wiechoczek, D. (2009). Die „quantitative“ Kupfersulfid-Synthese – Ein schulischer Dauerbrenner. <http://www.chemieunterricht.de/dc2/schwefel/s-cus.htm> (Stand: 04.07.2018).
- Wiechoczek, D. (2008). Chromat-Katalyse bei der Zerlegung von Wasserstoffperoxid. <http://www.chemieunterricht.de/dc2/katalyse/cro5h2o2.htm> (Datum: 04.07.2018).
- Wieczorek, R., Sommer, K. (2012). Antioxidation - Die Opferanoden der Natur!? PdN-Ch. 61(4), 16-23.
- Wiesner, H. (1996). Verständnisse von Leistungskurschülern über Quantenphysik. Ergebnisse mündlicher Befragungen. Physik in der Schule 34, 95-99.
- Wiesner, H. (1992). Elementarisierung der Quantenphysik: Didaktische Erfordernisse und fachliche Bedenken. In: Fischler, H. (Hrsg.). Quantenphysik in der Schule. Kiel, S. 184-200.
- Wiesner, H. (1989). Beiträge zur Didaktik des Unterrichts über Quantenphysik in der Oberstufe. Essen.

- Wild, K.-P. (2000). Lernstrategien im Studium: Strukturen und Bedingen. Münster.
- Wild, E., Möller, J. (Hrsg.) (2015). Pädagogische Psychologie. Berlin/Heidelberg.
- Willi, A. (1983). Die Möglichkeit der statistischen Begründung des chemischen Gleichgewichts im Oberstufenunterricht. MNU 36(8), 495-499.
- Williamson, V. M., Abraham M. R. (1995). The effects of computer animation on the particulate mental models of college chemistry students. J. Res. Sci. Teach. 32, 521-534.
- Wilms, M., Fach, M., Friedrich, J., Oetken, M. (2004). Molekulares Sieben: Mit Einmachfolie ins Diskontinuum. Chemkon 11(3), 127-130.
- Wilson, A. H. (1931 A). The theory of electronic semi conductors. Proceedings of the Royal Society of London. Series A, Containing Papers of a Mathematical and Physical Character 133 (822), 458-491.
- Wilson, A. H. (1931 B). The theory of electronic semi conductors. Proceedings of the Royal Society of London. Series A, Containing Papers of a Mathematical and Physical Character 134 (823), 277-287.
- Windbichler, H. (1980). Versuche zur Arbeitsweise eines Mischindicators. PdN-Ch. 35(7), 216-218.
- Winde, H. (1995). Über den Computereinsatz bei der Behandlung chemischer Gleichgewichte. MNU 48(5), 292-297.
- Winkler, H. G. (1981). Reaktionsgeschwindigkeit und Massenwirkungsgesetz (III). PdN-Ch. 30(1), 1-8.
- Winkler, H. G. (1978). Parallellreaktionen. PdN-Ch. 27(1), 12-16.
- Winkler, H. G. (1963). Die Reaktionsgeschwindigkeit. Köln.
- Winkler, H. J. (1969). Das Massenwirkungsgesetz. Köln.
- Winter, M., Besenhard, J. O. (1999). Wiederaufladbare Batterien. ChiuZ 33(5), 252-266.
- Winterstein, C., Felber, W. (1983). Einsatz und Durchführung einiger Experimente im Stoffgebiet „Elektrochemie“, Klasse 12. CiS 1, 26-38.
- Winterstein, C., Felber, W. (1981). Zwei Experimente zum Druckeinfluss auf das chemische Gleichgewicht. CiS 10, 426-428.
- Wippich, W. (1984). Lehrbuch der angewandten Gedächtnispsychologie. Band 1. Stuttgart.
- Wishnevsky, V, Schwankner, R. J., Lienert, D. (1987). Zur Radioanalytik eines heterogenen Gleichgewichts - Löslichkeitsprodukt von Kaliumperchlorat. PdN-Ch. 36(5), 13-14.
- Wißner, O. (2010). Dichteste Kugelpackungen. Metalle im Fokus des Basiskonzepts Struktur und Eigenschaften. NiU 48(155), 17-19.
- Witte, H., Wölfel, E. (1958). Electron Distribution in NaCl, LiF, CaF₂ and Al. Rev. Mod. Phys. 30, 51-55.
- Wernke, S. (2013). Aufgabenspezifische Erfassung von Lernstrategien mit Fragebögen. Münster/New York/München/Berlin.
- Wloka, K. (1982). Einführung des Ionenbegriffs über Gefrierpunktsniedrigung, ruhende Elektrizität und Elektrolyse. NiU 30(10), 363-368.
- Wloka, K. (2002). Salze. Ein Konzept zur Einführung der „Ionen“. PdN 57(7), 40-42.
- Wloka, K., Bake, J.-H. (2015 A). Einführung von Ionen im Unterricht. PdN 64(2), 11-14.
- Wloka, K., Bake, J.-H. (2015 B). Reaktionsschemata verstehen PdN 64(2), 11-14.
- Wlotzka, P., Trockel, M. (2016). Wenn der Magen sauer wird. NiU 27(155), 19-25.
- Wlotzka, P., Ralle, B. (2007). Saure Zahncreme gegen Karries? PdN-ChiS 56(3), 23-26.
- Wöhlk, D., Pieper, H. (1986). Experimentelle Einführung zum Thema „Farbphotographie“ im Chemieunterricht der Sekundarstufe I. PdN-Ch. 35(7), 13-19.
- Wöhrle, F., Callaway, A., Mehrkens, D. (1997). Wie kommen die Löcher in die Zähne? NiU-Chemie 8(41), 36-37.
- Wöhrmann, H., Stäudl, L. (1978). Das Bändermodell der metallischen Bindung im Chemieunterricht der Sekundarstufe. NiU 26(6), 275-279.
- Wöhrmann, H. (1978). Das Aufstellen von Redoxgleichungen. NiU-P/C 28(5), 146-149.
- Wolf, M. (1987). Konduktometrie im Eigenbau. PdN-Ch. 36(1), 26.
- Wolf, K., Haffer, S., Geuther, A., Barth, H., Waitz T (2012). The Application of Learning Management Systems in Chemistry Teacher Trainees' Practical Courses. Proceedings of the SPDECE 2012, 149-159.
- Wolsch, J. (1983). Eine Einführung in die chemische Zeichensprache. NiU 31(3), 95-107.
- Wolter, M. (2007). Blended Learning. Vor- und Nachteile von verschiedenen Lernertypen. In: Kaiser, A., Kaiser, R., Hohmann, R. (Hg). Lernertypen – Lernumgebung – Lernerfolg. Erwachsene im Lernfeld. Bielefeld, 125-146.
- Wong, R. M. F., Lawson, M. J., Keeves, J. (2002). The effect of self-explanation training on students' problem solving in high school mathematics. Learning and Instruction 12, 233-262.

Woolfolk, A. (2014). Pädagogische Psychologie. München.

Wright, P. G. (1969). A Chatelierian Infelicity. Ed. Chem. 6, 9 u. 18.

Zahn, T. (2005). Energieumsetzungen bei chemischen Reaktionen. NiU 85(16), 14-18.

Zenker, G. (1979). Diskussionsbeitrag zum Stoffmengen- und Äquivalenzproblem (II). PdN 28(8), 215-218.

Zeyer, C. (1995). Ein vereinfachter Zugang zur Stöchiometrie. PdN 44(3), 43-44.

Zimmerman, B.J., Martinez-Pons, M. (1990). Student differences in self-regulated learning: Relating grade, sex, and giftedness to self-efficacy and strategy use. Journal of Educational Psychology 82, 51-59.

Zoller, U. (1990). Students' Misunderstandings and Misconceptions in College

Freshmen Chemistry (General and Organic). Journal of Research in Science Education 27 (10), 1053-1065.

Zollinger, H., Iqbal, A. (2010). Colour chemistry. Syntheses, properties, and applications of organic dyes and pigments. Zürich.

Zusho, A., Pintrich, P. R., Coppola, B. (2003). Skill and will: the role of motivation and cognition in the learning of college chemistry. International Journal of Science Education 25(9). 1081-1094.

Abbildungsverzeichnis

Abb. 1: Anteil der Studienabbrecher pro BA-Studiengang für die Kohorten WiSe 06/07 und WiSe 08/09.	12
Abb.2: Zahl der Studienabbrecher im BA-Studiengang Chemie der Kohorten WiSe 11/12, WiSe 12/13 und WiSe 13/14 nach dem 2. sowie dem 3. Fachsemester.	13
Abb. 3: Gründe für den Studienabbruch in mathematisch-naturwissenschaftlichen BA-Studiengängen der Kohorte 08/09.	13
Abb. 4: Vereinfachte Darstellung des Angebots-Nutzungs-Modells von Unterricht.	14
Abb. 5: Anlehnung an das INVO-Modell erfolgreichen Lernens.	15
Abb. 6: Item zur Kompetenz „Die Lewisschreibweise von Molekülen anwenden“ ..	28
Abb. 7: Darstellung des RALG-Konzepts von Propädeutika.	33
Abb. 8: Ablaufschema des Kurses – Blended Learning.	46
Abb. 9: Beispielaufgabe zum Aufdeckung von Fehlvorstellungen.	58
Abb. 10: Screenshot des Feedbacks zu einem Pretest.	65
Abb. 11: Darstellung der Diffusion von Brom in Wasser im Teilchenmodell.	78
Abb. 12: Vergleich einer fehlvorstellungsfördernden Abbildung zum Teilchenmodell zur analogen Darstellung im Lernmodul.	79
Abb. 13: Unterscheidung von elementaren Stoffen und Verbindungen auf Basis des Atommodells von Dalton.	80
Abb. 14: Posttest-Item zu Fehlvorstellungen hinsichtlich der Summen- und Verhältnisformel.	84
Abb. 15: Ergebnisse des Versuches "Interferenz am Doppelspalt mit Elektronen" ..	92
Abb. 16: Zwischenaufgabe zur Anwendung des Periodensystems als Ordnungssystem für Atomeigenschaften ..	95
Abb. 17: Beispiel einer Zwischenaufgabe zur Anwendung. der Lewisschreibweise von Atomen.	100
Abb. 18: Darstellung der Bildung von NaCl im Schalenmodell.	105
Abb. 19: Stöchiometrische Darstellung der Bildung MgO im Schalenmodell und in der Symbolschreibweise ..	105
Abb. 20: Vergleich einer fehlvorstellungsfördernden, statischen Abbildung zur Elektronenpaarbindung (oben) und der dynamischen Darstellung im Lernmodul (unten).	114
Abb. 21: Posttest-Item zu Fehlvorstellungen hinsichtlich der Summen- und Verhältnisformel.	114
Abb. 22: Darstellung der Dreifachbindung in N ₂ auf Basis des Kugelwolkenmodells.	115
Abb 23: Darstellung der Bindungsverhältnisse im Ethin-Molekül in der MO-Theorie.	118
Abb. 24: Item zur Testung von Fehlvorstellungen bzgl. der Hybridisierung.	123
Abb. 25: Schülervorstellungen zu den Teilchen in Mineralwasser ..	125
Abb. 26: Posttest-Item zu Fehlvorstellungen hinsichtlich der Summen- und Verhältnisformel.	127
Abb. 27: CO ₂ in der Lewisformel und der Valenzstrichformel ..	131
Abb. 28: Zwischenaufgabe zum Aufstellen der Lewisformeln für N ₂ O ₅	132
Abb. 29: SO ₄ ²⁻ in der von Pauling bevorzugten Struktur mit Hypervalenz und Formalladung am Schwefelatom und in der Struktur ohne Hypervalenz ..	133
Abb. 30: Ein Natriumatom im Kern-Hülle-Modell und im vereinfachten Kern-Hülle-Modell.	135
Abb. 31: Verteilung der Valenzelektronen zwischen zwölf Natriumatomen	135
Abb.32: Dreiecks-Modell der chemischen Bindung nach Van Arkel und Ketelaar ..	140
Abb. 33: Wasserstoffbrückenbindungsmodell und Kugel-Stab-Modell.	142
Abb. 34: Beschreibung der Dichteanomalie des Wassers ..	143
Abb. 35: Verteilung der Elektronen eines Kohlenstoffatoms im Kern-Hülle-Modell ..	144

Abb. 36: Darstellung des Löseprozesses von Natriumchlorid in Wasser auf der Teilchen- und Symbolebene in Kombination miteinander.	148
Abb. 37: Bindungstypenbipyramide	149
Abb. 38: Versuchsaufbau des Versuchs zur Ermittlung der qualitativen Leitfähigkeit eines Metalls .	150
Abb. 39: Beobachtung des Experiments der Zugabe von sudanrotgefärbten Oktan zu methylenblaugefärbten Wasser und der Zugabe von sudanrotgefärbtem Ethanol zu methylenblaugefärbtem Wasser.....	152
Abb. 40: Vergleich der Darstellung einer Kochsalzlösung im undifferenzierten Teilchenmodell (links) und von Kochsalz in einem einfachen Atommodell.....	155
Abb. 41: Unterscheidung des Siedens von Wasser und der Knallgasreaktion auf der Teilchenebene mit Hilfe des einfachen Teilchenmodells.....	159
Abb. 42: Unterscheidung des Siedens von Wasser und der Knallgasreaktion auf der Teilchenebene mit Hilfe des Dalton'schen Atommodells.	161
Abb. 43: Visualisierung der Teilchenebene einer Kochsalzlösung mit hoher und geringer Konzentration	173
Abb.44: Zwischenfrage zum Verständnis der Rolle des geschlossenen Systems beim Nachweis der Gültigkeit des Gesetzes der Massenerhaltung.....	179
Abb. 45: Vergleich der Anzahl von 6 und 60 Atomen.	189
Abb. 46: Energieumwandlungs-Diagramm „Von der Karotte zum Marathonlauf“	192
Abb. 47: Darstellung der Bedeutung des 0. Hauptsatzes der Thermodynamik. Es wird deutlich, dass ein Wasserbecken mit höherer thermischer Energie (höherer Temperatur und höherer Stoffmenge) mehr Wärme an die Umgebung abgeben muss (rote Pfeile) als ein System niedrigerer thermischer Energie, um den thermischen Gleichgewichtszustand (unten) zu erreichen. Ist die Temperatur kleiner als die der Umgebung, wird sogar Energie aufgenommen (oben, rechts). Bei letzterem sind die Temperaturen der Wasserbecken gleich, nicht jedoch die thermischen Energien; hier hat nach wie vor das System mit höherer Stoffmenge auch den höheren Wert.....	195
Abb. 48: Darstellung eines offenen (links), geschlossenen (mittig) und isolierten (rechts) Systems.	197
Abb. 49: Reaktion von Magnesium in Salzsäurelösung (20%tig) bei konstantem Volumen und konstantem Druck	201
Abb. 50: Schematische Darstellung des Born-Haber-Kreisprozesses.....	204
Abb. 51: Enthalpieverlaufdiagramm einer exothermen Reaktion und einer endothermen Reaktion im Vergleich.....	205
Abb. 52: Darstellung der kinetischen Energieverteilung nach Maxwell-Boltzmann.....	208
Abb. 53: Konturdiagramm der Beispielreaktion $X + YZ \rightarrow XY + Z$	208
Abb. 54: Darstellung des Unterschieds zwischen Aktivierungsenergie und Mindestenergie.....	209
Abb.55: Darstellung der Anzahlen an Mikrozuständen für einen bestimmten Makrozustand	214
Abb. 56: Darstellung der Wahrscheinlichkeit der Verteilung kinetischer Energie auf Atome in der Gasphase	215
Abb. 57. Darstellung der Bedingungen für einen effektiven Zusammenstoß gemäß der Stoßtheorie.	227
Abb. 58: Analogie zwischen unregelmäßig beschleunigter Bewegung eines PkWs und einer chemischen Reaktion.....	229
Abb.59: Grafische Ermittlung der Anfangs-, Momentan- und Durchschnittsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion.	231
Abb. 60: Anzahl der Stoßmöglichkeiten in Abhängigkeit der Anzahl der reagierenden Teilchen	232

Abb. 61: Darstellung des Stoffmengenverhältnisses des Gleichgewichtes der Essigsäureethylesterbildung und -spaltung.....	245
Abb. 62: Auftragung der Reaktionsgeschwindigkeiten v_{hin} und $v_{\text{rück}}$ sowie der Stoffmengen n_{Produkt} und n_{Edukt} gegen die Zeit des Reaktionsverlaufs t einer Gleichgewichtsreaktion.....	246
Abb. 63: Änderung der Gibbsenthalpie im Verlauf einer beliebigen, ablaufenden chemischen Reaktion..	248
Abb. 64: Experimenteller Beleg des dynamischen Gleichgewichtsreaktion am Beispiel der Färbung und Entfärbung von Phenolphthalein	250
Abb. 65: Das Holzapfelkrieg-Modell des chemischen Gleichgewichts	252
Abb. 66: Darstellung des Einflusses eines Katalysators auf das chemische Gleichgewicht.	261
Abb. 67: Oxidation von einem Ethanol-Molekül zu einem Acetaldehyd-Molekül.....	280
Abb.68: Vergleich der Reaktion von Natrium in Sauerstoffatmosphäre und in Chlorgasatmosphäre	284
Abb. 69: Abscheidungsreaktionen..	289
Abb 70: Aufbau einer Standard-Wasserstoffelektrode.....	291
Abb 71: Screenshot der Animation der Daniell-Zelle.....	292
Abb. 72: Experiment zur Ionenwanderung. E	294
Abb 73: Vergleich eines Daniell-Elements als galvanischer Zelle und als Elektrolysezelle.....	296
Abb. 74: Fehlvorstellung zur Verdünnung von Schwefelsäure.....	312
Abb.75: Darstellung der Reaktion zwischen Ammoniak-Molekülen und Oxoniumionen in der Lewisschreibweise.....	314
Abb. 76: Potentiometrische Titrationskurven.....	326
Abb.77: Farbige und Nichtfarbige Protolysestufen von Cyanidin in Abhängigkeit vom pH-Wert.	328
Abb. 78: Färbung der Lösungen gängiger Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert.	329
Abb.79: Item zum Kompetenz „Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen“.	342
Abb. 80: Anzahl der Testteilnehmenden pro Posttest.	365
Abb. 81: Übung zum strategischen Erschließen der Bedeutung einer Abbildung.	373

Tabellenverzeichnis

Tab. 1: Vergleich der Vorwissenserwartungen von Lehrenden mit den Anforderungen der Kerncurricula in Chemie.....	22
Tab. 2: Mittelwerte richtiger Antworten hinsichtlich der Items ausgewählter Kompetenzen sowie aller Items der Themenbereiche des Tests für Chemie 1-Fach-BA-Studierenden (1FBA) und die 2-Fächer-BA-Chemiestudierenden (2FBA).	26
Tab. 3: Ergebnisse der Vorwissensstudie hinsichtlich der getesteten Fehlvorstellungen.	28
Tab. 4: Zeitplan für das Propädeutikum im Wintersemester 14/15.	47
Tab. 5: Allgemeine Struktur der Teilmodule des E-Learnings.	64
Tab. 6: Allgemeine Struktur der Präsenztage.....	70
Tab. 7: Abfolge der Teilmodule zum Lernmodul „Der Bau der Materie: Von den Atommodellen zum Periodensystem.“	71
Tab. 8: Tabellarische Gegenüberstellung des Bohr'schen Atommodells und des Orbitalmodells.	83
Tab. 9: Abfolge der Teilmodule im Lernmodul „Die Chemische Bindung: Bildung, Strukturen und Eigenschaften“.....	103
Tab. 10: Reihenfolge der Modelle der Darstellung der Elektronenpaarbindung im entsprechenden Teilmodul sowie Beschreibung der Nutzung der Modelle.	111
Tab. 11: Bindungsarten in Abhängigkeit von ΔEN	124
Tab.12: Abfolge der Teilmodule des Lernmoduls „Die Chemische Reaktion: Stöchiometrie, Energetik und Klassifikation“.....	154
Tab.13: Abgrenzung von chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen	165
Tab.14: Bildung von Natriumchlorid aus den Elementen in einer kombinierten Darstellung aus Stoff-, Symbol- und Teilchenebene.....	168
Tab. 15: Visualisierung der symbolischen Ebene durch die Teilchenebene.	170
Tab. 16: Berechnungen im Rahmen der Teilmodule des Propädeutikums.....	174
Tab 17: Größen, Symbole und Einheiten für Berechnungen im Rahmen der Lernmodule.	175
Tab. 18: Mengenangaben von Zucker (Sacharose), Schwefel und Kupfer im Vergleich.....	186
Tab.19: Im Lernmodul dargestellte exotherme und endotherme Prozesse.	199
Tab. 20: Prozessart, zugehörige Terme der Gibbs-Helmholz-Gleichung und Beispiele.	219
Tab. 21: Teilprozesse und Gesamtprozess der Bildung von Sacharose aus Glucose und Fructose und zugehörige Standard-Gibbsenthalpien.....	220
Tab. 22: Klassifikation von Reaktionsordnungen hinsichtlich einer allgemeinen Reaktionsgleichung.	236
Tab. 23: Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit v von der Temperatur T für $t = 4,5$ min	238
Tab. 24: Chemische Reaktionen und ihr didaktisches Potential hinsichtlich des Aspektes der Reaktionskinetik.	241
Tab. 25: Fehlvorstellungen zum chemischem Gleichgewichtszustand im Rahmen der Vorwissensstudie	243
Tab.26: Analogie zwischen dem Chemischen Gleichgewicht und dem Holzapfelkriegmodell	252
Tab. 27: Verschiedene Arten von Gleichgewichten in der Gegenüberstellung (1).	255
Tab. 28: Verschiedene Arten von Gleichgewichten in der Gegenüberstellung (2).	255
Tab 29: Gleichgewichtsreaktionen, zu denen Übungsaufgaben im Rahmen des Lernmoduls erstellt wurden.	258
Tab.30: Wege der Herleitung des Massenwirkungsgesetzes und deren didaktische Problematik. ...	264

Tab. 31: Vergleich der Teilreaktionen bei der Reaktion von Bleioxid bzw. Blei mit Wasserstoff (Sauerstoffaufnahmetendenfähigkeitsreihe vs. Spannungsreihe).....	279
Tab. 32: Teilschritt der Reduktion von Permanganat-Ionen in saurer Lösung in einer kombinierten Darstellung aus Symbol- und Teilchenebene.	287
Tab. 33: Im Lernmodul behandelte Batterien, Brennstoffzellen und Akkumulatoren sowie didaktische Begründung der Auswahl.	294
Tab. 34: Vergleich energetischer Größen der Oxidation von Zink und Kupfer.	302
Tab.35: Begriffe der Säure-Base-Chemie auf der Stoff- und Teilchenebene	313
Tab.36: Säure-Base-Reaktionen, die mit Hilfe des Konzeptes von Brönsted beschrieben werden können.	314
Tab. 37: Zusammenhang zwischen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und pH-Wert.....	320
Tab. 38: pH, $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ in Abhängigkeit voneinander	321
Tab. 39: Formeln zur Berechnung von pH-Werten.	322
Tab. 40: Experimentelle Werte für die pH-Werte bestimmter Lösungen.....	330
Tab. 41: Gruppierungen, Variablen und Signifikanztests zur Verfolgung der Forschungsfragen F1A-F1F.	338
Tab.42: Parametrische Signifikanztests, Vortests und nichtparametrische Alternativen zur Verfolgung der Forschungsfragen F1A-F1F.....	339
Tab. 43: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - Vergleich aller Items $p_{\text{one-tail}} < 0,001$ (N=68).	340
Tab. 44: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - einzelne Items mit $p_{\text{one-tail}} < 0,001$ (a) (N=68).	340
Tab. 45: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - einzelne Items mit $p_{\text{one-tail}} < 0,05$ (b) (N=68).	341
Tab. 46: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - einzelne Items mit $p_{\text{one-tail}} \geq 0,05$ (c) (N=68).....	341
Tab. 47: Fehlerarten hinsichtlich des Items zum Kompetenz „Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen aufstellen“ mit den entsprechenden Häufigkeiten des Auftretens (N=68).....	342
Tab. 48: Teststatistik zu Forschungsfrage F1A - statistisch signifikante Veränderungen bzgl. der Kontrollitems (c) (N=68).	342
Tab. 49: Teststatistik zur Forschungsfrage F1E - Fehlvorstellungen mit $p_{\text{one-tail}} < 0,05$ (a) (N=68).....	343
Tab. 50: Teststatistik zur Forschungsfrage F1E - Fehlvorstellungen mit $p_{\text{one-tail}} \geq 0,05$ (b) (N=68).....	344
Tab. 51: Teststatistik zu Forschungsfrage F1F - Vergleich der Klausurergebnisse in der Abschlussklausur „Allgemeine und Anorganische Chemie“ zwischen Studierenden, die am Propädeutikum teilgenommen haben (N=47), und Studierenden, die nicht daran teilgenommen haben (N=97) ($p_{\text{one-tail}} < 0,05$)	345
Tab. 52: Teststatistik zu Forschungsfrage F1F - Vergleich der Testgruppe (N=47) mit der Kontrollgruppe (N=97) hinsichtlich der Kontrollvariablen Alter, Geschlecht, Studiengang, Abinote, Abiturjahrgang und Niveau des Chemieunterrichtes in der Oberstufe.....	345
Tab. 53: Fachliche Aufgaben zur Ermittlung des Lernerfolges angewendeter Blended-Learning-Strategien (F2A+B).....	346
Tab. 54: Definition der Gruppen defizitärer und erfolgreicher Studierender hinsichtlich ihrer Punktzahl in der jeweiligen Aufgabe.....	347
Tab. 55: Analysekatoren und Anzahl der Nennungen in Abhängigkeit der Aufgabe und der Gruppen A und B (wenig erfolgreiche Lernende vs. erfolgreiche Lernende).....	349
Tab. 56: Teilnehmeranzahl bzgl. Feedback 1), 2) und 3).....	351
Tab. 57: Überblick über die Häufigkeit der Nennungen von positivem, konstruktivem und negativem Feedback hinsichtlich der Lernmodule, der Präsenztage und des Gesamtkonzeptes.....	352
Tab. 58: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Bau der Materie“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.....	353

Tab. 59: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Chemische Bindung“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.	354
Tab. 60: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Lernmoduls und des Präsenztags „Chemische Reaktion“ mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.	355
Tab. 61: Meistgenannte positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich des Gesamtkonzeptes mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.	356
Tab. 62: Überblick über die Häufigkeit der Nennungen von positiven, konstruktiven und negativen Aussagen hinsichtlich der Nützlichkeit des Konzeptes für den Studieneinstieg.	358
Tab. 63: Positive, konstruktive und negative Aussagen hinsichtlich der Nützlichkeit des Konzeptes für den Studieneinstieg mit ihrer jeweiligen Häufigkeit.	358